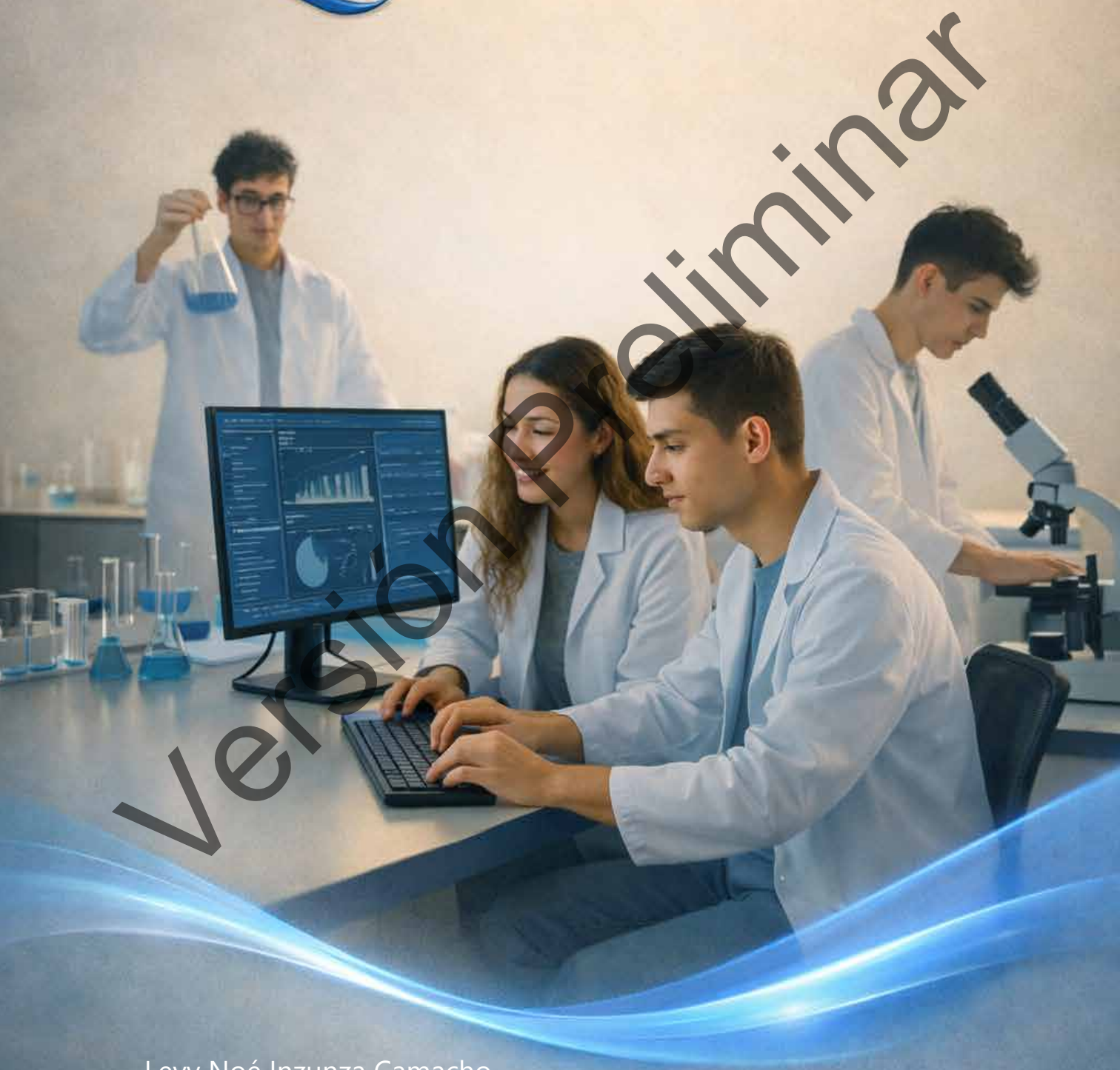


Temas selectos de **QUÍMICA I**



Levy Noé Inzunza Camacho
Quetzalli Alejandra Hernández Zárate
Javier Cruz Guardado



DIRECTORIO

Dr. Jesús Madueña Molina
Rector

Dra. Nidia Yuniba Brun Corona
Secretaria General

Dra. Elizabeth Castillo Cabrera
Secretaria de Administración y Finanzas

M.C. Sergio Mario Arredondo Salas
Secretario Académico Universitario

M.C. Marisol Mendoza Flores
Directora General de Escuelas Preparatorias

Dr. Damián Enrique Rendón Toledo
Secretario Académico de la DGEPE

Dra. Pamela Herrera Ríos
Secretaria Administrativa de la DGEPE

TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA I

Levy Noé Inzunza Camacho

Quetzalli Alejandra Hernández Zárate

Javier Cruz Guardado

Primera edición, junio de 2024

Universidad Autónoma de Sinaloa
Dirección General de Escuelas Preparatorias
Ciudad Universitaria, Circuito Interior Ote. S/N, C.P. 80013
Teléfono: 667 712 1653, Culiacán, Sinaloa, México

D.R. © Servicios Editoriales Once Ríos, S.A. de C.V.
Luis González Obregón S/N, C.P. 80135, Nuevo Bachigualato,
Teléfono: 667 712 2950, Culiacán, Sinaloa, México

Diseño editorial: Servicios Editoriales Once Ríos, S.A. DE C.V.
Diseño de portada: Irán Ubaldo Sepúlveda León

Número de Registro: 03-2026-020510221800-01
ISBN: *En trámite*

Prohibida la reproducción total o parcial de la obra por cualquier medio o método
o en cualquier forma electrónica, mecánica, incluso fotocopia, o sistema para recuperar
información, sin la autorización previa y por escrito de los titulares del *copyright*.
Todos los derechos reservados.

Impreso en México
Printed in Mexico

Presentación

Las ciencias naturales, experimentales y tecnológicas constituyen un pilar esencial en la formación del estudiante de bachillerato, pues ofrecen las herramientas conceptuales y metodológicas necesarias para comprender los fenómenos que ocurren en la vida cotidiana y en el entorno científico. En este marco, la asignatura de Temas Selectos de Química I se organiza en unidades que guían el desarrollo del conocimiento y las habilidades, permitiendo que la enseñanza sea gradual, significativa y articulada con la práctica.

La primera unidad aborda el estudio de las sustancias inorgánicas, su formulación, nomenclatura y aplicaciones. El propósito es que el estudiante adquiera la capacidad de nombrar y escribir correctamente compuestos iónicos y covalentes, apoyándose en los tres niveles de representación de la química: macroscópico, simbólico y nanoscópico. Esta etapa no sólo fomenta el dominio de los sistemas de nomenclatura, sino también la comprensión de la relevancia de estas sustancias en la vida diaria y en distintos procesos productivos.

La segunda unidad se centra en el concepto de mol y su aplicación en la cuantificación de los procesos químicos. Aquí se introducen y aplican conceptos fundamentales de estequiometría como masa atómica, masa molecular, masa fórmula, número de Avogadro, masa molar y volumen molar. El objetivo es que el estudiante logre relacionar la cantidad de sustancia con otras magnitudes, comprendiendo cómo estas relaciones permiten interpretar y resolver problemas vinculados con la conservación de la materia y las transformaciones químicas.

La tercera unidad desarrolla el estudio de las reacciones químicas y sus representaciones, analizando los cambios físicos y químicos desde los niveles de representación de Johnstone. Se enfatiza la identificación de las características observables de una reacción, la formulación y balanceo de ecuaciones químicas, así como la introducción a las reacciones de oxidación-reducción. Con ello, se busca que el estudiante entienda que en todo cambio está presente la energía y que estos procesos son esenciales para explicar fenómenos cotidianos como la combustión, la corrosión, la fotosíntesis o la respiración celular.

En conjunto, estas unidades permiten una formación integral, pues integran conceptos centrales de la química, fortalecen habilidades de análisis y resolución de problemas, y generan conexiones con la realidad social, económica y ambiental del entorno. Este libro se concibe como una herramienta educativa que acompaña al estudiante en su trayecto académico, estimulando su curiosidad científica y brindándole bases sólidas para estudios posteriores en ciencias experimentales.

Aprovechamos la ocasión para expresar mi más sincero agradecimiento a Leticia Sánchez por su minuciosa revisión del texto, realizada con gran cuidado y detalle. Su valioso apoyo fue crucial para la correcta redacción y finalización de esta obra.

Agradecemos profundamente al Dr. Javier Cruz Guardado, cuyo apoyo y generosidad intelectual han sido fundamentales para la elaboración de este libro. Su trabajo previo nos brindó una base sólida sobre la cual fue posible construir, enriquecer y dar forma a los contenidos que hoy presentamos. Reconocemos no sólo su contribución académica, sino también su disposición

para compartir experiencias, orientaciones y sugerencias que fortalecieron de manera significativa este proyecto. Este reconocimiento refleja nuestro aprecio por su compromiso con la educación y la formación de nuevas generaciones de estudiantes y docentes.

Agradecemos a todos los docentes de las diversas unidades académicas que contribuyeron a la creación de este material en su primera edición de 2025, cuyos nombres se mencionan a continuación.

Colaboradores:

Nombre	UAP
Maribel Gómez Inzunza	Guasave Diurna
Rosa Imelda Moreno Flores Brenda Sugey Muro Sayas Luis Gerardo Martínez Aneyka María Tapia Reyes Maricruz Armenta Villegas Silvia Elena Castañeda Domínguez Diana Laura Montoya Moreno Jesús Tomas Moreno Herrera	Ruiz Cortines
Felipa Acosta Ríos	DGEP
Karen Nayeli Ahumada Lizárraga Iris Guadalupe Morales Burgos Jazmín Berenice Valdez Smith Araceli Zarabia Salazar	Dr. Salvador Allende
Bibiane Pierre Noel Gilles	Lázaro Cárdenas
Mercedes Livia Elenes Enríquez Sandra Araceli Arreola Mora	Heracio Bernal
Sergio David Barraza Velazquez Ma. Gricelda Zavala Bejarano Dámaris Inzunza Ruiz Farah Denisse Moreno Avitia	Emiliano Zapata
Jorge Luis Contreras Cervantes José Luis López Angulo Rolando Quintero Montoya	Casa Blanca
Gracia Marina Velarde Santos Rosario Guadalupe Favela Urias Yoztin Said Luna Sánchez Lizeth Carolina Godoy Bajo Samantha Andrea Rodríguez Moreno Ulises Rodríguez Gutiérrez Paul Chaidez Ramírez	Guamúchil
Ricarda López Machado	Genaro Vázquez Leyva
Clarissa Inobis Izaguirre Pinzón Marcos Alfredo Lara Flores	Los Mochis
Endir Norberto Montoya Quiroa	Angostura
Yixin del Carmen Vidriales Pang Celestino Ñonthe Ramos	Antonio Rosales
Erika Azucena Valdez Ontiveros	Rubén Jaramillo
Jesús Ariel Castro López	Universidad de Barcelona
Fernando Javier Sánchez Rodríguez	Facultad de Ciencia Físico Matemáticas
José Pablo Ruelas Leyva	Facultad de Ciencias Químico-Biológicas
Sergio Aarón Jiménez Lam	Facultad de Ciencias Químico-Biológicas
Gloria Marisol Castañeda Ruelas	Facultad de Ciencias Químico-Biológicas
Lorenzo Antonio Picos Corrales	Facultad de Ingeniería

Contenido

Presentación ✨ 4

Unidad 1. Las sustancias inorgánicas: fórmulas, nomenclatura y aplicaciones en la vida cotidiana ✨ 7

Unidad 2. La aplicación del mol en la cuantificación de los procesos químicos de tu entorno ✨ 34

Unidad 3. Reacciones químicas y sus representaciones ✨ 62

Prácticas de laboratorio ✨ 97

Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio ✨ 98

Prácticas de laboratorio ✨ 98

Actividad experimental 1 y 2 ✨ 103

Actividad Experimental 3 ✨ 107

Actividad Experimental 4 ✨ 111

Actividad experimental 5 ✨ 114

Actividad experimental 6 ✨ 118

Actividad experimental 7 ✨ 121

Actividad experimental 8 ✨ 124

Bibliografía consultada ✨ 127

Referencias de figuras, cuadros, tablas y fotografías ✨ 128

Las sustancias inorgánicas: fórmulas, nomenclatura y aplicaciones en la vida cotidiana

Unidad 1

Meta de aprendizaje	Requiere acompañamiento	Bueno	Sobresaliente
CC Comprender qué es la materia y concibe sus interacciones			
CT1. Relacionar la naturaleza de la estructura microscópica con los patrones macroscópicos.			
CT2 Clasificar las relaciones observadas como causales o correlacionales.			
CT3 Extraer información sobre la magnitud de las propiedades y los procesos a partir de relaciones proporcionales entre distintas cantidades.			
CT4 Utilizar modelos para representar sistemas.			

El propósito de esta primera unidad tiene como objetivo fortalecer en el estudiante la habilidad para escribir y nombrar sustancias inorgánicas, tanto de carácter iónico como covalente. Para ello, se emplearán los tres niveles de representación de la química: macroscópico, nanoscópico o submicroscópico y simbólico, facilitando así una comprensión más profunda y una conexión significativa con su entorno cotidiano.

El proceso inicial se centrará en el análisis de los principales sistemas de nomenclatura inorgánica, incluyendo la nomenclatura común y la IUPAC (sistemas Stock y de prefijos multiplicativos). El propósito es que el estudiante aprenda a identificar y nombrar correctamente las sustancias inorgánicas desde ambas perspectivas.

Posteriormente, se abordará la descripción de sustancias inorgánicas de naturaleza iónica, tales como óxidos básicos, hidróxidos, sales e hidruros metálicos. De igual forma, se estudiarán compuestos covalentes como los óxidos ácidos (anhídridos), oxiácidos, hidrácidos e hidruros no metálicos.

En cada función química, se explorarán los distintos tipos de nomenclatura, así como las aplicaciones e implicaciones de estas sustancias en la vida diaria. El enfoque busca que el estudiante no solo domine la teoría, sino que también reconozca la presencia y relevancia de la química inorgánica en su entorno inmediato.

Actividad 1.1

Explora tus conocimientos previos, dando respuesta a las siguientes preguntas de opción múltiple.

- ¿Cuál de las siguientes sustancias corresponde al sulfuro de cobre (II)?
a) S_2Cu b) Cu_2S c) CuS d) CuS_2
- La fórmula del KClO_3 corresponde al.
a) cloruro de potasio b) clorito de potasio
c) clorato de potasio d) hipoclorito de potasio
- En 1787 publicaron el primer sistema de nomenclatura que permitió escribir el nombre de una sustancia a partir de la fórmula o la fórmula a partir de su nombre.
a) Guyton de Morveau, Antoine Laurent Lavoisier, Claude Louis Berthollet y Antoine Fourcroy.
b) John Dalton, Ernest Rutherford, Joseph John Thomson y Erwin Schrödinger.
c) Linus Pauling, Niels Bohr, Robert Millikan y William Röntgen.
d) Marie Curie, Antoine Laurent Lavoisier, Robert Millikan, Joseph John Thomson.
- En la nomenclatura común, para dar nombre a los óxidos e hidróxidos, se utiliza el sufijo -oso para el catión de carga.
a) menor b) mayor c) igual d) cero
- En el compuesto comúnmente denominado óxido cuproso, el número de oxidación del cobre es.
a) 1+ b) 2+ c) 3+ d) 4+
- En un compuesto la suma de los números de oxidación de todos los átomos o iones presentes, siempre es.
a) cero
b) mayor que cero
c) menor que cero
d) Ninguna de las anteriores
- Este tipo de nomenclatura describe la proporción de átomos de cada elemento presentes en la molécula.
a) Stock b) Común
c) Prefijo multiplicativo d) Ninguna de las anteriores
- Es un número entero, positivo o negativo que se asigna a cada elemento presente en un compuesto y que refiere al número de cargas aparentes que tendría un átomo (en una molécula o compuesto iónico), si los electrones fueran transferidos completamente.
a) Número de Valencia b) Número de oxidación
c) Número de coordinación d) Ninguna de las anteriores

9. Este tipo de nomenclatura se suele colocar después del nombre de la función química, el nombre del elemento, seguido del estado de oxidación entre paréntesis y con número romano.

- a) Stock
- b) Común
- c) Prefijo multiplicativo
- d) Ninguna de las anteriores

10. Un anión es un ion

- a) Que ha ganado electrones
- b) Que ha perdido electrones
- c) Que ha compartido electrones
- d) Que es neutro

Actividad 1.2

De manera individual lee la información que se proporciona en relación con los tipos de nomenclatura para compuestos inorgánicos.

En los inicios de la Química, cuando aún no existían reglas establecidas para nombrar las sustancias, se empleaba un conjunto de nombres triviales o comunes, algunos de los cuales todavía se utilizan en la actualidad.

Por ejemplo:

Cal (óxido de calcio, CaO)

Yeso (Sulfato de calcio)

Sosa cáustica (Hidróxido de sodio, NaOH)

Blanco de España (Óxido de zinc, ZnO)

Los primeros en presentar un sistema de nomenclatura que permitiera escribir el nombre a partir de la fórmula o viceversa, fueron Guyton de Morveau, Antoine Laurent Lavoisier, Claude Louis Berthollet y Antoine Fourcroy en 1787, al cual titularon *Méthode de nomenclature chimique* (Fig. 1.1). En él se proponían nombres binarios para las sustancias compuestas, en los que se utilizaban las raíces de los nombres de las sustancias elementales para indicar su composición química.

Actualmente se utilizan diferentes sistemas de nomenclatura, para identificar, representar y nombrar sustancias inorgánicas. Entre ellas destacan la tradicional o común, la sistemática o del prefijo multiplicativo y la de Stock (estas dos últimas recomendadas por la IUPAC), que permiten determinar el nombre o la fórmula de la sustancia a partir de su composición química.



Figura 1.1 Método de nomenclatura química.

Nomenclatura común

La nomenclatura común también se conoce como nomenclatura clásica o tradicional, en ella se utilizan prefijos y sufijos.

- a) Cuando el elemento metálico presenta dos números de oxidación diferentes o forma dos cationes de carga distinta, se utilizan los sufijos -oso e -ico. El sufijo oso se utiliza para el catión que tiene la carga menor e ico para el de carga mayor.

Por ejemplo

Fe ²⁺ ion ferroso	Cu ¹⁺ ion cuproso	Pb ²⁺ ion plumboso
Fe ³⁺ ion férrico	Cu ²⁺ ion cúprico	Pb ⁴⁺ ion plúmbico

¿Sabías que...

el número de oxidación (también llamado estado de oxidación) es un número entero, positivo o negativo, que se asigna a cada elemento presente en un compuesto y se refiere, al número de cargas aparentes que tendría un átomo en una molécula (o compuesto iónico), si los electrones fueran transferidos completamente. Por convención, en el número de oxidación se escribe primero el número y después la carga.

Iones monoatómicos de algunos elementos de transición y representativos.

Cátion	Nombre del Cátion		Cátion	Nombre del Cátion	
	Nombre sistemático	Nombre común		Nombre sistemático	Nombre común
Cu ¹⁺	Ion cobre (I)	Ion cuproso	Hg ²⁺	Ion mercurio(II)	Ion mercúrico
Cu ²⁺	Ion cobre (II)	Ion cúprico	Ag ¹⁺	Ion plata	Ion plata
Fe ²⁺	Ion hierro(II)	Ion ferroso	Sn ²⁺	Ion estaño (II)	Ion estannoso
Fe ³⁺	Ion hierro(III)	Ion férrico	Sn ⁴⁺	Ion estaño (IV)	Ion estánnico
Zn ²⁺	Ion zinc	Ion zinc	Pb ²⁺	Ion plomo (II)	Ion plumboso
Au ¹⁺	Ion oro (I)	Ion auroso	Pb ⁴⁺	Ion plomo (IV)	Ion plúmbico
Au ³⁺	Ion oro (III)	Ion áurico	Al ³⁺	Ion aluminio	Ion aluminio
Co ²⁺	Ion cobalto (II)	Ion cobaltoso	Ca ²⁺	Ion calcio	Ion calcio
Co ³⁺	Ion cobalto (III)	Ion cobáltico	Mg ²⁺	Ion magnesio	Ion magnesio
*Hg ₂ ²⁺	Ion mercurio (I)	Ion mercurioso (un dímero)	K ¹⁺	Ion potasio	Ion potasio

- b) Cuando el elemento no metálico tiene más de dos números de oxidación se utilizan los siguientes prefijos y sufijos.

Prefijos y sufijos

No. de oxidación	Prefijo	Sufijo
1+		oso
2+		
3+		oso
4+		
5+		ico
6+		
7+	Per	ico

Números de oxidación positivos y negativos de los elementos no metálicos y anfotéricos.

IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
B ^{1+,3+}	C ^{2+,4+,4-}	*N ^{1+,3+,5+,3-}	**O ²⁻	F ¹⁻
	Si ^{2+,4+,4-}	P ^{1+,3+,5+,3-}	S ^{2+,4+,6+,2-}	Cl ^{1+,3+,5+,7+,1-}
		As ^{1+,3+,5+,3-}	Se ^{2+,4+,6+,2-}	Br ^{1+,3+,5+,7+,1-}
			Te ^{2+,4+,6+,2-}	I ^{1+,3+,5+,7+,1-}

* El nitrógeno también forma compuestos con números de oxidación 2+ y 4+.

** El oxígeno forma compuestos con estados de oxidación 2+, como OF₂ y 1- en los peróxidos, Na₂O₂.

Por ejemplo:

Cl_2O Anhídrido hipocloroso	Cl_2O_3 Anhídrido cloroso
Cl_2O_5 Anhídrido clórico	Cl_2O_7 Anhídrido perclórico

Nomenclatura sistemática

La nomenclatura de Stock y la del prefijo multiplicativo son tipos de nomenclatura propuestas por la IUPAC, ambas son sistemáticas, porque hacen uso de un conjunto de reglas sistematizadas para nombrar o escribir las fórmulas de las sustancias.

a) Nomenclatura Stock

El sistema o método Stock se denomina así, en honor al químico alemán Alfred Stock (1876-1946). Esta nomenclatura se utiliza cuando el elemento tiene más de un número de oxidación. La regla consiste en colocar el nombre de la función química, seguido del nombre del elemento y por último, colocando entre paréntesis y con número romano, el estado de oxidación del elemento combinado (metálico, no metálico o anfótero).

Por ejemplo:

FeO Óxido de hierro (II)	CuOH Hidróxido de cobre (I)
Cl_2O_3 Óxido de cloro (III)	N_2O_5 Óxido de nitrógeno (V)

b) Nomenclatura del prefijo multiplicativo

Esta nomenclatura también se conoce como sistemática o nomenclatura descriptiva, porque describe la proporción de átomos de cada elemento presentes en la molécula. Para dar nombre a las sustancias se utilizan prefijos numéricos, como mono, di, tri, tetra, penta, hexa, etc.

Compuesto	Nombre común	N. Stock	N. sistemática
Cl_2O	Anhídrido hipocloroso	Óxido de cloro (I)	Monóxido de dicloro
Cl_2O_3	Anhídrido cloroso	Óxido de cloro (III)	Trióxido de dicloro
Cl_2O_5	Anhídrido clórico	Óxido de cloro (V)	Pentóxido de dicloro
Cl_2O_7	Anhídrido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptóxido de dicloro

Actividad 1.3

En forma individual indaga en diversas fuentes cuáles cationes poseen carga 1+, 2+, 3+ y 4+. Realiza un listado.

Actividad 1.4

En forma individual o en binas, escribe los nombres de los siguientes cationes y aniones utilizando la nomenclatura Stock y común donde sea posible.

Cationes	Nombre sistemático	Nombre común	Aniones	Nombre Sistemático	Nombre común
Cu^{2+}			Cl^-		
	Ion níquel (III)				Ion sulfuro
Ca^{2+}			N^{3-}		
		Ion áurico		Ion bromuro	

Las sustancias inorgánicas de naturaleza iónica: óxidos básicos

Existen muchas sustancias inorgánicas con carácter iónico, las cuales están constituidas por cationes y aniones. A excepción del ion amonio (NH_4^+), todos los cationes se derivan de átomos metálicos. Los compuestos iónicos más simples, son los compuestos binarios (que están constituidos por dos elementos diferentes), los cuales se forman, de la unión química de un metal con un no metal, ejemplo de ello, son las sales haloideas (NaCl), los hidruros (CaH_2) y los óxidos de cualquier catión metálico (FeO). Sin embargo, existen compuestos iónicos ternarios como los hidróxidos (NaOH), las oxisales (CuSO_4) y algunas sales haloideas ácidas (KHS). También existen compuestos iónicos cuaternarios, como las oxisales ácidas (NaHCO_3), básicas ($\text{AlSO}_4(\text{OH})$) y dobles ($\text{Na}_2\text{Ca}(\text{SO}_4)_2$).

Es necesario precisar, que la nomenclatura binaria, parte del supuesto que todas las sustancias están constituidas por una parte positiva y otra negativa, así sean compuestos binarios, ternarios o cuaternarios. En este proceso revisaremos la nomenclatura de los óxidos básicos o metálicos.

Nomenclatura de óxidos básicos o metálicos

Los óxidos básicos o metálicos son compuestos iónicos binarios que resultan de la combinación de un metal con el oxígeno. Por ejemplo, el óxido de sodio. En la figura 1.2 se muestran los niveles de representación de la formación del óxido de sodio (Na_2O).

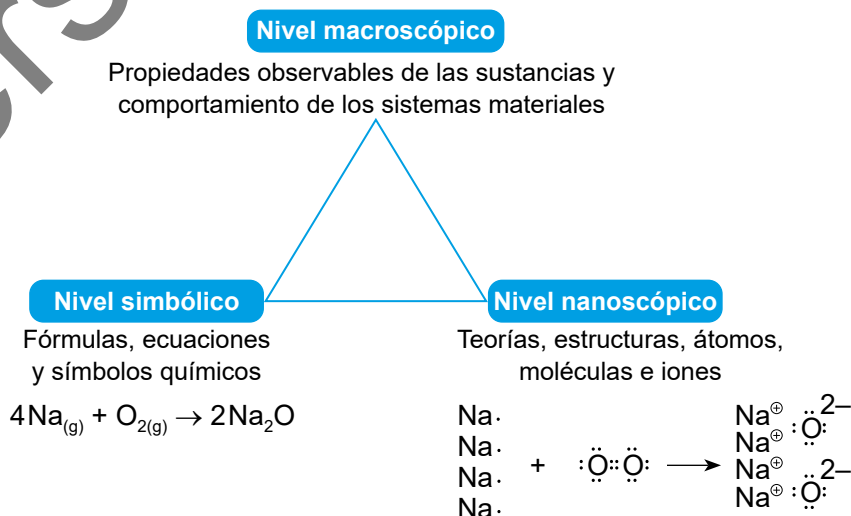


Figura 1.2 Niveles de representación en química según Johnstone (1982). Fuente: Elaboración propia (PowerPoint, 2025).

En la (Fig. 1.2) se utilizaron tres representaciones para explicar la formación del óxido de sodio a nivel nanoscópico mientras que en la (Fig. 1.3) se muestra el mismo proceso, pero utilizando modelos de esferas.

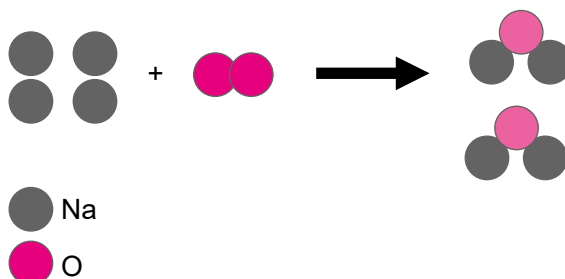


Figura 1.3 Nivel nanoscópico de la formación de óxido de sodio.
Fuente: Elaboración propia (PowerPoint, 2025).

A los óxidos básicos se les denomina así, porque al reaccionar con el agua, forman hidróxidos o bases.

Para dar nombre a los óxidos básicos generalmente se utilizan dos tipos de nomenclatura, el método Stock y la nomenclatura común, ambas explicadas con anterioridad.

Aplicaciones e implicaciones de algunos óxidos básicos en la vida diaria

Los óxidos básicos encuentran diversas aplicaciones en la vida diaria, por ejemplo, el óxido de aluminio (Al_2O_3), conocido como alúmina y componente de la arcilla, es utilizado en la fabricación de abrasivos, refractarios, cerámica y gemas artificiales. El óxido de cromo (III) (Cr_2O_3), conocido también como “verde de cromo” (Fig. 1.4), se utiliza como abrasivo para pulir navajas de afeitar y en la fabricación de pigmentos para colorear de verde, pinturas, tintas y vidrio.

El óxido de titanio (IV) (TiO_2) es el pigmento más utilizado en la industria química que proporciona una brillante blancura, opacidad y protección. Se utiliza en la producción de pinturas, plásticos, papel, tintas de impresión, cosméticos, productos textiles, farmacéuticos y alimentarios.

El óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) conocido comúnmente como “herrumbre” tiene implicaciones económicas desfavorables. Cuando el hierro se expone al aire o a la humedad durante algún tiempo, la corrosión aumenta, formando el óxido de hierro férrico (Fe_2O_3) y con ello, el deterioro de los objetos. Sin embargo, encuentra aplicaciones como pigmento para colorear pinturas de rojo óxido o café rojizo. También en la obtención de hierro colado, hierro dulce y acero, a partir de chatarra.



Figura 1.4 Verde cromo.

¿Sabías que...

en Tlalá, Culiacán se encuentra una de las pocas industrias que producen en Sinaloa óxido de calcio o cal viva (CaO) (Fig. 1.5)? En los últimos años la producción de cal en el estado ha disminuido por el uso cada vez mayor de mortero de cemento.



Figura 1.5 Saco de cal San Lorenzo.

Actividad 1.5

Completa en forma individual o colaborativa la siguiente tabla de óxidos básicos, con la fórmula y nombre de cada uno de ellos, según corresponda.

Catión	Anión	Fórmula	Nombre Stock	Nombre común
Cu ⁺	O ²⁻			
Cu ²⁺				
Li ⁺				
K ⁺				
Ca ²⁺				
Al ³⁺				
			Óxido de estroncio	
				Óxido de bario
				Óxido auroso
			Óxido de estaño (IV)	
			Óxido de plata	

Las sustancias inorgánicas de naturaleza iónica: hidróxidos

- Define a los hidróxidos como funciones químicas inorgánicas de naturaleza iónica.
- Utiliza la nomenclatura IUPAC y en algunos casos especiales la nomenclatura común, para formular y dar nombre a sustancias inorgánicas de naturaleza iónica, como los hidróxidos.
- Valora el impacto social, económico y ambiental, de algunos hidróxidos utilizados en la vida diaria.

Actividad 1.6

Formen equipos de dos o más participantes y dialoguen sobre sus conocimientos previos relacionados con los hidróxidos. Respondan de manera reflexiva y argumenten las siguientes preguntas.

1. ¿Cuál es la función de un antiácido? Menciona el nombre comercial del antiácido más utilizado o conocido en tu comunidad y escribe el nombre comercial del antiácido más conocido en su colonia.
2. ¿Por qué se aplica en el comal una lechada de cal en los hogares mexicanos?
3. ¿Qué papel o función tiene la cal en el proceso de nixtamalización?
4. ¿A qué tipo de función química pertenece la sustancia presente en la lechada de la cal?
5. ¿Cuál es el grupo funcional característico de los hidróxidos?
6. ¿Cómo se obtienen los hidróxidos?

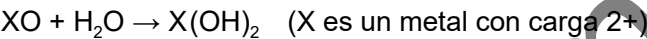
La nomenclatura Stock, es un tipo de nomenclatura propuesta por la IUPAC y se utiliza cuando el elemento tiene más de un número de oxidación. La regla consiste en colocar después del nombre de la función química, el estado de oxidación del elemento metálico en números romanos entre paréntesis. Para los ejemplos que hemos utilizado, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y $\text{Al}(\text{OH})_3$, como sólo tienen un estado de oxidación, Ca^{2+} y Al^{3+} , su nombre se escribe como hidróxido de calcio e hidróxido de aluminio, respectivamente.

A los hidróxidos se les conoce como “bases” o “álcalis”. Sin embargo, es importante señalar que los hidróxidos son bases de acuerdo con el concepto de Arrhenius.

Svante Arrhenius definió a las bases como sustancias que al disolverse en agua producen un exceso de iones hidróxido o hidroxilos, OH^- .

Los hidróxidos como familia química son compuestos iónicos ternarios, que resultan de la combinación de un óxido básico con el agua, o de la combinación de un metal activo con el agua. Estos compuestos se caracterizan por contener el grupo hidroxilo (OH^-) unido a un metal.

A continuación, se presenta una reacción general de la obtención de un hidróxido.



Aplicaciones e implicaciones de algunos hidróxidos en la vida cotidiana

El hidróxido de litio (LiOH), se utiliza en la fabricación de jabón con base en litio, mismo que sirve para limpiar grasas. Fue utilizado para eliminar el CO_2 en la cabina de la nave espacial Apolo, ya que, al reaccionar con éste, se forma carbonato de litio (Li_2CO_3), contribuyendo así al mantenimiento de una atmósfera respirable para los astronautas.

Por otro lado, el hidróxido de sodio (NaOH) también se utiliza en la elaboración de jabones, especialmente aquellos destinados a usos domésticos e industriales. Es conocido por su capacidad para disolver materia orgánica, por lo que se emplea comúnmente como destapa caños y quitacochambre en cocinas de hogares y restaurantes (Fig. 1.6).



Figura 1.6 Quitacochambre. Fuente Elaboración propia foto tomada con celular Android 2025.

Actividad 1.7

En forma individual o colaborativa completa la siguiente tabla según corresponda, el profesor puede proponer más cationes. Escribir la formula química combinando cationes (iones positivos) con el anión hidroxilo u oxhidrilo (OH^-) y anotando el nombre correspondiente.

Catión	Anión	Fórmula	Nombre sistemático	Nombre común
Fe^{2+}	$(\text{OH})^-$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido ferroso
Fe^{3+}				Hidróxido férrico
Ca^{2+}				
NH_4^+				
			Hidróxido de plomo (II)	

Actividad 1.8

De manera individual contesta las siguientes, preguntas

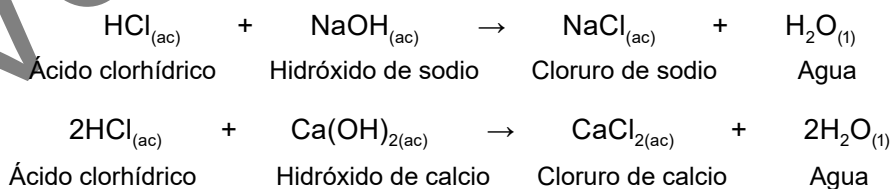
- Nombre común utilizado para designar al hidróxido de calcio...
 - Yeso
 - Cal viva
 - Cemento
 - Cal apagada
- La leche de magnesia utilizada como laxante es un hidróxido de...
 - Magnesio
 - Cal
 - Manganeso
 - Magnetita
- Nombre sistemático de la sosa cáustica, utilizada en la cocina como quitacochambre.
 - Hidróxido de litio
 - Hidróxido de potasio
 - Hidróxido de sodio
 - Hidróxido de magnesio
- En la nomenclatura común, para dar nombre a los hidróxidos, el sufijo -oso se utiliza para el catión de carga.
 - Menor
 - Mayor
 - Igual
 - Diferente
- En este tipo de nomenclatura, se suele colocar después del nombre de la función química, el nombre del elemento y su estado de oxidación con número romano y entre paréntesis.
 - Nomenclatura común
 - Nomenclatura del prefijo multiplicativo
 - Nomenclatura Stock
 - Nomenclatura trivial
- Cuando los óxidos de hierro reaccionan químicamente con el agua, forman...
 - Anhídridos
 - Sales
 - Hidróxidos
 - Hidruros
- Los hidróxidos neutralizan a los ácidos, por ello, algunos se utilizan como antiácidos estomacales. Un ejemplo es el Melox, constituido por:
 - Hidróxido de sodio y potasio
 - Hidróxido de aluminio y magnesio
 - Hidróxido de calcio y magnesio
 - Hidróxido de sodio y aluminio

8. A qué función química pertenecen las siguientes características: tiñen de azul el papel tornasol rojo, colorean de rosa fucsia al adicionarles fenolftaleína y su pH es superior a 7.
- Ácidos
 - Anhídridos
 - Hidróxidos
 - Sales
9. Cuando un óxido básico reacciona con el agua, se forma una nueva sustancia. Ésta pertenece a la función química:
- Hidróxidos
 - Anhídridos
 - Hidrácidos
 - Sales
10. Este hidróxido fue utilizado en la nave espacial Apolo para eliminar el CO_2 producido por la respiración de los astronautas.
- LiOH
 - NaOH
 - KOH
 - RbOH

Las sustancias inorgánicas de naturaleza iónica: sales haloideas

- Define a las sales haloideas como funciones químicas inorgánicas de naturaleza iónica.
- Utiliza la nomenclatura IUPAC y común para formular y dar nombre a las sales haloideas.
- Valora el impacto social, económico y ambiental, de algunas sales haloideas utilizadas en la vida diaria.

Las sales haloideas mejor conocidas como haluros son sustancias iónicas que se forman al reaccionar generalmente un hidrácido (binario o ternario) con un hidróxido (base), produciéndose así una reacción de neutralización.



Existen dos tipos de sales haloideas: binarias y ternaria, una sal haloidea es binaria, si está formada por un catión metálico y un anión (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}). Una sal haloidea es ternaria, si está formada por un catión metálico y un anión diatómico como HS^- o CN^- .

Un punto clave a destacar es que las sales haloideas se caracterizan por la ausencia de oxígeno en su composición.

Nomenclatura de sales haloideas

Como ya se mencionó, utilizaremos la nomenclatura IUPAC y común. Para dar nombre a los haluros, se nombra primero la raíz del nombre del anión al que se le agrega la terminación o sufijo -uro, seguido del nombre del catión metálico o del ion amonio (NH_4^{1+}).

En la tabla siguiente se muestran los aniones con sus respectivos nombres.

Grupo IV A (14)	Grupo V A (15)	Grupo VI A (16)	Grupo VII A (17)
C ⁴⁻ Carburo	N ³⁻ Nitruro	S ²⁻ Sulfuro	F ¹⁻ Fluoruro
Si ⁴⁻ Siliciuro	P ³⁻ Fosfuro	HS ¹⁻ bisulfuro o sulfuro ácido	Cl ¹⁻ Cloruro
		Se ²⁻ Selenuro	Br ¹⁻ Bromuro
		HSe ⁻ Selenuro ácido	I ¹⁻ Yoduro
		Te ²⁻ Telururo	
		HTe ¹⁻ Telururo ácido	

Aniones monoatómicos y diatómicos según su posición en la tabla periódica.

Aplicaciones e implicaciones de algunas sales haloideas

Las sales haloideas tienen múltiples aplicaciones en la vida cotidiana, siendo el cloruro de sodio (NaCl) una de las más utilizadas. Este compuesto, comúnmente conocido como sal de mesa, también desempeña un papel importante en el ámbito médico.

En medicina, el cloruro de sodio se emplea en la elaboración de sueros fisiológicos, utilizados para tratar la deshidratación mediante administración oral o intravenosa (Fig. 1.7). Además, posee la propiedad de elevar la presión arterial, por lo que se recomienda en casos de hipotensión y está contraindicado en personas con hipertensión. En forma de disolución salina, también se utiliza como descongestionante nasal, ayudando a aliviar la obstrucción causada por resfriados.



Figura 1.7 Suero fisiológico. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Usos del cloruro de sodio en el hogar, la industria y el entorno

El cloruro de sodio (NaCl), una sal haloidea de amplio uso tiene aplicaciones diversas en la vida cotidiana, en climas extremos y en distintos sectores industriales:

En el hogar

Se emplea para sazonar alimentos, así como para conservar carne, pescado y quesos mediante procesos de salado. También se utiliza en la elaboración de nieve de garrafa y otros productos tradicionales.

En países con clima frío

Se aplica en calles y carreteras para derretir el hielo, aprovechando su propiedad coligativa que permite disminuir el punto de fusión del agua.

No obstante, este uso puede generar problemas de salinidad que afectan estructuras, suelos agrícolas y ecosistemas locales.

En la industria

Se utiliza en la producción de hielo para conservación y transporte.

Participa en la obtención de cloro mediante procesos de electrólisis, clave en la fabricación de productos químicos.

En el curtido de pieles, ayuda a eliminar humedad y prevenir el crecimiento bacteriano.

En la industria textil, se emplea para fijar los tintes en las fibras, mejorando la durabilidad del color.

El cloruro de calcio (CaCl_2) (Fig. 1.8), es útil por su capacidad para absorber agua del ambiente (es una sal higroscópica), se usa como agente desecante en laboratorios y en sistemas de calefacción, donde ayuda a mantener condiciones secas y estables.

Otras sales haloideas se utilizan en la pirotecnia, ¿qué papel juegan estas sales en los fuegos artificiales? mezcladas con la pólvora son las responsables de los multicolores en juegos pirotécnicos, las de estroncio y litio generan una coloración roja, las de bario, verde, las de cobre, azul, las de magnesio, blanca y las de sodio, amarilla.



Figura 1.8 Desecador. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Actividad 1.9

En forma individual o colaborativa, escriba la fórmula o el nombre Stock de cada una de las siguientes sales, según corresponda.

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Cloruro de plata		Fluoruro de oro (I)	
Bromuro de amonio		Yoduro de plata	
Carburo de mercurio (I)		Cloruro de estaño (IV)	
	Na_3N		$\text{Hg}_2(\text{CN})_2$
	AlCl_3		BaS
	PbI_2		SnF_4
	PbBr_4		K_2Te

Las sustancias inorgánicas de naturaleza iónica: oxisales

- Define a las oxisales como funciones químicas inorgánicas de naturaleza iónica.
- Utiliza la nomenclatura IUPAC y en algunos casos especiales la nomenclatura común, para formular y dar nombre a las oxisales.
- Valora el impacto social, económico y ambiental, de algunas oxisales utilizadas en la vida diaria.

Las sales oxisales son sustancias iónicas que, como su nombre lo indica, contienen oxígeno en su estructura. Generalmente se forman cuando un oxiácido reacciona con hidróxido, dando lugar a una reacción de neutralización. También se pueden obtener de la reacción de un oxiácido con un metal, produciéndose una reacción de sustitución simple. De manera general se tiene que:



Las oxisales pueden clasificarse como ternarias o cuaternarias dependiendo del número de elementos que las constituyen, además según sus propiedades químicas, las oxisales se dividen en cuatro tipos principales: neutras, ácidas, dobles y básicas, como se muestra en la siguiente tabla.

Tipo de oxisales			
Fórmula	Tipo de oxisal		Nombre
Na_2SO_4	Oxial neutra	Ternaria	Sulfato de sodio
NaHSO_4	Oxial ácida	Cuaternaria	Bisulfato de sodio
$\text{CaNa}_2(\text{SO}_4)_2$	Oxial doble	Cuaternaria	Sulfato doble de calcio y disodio
$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$	Oxial básica	Cuaternaria	Fosfato básico de calcio o hidroxifosfato de calcio, mejor conocida como hidroxiapatita.

En nuestro caso se pondrá énfasis en las oxisales neutras y sólo abordaremos algunas oxisales ácidas, básicas o dobles de mayor uso en la vida cotidiana.

Nomenclatura para oxisales

Para dar nombre a las oxisales es necesario aprender los nombres y fórmulas de los oxianiones o radicales. Para ello, consideraremos las siguientes reglas:

1. La carga en el oxianión o radical será numéricamente igual al número de iones hidrógeno que se sustituyen o liberan de la molécula del ácido.
2. Los nombres de los oxianiones se derivan del nombre del oxiácido que le da origen, a los cuáles se les cambian las terminaciones –oso e –ico del oxácido por –ito y –ato, respectivamente. Así, el ion nitrito (NO_2^-) se deriva el ácido nitroso, HNO_2 y el ion nitrato (NO_3^-), del ácido nítrico, HNO_3 .

NaNO_3 nitrato de sodio $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ nitrato de calcio $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$ nitrito de aluminio

3. Al dar nombre a las oxisales, primero se nombra al oxianión o anión poliatómico y enseguida el nombre del metal, con la terminación –oso e –ico si se utiliza la nomenclatura común, y el número de oxidación del metal entre paréntesis cuando se utiliza la nomenclatura Stock.

CuSO_4 sulfato de cobre (II) o sulfato cúprico

$\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$ sulfato de plomo (IV) o sulfato plúmbico

Oxianiones			
Nombre del radical	Radical	Nombre del radical	Radical
Hipobromito	BrO^{1-}	Nitrato	NO_3^{1-}
Bromito	BrO_2^{1-}	Nitrito	NO_2^{1-}
Bromato	BrO_3^{1-}	Hiponitrito	NO^{1-}
Hipoclorito	ClO^{1-}	Fosfato	PO_4^{3-}
Clorito	ClO_2^{1-}	Fosfito	PO_3^{3-}
Clorato	ClO_3^{1-}	Hipofosfito	PO_2^{3-}
Perclorato	ClO_4^{1-}	Arsenato	AsO_4^{3-}
Hipoyodito	IO^{1-}	Arsenito	AsO_3^{3-}
Yodito	IO_2^{1-}	Carbonato	CO_3^{2-}
Yodato	IO_3^{1-}	Bicarbonato	HCO_3^{1-}
Peryodato	IO_4^{1-}	Silicato	SiO_3^{2-}
Sulfato	SO_4^{2-}	Borato	BO_3^{3-}
Sulfito	SO_3^{2-}	Cromato	CrO_4^{2-}
Hiposulfito	SO_2^{1-}	Dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Selenato	SeO_4^{2-}	Permanganato	MnO_4^{1-}
Selenito	SeO_3^{2-}	Manganato	MnO_4^{2-}

Aplicaciones e implicaciones de algunas sales oxisales en la vida diaria

Las sales oxisales no solo se estudian en química: también están presentes en muchos aspectos de la vida cotidiana, desde la construcción hasta la medicina. A continuación, se presentan algunos ejemplos:

El carbonato de calcio (CaCO_3) conocido como piedra caliza, es ampliamente utilizado en la elaboración de cemento y materiales de construcción. Este compuesto es el principal constituyente de las conchas marinas, corales, cáscara de huevo, caracoles, lo que lo vincula directamente con la naturaleza. El sulfato de calcio (CaSO_4), comúnmente llamado “yeso”, utilizado en la fabricación de losas para pisos, baños y paredes. En el cuerpo humano la hidroxiapatita, ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$), es un constituyente de huesos y dientes. El esmalte que cubre los dientes contiene este mineral, el cual al dañarse no puede ser regenerado por el cuerpo humano. En la medicina el carbonato de litio (Li_2CO_3), se utiliza como estabilizador del sistema nervioso, actúa como tranquilizante en el tratamiento de esquizofrenia y la bipolaridad.

El sulfato de magnesio heptahidratado ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), se usa como laxante y además para lavar tejidos infectados (Sal de Epsom). El sulfato de cobre (II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) es el componente principal del agua de alibour, usada para el tratamiento de dermatitis leves como acné, eccemas y otras infecciones de la piel.

En el ámbito de la agricultura, los nitratos de potasio (KNO_3), de sodio (NaNO_3) y de amonio (NH_4NO_3), se utilizan como fertilizantes y en la industria para la fabricación de explosivos. El sulfato de cobre (II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), se utiliza como base para la fabricación de fungicida agrícola, cuya función es inhibir el desarrollo de hongos y bacterias en cultivos.

En el sector industrial, el sulfato de aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), se utiliza en el curtido de pieles, como mordente en la industria papelera y textil, como agente clarificante en el tratamiento de aguas. Por su parte el hipoclorito de sodio (NaClO), se usa como agente blanqueador en la industria textil, papelera y de alimentos, como blanqueador de harina, azúcar y como blanqueador doméstico (cloralex) (Fig 1.9).



Figura 1.9 Cloralex.

Actividad 1.10

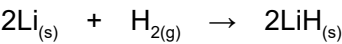
En forma individual o colaborativa construye las fórmulas de las oxisales que resultan de combinar cationes y aniones respectivos (asigna nombre común o sistemático a cada una de ellas).

Cationes	Aniones						
	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}	IO_4^-	AsO_4^{3-}	SiO_3^{2-}	ClO_4^-
Ni^{2+}							
Au^+							
Sn^{4+}							
Ca^{2+}							
Cu^{2+}							
Ba^{2+}							
Ag^+							
K^{1+}							
Fe^{3+}							
Pb^{4+}							

Las sustancias inorgánicas de naturaleza iónica : hidruros iónicos

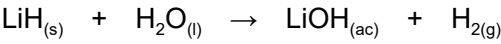
Los hidruros iónicos o metálicos son compuestos iónicos binarios que resultan de la unión química entre un metal y el hidrógeno. Esta unión se puede representar por la estructura MH, donde M es un metal y H el hidrógeno.

Los metales se pueden combinar con el hidrógeno a temperaturas entre 573-973 K para formar hidruros. En la ecuación que se muestra, el hidruro de litio se forma por la reacción entre el litio fundido con el gas hidrógeno, en condiciones de alta presión y temperatura.



En los hidruros iónicos, el hidrógeno se presenta como anión, H^- , y recibe el nombre de hidruro.

Los hidruros metálicos son sólidos cristalinos, incoloros, muy reactivos, que, al reaccionar con el agua, forman hidróxidos e hidrógeno gaseoso.



Los hidruros formados con los metales de transición se conocen como hidruros intersticiales, porque consisten en una red metálica más o menos distorsionada, en la que los átomos de hidrógeno se alojan en los espacios vacíos (intersticios), de la estructura cristalina del metal. Debido a esto, es muy difícil contar con un buen contenedor metálico para el hidrógeno, ya que éste se mete entre los intersticios metálicos. De los metales de transición, el paladio es el que mayor capacidad tiene para absorber hidrógeno y formar hidruros.

Los hidruros se formulan anteponiendo en primer lugar el hidrógeno intercambiadas sus valencias. La fórmula de los hidruros es XH_n (donde X es un metal, H es el hidrógeno y n es la valencia del metal). Entre los numerosos ejemplos de hidruros metálicos se encuentran NiH_3 , SrH_2 , FeH_3 , etc.

Nomenclatura: la nomenclatura clásica de los hidruros metálicos se nombra con la palabra hidruro seguida del elemento metálico teniendo en cuenta la valencia del elemento metálico. Los sufijos siguen este criterio.

Una valencia: hidruro + nombre del metal	Dos valencias
El sodio (Na) sólo tiene una valencia que es 1+, por ello se llamará hidruro de sodio: $\text{Na}^{1+} + \text{H}^{1-} = \text{NaH}$ hidruro de sodio	El de menor valencia tendrá la terminación oso. Ejemplo el cobre tiene dos valencias 1+ y 2+, cuando usa 1+ terminará en oso porque la valencia 1+ es la menor que tiene, quedando de la siguiente manera: $\text{Cu}^{1+} + \text{H}^{1-} = \text{CuH}$ hidruro cuproso Mayor valencia tendrá la terminación ico. Ejemplo el cobre tiene dos valencias 1+ y 2+, cuando usa 2+ terminará en ico porque la valencia 2+ es la mayor que tiene, quedando de la siguiente manera: $\text{Cu}^{2+} + \text{H}^{1-} = \text{CuH}_2$ hidruro cúprico

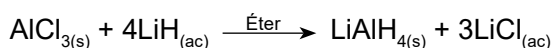
Nomenclatura Stock: la nomenclatura Stock se realiza indicando el número de valencia del elemento metálico en número romano, precedido por la expresión “hidruro de” + elemento metálico.

Si tiene más de una valencia, se indicará con el número romano que esté utilizando.	Cuando el elemento metálico solo tiene una valencia, no es necesario indicarla
Ejemplo: $\text{Fe}^{3+} + \text{H}^{1-} = \text{FeH}_3$ hidruro de hierro (III)	Ejemplo: $\text{K}^{1+} + \text{H}^{1-} = \text{KH}$ hidruro de potasio

Aplicaciones e implicaciones de algunos hidruros metálicos en la vida diaria

Los hidruros metálicos o iónicos tienen múltiples usos en la química aplicada, especialmente en procesos industriales y de laboratorio. Uno de los principales roles es como agentes desecantes o deshidratantes de disolventes orgánicos. Por ejemplo, el hidruro de calcio, CaH_2 , se utiliza para eliminar el agua presente en el éter y así tener éter seco, listo para llevar a cabo la formación del reactivo de Grignard. Los hidruros metálicos también se utilizan como agentes reductores de: ésteres a alcoholes, derivados halogenados a alcanos, ácidos carboxílicos a aldehídos o alcoholes. Se utilizan, además para sintetizar otros hidruros complejos, como el hidruro de aluminio y litio, LiAlH_4 .

El LiH reacciona con el cloruro de aluminio para formar un hidruro complejo de litio y aluminio, LiAlH_4 , que es muy útil como agente reductor en síntesis orgánicas.



Actividad 1.11

En forma individual o colaborativa completa la siguiente tabla con las respectivas fórmulas y nombres de cada uno de los hidruros metálicos, según corresponda.

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre común
CsH		
CdH ₂		
NaH		
AuH ₃		
AgH		
	Hidruro de níquel (II)	
	Hidruro de cobre (I)	
	Hidruro de estaño (IV)	
		Hidruro plúmbico
		Hidruro ferroso

Las sustancias inorgánicas de naturaleza covalente: óxidos ácidos o anhídridos

Los óxidos ácidos, también conocidos como anhídridos, reciben ese nombre porque provienen de ácidos inorgánicos que han perdido agua. De hecho, la palabra anhídrido viene del griego *an* (que significa “sin”) e *hydro* (agua), lo que literalmente se traduce como “sin agua”.

Estos compuestos son binarios y covalentes, lo que significa que están formados por dos elementos: un no metal y el oxígeno. Al combinarse, forman el óxido ácido o anhídrido correspondiente. A nivel simbólico tenemos que:

No metal + Oxígeno → óxidoácido o anhídrido



Tomando el cloro como ejemplo al combinarlo con oxígeno se forma el anhídrido hipocloroso.

Nivel simbólico



Nivel nanoscópico

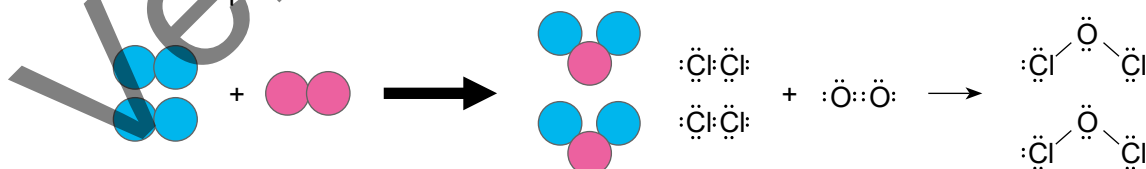


Figura 1.10 Representación nanoscópica de la reacción de formación del anhídrido hipocloroso. Fuente elaboración propia (PowerPoint 2025).

Para dar nombre a los óxidos ácidos se utiliza la nomenclatura clásica (común), la de Stock y la descriptiva, estas dos últimas de la IUPAC.

Nomenclatura común de óxido ácido (anhídridos)

Para los elementos no metálicos (o metaloides) que presentan sólo dos números de oxidación, como el boro (B), carbono (C) y silicio (Si), se utiliza el sufijo -oso para el menor número de oxidación y la terminación -ico para el mayor.

B_2O_3 anhídrido bórico

CO_2 anhídrido carbónico

B_2O anhídrido boroso

CO anhídrido carbonoso

Cuando el elemento no metálico que se une al oxígeno presenta más de dos números de oxidación, se utilizarán prefijos y sufijos, como se muestra a continuación.

Prefijo y sufijo

No. de oxidación	Prefijo	Nombre del no metal o metaloide	Sufijo
1+ 2+	Hipo		oso
3+ 4+			oso
5+ 6+			ico
7+	Per		ico

Nombres comunes de anhídridos con más de un numero de oxidación

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
$Cl_2^{1+}O_2^{2-}$	Anhídrido hipocloroso	$S^{2+}O_2^{2-}$	Anhídrido hiposulfuroso
$Cl_2^{3+}O_3^{2-}$	Anhídrido cloroso	$S^{4+}O_2^{2-}$	Anhídrido sulfuroso
$Cl_2^{5+}O_5^{2-}$	Anhídrido clórico	$S^{6+}O_3^{2-}$	Anhídrido sulfúrico
$Cl_2^{7+}O_7^{2-}$	Anhídrido perclórico		

¿Qué es la nomenclatura Stock?

La nomenclatura Stock se usa para nombrar compuestos químicos, especialmente óxidos. Para aplicarla correctamente, se siguen estos pasos:

1. Se escribe primero la palabra "óxido", que indica la función química.
2. Luego se menciona el nombre del elemento que está unido al oxígeno. Este puede ser un no metal o un metaloide.
3. Finalmente, entre paréntesis y con número romano, se indica el estado de oxidación del elemento, es decir, el número que representa cómo se combina con el oxígeno.

Nombres comunes de anhídridos con más de un número de oxidación

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
$Cl_2^{1+}O_2^{2-}$	Óxido de cloro (I)	$S^{2+}O_2^{2-}$	Óxido de azufre (II)
$Cl_2^{3+}O_3^{2-}$	Óxido de cloro (III)	$S^{4+}O_2^{2-}$	Óxido de azufre (IV)
$Cl_2^{5+}O_5^{2-}$	Óxido de cloro (V)	$S^{6+}O_3^{2-}$	Óxido de azufre (VI)
$Cl_2^{7+}O_7^{2-}$	Óxido de cloro (VII)		

Nomenclatura descriptiva

Este tipo de nomenclatura facilita nombrar o escribir la fórmula de un compuesto, dado que se utilizan prefijos numéricos que expresan la cantidad de átomos de cada elemento presentes en la molécula, por ejemplo, mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca, etc.

Prefijos griegos			
Prefijo griego	Número	Compuesto	Nombre
Mono	1	CO	Monóxido de carbono
Di	2	SO ₂	Dióxido de azufre
Tri	3	B ₂ O ₃	Trióxido de diboro
Tetra	4		
Penta	5	P ₂ O ₅	Pentóxido de difósforo
Hexa	6	As ₄ O ₆	Hexóxido de tetraarsénico
Hepta	7	Cl ₂ O ₇	Heptóxido de dicloro
Octa	8		
Nona	9		
Deca	10	P ₄ O ₁₀	Decóxido de tetrafósforo

Óxidos ácidos (anhídridos) en la vida diaria

Los óxidos ácidos, también llamados anhídridos, tienen usos importantes en la vida diaria, pero también están relacionados con problemas ambientales y de salud. Algunos de estos compuestos participan en fenómenos como:

- La lluvia ácida
- El efecto invernadero
- La corrosión de materiales

Por ejemplo:

- El dióxido de azufre (SO₂) y el dióxido de nitrógeno (NO₂) están presentes en el aire contaminado. Son dos de los contaminantes más peligrosos para la salud humana, ya que pueden causar enfermedades respiratorias y agravar problemas como el asma.
- El monóxido de carbono (CO) es un gas incoloro e inodoro, lo que lo hace difícil de detectar. Se produce principalmente por la combustión incompleta de gasolina en automóviles, estufas, sistemas de calefacción, anafores de carbón y cigarrillos, este gas es altamente tóxico, cuando se inhala, desplaza al oxígeno en la sangre y se une fuertemente a la hemoglobina, formando carboxihemoglobina (Fig. 1.11). Como resultado, el oxígeno no llega al cerebro ni a otros órganos vitales, lo que puede provocar intoxicación grave e incluso la muerte.

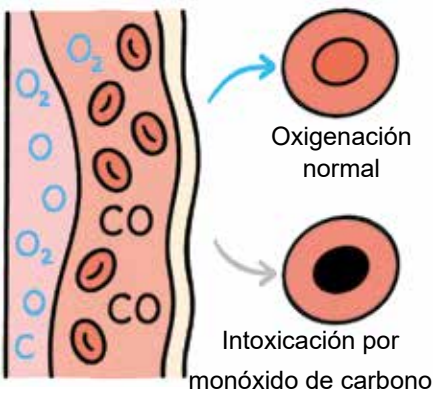
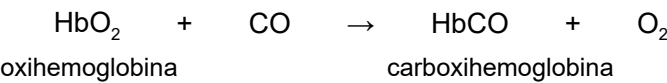


Figura 1.11 Formación de carboxihemoglobina. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

- El CO₂ es un gas inodoro e incoloro, reconocido como uno de los gases de efecto invernadero que contribuyen al calentamiento global. Se genera como subproducto del metabolismo de los carbohidratos y es expulsado naturalmente del cuerpo humano a través de la respiración.

Actividad 1.12

En forma individual o colaborativa escribe las fórmulas de los posibles óxidos ácidos o anhídridos que resultan de combinar cada uno de los no metales o metaloides con el oxígeno, utilizando todos sus números de oxidación. Recuerda que el flúor no forma óxidos ácidos.

13 o III A	14 o IV A	15 o V A	16 o VI A	17 o VII A
B	C	N	O	F
	Si	P	S	Cl
		As	Se	Br
			Te	I

Las sustancias inorgánicas de naturaleza covalente: oxiácidos u oxácidos

- Define a los oxiácidos como funciones químicas inorgánicas de naturaleza covalente.
- Utiliza la nomenclatura IUPAC y en algunos casos especiales la nomenclatura común, para formular y dar nombre a los oxiácidos.
- Valora el impacto social, económico y ambiental, de algunos oxiácidos utilizados en la vida diaria.

La palabra ácido proviene del latín *acidus*, que significa agrio. Originalmente, este término se usaba para describir el sabor del vinagre, una de las sustancias ácidas más comunes en la vida cotidiana.

Los oxiácidos conocidos también por el nombre de oxácidos y oxoácidos, son compuestos covalentes ternarios, es decir, están formados por tres elementos: hidrógeno, oxígeno y un no metal. Se obtienen al combinar un óxido ácido (anhídrido) con el agua, por ejemplo la formación de ácido carbónico.



Usualmente son reconocidos por sus fórmulas químicas (H_nXO_m), donde **n** y **m** pueden ser iguales (HClO) o diferentes (HNO₃). Inician con hidrógeno, seguido del elemento no metálico (metaloides o metal de transición) y por último el oxígeno.

Se les llama oxiácidos porque en su estructura molecular contienen oxígeno junto con hidrógeno y un no metal. Estos compuestos se pueden clasificar como monopróticos, dipróticos o polipróticos, dependiendo del número de iones H⁺ que puede liberar o intercambiar durante una reacción química.

Los oxiácidos son sustancias que en disolución acuosa presentan las siguientes propiedades macroscópicas y submicroscópicas.

Propiedades macroscópicas

- a) Tienen sabor agrio.
- b) Al contacto con la piel producen quemaduras.
- c) Son corrosivos.
- d) Cambian el color del papel tornasol de azul a rojo, con fenolftaleína son incoloros y con el indicador anaranjado de metilo, producen coloración roja.
- e) En disolución acuosa permiten el paso de la corriente eléctrica.
- f) Su pH es inferior a 7.

Propiedades submicroscópicas

- a) En disolución acuosa liberan protones H^{1+}
- b) Los iones hidrogeno o protones H^{1+} del ácido, se unen con los iones hidróxilo, OH^{1-} de la base, para formar moléculas de agua, mientras que los oxianiones se unen a los cationes metálicos, para formar la sal.
- c) Los átomos de metales activos reaccionan desplazando al hidrógeno de la molécula del oxiácido.

El número de hidrógenos que posee cada ácido, generalmente se puede determinar si se conoce el grupo al que pertenece el elemento no metálico central, al utilizar la siguiente expresión:

$$No. \text{ de hidrógenos del ácido} = 8 - \text{Número de grupo}$$

No metales y metaloides				
II A	IV A	IV A	VI A	VII A
3H	2H	3H	2H	1H
B	C	N*	O	F
	Si	P	S	Cl
		As	Se	Br
			Te	I

Aunque esto sólo se cumple para los elementos del grupo V, VI y VIIA, con excepción de los ácidos del nitrógeno, que sólo llevan un hidrógeno, esta estrategia nemotécnica facilita el aprendizaje.

Nomenclatura común

La IUPAC recomienda, que la permanencia de nombres tradicionales sea limitada sólo a compuestos muy comunes, que ya tienen nombres establecidos. Sin embargo, la nomenclatura común sigue teniendo un fuerte arraigo. A continuación, se presentan algunas reglas básicas.

Si un elemento forma solamente un oxiácido, éste llevará la terminación **-ico**.

Ejemplo

H_2CO_3 ácido carbónico

Cuando un elemento no metálico (o metaloide) presenta dos estados de oxidación, se usa la terminación **–oso**, para el menor estado de oxidación, e **–ico** para el mayor.

Ejemplo:

H_3BO_2 ácido boroso

$\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{B}(\text{OH})_3$ ácido bórico

En caso de que el elemento central presente tres o más estados de oxidación, se utilizarán los prefijos **hipo** o **per** según corresponda, como se muestra en la siguiente tabla.

Tabla 1.9 Prefijos y sufijos en los oxiácidos del cloro

Prefijo	Sufijo	Números de oxidación	Fórmula	Nombre
Hipo	oso	1+	HClO	Ácido hipocloroso
-----	oso	3+	HClO_2	Ácido cloroso
-----	ico	5+	HClO_3	Ácido clórico
Per	ico	7+	HClO_4	Ácido perclórico

Ácidos inorgánicos y orgánicos en la vida diaria

Los ácidos inorgánicos tienen múltiples aplicaciones industriales y cotidianas:

- Ácido sulfúrico (H_2SO_4):

Se emplea en la fabricación de fertilizantes, explosivos, pinturas y en procesos de metalurgia.

- Ácido fosfórico (H_3PO_4):

Se utiliza para producir fertilizantes, detergentes, jabones y también para acidular refrescos, es decir, darles ese sabor ligeramente ácido.

- Ácido nítrico (HNO_3):

Es un ácido fuerte usado en la elaboración de fertilizantes, explosivos, fibras sintéticas, colorantes, medicamentos y como agente oxidante en diversas reacciones químicas.

También usamos ácidos orgánicos en nuestra vida diaria, muchos de ellos presentes en alimentos y medicamentos.

- Ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$):

Se encuentra naturalmente en frutas como limones, naranjas y toronjas, y se usa como conservador y saborizante.

- Ácido acético (CH_3COOH):

En su forma diluida se conoce como vinagre, utilizado en la preparación de chiles en escabeche, ensaladas y aderezos.

- Ácido ascórbico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$):

Es la vitamina C, esencial para el sistema inmunológico y presente en muchos suplementos y frutas.

- Ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$):

Conocido como aspirina, se utiliza como analgésico, antiinflamatorio y antipirético (para reducir la fiebre).

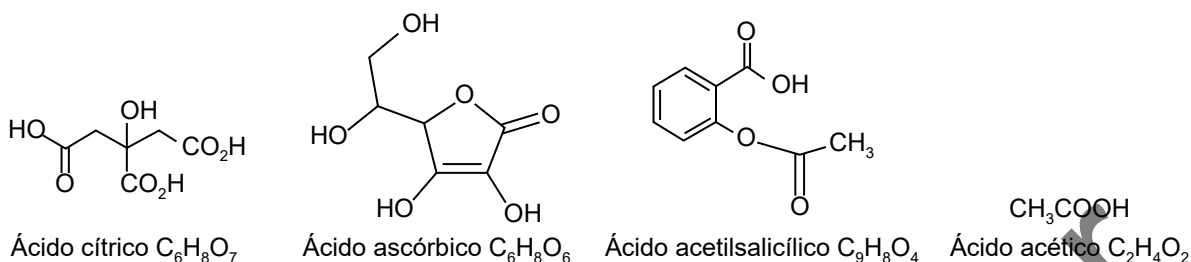


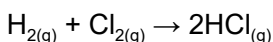
Figura 1.12 Ácidos orgánicos. Fuente: Elaboración propia (Chemdraw 2025).

Las sustancias inorgánicas de naturaleza covalente: hidrácidos

Los hidrácidos son generalmente compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno con los no metales de los grupos VIA (16) y VIIA (17). Sin embargo, existen hidrácidos ternarios, como el ácido cianhídrico o cianuro de hidrógeno, HCN.

La reacción de formación de un hidrácido pertenece a las reacciones de síntesis o combinación directa.

Por ejemplo:



Reacción entre hidrógeno y cloro para formar el cloruro de hidrógeno gaseoso.

Nomenclatura

Tradicionalmente a los hidrácidos se les nombra con la terminación **–hídrico**, ya que al disolverse en agua forman disoluciones ácidas. Debido a esa propiedad, a estos compuestos se les da el nombre con el sufijo **–hídrico**, pero cuando son gaseosos, se nombran con la terminación **–uro**.

Por ejemplo			
HCl	Gaseoso	Disolución acuosa	
	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico	

Para expresar la fórmula de un ácido binario se acostumbra a escribir primero el símbolo del hidrógeno, seguido del símbolo del segundo elemento no metálico.

Los ácidos son sustancias que liberan iones hidrógeno (H^{1+}) al disolverse en agua. Se usa con frecuencia la misma fórmula para expresar los compuestos binarios de hidrógeno, como HCl, sin importar si están o no disueltos en agua.

Aplicaciones e implicaciones de algunos ácidos hidrácidos en la vida diaria

Los ácidos hidrácidos tienen múltiples usos en la industria, la medicina y actividades cotidianas. A continuación, se describen algunas de sus aplicaciones más relevantes: El ácido fluorhídrico es un gas que encuentra aplicación en la vida diaria en el grabado de vidrio. En la industria petrolera se utiliza como catalizador y en la fabricación de compuestos de uranio, como el hexafluoruro de uranio, UF_6 .

El ácido clorhídrico comercialmente se conoce como ácido muriático y se utiliza en la limpieza de baños. En metalurgia, encuentra uso en la refinación de minerales. Así también, como limpiador de metales en el galvanizado.

El ácido bromhídrico en disolución acuosa es un ácido fuerte y corrosivo. Se utiliza en la industria para producir bromuros inorgánicos y orgánicos. El ácido yodhídrico en disolución acuosa es también un ácido fuerte, pero menos fuerte que el ácido fluorhídrico. Se utiliza en la industria para producir yoduros inorgánicos y orgánicos. En medicina encuentra uso en la elaboración de tintura de yodo y como suplemento en la deficiencia de yodo. El ácido cianhídrico, es utilizado como gas letal en las cámaras de gases de algunos estados de los Estados Unidos. Se utiliza para fabricar cianuros de sodio y potasio, los cuales encuentran aplicación en la minería.



Figura 1.13 Ácido muriático.

Actividad 1.13

En forma individual o colaborativa completa la tabla con los nombres que reciben los siguientes hidrácidos en estado gaseoso y en disolución.

Fórmula	En estado gaseoso	En disolución
HF		
	Sulfuro de hidrógeno	
H ₂ Te		
HCN		
		Ácido yodhídrico

A manera de resumen se presentan algunas de las familias inorgánicas

Familia	Ecuación	Ejemplo	Nombre
Óxidos básicos	Metal + oxígeno	Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro (III) Óxido férrico
Anhídridos	No metal + oxígeno	Cl ₂ O ₃	Anhídrido cloroso
Hidruros metálicos	Metal + hidrógeno	SnH ₂	Hidruro de estaño (II) Hidruro estanoso
Hidrácidos	No metal + hidrógeno	HBr	Ácido bromhídrico
Hidróxidos	Metal + hidróxido	NaOH	Hidróxido de sodio
Sales haloideas	Metal + No metal	NaCl	Cloruro de sodio
Oxiácidos	Anhídrido + agua	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
Oxisales	Hidroxido + oxiácido	Na ₂ SO ₄	Sulfato de sodio

Una vez que se abordaron todas las familias inorgánicas, se hará un repaso. Relacione las tres columnas escribiendo en los paréntesis de la izquierda la letra y el número que corresponda.

Óxidos	()	()	1) HI	A. Anhídrido bromoso
Hidruros	()	()	2) CuO	B. Hidruro de plomo (II)
Hidróxidos	()	()	3) HNO ₃	C. Hidróxido de zinc
Ácidos	()	()	4) PbH ₂	D. Cloruro férrico
Oxiácidos	()	()	5) Zn(OH) ₂	E. Ácido nítrico
Sales	()	()	6) Br ₂ O ₃	F. Ácido yodhídrico
Anhídridos	()	()	7) FeCl ₃	G. Óxido cuproso

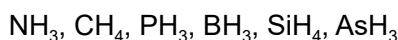
Las sustancias inorgánicas de naturaleza covalente: hidruros y haluros covalentes

En condiciones adecuadas, el hidrógeno forma hidruros covalentes binarios con los no metales y metaloides de los grupos 13 al 17, de ellos, el aluminio forma dímeros (Al₂Cl₆).

Los hidrácidos y los hidrocarburos también son hidruros covalentes, sin embargo, se estudian por separado.

Los hidruros covalentes binarios presentan estructuras sencillas, y generalmente son gases a temperatura ambiente.

Por ejemplo



Para dar nombre a los hidruros covalentes, al igual que los demás compuestos que hemos revisado, se utilizan nombres comunes y la nomenclatura IUPAC

	Común	IUPAC
BH₃	Borano	Trihidruro de boro
CH₄	Gas del pantano	Metano, tetrahidruro de carbono
NH₃	Amoníaco	Azano
AsH₃	Arsina	Arsano, Trihidruro de arsénico
SiH₄	Silano	Tetrahidruro de silicio
PH₃	Fosfina	Fosfano

El término “amoníaco” fue acuñado por el químico sueco, Torbern Bergman y se deriva del griego ammoniakón, que significa lo perteneciente a Amón. Esto, porque fue obtenido en los depósitos de sal, cerca del templo de Amón, en Libia. Se dice que de la orina de los camellos que bebían en el oasis, se produjo la sal de amoniaco (cloruro de amonio).

Haluros covalentes

Los haluros covalentes son sustancias que se forman de la combinación de un elemento no metálico como el boro, carbono, nitrógeno, fósforo y azufre, con otros elementos no metálicos, como los halógenos.

Por ejemplo: PCl₃ tricloruro de fósforo

Usos o aplicaciones de algunos hidruros y haluros covalentes en la vida cotidiana

Entre los hidruros covalentes de mayor uso en la industria y en la vida cotidiana, se encuentran los boranos que se utilizan en síntesis orgánica (B_2H_6). Asimismo, el amoníaco se usa en la industria y la agricultura, donde el 80% es utilizado como fertilizante. Hidruros como la fosfina y la arsina son altamente venenosas. La arsina encuentra su mayor aplicación en la industria electrónica, como gas dopante para la formación de materiales semiconductores. La exposición a la arsina provoca hemólisis y fallos renales, no existe antídoto para neutralizar la arsina, en caso de intoxicación grave los médicos recomiendan la transfusión de sangre. El metano se utiliza como fuente de energía o en la síntesis de otros compuestos. El silano se utiliza en la industria del vidrio para el depósito de láminas a base de silicio, sobre todo para la fabricación de los parabrisas atórmicos de los automóviles, los cuales dejan pasar la luz bloqueando por completo la radiación de calor. Se utiliza en la fabricación de células de paneles solares. También se utiliza en odontología como agente de unión entre las porcelanas y cementos resinosos.

Entre los haluros covalentes de mayor uso se encuentran el tricloruro de boro y de fósforo, el trifluoruro de nitrógeno, el tetracloruro de carbono y el pentacloruro de fósforo.

El tricloruro de boro se utiliza en la fabricación de semiconductores como dopante para el silicio. El tricloruro de fósforo es usado como reactivo en síntesis orgánica. Se le usa para convertir alcoholes primarios y secundarios en cloruros de alquilo, o ácidos carboxílicos en cloruros de acilo. El trifluoruro de nitrógeno se utiliza en el grabado de plasma de obleas de silicio.

El tetracloruro de carbono se utiliza como disolvente orgánico. El pentacloruro de fósforo se utiliza en herbicidas, insecticidas, plastificantes, aditivos de petróleo y retardantes de llamas.

Actividad 1.14

En forma individual o colaborativa completa la siguiente tabla con los nombres IUPAC y común de hidruros y haluros covalentes, según corresponda.

Fórmula	Nombre común	Nombre IUPAC
BH_3		Trihidruro de Boro
CH_4	Gas del pantano	
NH_3		Azano
AsH_3	Arsina	
SiH_4		Tetrahidruro de silicio
PH_3	Fosfina	
NCl_3		
PCl_3		
PCl_5		
NF_3		
SF_6		

Aplicación del mol en la cuantificación de los procesos químicos de tu entorno

Unidad 2

Meta de aprendizaje	Requiere acompañamiento	Bueno	Sobresaliente
CC Comprender qué es la materia y concibe sus interacciones			
CT1. Relacionar la naturaleza de la estructura microscópica con los patrones macroscópicos.			
CT2 Clasificar las relaciones observadas como causales o correlacionales.			
CT3 Extraer información sobre la magnitud de las propiedades y los procesos a partir de relaciones proporcionales entre distintas cantidades.			
CT4 Utilizar modelos para representar sistemas.			

En esta unidad se tiene el propósito de introducir al estudiante en el conocimiento, comprensión y aplicación de los conceptos básicos de estequiometría, como masa atómica, masa molecular, masa fórmula, mol, número de Avogadro, masa molar y volumen molar. La comprensión de estos conceptos conlleva su aplicación adecuada al nivel de representación que se desea describir: macroscópico y nanoscópico. En ella se analiza la relación que existe entre cantidad de sustancia y otras magnitudes, como mol, masa y volumen, a la vez que se realizan ejercicios de conversiones entre ellas.

Se describen los constituyentes de una fórmula química, como son, los símbolos químicos, subíndices y coeficientes, así como la relación de éstos, con la ley de las proporciones definidas y constantes. Se revisan, además, los tipos de fórmulas químicas; empírica y molecular, las cuales se determinan a partir de los porcentajes en masa de cada componente.

Al término de la unidad se llevan a cabo conversiones de unidades de cantidad de sustancia, volumen molar y masa molar, con la finalidad de desarrollar habilidades en los estudiantes para la resolución de problemas estequiométricos de manera clara, lógica y contextualizada.

Actividad 2.1

Explora tus conocimientos previos, dando respuesta a las siguientes preguntas de opción múltiple.

1. Cuando escuchas la palabra mol, ¿con cuál de los siguientes ejemplos lo relacionas?
 - a) La mole de la historieta de los 4 fantásticos.
 - b) El mole oaxaqueño o poblano
 - c) Con un “montón”, “bulto” o “bonche” de cosas
 - d) Cantidad de sustancia
2. ¿Cuál de los siguientes enunciados consideras que corresponde al concepto mol?
 - a) Unidad fundamental de la magnitud cantidad de sustancia.
 - b) Cantidad de sustancia de un sistema material que contiene la misma cantidad de partículas, que el número de átomos presentes en 12 g del isótopo de carbono-12.
 - c) En un mol de cualquier sustancia, habrá un número igual de entidades elementales.
 - d) Todas son correctas
3. ¿Cuántas partículas están presentes en un mol de partículas?
 - a) 6.0226×10^{20}
 - b) 6.0226×10^{21}
 - c) 6.0226×10^{22}
 - d) 6.0226×10^{23}
4. Físico italiano que estableció la siguiente hipótesis: “A volúmenes iguales, de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, tendrán el mismo número de partículas”.
 - a) Galileo Galilei
 - b) Gay Lussac
 - c) Amadeo Avogadro
 - d) Wilhelm Ostwald
5. Se expresa como la masa en gramos de 1 mol de entidades elementales (átomos, iones o moléculas) de una sustancia.

a) Masa molecular	b) Masa fórmula
c) Masa molar	d) Masa atómica
6. La comunidad científica ha empezado a festejar el día del mol. Para determinar el día del festejo, utilizaron el número de Avogadro (N_A). ¿Cuál consideras que es esa fecha?
 - a) 6 de octubre a las 23:00 p.m.
 - b) 23 de octubre a las 6:02 a.m.
 - c) 23 de julio a las 10:00 a.m.
 - d) 22 de julio a las 10:23 a.m.

7. Cantidad de sustancia es una magnitud que expresa:
 - a) Cantidad de masa
 - b) Cantidad de volumen
 - c) Cantidad de entidades elementales
 - d) Cantidad de moles
8. ¿A qué magnitud pertenece la unidad mol?
 - a) Longitud
 - b) Masa
 - c) Cantidad de sustancia
 - d) Intensidad luminosa
9. En condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura (0 °C) se tiene 1 mol de cada uno de los siguientes gases: Oxígeno (O₂), Nitrógeno (N₂), Hidrógeno (H₂). ¿Cuál(es) de las siguientes magnitudes serían equivalentes para los tres gases? a) masa, b) volumen y c) cantidad de sustancia.
 - a) Sólo a y b
 - b) Sólo a y c
 - c) Sólo b y c
 - d) Sólo a, b y c
10. Si las masas atómicas del hidrógeno, azufre y oxígeno son 1, 32 y 16 uma, respectivamente. ¿Cuál será la masa molar del ácido sulfúrico, H₂SO₄?

a) 49 g/mol	b) 63 g/mol
c) 78 g/mol	d) 98 g/mol

Existen algunos términos clave en química que se emplean en la vida diaria, pero que en el contexto científico adquieren un nuevo significado, por ejemplo, la palabra mole. Otro aspecto para resaltar es lo que sucede con los términos masa y peso, los cuales frecuentemente se utilizan de manera indistinta como si fueran sinónimos. En nuestro caso, utilizaremos el término masa para referirnos a la cantidad de materia. En química se utilizan términos como masa atómica, masa atómica relativa y masa atómica promedio, los cuales es importante definir y establecer las semejanzas y diferencias entre ellas. Asimismo, revisaremos los conceptos masa molecular, masa fórmula y masa molar, dejando claro dónde y cuándo deben ser utilizados.

En algunos libros de química, es posible encontrar los términos masa atómica y peso atómico, como si fueran sinónimos y no lo son. Con tus conocimientos argumenta el porqué. En nuestro caso utilizaremos el término masa atómica, para referirnos a la cantidad de materia que posee un átomo.

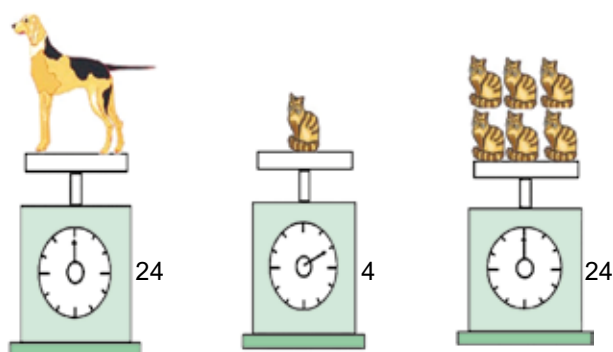


Figura 2.1 Comparación de masas y masa de referencia. Fuente tomada de Cruz et al. 2020.

Unidad de masa atómica unificada (uma o u): Unidad de masa no perteneciente al SI, definida como un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12 en su estado fundamental y utilizada para expresar masa de partículas atómicas, $u \approx 1.6605402 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Masa atómica relativa: se dice que la masa de un átomo es relativa, porque para medir la masa de los átomos se asigna un valor a la masa de un átomo determinado, para utilizarlo como patrón de referencia.

Por ejemplo, actualmente por razones de precisión, se utiliza la masa del isótopo de carbono-12, al que se le asigna un valor exacto de 12 uma.

La masa atómica relativa nos indica cuántas veces es mayor la masa de un átomo que la unidad de masa atómica. Por ejemplo, se ha encontrado experimentalmente que en promedio un átomo de helio tiene 33.36 % de la masa del carbono-12. Entonces si la masa de un átomo de carbono-12 es exactamente 12 unidades de masa atómica, la masa atómica del helio debe ser:

$$(0.3336)(12) = 4.003 \text{ uma o } 4.003 \text{ u}$$

Con la finalidad de clarificar todavía más, por qué las masas atómicas son relativas, veamos la siguiente analogía:

Si el patrón de referencia es el gato y su masa es de 4 kg, entonces la masa del perro será 6 veces mayor que la del gato (Fig. 2.1).

Si comparamos una misma masa para ambos grupos de animales, numéricamente serán diferentes. Pero, la masa de un perro será la misma que la de seis gatos.

La relación sigue siendo 1:6.

Sin embargo, en la revisión de 2018 por parte del SI, se modificó la definición del mol, la nueva definición se basa en los valores numéricos fijos de la constante de Avogadro (N_A)

Masa atómica promedio: Es el valor que aparece en la tabla periódica para cada elemento y representa el promedio ponderado de las masas de todos los isótopos naturales de ese elemento, teniendo en cuenta su abundancia relativa.

Se calcula con la siguiente fórmula:

$$\begin{aligned} \text{Masa atómica promedio} = & (\text{masa del isótopo 1})(\text{abundancia fraccionaria}) \\ & + (\text{masa del isótopo 2})(\text{abundancia fraccionaria}) \\ & + (\text{masa del isótopo 3})(\text{abundancia fraccionaria}) + \dots + (\text{masa del isótopo n})(\text{abundancia fraccionaria}) \end{aligned}$$

La fórmula anterior se puede reducir a la siguiente forma

$$\text{Masa atómica promedio} = \sum (\text{masa del isótopo})(\text{abundancia fraccionaria})$$

Por ejemplo, el hidrógeno, tiene tres isótopos conocidos, pero solo dos contribuyen significativamente a su masa atómica promedio.

Isótopo	Masa (u)	Abundancia (%)
Hidrógeno o protio (^1H)	≈ 1.0078	≈ 99.9885
Deuterio (^2H o D)	≈ 2.0141	≈ 0.0115
Tritio (^3H o T)	≈ 3.016	0 (radiactivo, no natural)

Cálculo de la masa atómica promedio del hidrógeno

$$\text{Masa atómica promedio} = \sum (\text{masa del isótopo})(\text{abundancia fraccionaria})$$

$$\text{Masa atómica promedio} = (1.0078)(0.999885) + (2.0141)(0.000115) + (3.016)(0)$$

$$\text{Masa atómica promedio} = 1.008 \text{ u}$$

Actividad 2.2

Cálculo de la masa atómica promedio del hierro

Indaga en diversas fuentes las masas de los isótopos estables del elemento hierro, así como sus abundancias relativas. Utiliza estos valores y determina la masa atómica promedio del hierro, compárala con la que aparece en la tabla periódica.

Masa molecular: Se define como la masa de una molécula expresada en unidades de masa atómica (u).

La masa molecular se obtiene sumando las masas atómicas de los átomos que integran la molécula.

Por ejemplo: la masa molecular de la molécula de HNO_3 es de 63.018 u.

Átomo	Masa atómica (u)	Número de átomos	Fracción de masa
H	1.008	1	$1 \times 1.008 = 1.008$
N	14.01	1	$1 \times 14.01 = 14.01$
O	16.00	3	$3 \times 16.00 = 48.00$
Masa molecular del ácido nítrico = 63.018 u			

Masa fórmula: en un compuesto iónico no podemos hablar en términos de moléculas, porque éstos están formados por una red de iones positivos y negativos y su representación simbólica es la celda unitaria o unidad fórmula (fórmula unitaria). La masa de esta fórmula unitaria la denominaremos masa fórmula.

La masa fórmula se obtiene sumando las masas atómicas de los átomos que integran la fórmula unitaria.

Por ejemplo, para el cloruro de sodio NaCl , es de 58.44 u.

Mol y número de Avogadro: La necesidad de contar con una unidad de comparación más grande entre átomos y moléculas que permitiera relacionar la masa de cualquier sustancia con su número de partículas, llevó a los químicos a establecer la unidad de cantidad de sustancia denominada mol.

El término mol fue utilizado por primera vez, por el químico alemán Wilhelm Ostwald en la primera década del siglo XX. Él mismo lo estableció así, el peso normal o molecular de una sustancia expresada en gramos se debe llamar a partir de ahora mol.

Esta definición prevaleció hasta 1971, año en que esta magnitud se adoptó al SI (Sistema Internacional de Unidades) como una entidad diferente de la masa por acuerdo de la IUPAC, dos grupos integrados por especialistas en física y química, respectivamente.

Masa molar de un compuesto: la masa molar de un compuesto se obtiene al sumar las masas de todos los átomos presentes en su fórmula química, expresada en g/mol o g mol⁻¹.

Por ejemplo:

El ácido sulfúrico, H₂SO₄ la suma de las masas atómicas de los átomos presentes es:

(2 × 1.008 + 32 + 16 × 4) = 98.016, por lo tanto, su masa molar es, 98.016 g/mol.

Sustancia	Masa Atómica uma o u	Masa Molecular uma o u	Masa Fórmula uma o u	Masa Molar g/mol	Número de átomos, moléculas o unidades fórmula
O	16			16	6.022 × 10 ²³ átomos de oxígeno
O ₂		32		32	6.022 × 10 ²³ moléculas de oxígeno
Na	22.99			22.99	6.022 × 10 ²³ átomos de sodio
NaCl			58.44	58.44	6.022 × 10 ²³ unidades fórmula de cloruro de sodio
H ₃ PO ₄		97.98		97.98	6.022 × 10 ²³ moléculas de ácido fosfórico
Mg(OH) ₂			58.32	58.32	6.022 × 10 ²³ unidades fórmula de hidróxido de magnesio

Volumen molar: Los científicos Amedeo Avogadro (1776-1856), italiano y André Marie Ampere (1775-1876), francés, simultáneamente enunciaron una hipótesis que posee gran importancia y que de un modo injusto se suele atribuir sólo a Avogadro. Dicha hipótesis se expresa así:

Volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas si se hallan en iguales condiciones de presión y temperatura.

¿A quién se le podría ocurrir en esa época que un gas compuesto por moléculas enormes (con diez átomos cada una, por ejemplo) ocupara el mismo volumen que otro con moléculas monoatómicas? Solo Avogadro se atrevió a formular esa idea... ¡y tenía razón!

Su propuesta revolucionaria afirma que el tamaño o la cantidad de átomos en cada molécula no afecta el volumen que ocupa un gas, siempre que se mantengan las mismas condiciones de presión y temperatura.

El volumen molar es el volumen de 22.4 L que ocupa un mol de cualquier gas en condiciones normales e ideales de presión y temperatura (Fig. 2.3). Dichas condiciones, designadas con las siglas NTP (normal temperature and pressure), son las siguientes:

Presión = 1 bar = 0.987 atm

Temperatura = 0 °C = 273.15 K

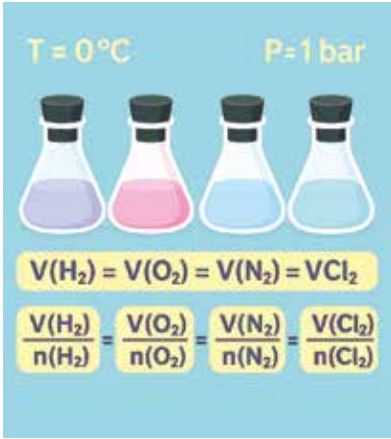


Figura 2.3 Volumen molar.

Actividad 2.3

En forma individual o colaborativa responde a las siguientes cuestiones

1. ¿Por qué se dice que la masa atómica es relativa?
2. ¿Por qué la masa de un átomo se expresa como masa atómica promedio?
3. Si el silicio presenta tres tipos de isótopos cuyas masas relativas son: 27.99858, 28.5859 y 29.9831, y sus abundancias relativas de 92.27, 4.68 y 3.05, respectivamente. ¿Cuál será la masa atómica promedio del silicio?
4. La masa atómica del bromo natural es de 79.9035 y que contiene 50.69 % de átomos de ^{79}Br con masa de 78.9183 u y átomos de ^{81}Br . ¿Cuál es la masa del isótopo bromo-81?
5. El zinc natural contiene 48.6 % de átomos de zinc-64 (63.9291 u), 27.9 % de átomos de zinc-66 (65.9260 u), 4.1 % de átomos de zinc-67 (66.9721 u). 18.8 % de átomos de zinc-68 (67.9249) y 0.6 % de átomos de zinc-70 (69.9253 u). Calcula la masa atómica del zinc.
6. Expresa las masas moleculares, masas fórmulas, masas molares o volumen molar de las siguientes especies químicas, según corresponda.

Fórmula	Masa molecular	Masa fórmula	Masa molar	Volumen molar
HNO_3 (l)				
CH_4 (g)				
CO_2 (g)				
CaO (s)				
NH_3 (g)				
FeO (s)				
NO_2 (g)				
Ca(OH)_2 (s)				

7. ¿Qué tan grande es el número de Avogadro? La siguiente analogía ayudará a comprobarlo: "Imagínate que los sinaloenses tuviéramos la capacidad de observar átomos y moléculas, y decidiéramos contar un número de Avogadro de esas partículas, entre todos, haría falta tiempo para contar las 6.022×10^{23} partículas. Si no crees, realiza los cálculos.

Según los datos de INEGI hasta el 2020 en Sinaloa, había un total de 3 026 943 habitantes. Si cada habitante contara a una velocidad de 1 partícula por segundo y tuviera un promedio de vida de 100 años, sin tener en cuenta, el tiempo que aprendió a contar, el que usó para dormir, trabajar y alimentarse, ¿cuántas partículas alcanzaríamos a contar?

8. Como pudiste darte cuenta, el número de Avogadro es demasiado grande para contarlos de esa manera. Si se busca relacionar lo macroscópico con lo nanoscópico, encontramos que, en un mol de agua, existen 6.022×10^{23} moléculas de agua, las cuales son proporcionales a 18 g o 18 mL de agua. Como sabes, esta cantidad es insuficiente para saciar la sed. Pero cabría hacernos la siguiente pregunta: ¿Cuántas moléculas estarán contenidas aproximadamente en una gota de agua, si en un mililitro hay aproximadamente 20 gotas de agua?

La cantidad de sustancia en relación con otras magnitudes: conversiones masa, mol, número de partículas y volumen

Actividad 2.4

Exploración de conocimientos previos

Antes de adentrarte en nuevos conceptos, es importante reflexionar sobre lo que ya sabes. En esta actividad, explorarás la relación que existe entre la cantidad de sustancia y algunas magnitudes fundamentales de la química: masa, mol, número de partículas y volumen molar. En forma individual lee el texto proporcionado con anterioridad y responde a las preguntas que se plantean.

Analicemos los siguientes datos: En 2006, de acuerdo con los datos del Instituto Nacional de Estadística y Geografía (INEGI), en Sinaloa circulaban 677 608 vehículos de motor y para el 2018, el número se incrementó casi al doble, 1 203 945.

Si se considera que todos los vehículos de motor se encuentran en circulación, y que un litro de gasolina en el motor de un automóvil produce 2.51 kg de CO_2 , y que en promedio cada vehículo recorre 8 000 kilómetros por año, con un consumo de 8.5 km/litro.

¿Cuántos kilogramos de CO_2 , se emitieron en ese año a la atmósfera en el estado de Sinaloa?

En química es muy importante saber cómo resolver problemas con números de forma ordenada. Para resolver ejercicios de estequiometría, se usan dos métodos comunes: la regla de tres y el método del factor unitario.

El factor unitario se basa en hacer operaciones usando proporciones, es decir, relaciones entre cantidades. Se usa algo llamado análisis dimensional, que consiste en fijarse en las unidades (como gramos, litros o moles) que tenemos y las que queremos obtener.

Los factores unitarios muestran cómo se relacionan dos unidades que representan la misma cantidad, como, por ejemplo: que 1 mol de agua pesa 18 gramos.

En la parte de abajo, se muestran razones unitarias que son equivalentes, como; 1 kilogramo es equivalente a 1000 gramos; 100 centímetros es equivalente a 1 metro; 1 atmósfera es equivalente a 760 milímetros de mercurio.

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$1 \text{ atmósfera} = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$100 \text{ cm} = 1 \text{ m}$$

$$1 \text{ año} = 365 \text{ días}$$

A continuación, se muestran las relaciones más comunes utilizadas en química como son: número de moles (n); masa (m); volumen V , número de partículas o entidades elementales N , masa molar (M), Volumen molar (V_m) y la constante de Avogadro N_A .

Para convertir masa, volumen y número de partículas en unidades de cantidad de sustancia (mol), es necesario tener presente las siguientes equivalencias:

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{V}{V_m} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

Conversiones masa-mol-partículas-volumen

Al resolver problemas de conversiones se sugiere como estrategia, leer con atención la situación que se presenta, identificar con qué datos se cuenta y qué información será necesario obtener

Situación 1

Calcula el volumen que ocupan 56 g de CO_2

Primer paso se determina la masa molar de CO_2

$$\text{C} = 1 \times 12 \text{ g/mol} = 12 \text{ g/mol}$$

$$\text{O} = 2 \times 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

La suma es igual a 44 g/mol

Segundo paso se determinan las moles que representan 56 g con la siguiente fórmula

$$n = \frac{m}{M} = \frac{56 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 1.27 \text{ mol}$$

Tercer paso se convierte las moles a litros con la relación 1 mol es 22.4 L, es decir:

$$V = nV_m = (1.27 \text{ mol})(22.4 \text{ L/mol}) = 28.44 \text{ L}$$

O bien se pueden usar los factores unitarios para obtener el mismo resultado

$$56 \text{ g} \left| \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} \right| \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{(56)(22.4)}{(44)} = 28.44 \text{ L}$$

Situación 2

El hidrógeno es el elemento más abundante en el universo y ocupa el tercer lugar en abundancia en la corteza terrestre. Su versatilidad lo convierte en un componente clave en diversos procesos industriales tales como: en la producción de metanol, en la hidrogenación catalítica de aceites vegetales para producir grasas sólidas comestibles. También se utiliza para reducir o transformar diferentes óxidos metálicos en metales, como los de plata, cobre, plomo, bismuto, mercurio, molibdeno y wolframio. Ante el agotamiento de las reservas de combustibles fósiles (petróleo, carbón) el hidrógeno puede ser una fuente alternativa de energía limpia y no contaminante. ¿Cuántos moles de hidrógeno hay en 6.46 g de hidrógeno molecular?

Primer paso conocer la masa molar del hidrógeno

$$\text{H} = (2)(1.008 \text{ u}) = 2.016 \text{ g/mol}$$

Se tiene 6.46 g de H_2 y se desea convertir a mol es decir:

masa $\rightarrow$ mol

$$m = 6.46 \text{ g}$$

$$M = 2.016 \text{ g/mol}$$

$$\text{Aplicando la fórmula } n = \frac{m}{M} = \frac{6.46 \text{ g}}{2.016 \text{ g/mol}} = 3.204 \text{ mol}$$

O por regla de tres

$$1 \text{ mol H}_2 \quad \text{—} \quad 2.016 \text{ gH}_2$$

$$x \text{ mol H}_2 \quad \text{—} \quad 6.46 \text{ gH}_2$$

$$x = \frac{(1 \text{ mol H}_2)(6.46 \text{ gH}_2)}{2.016 \text{ gH}_2} = 3.204 \text{ mol H}_2$$

Situación 3

El azufre es un elemento no metálico que suele estar presente casi siempre en las gasolinas. Cuando la gasolina se quema en el pistón del motor, el azufre que contiene se transforma en óxidos de azufre (SO_2 y SO_3), que al liberarse a la atmósfera reaccionan con el agua formando ácido sulfuroso (H_2SO_3) y sulfúrico (H_2SO_4), responsable de fenómeno denominado lluvia ácida. ¿Cuántos átomos hay en 16.3 gramos de azufre?

Para resolver esta situación es necesario conocer la masa molar de azufre con base en la tabla periódica que es 32.07 g/mol, como se conoce la masa molar se puede establecer la siguiente relación.

$$1 \text{ mol S} = 32.07 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de azufre}$$

Entonces se tiene 16.3 de S y se desea convertir a átomos de azufre

masa $\rightarrow$ mol $\rightarrow$ partículas

Solución

a) por factor unitario

$$16.3 \text{ g de S} \left| \frac{1 \text{ mol g de S}}{32.07 \text{ g de S}} \right| \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de S}} = \frac{(16.3)(6.022 \times 10^{23})}{32.07} = 3.060 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

b) por regla de tres

$$32.07 \text{ g de S} \quad \text{—} \quad 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

$$16.3 \text{ g de S} \quad \text{—} \quad x \text{ átomos de S}$$

$$x = \frac{(16.3 \text{ g de S})(6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S})}{32.07 \text{ g de S}} = 3.060 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

c) por fórmula

$$\text{átomos de S} = nN_A = \frac{m}{M}N_A = \left(\frac{16.3 \text{ g de S}}{32.07 \text{ g/mol}} \right) \left(6.022 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} \right) = 3.060 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

Actividad 2.4

Aplicación práctica de conversiones en química

Con la ayuda de tu profesor realiza los siguientes ejercicios de conversiones de unidades de masa, cantidad de sustancia, número de partículas o volumen molar, estas actividades te ayudarán a conectar la química con fenómenos cotidianos y a desarrollar habilidades para interpretar datos con precisión

1. ¿A cuántos gramos equivale?

- a) 2.0 mol de Fe
- b) 0.75 mol de aspirina $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
- c) 0.25 mol de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

2. ¿A cuántos moles equivale?

- a) 0.300 g de paracetamol $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$
- b) 150 g de NaHCO_3

- c) 225 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
3. ¿A cuántas partículas equivale?
- a) 0.5 mol de NH_3
b) 0.04 mol de HNO_2
c) 1.3 mol de Cu
4. ¿A cuántos litros equivale?
- a) 1.5 mol O_2
b) 0.8 mol de aire ($M = 29 \text{ g mol}^{-1}$)
c) 2.25 mol de CO_2
5. ¿A cuántos gramos equivale?
- a) 6.0×10^{22} moléculas de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
b) 2.0×10^{24} átomos de plata
c) 7.0×10^{21} moléculas de H_3PO_2

Actividad 2.5

En forma individual o colaborativa resuelve las siguientes situaciones que consisten en realizar conversiones de unidades de masa, cantidad de sustancia, número de partículas o volumen molar.

1. ¿Cuántos gramos de KCl se encuentran disueltos en 400 mL de una solución al 1.2 %? ¿A cuántos moles equivale? Considere que la densidad es de 1.0 g/mL

Respuesta: 0.064 mol de KCl

2. ¿Cuál es la masa en gramos de 300 mL de glicerina ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$), si su densidad es de 1.26 g/cm³? ¿A cuántos moles equivale?

Respuesta: 4.10 moles de glicerina

3. ¿Cuántas moléculas de dióxido de carbono (CO_2) están contenidas en un globo cargado con 200 mL de dicho gas?

Respuesta: 5.4×10^{21} moléculas de CO_2

4. ¿Cuántas moléculas de cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$) se encuentran en una dosis de 200 mg de esta sustancia?

Respuesta: 6.22×10^{20} moléculas de cafeína

5. ¿Cuántos moles de oxígeno (O_2) hay en 350 L de aire si se estima que el oxígeno constituye el 21 % del aire?

Respuesta: 3.27 moles de O_2

6. ¿Cuál será la masa de 25 litros de amoníaco (NH_3) en condiciones normales de presión y temperatura?

Respuesta: 18.95 g de NH_3

7. ¿A cuántos litros de argón (Ar) corresponden 6.3 mol de este gas en condiciones normales?

Respuesta: 141.26 L de Ar

8. ¿Cuántas moléculas de adrenalina ($C_9H_{13}NO_3$) se inyectan si se administran 50 mg de esta sustancia?

Respuesta: 1.656×10^{20} moléculas de adrenalina

9. ¿Cuántos moles de gas butano (C_4H_{10}) se encuentran en un encendedor cargado con 300 mL de este gas?

Respuesta: 0.0134 moles de C_4H_{10}

10. Cuántos gramos y moles de carbonato de sodio (Na_2CO_3) hay en una caja de detergente de 800 g que contiene 5 % de esta sustancia?

Respuesta: 40 g de Na_2CO_3

Respuesta: 0.377 mol de Na_2CO_3

Los constituyentes de una fórmula química

La química al igual que otras ciencias tiene un lenguaje común y utiliza un lenguaje universal que permite comunicar ideas con precisión en cualquier parte del mundo. Este lenguaje está compuesto por símbolos, fórmulas y signos que representan los elementos y compuestos, facilitando su identificación, estudio y aplicación (Fig. 2.4).

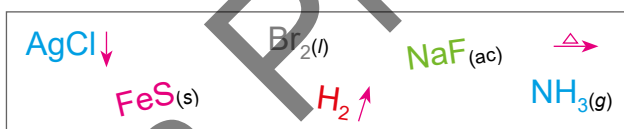


Figura 2.4 Notación, símbolos y representación.

Una fórmula química es una representación simbólica que expresa macroscópicamente el tipo de elementos que constituyen la sustancia (elemental o compuesta) y nanoscópicamente, la proporción numérica que existe entre cada tipo de átomo, en todas las moléculas o celdas unitarias de una sustancia.

¿Qué expresa una fórmula química?

La fórmula $NaCl$, representa al compuesto cloruro de sodio, pero también a la celda unitaria del cloruro de sodio (Fig. 2.5). Ésta nos indica que los elementos que la componen son el sodio y el cloro. Así como la proporción en que se encuentran los átomos, 1:1, es decir un átomo de sodio por cada átomo de cloro.



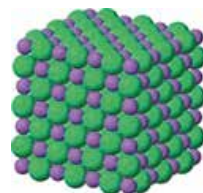
(a)

Nivel macroscópico

NaCl

(b)

Nivel simbólico



(c)

Nivel nanoscópico

Figura 2.5 Nivel de representación (a) nivel macroscópico, (b) nivel simbólico (c) nivel nanoscópico.

De la misma manera, la fórmula H_2O representa tanto al compuesto, como a la molécula de agua. Macroscópicamente indica que los elementos que la componen son el hidrógeno y el oxígeno (Fig. 2.6). Submicroscópicamente que los átomos se encuentran en una proporción de 2:1, es decir, dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno.



Figura 2.6 Nivel de representación (a) nivel macroscópico, (b) nivel simbólico (c) nivel submicroscópico.

Características de una fórmula química

Una fórmula química está constituida por símbolos químicos, subíndices y coeficientes estequiométricos (Fig. 2.7). El símbolo químico sirve para representar tanto al elemento como al átomo presentes en un compuesto, molécula o unidad fórmula.

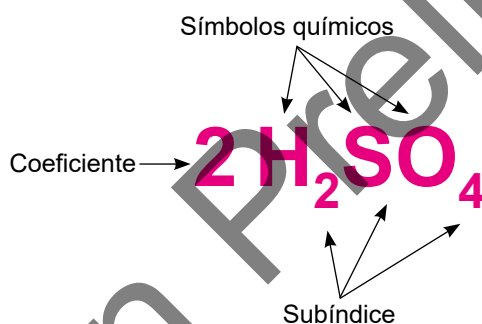


Figura 2.7 Representación de ácido sulfúrico.

Los subíndices representan el número de átomos presentes en una molécula o unidad fórmula de la sustancia. Se escriben siempre en la parte inferior derecha del símbolo químico.

Los coeficientes estequiométricos submicroscópicamente indican el número de moléculas o unidades fórmula y macroscópicamente el número de moles presentes de la sustancia.

La cuantificación o conteo correcto de los átomos a partir de una fórmula química, es importante en la realización del balanceo de una ecuación química.

Por ejemplo:

En el ácido sulfúrico H_2SO_4 ¿cuántos átomos de cada elemento existen?

Elemento	Número de átomos
H	2
S	1
O	4

Leyes cuantitativas

Mucho antes de conocerse la teoría atómica de Dalton y el concepto de mol, investigadores como Antoine Laurent Lavoisier, Joseph Louis Proust, Jeremías Benjamín Richter, Joseph Gay-Lussac,

Amedeo Avogadro, y el mismo John Dalton, establecieron las leyes cuantitativas de la química. Los enunciados de estas leyes sintetizan hechos experimentales relacionados con el comportamiento de la materia, las relaciones ponderales o volumétricas en la que se combinan los elementos en un compuesto químico, o los reactivos y productos en una reacción química.

a) Ley de conservación de la materia de Lavoisier

“En toda reacción química, la masa de las sustancias presentes permanece constante; es decir, la suma de la masa de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos”

b) Ley de Proust o de las proporciones fijas

“Siempre que dos o más elementos se unen para formar un compuesto, guardan entre sí proporciones fijas y determinadas”

Por ejemplo: en el caso del agua, su composición siempre será la misma: H_2O ; es decir, todas sus moléculas están constituidas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Para obtener H_2O , tomando en cuenta el peso atómico de los elementos; siempre se combinan 2 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno; simplificando esta relación en peso sería 1:8; por lo tanto, si reaccionan 4 g de hidrógeno se necesitan 32 g de oxígeno para que mantenga la relación 1 a 8.

c) Ley de las Proporciones Múltiples de Dalton

Siempre que dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, la cantidad de peso de uno de ellos permanece constante, mientras la del otro varía en una relación de números enteros pequeños.

Por ejemplo: si comparamos el dióxido de carbono (CO_2) con el monóxido de carbono (CO), observamos que:

- Cuatro moléculas de CO_2 contienen el mismo número de átomos de carbono que cuatro moléculas de CO .
- Sin embargo, el número de átomos de oxígeno en el CO_2 es el doble que, en el CO , lo que establece una relación 2:1 (Fig. 2.8).

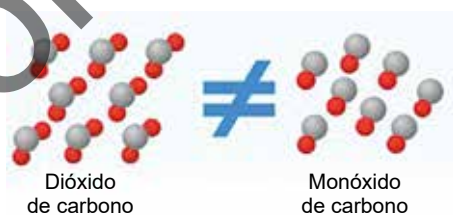


Figura 2.8 Nivel de representación nanoscópico CO_2 y CO .

Este comportamiento revela que los elementos se combinan siguiendo patrones simples y ordenados, lo que permite explicar las proporciones de masa observables a nivel macroscópico mediante la teoría atómica. Así, Dalton aportó una base sólida para comprender cómo la materia se organiza y transforma en el mundo que nos rodea.

Por ejemplo, el carbono puede combinarse con el oxígeno para formar dos compuestos distintos monóxido y el dióxido de carbono. En ambos compuestos, la masa del carbono permanece igual y la del oxígeno varía en cuatro números enteros.

Fórmula	Relación de peso C:O	Relación en peso simplificado
CO	12:16	3:4
CO_2	12:32	3:8

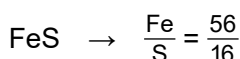
d) Ley de las Proporciones Recíprocas o Equivalentes de Richter

Cuando dos elementos se combinan separadamente con un peso fijo de un tercer elemento, los pesos relativos de los primeros son los mismos que se combinan entre sí, o los múltiplos de éstos.

Ejemplo: en el óxido de hierro (II) (FeO) y el monóxido de azufre (SO), se obtiene las siguientes relaciones en peso:

$$\frac{\text{Fe}}{\text{O}} = \frac{56}{16} \qquad \frac{\text{S}}{\text{O}} = \frac{32}{16}$$

Por lo tanto, cuando el hierro y el azufre se combinen para formar sulfuro de hierro (II) (FeS) o sulfuro de hierro (III) (Fe₂S₃), sus pesos relativos serán múltiplos o submúltiplos de los de su combinación con el oxígeno; es decir:



e) Ley de Gay-Lussac o de los Volúmenes de combinación

Cuando dos o más sustancias gaseosas reaccionan entre sí para dar origen a otra sustancia, gaseosa o no, los volúmenes que ocupan estos gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan una relación sencilla de número enteros (Fig. 2.9).

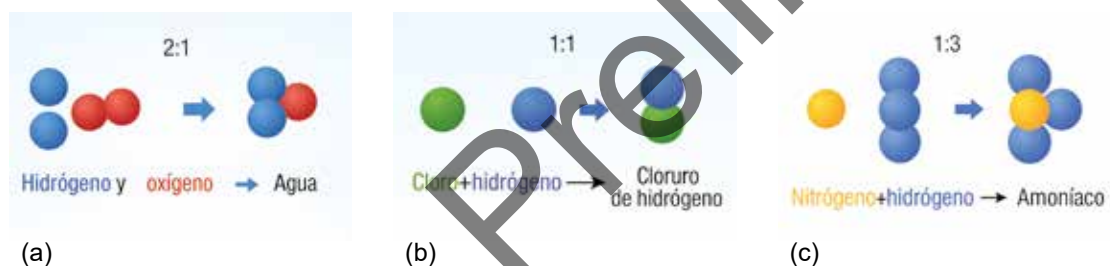


Figura 2.9 Nivel de representación nanoscópico formación agua (a), formación de cloruro de hidrógeno (b) y formación de amoníaco (c).

f) Los elementos están formados por partículas independientes e indestructibles (átomos)

Los átomos de un elemento son iguales en masa y diferentes en propiedades a los de cualquier otro elemento.

Los compuestos están formados a partir de átomos de distintos elementos, entre los cuales se establece una relación numérica sencilla.

Estas relaciones determinan las propiedades características del compuesto y aseguran que su masa sea constante en cada formación. A continuación, se presenta en la (Fig. 2.10) un resumen de los primeros fundamentos de Química Analítica general.

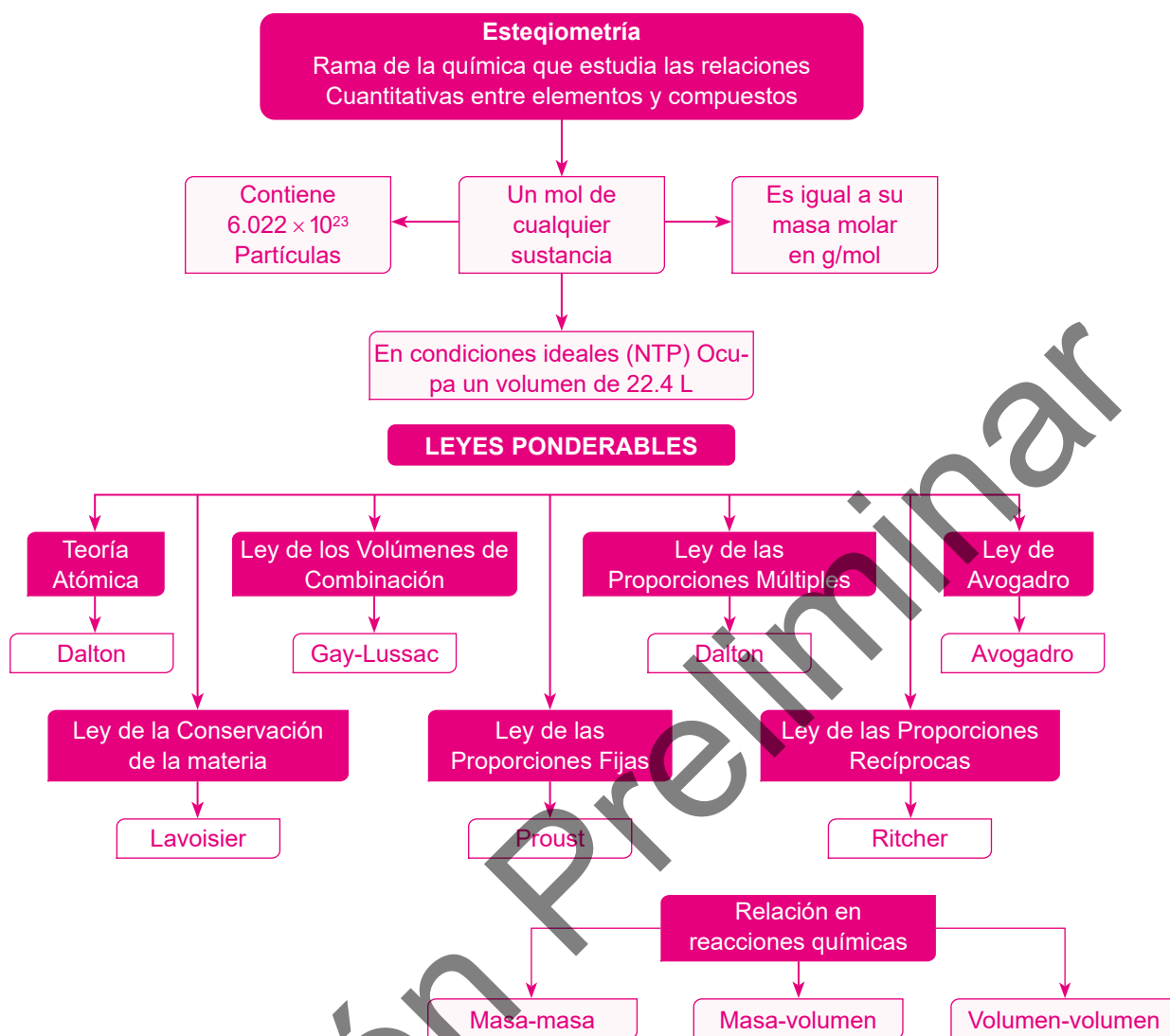


Figura 2.10 Integración de conceptos de estequiometría y leyes ponderales.

Composición porcentual

¿Qué es la composición porcentual y cómo se relaciona con la ley de Proust?

Una forma práctica de aplicar la ley de Proust es a través del cálculo de la composición porcentual de un compuesto. Esto significa conocer qué porcentaje de la masa total representa cada uno de los elementos que lo forman.

Como todos los compuestos existentes siempre tendrán las mismas proporciones de sus componentes, la ley de Proust puede también enunciarse de la siguiente manera:

La composición porcentual de toda sustancia siempre es constante. No importa si el compuesto se encuentra en una tableta efervescente, en un laboratorio o en la naturaleza: sus elementos siempre estarán presentes en la misma proporción.

La proporción en masa que guardan los elementos en un compuesto se puede expresar en partes, gramos, mol o porcentajes. Para el caso del bicarbonato de sodio (NaHCO_3) se expresaría de la siguiente manera:

Elementos	Número de átomos	Masa atómica del elemento	Porcentaje	Composición %
Na	1	22.99	$\frac{22.99}{83.99} \times 100$	27.37 %
H	1	1.0 g	$\frac{1.0}{83.99} \times 100$	1.19 %
C	1	12.0 g	$\frac{12}{83.99} \times 100$	14.29 %
O	3	16.0 g	$\frac{22.99}{83.99} \times 100$	19.05 %
		83.99 g	Total de NaHCO ₃	100.0 %

Si se analiza la fórmula del NaHCO₃ la proporción en que se encuentran los átomos siempre es 1:1:1:3; es decir se unen un átomo de sodio, uno hidrógeno, uno de carbono y tres de oxígeno.

Ahora bien, si se unen 5 átomos de sodio, 5 átomos de hidrógeno, 5 átomos de carbono y 15 átomos de oxígeno, la proporción sigue siendo 1:1:1:3, y estos formarían 5 unidades fórmula de NaHCO₃.

Actividad 2.6

En forma individual o colaborativa realiza los siguientes ejercicios.

- a) Determina el número relativo de átomos en una fórmula química.

Fórmula	Nombre	Número de átomos
KClO ₃	Clorato de potasio	K: ____ Cl: ____ O: ____
H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico	H: ____ P: ____ O: ____
3 Na ₃ BO ₃	Borato de sodio	Na: ____ B: ____ O: ____
2 (NH ₄) ₂ SO ₄	Sulfato de amonio	N: ____ H: ____ S: ____ O: ____
Pb(NO ₃) ₄	Nitrato de plomo (IV)	Pb: ____ N: ____ O: ____

- b) Expresa qué información te sugieren las siguientes fórmulas químicas desde un punto de vista macroscópico y nanoscópico.

Fórmula	Punto de vista macroscópico	Punto de vista submicroscópico
3 Na ₃ BO ₃		
2 (NH ₄) ₂ SO ₄		

- c) ¿Qué ley explica que la composición del agua sea siempre de 89 % de oxígeno y 11 % de hidrógeno?

Actividad 2.7

En forma individual o colaborativa responde a las siguientes preguntas referidas a la ley de las proporciones definidas y constantes.

- a) El ácido nítrico es uno de los ácidos inorgánicos más importantes, actúa como agente oxidante. Calcula la composición porcentual en masa del HNO_3 .

Elemento	Masa atómica	Masa con la que contribuye	Composición porcentual
H	1.008		
N	14.01		
O	16.00		

- b) El óxido de grafeno reducido (rGO) es un material avanzado con aplicaciones emergentes en baterías de ion litio, sensores biomédicos y electrónica flexible. Calcula la composición porcentual en masa de la unidad $\text{C}_3\text{H}_2\text{O}_3$.

Elemento	Masa atómica	Masa con la que contribuye	Composición porcentual
C	12.01		
H	1.008		
O	16.00		

- c) El dióxido de titanio dopado con nitrógeno (TiO_2N) es un material avanzado usado en procesos de descontaminación ambiental y purificación de agua gracias a su capacidad fotocatalítica bajo luz visible. Calcula la composición porcentual en masa del TiO_2N .

Elemento	Masa atómica	Masa con la que contribuye	Composición porcentual
Ti	47.87		
O	16.00		
N	14.01		

- d) El fosfato de hierro (III) (FePO_4) es un material innovador en la agricultura, usado como fertilizante de liberación controlada y en tecnologías de nutrición vegetal inteligente. Calcula la composición porcentual en masa del FePO_4 .

Elemento	Masa atómica	Masa con la que contribuye	Composición porcentual
Fe	55.85		
P	30.97		
O	16.00		

Actividad 2.8

Autoevaluación: Fórmulas químicas y leyes cuantitativas.

Pon a prueba tus conocimientos resolviendo, de forma individual, las siguientes preguntas relacionadas con las fórmulas químicas y las leyes cuantitativas que rigen la química.

1. A qué ley cuantitativa corresponde la siguiente frase: “Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, la relación en masa en que lo hacen es siempre la misma”, sin importar su origen o quien lo haya producido.
 - a) Ley de la conservación de la masa
 - b) Ley de las proporciones definidas
 - c) Ley de las proporciones múltiples
 - d) Ley de las proporciones recíprocas
2. Químico inglés que en 1808 postuló la ley de las proporciones múltiples.
 - a) Antoine Lorenzo Lavoisier
 - b) John Dalton
 - c) Joseph Louis Proust
 - d) Amadeo Avogadro
3. Se define como la representación simbólica que expresa cualitativa y cuantitativamente el tipo de elementos y la proporción numérica en la que existe cada uno, en una sustancia (elemental o compuesta).
 - a) Ecuación química
 - b) Fórmula química
 - c) Especie química
 - d) Elementos químicos
4. Químico francés que, en 1799, postuló la ley de las proporciones definidas y constantes.
 - a) Antoine Lorenzo Lavoisier
 - b) John Dalton
 - c) Joseph Louis Proust
 - d) Amadeo Avogadro
5. A qué ley cuantitativa corresponde la siguiente frase: Cuando dos o más elementos se combinan para formar más de un compuesto, una masa variable de uno de ellos se une a una masa fija del otro, manteniendo entre ellos una relación de números enteros sencillos.
 - a) Ley de la conservación de la masa
 - b) Ley de las proporciones definidas
 - c) Ley de las proporciones múltiples
 - d) Ley de las proporciones recíprocas

6. Químico francés que, en 1785, postuló la ley de la conservación de la masa.
- Antoine Lorenzo Lavoisier
 - John Dalton
 - Joseph Louis Proust
 - Amadeo Avogadro
7. ¿Qué ley permite explicar la formación de compuestos como: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 ?
- Ley de la conservación de la masa
 - Ley de las proporciones definidas
 - Ley de las proporciones múltiples
 - Ley de las proporciones recíprocas
8. En los viajes interplanetarios realizados por sondas, se ha podido comprobar que al combinar 2 g de hidrógeno con 16 g de oxígeno, se obtiene siempre, 18 g de agua. ¿Qué ley permite explicar este fenómeno?
- Ley de la conservación de la masa
 - Ley de las proporciones definidas
 - Ley de las proporciones múltiples
 - Ley de las proporciones recíprocas
9. Un coeficiente estequiométrico puede representar:
- Número de moléculas
 - Número de unidades fórmula
 - Número de moles
 - Todos son correctos
10. Durante una reacción química, se combinan 50 g de sustancias reactivas y se obtienen exactamente 50 g de productos. ¿Qué ley explica este fenómeno?
- Ley de la conservación de la masa
 - Ley de las proporciones definidas
 - Ley de las proporciones múltiples
 - Ley de las proporciones recíprocas

Determinación de fórmulas químicas: empíricas y moleculares

Vicente Ortigosa de los Ríos nació en la ciudad de Tepic, hoy Nayarit el 5 de abril de 1817, químico de profesión e industrial, estudió en Guadalajara y varias partes de Europa, entre la Universidad de Giessen, Alemania donde obtuvo su grado de química y aísla el componente de la Nicotina, en Francia en la Escuela Politécnica de París.

En 1842 presentó su tesis, sobre la composición de la nicotina y de algunos de sus compuestos, asesorado por Justus von Liebig químico alemán pionero en el estudio de la química orgánica y el análisis químico.



Figura 2.11 V. Ortigosa.

Chamizo (1999), en su ensayo “La nicotina del tabaco, algo de la química del siglo XIX”, señala que Ortigosa fue un importante productor de tabaco en Nayarit, pues era originario de Tepic. Tal vez eso, lo llevó a estudiar a la nicotina, y ser el primero en aislarla y analizar su composición. En 1842, presentó su tesis, “sobre la composición de la nicotina y de algunos de sus compuestos”, en un momento en el que el presidente de México, Antonio López de Santa Anna, estaba más preocupado por enterrar con honores su pierna perdida años atrás, durante la invasión francesa en el puerto de Veracruz.

Sus resultados sobre el análisis químico de la nicotina fueron: (C = 73.3 %, H = 9.6 % y N = 17.1 %), obteniendo una fórmula mínima de $C_{10}H_{16}N_2$.

A su regreso a México, en específico a Guadalajara en 1840 contrae nupcias con Francisca Espinosa de los Monteros y adquiere terrenos aledaños a los ríos, se convirtió en socio de la Compañía Industrial de Atemajac donde también participaban José Palomar y otros, dueña de las fábricas de Atemajac y El Batán, además, adquiere los terrenos del molino El Salto, cerca de El Salvador (la localización de ambos molinos sigue pendiente). Allí instala una fábrica de ácidos, sitio donde se cree los hermanos Lowree instalarán la pequeña fábrica de hilados de El Salto. Realizó otras labores dentro de la política y otros rubros, fallece el 3 de enero de 1877 en la ciudad de Guadalajara, dejando un importante legado tanto en la industria, la educación, la política y la química.

En la figura 2.11 del laboratorio de Justus von Liebig, Vicente Ortigosa aparece a la izquierda.

Es de resaltar que Vicente Ortigosa es el primer mexicano en doctorarse en Europa, el primer especialista en química orgánica y el primer latinoamericano en publicar en la revista científica Liebig Annalen.

Hasta el momento has aprendido a conceptualizar fórmula química, a identificar sus componentes e interpretar la información que proporciona tanto cualitativa como cuantitativamente. También has practicado cómo calcular la composición porcentual. Ahora, el proceso se va a realizar a la inversa, se determinará la fórmula química a partir de la composición porcentual.

Es importante señalar que aun cuando existen diversos tipos de fórmulas químicas, aquí sólo se revisará la fórmula empírica y la molecular.

Fórmula empírica: la esencia de un compuesto

La fórmula empírica, también conocida como fórmula mínima, representa la relación más sencilla entre los elementos presentes en un compuesto químico. El término “empírica” se refiere al hecho de que esta fórmula se determina a partir de datos experimentales obtenidos en el laboratorio. Para calcularla, es fundamental conocer la composición porcentual o las masas de cada elemento que conforma el compuesto, permitiendo establecer la proporción más simple entre ellos.

Ejemplo:

Se determinó experimentalmente la composición porcentual de un compuesto: O= 40.0 %; H= 2.52 % y Na= 57.48 %.

Para determinar la relación atómica, se toma una base de cálculo de 100 % = 100 g, por lo tanto, se tiene que:

$$\text{O: } 40 \% = 40 \text{ g}$$

$$\text{H: } 2.52 \% = 2.52 \text{ g}$$

$$\text{Na: } 57.48 \% = 57.48 \text{ g}$$

Ahora se divide la masa entre la masa atómica del elemento correspondiente

$$\text{O} = \frac{40 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2.5 \text{ mol}$$

$$\text{H} = \frac{2.52 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 2.5 \text{ mol}$$

$$\text{Na} = \frac{57.48 \text{ g}}{22.99 \text{ g/mol}} = 2.5 \text{ mol}$$

Los valores obtenidos corresponden a la mínima relación de combinación entre los átomos de los elementos. Para obtener números enteros, se divide cada valor entre el valor más pequeño.

$$\text{O} = \frac{2.5}{2.5} = 1$$

$$\text{H} = \frac{2.5}{2.5} = 1$$

$$\text{Na} = \frac{2.5}{2.5} = 1$$

Los números obtenidos expresan la mínima relación entre los átomos de los elementos y se colocan como subíndices para construir la fórmula empírica. En este caso, no se escriben como subíndices, pues corresponde a la unidad.

Fórmula empírica: NaOH

Fórmula molecular

La fórmula molecular muestra el número real de átomos de cada elemento que hay en una molécula o celda unitaria de un compuesto. A veces se le llama también fórmula real o verdadera. Aunque este nombre ha sido más común en compuestos moleculares o iónicos, se sigue usando

ampliamente. Para determinar la fórmula molecular de un compuesto es necesario conocer primero su fórmula empírica y su masa molecular o masa fórmula. En algunos casos, la fórmula molecular coincide con la fórmula empírica, mientras que, en otros, es un múltiplo entero de ella. Esto significa que la fórmula molecular representa la forma exacta en que los átomos se agrupan en la molécula o estructura cristalina.

Como la fórmula molecular de un compuesto es igual a la fórmula empírica o a un múltiplo entero de la misma, entonces:

$$\text{Fórmula empírica } (n) = \text{Masa molecular o masa fórmula}$$

Despejando n se tiene que:

$$n = \frac{\text{Masa molecular o masa fórmula}}{\text{Fórmula empírica}}$$

n es el número que muestra cuántas veces la fórmula empírica está contenida en la fórmula molecular.

Los subíndices de la fórmula molecular se obtienen al multiplicar por n los subíndices de la fórmula empírica.

Ejemplo:

Si el benceno tiene fórmula empírica CH y una masa molecular de 78.108 uma. ¿Cuál es su fórmula molecular?

$$\text{Fórmula empírica } (n) = \text{Masa molecular o masa fórmula}$$

$$n(\text{CH}) = 78.108$$

$$n = \frac{78.108}{(12.01 + 1.0008)} = \frac{78.108}{13.018} = 6$$

La fórmula molecular del benceno $(\text{CH})_n = (\text{CH})_6 = \text{C}_6\text{H}_6$

Actividad 2.9

En forma individual o colaborativa resuelve los siguientes ejercicios de fórmula empírica y molecular.

1. La alta temperatura que se alcanza dentro del pistón en un motor de combustión interna, provoca una reacción entre el nitrógeno y el oxígeno formando los óxidos de nitrógeno como subproductos de la combustión. Uno de estos óxidos se compone de N = 30.45 % y O = 69.55 %. ¿Cuál es la fórmula empírica y molecular de este compuesto, si su masa molecular es de 46.01 u?

Elemento	%	Masa atómica	Relación atómica % masa atómica	Relación atómica	Números enteros
N	30.45	14.01			
O	69.55	16.0			

Fórmula empírica: _____

Fórmula molecular: _____

2. Se sometió a calentamiento una muestra de 5.65 g de hierro en polvo, en presencia de oxígeno. Al reaccionar completamente el hierro, la masa del compuesto obtenido fue de 8.0779 g. ¿Cuál es su fórmula empírica y fórmula molecular, si la masa fórmula del compuesto es de 159.7 u?

Elemento	%	Masa atómica	Relación atómica % masa atómica	Relación atómica	Números enteros
Fe					
O					

Fórmula empírica: _____

Fórmula molecular: _____

3. Si se conoce un óxido del elemento A_xO_y y este contiene 80.34 % de A. Si la masa de A es 4.087 veces mayor que la masa del átomo de oxígeno, ¿cuál será la fórmula empírica del óxido? Identifica a qué óxido metálico corresponde.

Elemento	%	Masa atómica	Relación atómica % masa atómica	Relación atómica	Números enteros
A					
O					

Fórmula empírica: _____

Fórmula molecular: _____

Autoevalúate respondiendo a las siguientes preguntas y escribe una breve reflexión acerca de la importancia del análisis químico en la determinación de fórmulas químicas.

1. A este tipo de fórmula se le conoce también como fórmula mínima.
 - a) Fórmula molecular
 - b) Fórmula estructural
 - c) Fórmula empírica
2. Este tipo de fórmula expresa la relación más sencilla o simple entre los elementos que constituyen un compuesto.
 - a) Fórmula molecular
 - b) Fórmula estructural
 - c) Fórmula empírica
3. ¿Cuál de las siguientes fórmulas consideras que es empírica?
 - a) CH
 - b) NaCl
 - c) H₂O
4. Este tipo de fórmula expresa la cantidad exacta de átomos de cada elemento presentes en la unidad más pequeña de una sustancia.
 - a) Fórmula molecular
 - b) Fórmula estructural
 - c) Fórmula empírica
5. La fórmula empírica del agua oxigenada, H₂O₂ es:
 - a) H₂O
 - b) H₂O₂
 - c) OH
6. La fórmula empírica del dióxido de carbono, C₂O₄ es:
 - a) CO
 - b) CO₂
 - c) C₂O₄
7. ¿Qué fórmula muestra cómo se enlazan los átomos en una molécula?
 - a) Fórmula molecular
 - b) Fórmula estructural
 - c) Fórmula empírica
8. La fórmula empírica de la glucosa (C₆H₁₂O₆) es:
 - a) CH₂O
 - b) C₆H₁₂O₆
 - c) C₃H₆O₃
9. ¿Cuál de las siguientes fórmulas representa una fórmula estructural?
 - a) C₂H₄O
 - b) CH₃CH₂OH
 - c) H₂O
10. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones describe mejor la fórmula molecular?
 - a) Muestra el número exacto de átomos de cada elemento en la molécula.
 - b) Es la relación más simple de los átomos en la molécula.
 - c) Muestra los enlaces entre los átomos.

Resolución de ejercicios

Ejercicios de conversiones: masa-mol-partículas-volumen

- ¿Qué cantidad contiene mayor número de átomos?
 - 0.5 mol de SO_2
 - 14 g de N_2
 - 67.2 litros de He (en condiciones normales)
 - 4.0 g de H_2
- Si la masa atómica del Ti es igual a 47.9 u, podemos afirmar que un mol de Ti equivale a:
 - 47.9 átomos
 - 47.9 g
 - 6.23×10^{32} g
 - 47.9 kg
- Si disponemos de 10 g de amoníaco (NH_3) y eliminamos 1×10^{23} moléculas de NH_3 , ¿cuánto amoníaco en gramos quedará aproximadamente?
 - 3.52 mol
 - 3.53×10^{23} moléculas
 - 7.17 g
 - 1.68 moles de NH_3
- El tetrahidrocanabinol (THC), es el principio activo de la marihuana. Para producir intoxicación se requiere un mínimo de 25 μg de THC. La fórmula molecular es: $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$.
 - ¿Cuántos mol de THC representa 25 μg ?
 - ¿Cuántas moléculas de THC existen en 25 μg ?
- La magnetita (Fe_3O_4) es un importante mineral de hierro. Según estudios revelan que diferentes animales (abejas, moluscos, palomas, etc.) la usan para orientarse en el campo magnético de la tierra. Por ejemplo, las palomas tienen en el pico granos de magnetita que les permite orientarse. Calcula las toneladas de hierro que se pueden obtener a partir de 5×10^6 kilogramos de este mineral.

Ejercicios de composición porcentual, fórmula empírica y molecular

1. El nitrógeno forma una serie de compuestos con el oxígeno, analiza los siguientes datos y determina la fórmula empírica de cada uno de ellos. De acuerdo con los resultados que se obtengan contesta la opción correcta.

Gramos de cada elemento en el compuesto					
Elemento	A	B	C	D	E
N	0.450	0.250	1.00	2.00	1.25
O	0.257	0.286	1.73	4.58	3.57

Se puede afirmar que:

- a) A, B, C y D son el mismo compuesto.
b) Todos los compuestos son distintos.
c) D y E son el mismo compuesto.
d) B y C son el mismo compuesto.
2. Un aminoácido cuya fórmula molecular es $C_aH_bN_xO_2$, fue sometido a diferentes análisis y se encontró que su masa molar es 174 g/mol, además de contener un 8.10 % en masa de hidrógeno y 41.37 % en masa de carbono. ¿Cuál es el valor de x del nitrógeno en la fórmula?
- a) 1 b) 2 c) 3 d) 4
3. Se tiene un compuesto con el siguiente porcentaje en masa 31.2 % para magnesio, 26.8 % para fósforo y el balance para oxígeno, encuentre la fórmula molecular.
4. El nutrasweet, es un edulcorante bajo en calorías que contiene aspartame, el cual es utilizado en diversos productos alimenticios light. La fórmula molecular del aspartame es: $C_{14}H_{18}N_2O_5$.
- a) Calcula la masa molar
b) ¿Cuántos mol de aspartame hay en un miligramo?
c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en un miligramo?
5. El olor característico del ajo se debe a una sustancia llamada alicina. El análisis de este compuesto reporta la siguiente composición porcentual: C = 44.44 %; H = 6.21 %; S = 39.5 % y O = 9.86 %. Al determinar su masa molar se encontró que es igual 162 g/mol. ¿Cuál es la fórmula empírica y molecular de este compuesto?

Reacciones químicas y sus representaciones

Unidad 3

Meta de aprendizaje	Requiere acompañamiento	Bueno	Sobresaliente
CC Comprender qué es la materia y concibe sus interacciones			
CT1. Relacionar la naturaleza de la estructura microscópica con los patrones macroscópicos.			
CT2 Clasificar las relaciones observadas como causales o correlacionales.			
CT3 Extraer información sobre la magnitud de las propiedades y los procesos a partir de relaciones proporcionales entre distintas cantidades.			
CT4 Utilizar modelos para representar sistemas.			

En esta unidad se tiene el propósito de interpretar las relaciones cuantitativas que se dan en los procesos químicos a través de los niveles de representación de la química que ayuden a comprender los fenómenos químicos del quehacer cotidiano.

Actividad 3.1

Realiza la siguiente lectura que contextualiza, sobre la importancia de observar e interpretar los fenómenos químicos que ocurren en la vida cotidiana, una vez concluida la lectura contesta las preguntas del final de ésta, de manera colaborativa.

Cambios que revelan la química de la vida

¿Alguna vez has escuchado la frase: “lo único constante en el universo es el cambio”? El cambio es un concepto que implica pasar de un estado a otro. Por ejemplo, en Física, un objeto puede pasar de estar quieto a moverse. En Química, el cambio puede implicar que una sustancia se transforme en otra.

Te has preguntado, ¿qué provoca que la materia esté siempre en constante transformación? ¿Por qué las sustancias reaccionan entre sí? La respuesta está en la energía: en todo cambio, la energía se libera o se absorbe.

Nuestro propio cuerpo experimenta muchas transformaciones, algunas son visibles y otras no, porque ocurren dentro de nosotros o en nuestras células. A nuestro alrededor, también hay muchos cambios que a menudo no notamos. Estos pequeños cambios reflejan lo esencial de la naturaleza.

Si observas con atención, verás transformaciones como la caída de un objeto, la atracción de un imán y un metal, el movimiento de las olas, el paso del agua de sólido a líquido, el calor de una estufa, el encendido de un cerillo, la oxidación del hierro, la digestión de los alimentos, la metamorfosis de una oruga en mariposa, la descomposición de la carne, la maduración de las frutas, la fotosíntesis, o el cambio de color en las hojas de los árboles.

Estos ejemplos, aunque cotidianos, son ventanas a los principios de la química. Lo importante no es solo reconocerlos, sino comprender cómo y por qué ocurren. Al hacerlo, te conviertes en un observador crítico del mundo, capaz de interpretar los fenómenos que dan forma a la vida.

1. ¿Por qué es importante estudiar los cambios en ciencia?
2. ¿Qué considera que ocurre con los átomos de las sustancias reactivas durante su transformación en productos?
3. ¿Qué ejemplos puede identificar en su entorno que demuestre que el cambio está presente en todos lados?

En ciencia los cambios se clasifican según la naturaleza del proceso y la profundidad de la transformación.

Un cambio físico

Un cambio físico es aquel donde no se altera la composición de las sustancias participantes, es decir, la identidad química de las sustancias se mantiene, aunque su estado físico, su tamaño o forma se modifica. Se dice que el cambio físico no es permanente, porque el sistema puede volver a su estado inicial, presentar cierta reversibilidad por aumento o disminución de energía. Sin embargo, la reversibilidad no es exclusiva de los cambios físicos: también existen reacciones químicas reversibles, especialmente cuando se modifican las condiciones externas del entorno.

Por ejemplo:

El cambio del estado líquido a vapor (gaseoso) del agua, es un cambio físico, el agua conserva su identidad química, aunque sus propiedades físicas sean diferentes. ¿Cómo argumentar que el agua líquida y en forma de vapor, están constituidas por las mismas entidades químicas?

Esto no es posible mediante la observación, sólo mediante el uso de modelos teóricos que nos permitan explicar la estructura submicroscópica del agua. Gracias a ellos, sabemos que, tanto en estado líquido como gaseoso, las moléculas del agua están compuestas por los mismos átomos: dos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Además, este cambio es reversible. Si se reduce la temperatura, el vapor se condensa y vuelve al estado líquido, reafirmando que no ha habido transformación química, sino una reorganización física de las moléculas.

Cambio químico

Un cambio químico es aquel donde se modifica la composición y las propiedades de las sustancias que participan, alteran su naturaleza química y dan origen a sustancias distintas de las iniciales, es decir, cambian su identidad química.

Los cambios o fenómenos químicos se conocen también como reacciones químicas. A las sustancias iniciales se les conoce como reactivos y a las sustancias resultantes de la reacción como productos.

En todo cambio, ya sea físico, químico o nuclear está presente la energía, que en ocasiones se libera y en otros se absorbe.

Ejemplo de cambio químico: la combustión de un papel.

Durante la combustión del papel, los reactivos son el papel, compuesto principalmente por celulosa, y el oxígeno presente en el aire. Al iniciarse la reacción, la celulosa se quema y ocurre una reacción de combustión, en la que se transforman las sustancias originales. Como productos de esta reacción se generan bióxido de carbono y agua, además se libera energía en forma de calor.

Niveles de representación en una reacción química

Nivel macroscópico

En el nivel macroscópico una reacción química se define como un proceso en el cual una o varias sustancias se forman a partir de otra u otras.

Mediante la observación, se puede inferir que las propiedades de los reactivos son diferentes a las de los productos, esto a partir de las características macroscópicas como, cambio de color, formación de sólido insoluble, formación de gases, entre otras.

Nivel simbólico

Una reacción química se puede describir utilizando representaciones simbólicas, como símbolos, fórmulas y ecuaciones químicas de reactivos y productos.

Nivel submicroscópico o nanoscópico

Para argumentar a nivel submicroscópico que se ha realizado una reacción química, se utilizan modelos teóricos que permiten explicar cómo los átomos, moléculas o iones de los reactivos interactúan para formar nuevas agrupaciones o reordenamientos y con ello, la formación de nuevas sustancias.

El término nanoscópico se ha empezado a utilizar en vez del término submicroscópico propuesto por Johnstone (1993), por tratarse de entidades cuyas dimensiones están en el orden de los nanómetros (1×10^{-9} m), como los átomos, iones y moléculas.

Por ejemplo:

Para que se lleve a cabo un cambio químico, deben romperse los enlaces en las moléculas o redes cristalinas de las sustancias que participan. A veces es necesaria la aplicación de energía. El reacomodo de átomos o iones da lugar a nuevos enlaces, lo que permite la formación de nuevas sustancias, denominadas productos.

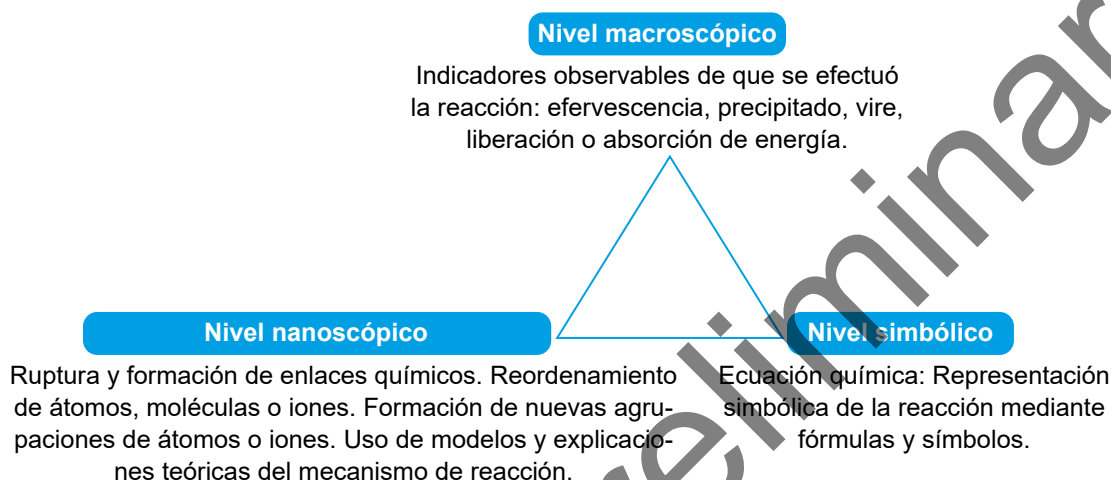


Figura 3.1 Los tres niveles de representación de A. H. Johnstone (1993).

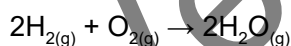
Por ejemplo:

Para que se realice la combinación de hidrógeno con oxígeno es necesario aplicar cierta energía, la representación macroscópica, simbólica y nanoscópica de este proceso se describen a continuación.

Nivel macroscópico

En la imagen que se muestra en la figura 3.2 se aprecia la combustión del hidrógeno, para impulsar un globo aerostático.

Nivel simbólico



Nivel nanoscópico

Los enlaces de las moléculas de hidrógeno y de oxígeno se rompen por acción del calor, los átomos de hidrógeno y oxígeno se reordenan formando moléculas de agua.



Figura 3.2 Combustión de hidrógeno.

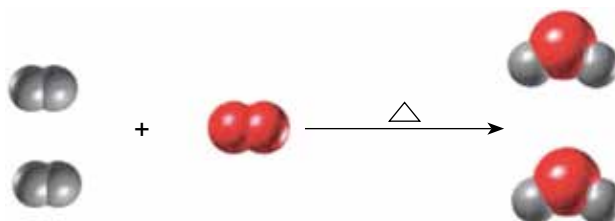


Figura 3.3 Representación nanoscópica de la formación de agua.

Características macroscópicas o factores que indican que se ha efectuado una reacción química.

Las características macroscópicas son indicadores de que a nivel nanoscópico una sustancia cambia su esencia, modifica su identidad y se transforma en otra sustancia diferente.

Para identificar un cambio químico o reacción química, se pueden aprovechar algunas características macroscópicas, tales como: liberación o absorción de calor, producción de efervescencia o liberación de gases, cambio de color y aparición de un sólido insoluble (precipitado).



Figura 3.4 Factores que indican que se ha efectuado una reacción química, (a) liberación de energía en forma de calor, (b) producción de gas, (c) un cambio de color, (d) aparición de un sólido insoluble (precipitado).

Ecuación química: modelo simbólico de una reacción química

La reacción química existe en el mundo real, y su modelo de representación es la ecuación química.

Una ecuación química es una representación cualitativa y cuantitativa de un proceso químico real.

Para expresar una ecuación química se emplean símbolos especiales que proporcionan información específica acerca de las sustancias participantes (reactivos y productos) o sobre las condiciones de reacción. De esta manera, los reactivos se muestran al lado izquierdo de la ecuación, antes de la flecha y los productos se ubican al lado derecho, después de la flecha.

La flecha horizontal ($\rightarrow$) separa a reactivos y productos y se lee, como: “produce”, “forma”, “da” u otra expresión similar.

El estado físico de las sustancias se expresa mediante los símbolos: (s), (l) y (g), los cuales indican los estados: sólido, líquido y gaseoso, respectivamente. Si la sustancia que participa está disuelta en agua, se usa el símbolo (ac), que significa “en disolución acuosa”. Cuando en los productos se libera un gas, en la ecuación se indica con una flecha hacia arriba ($\uparrow$) o el símbolo (g). Asimismo, cuando se forma un sólido insoluble (precipitado) se indica con una flecha hacia abajo ($\downarrow$) o con el símbolo (s).

Muchas reacciones se desarrollan en una sola dirección, es decir, de izquierda a derecha, o de los reactivos hacia los productos. Estas reacciones se denominan “irreversibles”, y en la ecuación química se simbolizan con una flecha horizontal ($\rightarrow$).

También se presenta el caso de reacciones químicas en las que, una vez formados los productos, éstos interactúan entre sí, y se invierte el sentido de la reacción hacia la formación de reactivos. A estas reacciones se les llama “reversibles” y se simbolizan con una doble flecha ($\rightleftharpoons$).

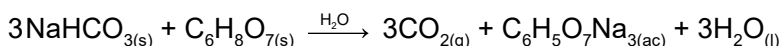
Por ejemplo:

Considérese la reacción de un Alka-seltzer con el agua.

Nivel macroscópico

Al colocar una tableta de Alka-Seltzer en agua, se observa una efervescencia inmediata. Esta reacción ocurre gracias a la interacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido cítrico presentes en la tableta. Al reaccionar, se forman citrato de sodio, agua y bióxido de carbono (CO₂). La liberación de este gas es lo que provoca el burbujeo característico, visible a simple vista, y sirve como evidencia macroscópica de que se ha producido una reacción química.

Nivel simbólico



Nivel nanoscópico

Desde este nivel, podemos argumentar que se ha llevado a cabo una reacción química al analizar la interacción entre partículas involucradas. En el caso de la reacción entre el ácido cítrico y el bicarbonato de sodio, liberan iones hidrógeno o protones (H⁺), los cuales se unen a los iones oxhidrilo (OH⁻) para formar las moléculas de agua (H₂O). Simultáneamente el ion bicarbonato (HCO₃⁻), libera dióxido de carbono CO₂, como producto gaseoso. Por otro lado, los grupos carboxilos del ion citrato, se unen a los iones sodio para formar unidades de citrato de sodio, una nueva sustancia con propiedades distintas a las iniciales. Este reordenamiento de átomos e iones, y la formación de nuevas agrupaciones, confirma que ha ocurrido una transformación química a nivel submicroscópico

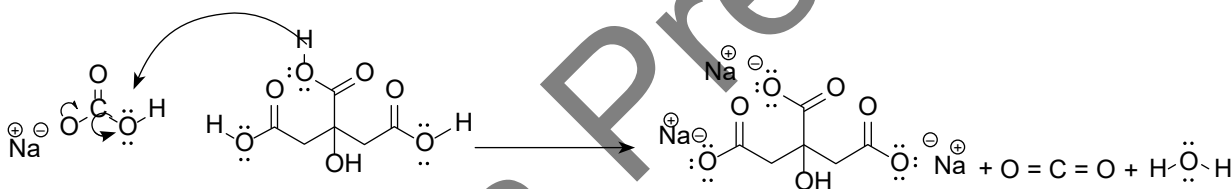


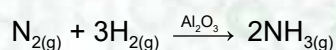
Figura 3.5 Mecanismo de reacción entre bicarbonato de sodio y ácido cítrico.

Actividad 3.1

- a) Completa la tabla colocando la simbología correspondiente a cada componente de una ecuación química.

Condiciones de la reacción	Símbolo
a) Aplicación de calor	
b) Aparición de un sólido insoluble	
c) Liberación de un gas	
d) Signo para separar a las sustancias	
e) Sustancia en estado sólido	
f) Sustancia en estado líquido	
g) Sustancia en estado gaseoso	
h) Sustancia disuelta en agua	
i) Reacción irreversible	
j) Reacción reversible	

b) Escribe la información que proporciona la siguiente ecuación química.



Condiciones de la reacción

a) Nombre de reactivos	
b) Nombre de productos	
c) Coeficientes	
d) Sustancias líquidas	
e) Sustancias gaseosas	
f) Reversibles e irreversible	
g) Catalizador	

Actividad 3.2

En forma individual o colaborativa escribe la representación simbólica que corresponde a cada una de las expresiones verbales de los siguientes procesos.

1. Captura y almacenamiento de CO₂

La captura y almacenamiento de bióxido de carbono (CO₂) es una estrategia clave para reducir las emisiones contaminantes y mitigar el calentamiento global. El profesor Justus von Liebig (1803-1873) inventó un método para determinar el contenido de carbono, hidrógeno y oxígeno, con su kaliapparat absorbía el CO₂ que viene de la combustión de un compuesto orgánico en una disolución de KOH para dar el carbonato de potasio (Liebig, 1831; Usselman, 2003), y ésta sigue siendo la forma más eficiente de atrapar el bióxido de carbono. Representa la reacción de captura de CO₂ con hidróxido de potasio para generar carbonato de potasio y agua.

2. Transformando villanos atmosféricos en soluciones verdes

Dos de los villanos de la atmósfera son el metano (CH₄) y el bióxido de carbono (CO₂), pueden convertirse en aliados si se aprovechan en una reacción que cumple con los 12 principios de la química verde. La propuesta consiste en atrapar metano con bióxido de carbono para sintetizar ácido acético (CH₃COOH), aunque después veríamos que hacemos con tanto vinagre. Este proceso ya fue reportado en el 2021 pero todavía faltan cosas que mejorar (Tu et al, 2021).

3. Reversibilidad de la descomposición del óxido mercúrico

Al aplicar calor al óxido mercúrico (HgO), se descompone en mercurio metálico (Hg) y oxígeno (O₂) que se libera. Con el paso del tiempo se observa que esta reacción es reversible, el mercurio reacciona con el oxígeno del aire y produce óxido mercúrico.

Actividad 3.3

Autoevalúate respondiéndote a las siguientes preguntas.

1. Expresa la composición cualitativa y cuantitativa de una sustancia
 - a) Ecuación química
 - b) Fórmula química
 - c) Símbolo químico
 - d) Unidad química
2. Representan cualitativamente al tipo de átomos o elementos presentes en una fórmula química
 - a) Ecuación química
 - b) Fórmula química
 - c) Símbolo químico
 - d) Unidad química
3. Se utilizan para representar numéricamente a los átomos de cada elemento en una fórmula química.
 - a) Subíndice
 - b) Superíndice
 - c) Coeficiente
 - d) Mol
4. Se utilizan para representar el número de moles, moléculas o unidades fórmula de una sustancia.
 - a) Subíndice
 - b) Superíndice
 - c) Coeficiente
 - d) Mol
5. La sustancia que participa en una reacción química aumentando o disminuyendo su velocidad, sin consumirse en el proceso.
 - a) Reactivo
 - b) Producto
 - c) Catalizador
 - d) Reactor
6. En este nivel de representación de la química se argumenta teóricamente mediante modelos, el mecanismo de una reacción química.
 - a) Nivel macroscópico
 - b) Nivel simbólico
 - c) Nivel nanoscópico
 - d) Nivel de representación

7. Señala cuántos radicales carbonatos se encuentran presentes en la fórmula, $3 \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$.

- a) 1 b) 3 c) 6 d) 9

8. Es un tipo de cambio donde la composición de las sustancias participantes no se altera, es decir mantienen su identidad química de las sustancias se mantiene, aunque su estado, su tamaño o forma se modifica.

- a) Cambio físico
b) Cambio químico
c) Cambio biológico
d) Cambio nuclear

9. Es un tipo de cambio donde se modifica la composición y las propiedades de las sustancias que participan, es decir, cambian su identidad química.

- a) Cambio físico
b) Cambio químico
c) Cambio biológico
d) Cambio nuclear

10. Representación simbólica de un proceso químico.

- a) Reacción química
b) Ecuación química
c) Símbolo químico
d) Fórmula química

Reacciones de oxidación-reducción (redox) y balanceo de ecuaciones

- Define conceptos básicos como: oxidación, reducción, agente oxidante y reductor.
- Balancea ecuaciones químicas de óxido-reducción.
- Reflexiona sobre el impacto económico y social del fenómeno de la corrosión.

Actividad 3.4

Exploración de conocimientos previos

En forma individual o colaborativa explora conocimientos previos dando respuesta a las siguientes interrogantes.

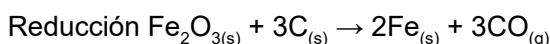
1. Menciona qué sustancias conoces que se oxidan y qué sustancia se reducen.
2. ¿Qué nociones tiene de lo que es un oxidante y un reductor?

En la vida diaria se presentan diversos fenómenos asociados a los procesos de oxido-reducción (redox). Algunos ejemplos comunes incluyen la corrosión de metales, la combustión, la respiración, el cocinar, el uso de agentes blanqueadores, entre otros.

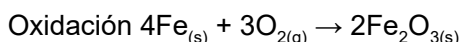
En el ámbito industrial, por ejemplo, la extracción de metales a partir de sus minerales implica un proceso de reducción, en el que el metal se libera al ganar electrones. Por el contrario, cuando un metal se corroe, como ocurre con el hierro expuesto al oxígeno y la humedad, se lleva a cabo un proceso de oxidación, en el que el metal pierde electrones y se transforma en óxidos.

Ejemplo de reacciones redox

Reducción: El óxido de hierro (III) se reduce con carbono, formando hierro metálico y monóxido de carbono.

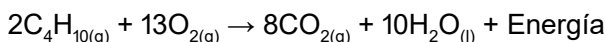


Oxidación: El hierro metálico se oxida al reaccionar con oxígeno, formando óxido de hierro (III).



En la combustión completa del gas butano se da un proceso oxidativo, en el cual el combustible se transforma en dióxido de carbono, agua, energía luminosa y calorífica.

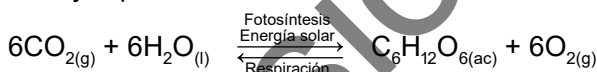
Por ejemplo



Este tipo de reacción es fundamental en procesos energéticos cotidianos, como el uso de estufas, calentadores y motores, y representa un claro ejemplo de transformación química con impacto directo en la vida diaria.

Durante la respiración de los seres vivos se llevan a cabo procesos de oxidación, los cuáles se efectúan en las células, donde se obtiene la energía necesaria para realizar el metabolismo. En contraste, las plantas verdes, a través de la fotosíntesis, realizan un proceso de reducción: utilizan la energía solar para transformar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) en carbohidratos, almacenando energía en enlaces químicos.

Por ejemplo



Conceptos de oxidación, reducción, agente oxidante y reductor

En las reacciones óxido-reducción participan dos especies fundamentales: el agente oxidante y el agente reductor, la partícula que se intercambia es el electrón que se abreviará como e^- .

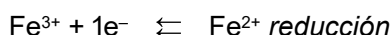
Históricamente el término oxidación se relacionaba sólo con los procesos donde se combinan las sustancias con el oxígeno (ganancia de oxígeno) y a la reducción como un proceso de pérdida de oxígeno. Sin embargo, los químicos se dieron cuenta que existían procesos donde a pesar de no participar el oxígeno se presentaba la oxidación. Un ejemplo de ello, son las reacciones como el cloro, el bromo y otros metales activos. Esto llevó a conceptualizar a la oxidación como pérdida de hidrógeno, y a la reducción como un proceso donde se daba la ganancia de hidrógeno. Actualmente los conceptos de oxidación y reducción se asocian con la pérdida y ganancia de electrones, respectivamente.

Puesto que la reducción y la oxidación son procesos químicos opuestos y simultáneos, donde no puede existir uno sin el otro, es conveniente relacionar estos conceptos.

Las definiciones de oxidación y reducción, en términos de pérdida y ganancia de electrones, se aplican a la formación de compuestos iónicos. Sin embargo, estas definiciones en términos de transferencia de electrones, no se aplican a la formación de compuestos covalentes.

Para eliminar este tipo de indefiniciones, los químicos introdujeron el concepto de número de oxidación. Para compuestos iónicos, el número de oxidación corresponde a la carga del ion. Para un compuesto covalente, los números de oxidación son asignados de tal forma que la parte más electronegativa tiene un número de oxidación negativo y la parte más positiva (menos electronegativa) tiene un número de oxidación positivo.

La oxidación es un proceso por medio del cual una especie química pierde electrones, por lo tanto, la reducción es el proceso contrario en el cual una especie química gana electrones. Ejemplo:

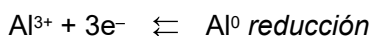


De acuerdo con la reacción de oxidación, el Fe^{2+} se oxida a Fe^{3+} , perdiendo un electrón y su estado de oxidación aumenta de 2+ a 3+.

En la reacción de reducción, el Fe^{3+} se reduce a Fe^{2+} , ganando un electrón y disminuye su estado de oxidación de 3+ a 2+.

Nota: Las reacciones en donde un elemento químico cambia de estado de oxidación, como las del ejemplo anterior, se llaman semireacciones (reacciones de semicelda), y se escriben con doble flecha para indicar que existe un equilibrio.

A continuación, se abordará otro ejemplo en donde una especie química puede ganar o perder más de un electrón.



El aluminio (Al^0) pierde tres electrones y cambia su estado de oxidación de 0 a 3+ (aumentó su estado de oxidación). Ésta es una reacción de oxidación, y se dice entonces que el aluminio se oxidó.

Cuando el Al^{3+} gana tres electrones, cambia su estado de oxidación de 3+ a 0 (disminuyó su estado de oxidación). Ésta es una reacción de reducción y se dice que el aluminio se redujo.

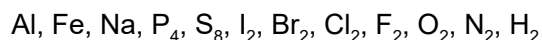
Un oxidante es aquella especie química capaz de oxidar a otra, reduciéndose, y un reductor es una especie química capaz de reducir a otra, oxidándose.

Reglas generales para la asignación de los números de oxidación

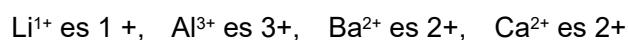
Las siguientes reglas ayudan a asignar los números de oxidación de la mayoría de los elementos químicos en los compuestos más comunes. Si estas reglas no cubren a todos los elementos, se recomienda utilizar los conocimientos sobre tabla periódica, para determinar el número de oxidación del elemento desconocido.

1. El número de oxidación de cualquier elemento libre o en su forma molecular, es siempre cero.

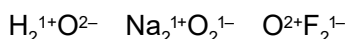
Por ejemplo



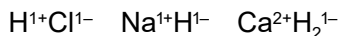
2. El número de oxidación de cualquier ion monoatómico, es igual a su carga



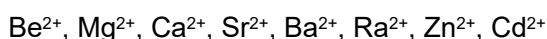
3. El número de oxidación del oxígeno, en la mayoría de los compuestos, es 2–, excepto en los peróxidos donde es 1–, y en la combinación con el flúor, es 2+.



4. El hidrógeno en la mayoría de sus compuestos presenta número de oxidación 1+, excepto en los hidruros metálicos donde participa con 1–.



5. Los elementos que presentan un sólo número de oxidación cuando se combinan son: los metales alcalinos, grupo IA (1) y la plata del grupo IB (11), que tienen un número de oxidación +1; los metales alcalinotérreos, grupo IIA (2), el zinc y el cadmio del grupo IIB (12), que presentan número de oxidación 2+; y el aluminio del grupo IIIA (13) que utiliza número de oxidación 3+.



6. Los elementos del grupo VIIA (17), denominados halógenos presentan un número de oxidación de 1– cuando se unen a los metales y al hidrógeno. Asimismo, los elementos no metálicos del grupo VIA (16) al combinarse con los metales y el hidrógeno, presentan número de oxidación 2–.

7. En un ion poliatómico, la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos integrantes debe ser igual a la carga neta del ion.

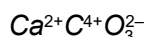


$$(+4) + 3(-2) = -2$$

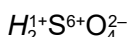


$$(+5) + 3(-2) = -1$$

8. En un compuesto, la suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos que lo integran debe ser cero.



$$(+2) + (+4) + 3(-2) = 0$$



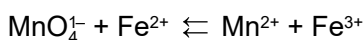
$$(1+) + (6+) + 4(-2) = 0$$

Abordemos el siguiente ejemplo para que estas definiciones queden claras y presentar en balance por redox.

El ion permanganato (MnO_4^-) es un oxidante fuerte, pues gana o acepta electrones reduciéndose a Mn^{2+} .

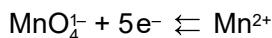
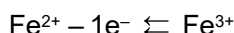


El estado de oxidación del manganeso en el ion MnO_4^- es de 7+, y pasa a Mn^{2+} ganando cinco electrones (5e^-). Es decir, si otra especie química le dona esos cinco electrones al ion MnO_4^- , se reduce a Mn^{2+} y la especie que le donó esos cinco electrones se oxidará (perderá electrones). Por ejemplo, si esa otra especie química es el Fe^{2+} , la reacción no balanceada sería:

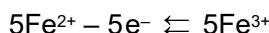


¿Qué le sucedió al hierro en esta reacción? Se oxidó (perdió un electrón), pasó de Fe^{2+} a Fe^{3+} (aumentó su estado de oxidación de 2+ a 3+) y ¿qué le pasó al manganeso? Se redujo de 7+ a 2+, ganó cinco electrones. Se dice entonces que el MnO_4^- oxidó al hierro, reduciéndose y el Fe^{2+} redujo al manganeso, oxidándose. El MnO_4^- es un oxidante y el Fe^{2+} es un reductor.

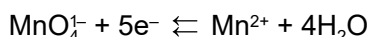
Como no puede ser, que una especie pierda un solo electrón y la otra gane cinco electrones (siempre debe ser el mismo número de electrones el que una especie done o pierda y la otra especie acepte), entonces hay que balancear la reacción para que haya esta congruencia. Si escribimos las dos semirreacciones, tenemos que:



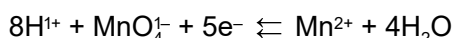
Para que el número de electrones sea el mismo en las dos semirreacciones, multiplicamos la ecuación química del hierro por cinco:



En la ecuación química del manganeso, en el lado izquierdo hay cuatro átomos de oxígeno del ion MnO_4^{1-} , por lo tanto, balanceamos con cuatro moléculas de agua (H_2O) del otro lado de la ecuación

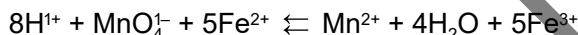
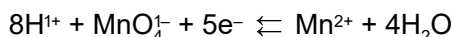


Ahora, en el lado derecho de la ecuación hay ocho hidrógenos que tendremos que balancear. Adicionamos en el lado izquierdo ocho protones (8H^+).



La semirreacción ha quedado balanceada.

Una vez que el número de electrones es el mismo en las dos semirreacciones y éstas se encuentran balanceadas, se prosigue a sumarlas para obtener la reacción global.



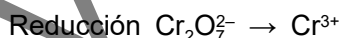
Ahora sí, 5Fe^{2+} pierden o donan cinco electrones que son los mismos que acepta 1 MnO_4^{1-} . Se dice entonces que la relación estequiométrica de la reacción es de 5 a 1 (se escribe 5:1).

A continuación, se abordará otro ejemplo de balanceo por el método redox.

Se tiene la siguiente reacción en forma iónica.



La reacción se divide en dos semirreacciones de oxidación y reducción.



Cada semirreacción se balancea de acuerdo con el número y tipo de átomos y cargas. Para las reacciones que se llevan a cabo en un medio ácido, se agrega H_2O para balancear los átomos de O, y H^+ para balancear los átomos de H.

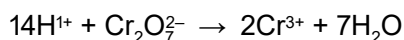
Para el caso de la oxidación ya están balanceadas la especie de hierro, solo falta el balance de cargas, para balancear la carga se agrega un electrón al lado derecho de la flecha, es decir:



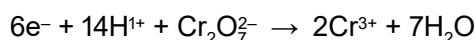
La semirreacción de reducción: como la reacción tiene lugar en un medio ácido, para balancear los átomos de oxígeno que son siete en el lado de los reactivos se agregan siete moléculas de H₂O al lado derecho de la flecha:



Como se puede apreciar se tiene un total de catorce átomos de hidrógeno en los productos y como se está en medio ácido se agregan 14 iones H⁺ al lado izquierdo de la reacción.

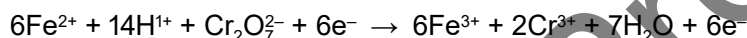
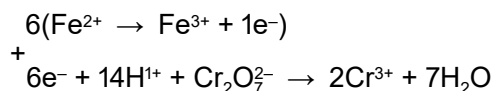


Ahora se tiene un total de 12 cargas positivas del lado izquierdo y sólo seis cargas positivas al lado derecho, por lo tanto, se agregan seis electrones al lado izquierdo de la ecuación.

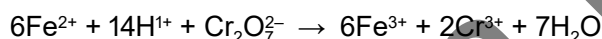


Se suman las dos semirreacciones y se balancea la ecuación final por inspección. Los electrones en ambos lados de la ecuación se deben cancelar. Si las semirreacciones de oxidación y reducción contienen diferentes números de electrones, se tiene que multiplicar una o las dos semirreacciones para igualar el número de electrones.

Para este caso se tiene un electrón para la semirreacción de oxidación y seis electrones para la semirreacción de reducción, así que se multiplica la semirreacción de oxidación por 6:



Los electrones se cancelan en ambos lados, y queda únicamente la ecuación iónica neta balanceada:



Por último, se debe verificar que la reacción contenga el mismo tipo y número de átomos, así como las mismas cargas en ambos lados de la reacción.

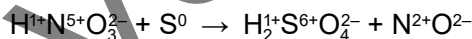
La inspección final muestra el balance de cargas y masas.

Ejemplo:

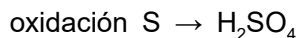
A continuación, se tiene la siguiente reacción química, para balancear por el método redox.



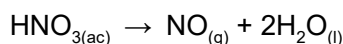
Se asignan los números de oxidación a cada elemento.



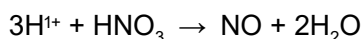
Como se aprecia nitrógeno y azufre son los que tienen cambios en números de oxidación, nitrógeno pasa de 5+ a 2+ es una reducción, mientras que azufre pasa de 0 a 6+ es una oxidación, se toman las especies química completas para escribir las dos semirreacciones.



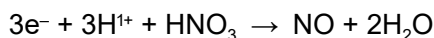
Para el caso de la reducción se tienen tres oxígenos del lado izquierdo y un oxígeno del lado derecho, por lo tanto, para balancear se agregan dos H₂O al lado derecho.



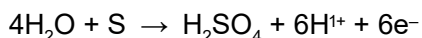
Ahora se tienen cuatro hidrógenos del lado derecho y uno del lado izquierdo para balancear se agregan 3 H⁺ del lado izquierdo.



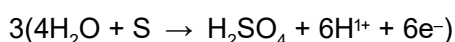
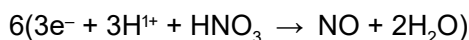
Y para realizar el balance de cargas se agregan tres electrones del lado izquierdo.



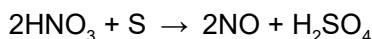
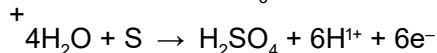
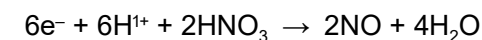
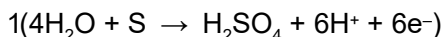
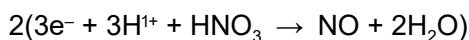
Realizando un razonamiento análogo para la semirreacción de oxidación.



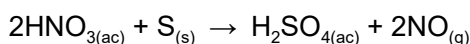
Ahora para realizar el balance la cantidad de electrones debe ser la misma para las dos semi reacciones, multiplicando las semirreacciones de reducción por 6 y la de oxidación por 3.



Pero como el seis y el tres son divisibles por tres se tiene que:



Cancelando términos, se tiene que la reacción balanceada es:



Actividad 3.5

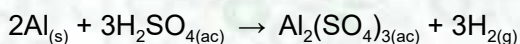
En forma individual o colaborativa realiza las siguientes actividades

- a) Determina el estado de oxidación de los elementos que constituyen un compuesto o grupo poliatómico.

Compuesto	Estados de oxidación de los elementos		
H ₃ PO ₄			
CaSO ₄			
Li ₂ CO ₃			
K ₂ CrO ₄			
K ₂ Cr ₂ O ₇			
NaNO ₃			
Na ₂ O			
Cl ₂ O ₅			
H ₃ BO ₃			
HIO ₃			

- b) Determina las reacciones químicas que se muestran, qué elementos se oxidan y se reducen.

Identifica además al agente oxidante y al reductor.



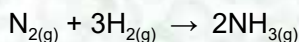
Elemento que se oxida _____ Elemento que se reduce _____

Agente oxidante _____ Agente reductor _____



Elemento que se oxida _____ Elemento que se reduce _____

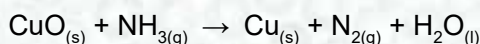
Agente oxidante _____ Agente reductor _____



Elemento que se oxida _____ Elemento que se reduce _____

Agente oxidante _____ Agente reductor _____

c) Balancea por redox la siguiente ecuación, siguiendo cada una de las reglas.



Determina en la ecuación qué elementos se oxidan y se reducen.

Actividad 3.6

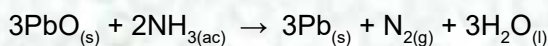
En forma individual o colaborativa balancea por redox las siguientes reacciones e identifica qué elemento es el oxidante y cuál el reductor.

- $\text{HCl}_{(\text{ac})} + \text{MnO}_{2(\text{s})} \rightarrow \text{MnCl}_{2(\text{ac})} + \text{Cl}_{2(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- $\text{Cu}_{(\text{s})} + \text{HNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} + \text{NO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- $\text{KClO}_{3(\text{s})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} \rightarrow \text{KHSO}_{4(\text{ac})} + \text{O}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{ClO}_{2(\text{g})}$
- $\text{C}_{(\text{s})} + \text{HNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{NO}_{2(\text{g})} + \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- $\text{Br}_{2(\text{l})} + \text{H}_3\text{AsO}_{4(\text{ac})} \rightarrow \text{As}_{4(\text{s})} + \text{HBrO}_{2(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- $\text{HCl}_{(\text{ac})} + \text{Si}_{(\text{s})} \rightarrow \text{SiCl}_{4(\text{s})} + \text{H}_{2(\text{g})}$
- $\text{CuS}_{(\text{s})} + \text{HNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} + \text{S}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{NO}_{(\text{g})}$
- $\text{MnO}_{(\text{s})} + \text{PbO}_{2(\text{s})} + \text{HNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{HMnO}_{4(\text{ac})} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{s})} + \text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{CrCl}_{3(\text{ac})} + \text{KCl}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ac})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$
- $\text{KMnO}_{4(\text{s})} + \text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{KCl}_{(\text{ac})} + \text{MnCl}_{2(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$

Actividad 3.8

Autoevalúate respondiendo a las siguientes preguntas.

- En la siguiente ecuación el número de oxidación que presenta el nitrógeno en los reactivos es:



- | | |
|-------|-------|
| a) 2+ | b) 3+ |
| c) 5+ | d) 3- |

- $\text{Cr(OH)}_{3(\text{ac})} + \text{NaClO}_{(\text{ac})} + \text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_{4(\text{ac})} + \text{NaCl}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- a) 2, 3, 2, 1, 3, 1, 3
b) 3, 8, 3, 3, 4, 2, 3
c) 2, 3, 1, 1, 3, 2, 3
d) 2, 3, 2, 2, 3, 2, 3

Estequiometría de reacciones

Actividad 3.9

Exploración de conocimientos previos

En forma individual o colaborativa explora conocimientos previos dando respuesta a las siguientes interrogantes.

1. ¿Por qué se conserva la masa durante una reacción química?
2. ¿Cómo asocia el fenómeno de conservación de la masa con la vida cotidiana, por ejemplo, balances económicos?
3. ¿Qué entiende por reactivo limitante? Mencione un ejemplo de la vida cotidiana.
4. Escribe de manera general la ecuación de conservación de la masa.

El estudio de la estequiometría de reacciones tiene como propósito introducir al alumno en el conocimiento, comprensión y aplicación de las relaciones estequiométricas en forma teórica y experimental.

Para los químicos, los cálculos estequiométricos son una herramienta básica, es por eso que en la industria química o las relacionadas con ella, es importante conocer qué cantidad de reactivos son necesarios para poder obtener una determinada cantidad de productos.

La palabra estequiometría se deriva de las palabras griegas stoicheion que significa principio o elemento y metron que significa medida. En otras palabras uno de los pilares de este estudio es la ley de la conservación de la masa, la cual establece que, en una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos, principio fundamental para el balanceo de ecuaciones y el análisis cuantitativo.

Estequiometría es la rama de la química que se encarga de las relaciones cuantitativas de las sustancias (reactivos y productos) que participan en una reacción química. Para fines prácticos se puede visualizar que la estequiometría es simplemente la proporcionalidad de los cambios molares que acompañan a las reacciones químicas.

La ley de la conservación de la masa es una de las leyes cuantitativas fundamentales en el desarrollo de la estequiometría.

Cálculos estequiométricos

Para realizar cálculos estequiométricos en una ecuación química, se pueden seguir los siguientes pasos:

- a) Se lee con atención la situación problemática para identificar qué sustancias participan.

- b) Se escribe correctamente la ecuación química de la reacción involucrada y se balancea.
- c) Se identifican los datos que proporciona el problema y el dato que deberá obtenerse.
- d) Se establecen las relaciones estequiométricas, se realizan las operaciones y se obtiene el resultado.
- e) Siempre analiza tu resultado y pregúntate si éste es razonable o no.

Recuerda que la cantidad de reactivos y productos en una reacción puede expresarse en masa, volumen o cantidad de sustancia. Sin embargo, para hacer cálculos en una ecuación química es más conveniente utilizar cantidad de sustancia, cuya unidad es el mol, que resulta la más adecuada para los cálculos estequiométricos.

Los coeficientes estequiométricos obtenidos al balancear una ecuación permiten conocer el número de moles de productos que se obtienen a partir de cierta cantidad de moles de reactivos, o viceversa.

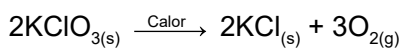
Cálculos masa-masa

La relación entre la masa de un reactivo y la masa del producto formado es uno de los ejercicios más comunes en química y permite aplicar directamente los principios de la estequiometría.

Por ejemplo:

El oxígeno (O_2) puede obtenerse mediante la descomposición térmica del clorato de potasio ($KClO_3$). ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtendrán a partir de la descomposición de 33 g de $KClO_3$?

a) Considera la siguiente reacción balanceada:



Como se aprecia en la reacción química 2 mol de $KClO_3$ generan 2 moles de KCl y 3 mol de O_2 , para este ejemplo se va a trabajar con la relación de $KClO_3$ y O_2 , para ello es necesario conocer las masas molares de las sustancias involucradas.

$KClO_3$ 122.55 g/mol, O_2 32 g/mol

Para la reacción química se tiene que $2 \text{ mol } KClO_3 \Rightarrow 3 \text{ mol } O_2$

Como se requiere utilizar la relación masa-masa, se realiza la conversión de las moles a masa, de cada especie química involucrada.

$$2 \text{ mol } KClO_3 \left| \frac{122.55 \text{ g } KClO_3}{1 \text{ mol } KClO_3} \right. = 245.1 \text{ g } KClO_3$$

$$3 \text{ mol } O_2 \left| \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \right. = 96 \text{ g } O_2$$

Por lo tanto, la relación masa/masa es 245.1 g de $KClO_3$ generan 96 de O_2 , pero en el ejemplo se pregunta que a partir de 33 g de $KClO_3$ cuanto se produce de O_2 , se plantea la proporción:

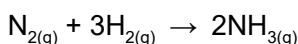
$$245.1 \text{ g } KClO_3 - 96 \text{ g } O_2$$

$$33 \text{ g } KClO_3 - x$$

$$x = \frac{(33 \text{ g } KClO_3)(96 \text{ g } O_2)}{245.1 \text{ g } KClO_3} = 12.925 \text{ g } O_2$$

Ejemplo:

El amoníaco (NH_3) es un compuesto clave en la elaboración de fertilizantes, y se obtiene industrialmente mediante el proceso Haber-Bosch, en el que el nitrógeno molecular (N_2) reacciona con hidrógeno (H_2) para formar amoníaco.



¿Cuántos gramos de amoníaco se obtendrán a partir de 84 g de nitrógeno?

A partir de la reacción ya balanceada se aprecia que 1 mol de N_2 genera 2 mol de NH_3 , para utilizar la relación masa-masa, se utilizan las masas molares de las sustancias.

N_2 28 g/mol

NH_3 17 g/mol

Se convierte 1 mol de N_2 a gramos

$$1 \text{ mol } \text{N}_2 \left| \frac{28 \text{ g } \text{N}_2}{1 \text{ mol } \text{N}_2} \right. = 28 \text{ g } \text{N}_2$$

Se convierten 2 mol de NH_3 a gramos

$$2 \text{ mol } \text{NH}_3 \left| \frac{17 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} \right. = 34 \text{ g } \text{NH}_3$$

Por lo tanto, se tiene la relación 28 g de N_2 producen 34 g de NH_3 , pero lo que se solicita es a partir de 84 g de N_2 cuánto amoníaco se produce, así que se tiene:

28 g N_2 – 34 g NH_3

84 g N_2 – x

$$x = \frac{(84 \text{ g } \text{N}_2)(34 \text{ g } \text{NH}_3)}{28 \text{ g } \text{N}_2} = 102 \text{ g } \text{NH}_3$$

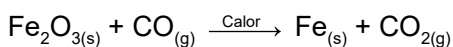
Entonces a partir de 84 g de nitrógeno se generan 102 g de amoníaco.

Calculo mol-mol

Los cálculos estequiométricos más simples, son aquellos en los cuales se calcula el número de moles de una sustancia que reacciona con otra, o cuántos moles de producto se generan a partir de una cantidad conocida de moles de reactivo.

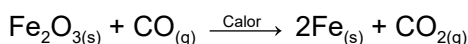
En este tipo de relación tanto la sustancia inicial, como la deseada se expresa en moles, lo que permite aplicar directamente las proporciones estequiométricas en la ecuación química balanceada.

Una de las reacciones que ocurre en un horno de fundición cuando un mineral de hierro es reducido a hierro, se representa por la siguiente ecuación no balanceada.

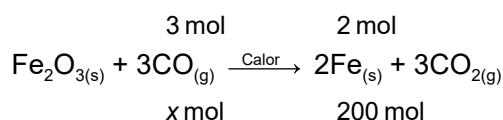


¿Cuántos moles de monóxido de carbono se necesitan para obtener 200 moles de hierro?

a) Se balancea la ecuación:



- b) Los coeficientes obtenidos son los moles que participan en la reacción de cada sustancia. Por tanto, se anotan los datos, encima o debajo de las fórmulas de las sustancias involucradas y se establece la proporción.



$$x = \frac{(3 \text{ mol CO})(200 \text{ mol Fe})}{2 \text{ mol Fe}} = 300 \text{ moles de CO}$$

O bien se puede apreciar, a través de la reacción química que 3 mol de CO está en proporción a 2 mol de Fe, entonces cuantas moles de CO son necesarias para producir 200 moles de Fe.

Cálculos de reactivo limitante y reactivo en exceso

En los cálculos estequiométricos que se han realizado con anterioridad como masa-masa y mol-mol, se han utilizado expresiones como “reaccionan completamente”, “se hacen reaccionar con suficiente...”, esto significa que los reactivos reaccionan totalmente o se consumen por completo. Sin embargo, en ocasiones la formación de un producto se detiene cuando uno de los reactivos se agota o limita la reacción. A este reactivo se le conoce como reactivo limitante.

Al realizar cálculos de rendimiento teórico, es fundamental identificar correctamente el reactivo limitante, ya que la cantidad máxima de producto que se puede formar depende de la cantidad de reactivo o reactivos limitantes. Ignorar este paso puede conducir a resultados erróneos y a interpretaciones equivocadas del proceso químico.

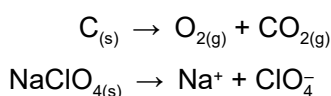
Es importante destacar que el reactivo limitante no siempre es el que se escribe como primer término de la reacción ni el que se encuentra en menor proporción en la mezcla inicial (alimentación). Para identificarlo correctamente, cuando sólo hay una reacción involucrada, el reactivo limitante se puede detectar haciendo cero su número de moles y verificando cuál de los reactivos tiene la menor relación entre su número de moles presente en la alimentación y el valor absoluto de su número estequiométrico.

Reacciones Cuantitativas y no cuantitativas

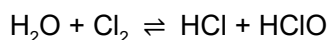
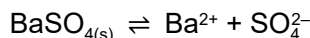
El estudio de las reacciones cuantitativas y no cuantitativas es fundamental para comprender los equilibrios químicos, ya que constituyen la base sobre la que se realizan los balances de materia en cualquier sistema químico.

Las reacciones cuantitativas son aquellas en que el reactivo limitante o reactivos limitantes se transforman completamente. Por esta razón, en la notación de las ecuaciones químicas correspondientes se escribe solamente una flecha ($\rightarrow$), que indica que la reacción ocurre en un solo sentido y que los productos se obtienen sin reversibilidad.

Ejemplo:



Las reacciones no cuantitativas son aquellas en las que el reactivo limitante o reactivos limitantes no se transforman completamente. Este tipo de reacciones incluye químicamente a las reacciones reversibles, las cuales evoluciona hasta establecer un equilibrio químico entre reactivos y productos. Las ecuaciones químicas que representan a estas reacciones se escriben con dos flechas paralelas de sentidos opuestos ($\rightleftharpoons$), lo que indica que la transformación ocurre en ambos sentidos: hacia la formación de productos y hacia la regeneración de reactivos.



Reacciones Químicas: Conceptos Clave para el Cálculo de Composición

Los conceptos mencionados son fundamentales para calcular la composición final de un sistema químico, ya sea una vez terminada la reacción o alcanzado el equilibrio.

- Reacciones cuantitativas.
- Proporciones en la equivalencia.
- Proporciones fuera de la equivalencia.
- Reactivo limitante.

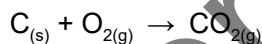
Como ya se mencionó, las reacciones cuantitativas son aquellas en las que el o los reactivos limitantes se consumen al 100%. Se empezará por definir a qué se le llama proporciones en la equivalencia y a qué reactivo limitante.

Antes de analizar un ejemplo, es importante entender dos conceptos clave:

Proporciones estequiométricas: son las cantidades exactas de sustancias que reaccionan entre sí según la ecuación química.

Reactivo limitante: es la sustancia que determina cuánto producto se puede formar, porque se consume totalmente durante la reacción.

Un ejemplo clásico es la reacción entre el carbono y el oxígeno de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Si para realizar esta reacción se dispone de 1 mol de C y de 1 mol de O_2 se dice que las proporciones son las de la equivalencia, ya que exactamente 1 mol de C reacciona estequiométricamente con un mol de O_2 . Al terminar la reacción, habría cero moles de C, cero moles de O_2 , y se habría formado, estequiométricamente 1 mol de CO_2 .

También serían proporciones de la equivalencia si se ponen a reaccionar **n** mol de C y **n** mol de O_2 . Al terminar la reacción, habría cero moles de C, cero moles de O_2 , y se habría formado, estequiométricamente n mol de CO_2 .

En ninguno de los dos casos sobraría o faltaría ninguno de los reactivos y se estaría cumpliendo con las proporciones de la equivalencia. Es decir, ninguno de los dos reactantes limita o detiene la reacción ya que se consumen totalmente.

Las proporciones de la equivalencia están directamente relacionadas con los coeficientes estequiométricos.

Por otro lado, si se dispusiera de 2 mol de C y 1 mol de O₂, resulta evidente que de acuerdo con los coeficientes estequiométricos de la ecuación química faltaría un mol de O₂, para que las proporciones de la equivalencia se cumplieran. Se dice entonces que las proporciones no son las de la equivalencia, que uno de los reactivos está en defecto y que el otro está en exceso.

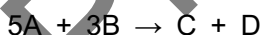
Las reacciones cuantitativas son llamadas también REACCIONES ESTEQUIOMÉTRICAS o REACCIONES COMPLETAS

El reactivo que está en exceso no se transforma completamente y el que está en defecto sí se transforma completamente, o sea el 100% en las reacciones cuantitativas. El reactivo que está en defecto y que se transforma al 100% es el reactivo limitante. También se tendrían proporciones no equivalentes si se tuviera 0.5 mol de C y 2 mol de O₂. En este caso el reactivo limitante sería el C, es decir estaría en defecto, en tanto que el O₂, estaría en exceso y no limitaría la reacción.

En ocasiones, identificar el reactivo limitante no resulta evidente a simple vista. Para ello, es útil aplicar una regla sencilla, fundamentada en la relación entre las cantidades de sustancia y coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada.

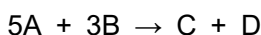
A continuación, se presentan ejemplos hipotéticos en los que se emplean letras para representar los reactivos, junto con coeficientes numéricos imaginarios. Se indicarán también las cantidades de sustancia disponible para cada reactante.

La regla consiste en: dividir las cantidades de sustancia de los reactantes por sus respectivos coeficientes estequiométricos. El reactivo cuyo cociente sea menor será el reactivo limitante, ya que se consumirá completamente y determinará la extensión de la reacción.



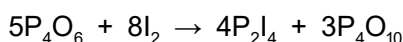
Cantidad de sustancia inicial (mol)	15		18	
Cant. de sust. / coeficiente esteq.	15/5 = 3	<	18/3 = 6	Como 3 < 6, A es el limitante

A continuación, se modificarán las proporciones de los reactivos, manteniendo la misma ecuación química como referencia



Cantidad de sustancia inicial (mol)	25		8	
Cant. de sust. / coeficiente esteq.	25/5 = 5	>	8/3 = 2.7	Como 2.7 < 5, B es el limitante

En seguida se introduce una ecuación química que ejemplifica una reacción real



Cantidad de sustancia inicial (mol)	0.125		0.175	
Cant. de sust. / coeficiente esteq.	0.125/5 = 0.025	=	0.175/8 = 0.022	Como 0.022 < 0.025 I₂ es el limitante

Se abundará en algunos ejemplos de reacciones cuantitativas que ocurren entre un reactivo "A" al que se le agrega un reactivo "B" produciendo "C" y "D", utilizando diferentes coeficientes estequiométricos. La "X" representa la cantidad de "B" que se agrega. No se anotarán por el momento las cantidades de productos formados.

Cantidad de sustancia (mol)	$A + B \rightarrow C + D$			
Antes de la equivalencia	1		$X < 1$	El reactivo limitante es B
Equivalencia	1		$X = 1$	A y B limitan la reacción
Después de la equivalencia	1		$X > 1$	El reactivo limitante es A

Ahora modificando los coeficientes estequiométricos:

Cantidad de sustancia (mol)	$2A + B \rightarrow C + D$			
Antes de la equivalencia	1		$X < 1/2$	El reactivo limitante es B
Equivalencia	1		$X = 1/2$	A y B limitan la reacción
Después de la equivalencia	1		$X > 1/2$	El reactivo limitante es A

Cantidad de sustancia (mol)	$3A + 5B \rightarrow C + D$			
Antes de la equivalencia	1		$X < 5/3$	El reactivo limitante es B
Equivalencia	1		$X = 5/3$	A y B limitan la reacción
Después de la equivalencia	1		$X > 5/3$	El reactivo limitante es A

Cantidad de sustancia (mol)	$aA + bB \rightarrow C + D$			
Antes de la equivalencia	1		$X < b/a$	El reactivo limitante es B
Equivalencia	1		$X = b/a$	A y B limitan la reacción
Después de la equivalencia	1		$X > b/a$	El reactivo limitante es A

Aplicando lo anterior a la reacción real:

Cantidad de sustancia (mol)	$5P_4O_6 + 8I_2 \rightarrow 4P_2I_4 + 3P_4O_{10}$			
Antes de la equivalencia	1		$X < 8/5$	El reactivo limitante es I_2
Equivalencia	1		$X = 8/5$	P_4O_6 y I_2 limitan la reacción
Después de la equivalencia	1		$X > 8/5$	El reactivo limitante es P_4O_6

Balances en cantidad de sustancia: moles.

En los ejemplos anteriores únicamente se analizaron los reactantes, es decir los primeros miembros de la ecuación química con objeto de determinar la **equivalencia y los reactivos limitantes antes y después de ella**.

De aquí en adelante se van a realizar los balances completos, es decir incluiremos los productos. Continuaremos utilizando balances en cantidades de sustancia en virtud de su sencillez y posteriormente haremos algunos ejemplos en que se incluyan las masas asociadas.

A) Proporciones en la equivalencia

	$3A + 5B \rightarrow 2C + D$						
Cantidad de sustancia iniciales en moles	3		5				
Cantidad de sustancia que se consumen en la reacción	3		5				
Cantidad de sustancia que pertenecen de los reactantes	$3 - 3 = 0$		$5 - 5 = 0$				
Cantidad de sustancia que se forman de los productos					2		1

- B) Proporciones fuera de la equivalencia. Primero debe identificarse el reactivo limitante, ya que será la base para el balance de la materia. A este tipo de presentación les llamaremos Tablas de variaciones de la composición.

Identificación del reactivo limitante	$\frac{0.85}{3} = 0.2833 < \frac{4.25}{5} = 0.85$					
	Reactivo limitante $3A + 5B \rightarrow 2C + D$					
Cantidad de sustancia iniciales en moles	0.85		4.25			
Cantidad de sustancia (moles) que se consumen en la reacción	0.85		$0.85 \times 5/3 = 1.42$			
Cantidad de sustancia (moles) que pertenecen de los reactantes	$0.85 - 0.85 = 0.00$ Reactivo limitante, (define las cantidades de productos formados)		$4.25 - 1.42 = 2.83$			
Cantidad de sustancia que se forman de los productos				$0.85 \times 2/3 = 0.5667$		$0.85 \times 1/3 = 0.2833$

- C) Proporciones fuera de la equivalencia. Primero debe identificarse el reactivo limitante, ya que será la base para el balanceo de materia. Se va a realizar el ejercicio con la ecuación anteriormente utilizada:

VARIACIÓN DE LA COMPOSICIÓN

Identificación del reactivo limitante	$\frac{0.9}{5} = 0.18 > \frac{1.2}{8} = 0.15$					
	Reactivo limitante $5P_4O_6 + 8I_2 \rightarrow 4P_2I_4 + 3P_4O_{10}$					
Cantidad de sustancia iniciales en moles	0.9		1.2			
Cantidad de sustancia (moles) que se consumen en la reacción	$1.2 \times 5/8 = 0.75$		1.2			
Cantidad de sustancia (moles) que pertenecen de los reactantes	$0.9 - 0.75 = 0.15$		$1.2 - 1.2 = 0$ Reactivo limitante			
Cantidad de sustancia que se forman de los productos				$1.2 \times 4/8 = 0.6$		$1.2 \times 3/8 = 0.45$

- D) Veremos un último ejemplo de proporciones fuera de la equivalencia. Identificaremos primero el **reactivo limitante**, ya que será la base para el balanceo de materia. Pero como se trata de una reacción en disolución, consideraremos 15.5 mL de una disolución 0.1 mol/L de $K_4[Fe(CN)_6]$ y tenemos 0.0031 mol de $ZnSO_4$.

$$Mn(ZnSO_4) = 65.39 + 32 + 16 \times 4 = 161.39 \text{ g/mol}$$

VARIACIÓN DE LA COMPOSICIÓN

Identificación del reactivo limitante	$\frac{0.0031}{3} = 1.0 \times 10^{-3} < \frac{0.0155}{2} = 7.75 \times 10^{-3}$					
	Reactivo limitante $3\text{ZnSO}_4 + 2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{K}_2\text{Zu}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 (\text{S}) + 3\text{K}_2\text{SO}$					
Cantidad de sustancia iniciales en moles	0.0031 mol		0.0155Lx 1mol/L = 0.0155 mol			
Cantidad de su sustancia (moles) que se consumen en la reacción	0.0031 mol		0.0031x2/3 = 0.0021			
Cantidad de sustancia (moles) que pertenecen de los reactantes	0.0031-0.0031 = 0 Reactivo limitante		0.0155-0.0021= 0.0134			
Cantidad de sustancia que se forman de los productos				0.0031x1/3 = 0.001		0.0031

Porcentaje de rendimiento

La estequiometría permite calcular únicamente el rendimiento teórico de un producto. El rendimiento real de cualquier proceso debe de ser determinado experimentalmente.

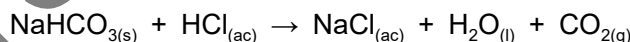
Cuando una reacción química se lleva a cabo, son muchos los factores que intervienen, y generalmente la cantidad de producto que se obtiene en forma real es menor que la que se calcula teóricamente. Esto puede deberse a impurezas en los reactivos, pérdidas durante la manipulación, condiciones no controladas, entre otras causas que afectan la eficiencia del proceso.

Para determinar la eficiencia de una reacción se determina el porcentaje de rendimiento. El cual nos indica la relación entre la producción real y el rendimiento teórico, expresada como porcentaje.

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

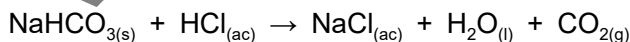
Ejemplo:

Al reaccionar 15 gramos de bicarbonato de sodio con 25 gramos de ácido clorhídrico, ¿cuántos gramos de cloruro de sodio se podrán obtener teóricamente? De acuerdo con la siguiente ecuación:



Si experimentalmente se obtuvieron 8 gramos de cloruro de sodio, ¿cuál fue el porcentaje de rendimiento de la reacción?

a) La ecuación debe estar balanceada.



b) Se determinan las moles de las sustancias involucradas con la tabla de variación de especie.

NaHCO_3 84 g/mol

HCl 36.5 g/mol

$$15 \text{ g NaHCO}_3 \left| \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} \right| = 0.178 \text{ mol}$$

$$25 \text{ g HCl} \left| \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} \right| = 0.684 \text{ mol}$$

	NaHCO ₃	HCl	→	NaCl	H ₂ O	CO ₂
Cantidad de sustancia iniciales en moles	0.178	0.684				
Cantidad de sustancia que se consumen en la reacción	0.178	0.178				
Cantidad de sustancia que pertenecen de los reactantes	0	0.684-0.178 = 0.506				
Cantidad de sustancia que se forman de los productos				0.178	0.178	0.178

c) Se determina la cantidad en gramos del producto

NaCl 58.44 g/mol

d) Se determina el porcentaje de rendimiento

$$0.178 \text{ mol NaCl} \left| \frac{58.44 \text{ NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \right| = 10.40 \text{ g NaCl}$$

Cálculos estequiométricos en reacciones con gases

Al realizar cálculos estequiométricos que involucran gases, ya sea en relación masa-volumen o volumen-volumen, a partir de una ecuación química debemos tener en cuenta que las relaciones volumen-volumen son las mismas que las relaciones mol-mol establecida por la ecuación química balanceada.

Sin embargo, esta equivalencia no fue evidente desde el inicio. En el siglo XIX, diversos experimentos con sistemas gaseosos permitieron esclarecer esta relación. Los estudios de Joseph Gay-Lussac sobre las combinaciones volumétricas de gases condujeron a Amedeo Avogadro a formular su célebre hipótesis:

“A volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura tendrán el mismo número de moléculas”

A partir de los aportes de Gay-Lussac y Avogadro, se concluye que, en condiciones normales de temperatura y presión (CNTP), los volúmenes de los gases que participan en una reacción química son directamente proporcionales al número de moles y, por ende, al número de moléculas representadas en la ecuación balanceada.

Por ejemplo:

En la síntesis de amoníaco (NH₃) a partir de hidrógeno molecular (H₂) y nitrógeno molecular (N₂). La relación de volúmenes de hidrógeno y nitrógeno moleculares, así como la del amoníaco son: 3, 1, 2.

¿Sabías que...

...a principios del siglo XIX Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) en Francia, estudió las relaciones volumétricas de gases reaccionantes? Sus resultados están enunciados en la ley de los volúmenes de gases reaccionantes, la cual establece: “Cuando se miden a la misma temperatura y presión, las relaciones de los volúmenes de gases que reaccionan presentan siempre una relación de números enteros pequeños”.

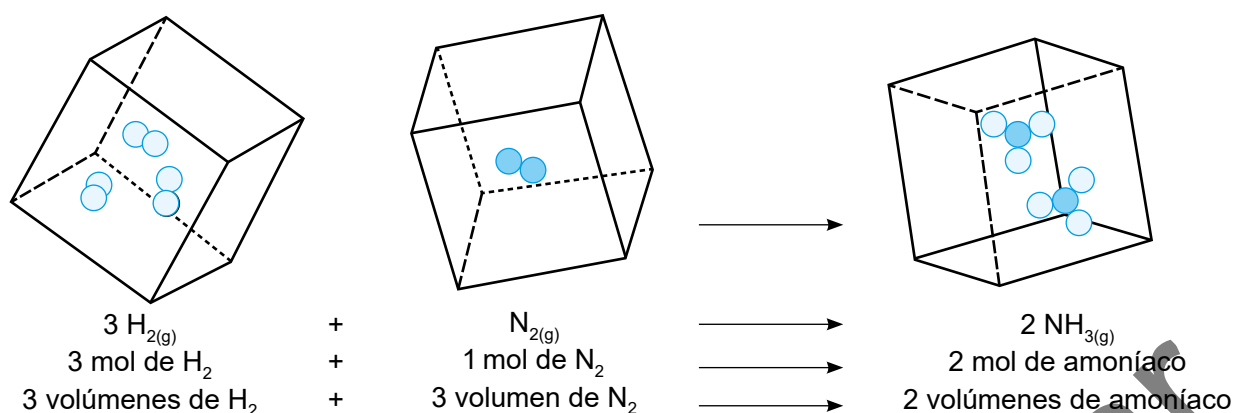


Figura 3.6 Relación de volúmenes de gases en una reacción química, tomada de Cruz-Guardado et al. (2020).

Relaciones volumétricas en condiciones normales

Suponiendo que todos ellos continúan siendo gases en esas condiciones normales, podríamos decir que 3 moles (67.2 L) de gas H_2 reaccionan con 1 mol (22.4 L) de gas N_2 , para formar 2 moles (44.8 L) de gas NH_3 . Observe que la proporción entre los volúmenes se mantiene constante 3:1:2, correspondiente a H_2 , N_2 , NH_3 , respectivamente.

Dado que el volumen de los gases depende de las condiciones de presión y temperatura a las que se encuentren, convencionalmente se consideran como condiciones normales aquellas en las que los gases se aproximan al comportamiento ideal, que son una temperatura de 0°C (273 K) y presión de 1 atm (760 mm de Hg).

En condiciones normales, un mol de cualquier gas contiene un volumen de 22.4 L (volumen molar), y se sujeta a la ley general de los gases ideales. Un gas se aleja de este comportamiento al modificarse las condiciones de presión y temperatura.

$$PV = nRT$$

Donde

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$R = \text{constante de proporcionalidad} = 0.082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$T = 273 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1 \text{ mol})(0.082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})}{1 \text{ atm}} = 22.4 \text{ L}$$

Cálculos relacionados con la ley general de los gases

La ecuación general de los gases, $PV = nRT$ nos permite realizar cálculos estequiométricos para reacciones donde participan sustancias gaseosas. Por ejemplo, si se conoce la presión, el volumen y la temperatura a la que se encuentra una muestra de gas, se puede calcular el número de moles presentes de la sustancia.

Ejemplo:

- Calcular la presión ejercida por 0.35 moles de cloro (Cl_2), contenidos en un recipiente de 1.5 litros medidos a 27°C .

Datos:

$$n = 0.35 \text{ mol Cl}_2$$

$$V = 1.5 \text{ L}$$

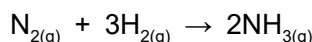
$$T = 27^\circ\text{C} + 273.15 = 300.15 \text{ K}$$

$$R = 0.082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(0.35 \text{ mol})(0.082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(300.15 \text{ K})}{1.5 \text{ L}} = 5.7 \text{ atm}$$

- b) El amoníaco (NH_3) se obtiene industrialmente mediante el proceso de Haber-Bosch, el cual consiste en la reacción directa del nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) gaseoso. Esta reacción se lleva a cabo a temperaturas de 700°C y presiones de 1000 atm. Considerando estas condiciones si se hace reaccionar 350 g de nitrógeno en un exceso de hidrógeno, ¿qué volumen de amoníaco se formará?

Se tiene la reacción:



Por la reacción se tiene la relación estequiométrica entre N_2 y NH_3 de:

$$\frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3}, \text{ o bien } \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2}$$

Como primer paso se convierten los 350 g de N_2 a moles mediante la masa molecular de N_2 que es 28 g/mol.

$$350 \text{ g N}_2 \left| \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \right. = 12.5 \text{ mol N}_2$$

Ahora utilizando las proporciones estequiométricas.

$$12.5 \text{ mol N}_2 \left| \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \right. = 25 \text{ mol NH}_3$$

Utilizando la ley de gases ideales $PV = nRT$.

$$n = 25 \text{ mol NH}_3$$

$$T = 700^\circ\text{C} + 273.15 = 973.15 \text{ K}$$

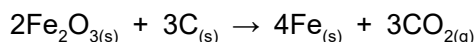
$$P = 1000 \text{ atm}$$

$$R = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(25 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \right) (973.15 \text{ K})}{1000 \text{ atm}} = 2.0 \text{ L de NH}_3$$

Cálculos masa-volumen

- a) Durante la fabricación del acero, el óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) se reduce a hierro metálico tratándolo con coque, de acuerdo con la siguiente reacción.



¿Qué volumen de dióxido de carbono se producirá en condiciones normales si reaccionan 100 g de óxido de hierro (III) (Fe_2O_3)?

Como en el texto se dice condiciones normales, se puede trabajar la proporcionalidad de moles y volumen.

Por la reacción química se tiene la proporción.

$$\frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol CO}_2}$$

Convirtiendo las 2 mol de Fe_2O_3 a masa con la masa molecular de Fe_2O_3 que es de 159.7 g/mol.

$$2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \left| \frac{159.7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \right. = 319.4 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

Convirtiendo las 3 mol de CO_2 a volumen sabiendo que 1 mol son 22.4 L en condiciones normales.

$$3 \text{ mol CO}_2 \left| \frac{22.4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \right. = 67.2 \text{ L CO}_2$$

Por lo tanto, ahora se tiene la proporción masa-volumen de la reacción química como:

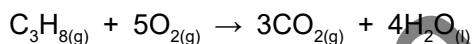
Con 319.4 g de Fe_2O_3 se producen 67.2 L de CO_2 , calculando el volumen de CO_2 a partir de 100 g de Fe_2O_3 .

$$V_{\text{CO}_2} = 100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \left| \frac{67.2 \text{ L CO}_2}{319.4 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \right. = 21.04 \text{ L CO}_2.$$

Cálculos volumen-volumen

Ejemplo:

- a) ¿Qué volumen de oxígeno se requiere para reaccionar con 25.0 L de propano (C_3H_8) formando bióxido de carbono y agua? De acuerdo con la ecuación:



¿Qué volumen de bióxido de carbono se formará?

Con base en la reacción química se tiene la proporción de 1 mol de C_3H_8 produce 3 mol de CO_2 , pero como se solicita volumen se tiene la proporción 22.4 L de C_3H_8 produce 67.2 L de CO_2

$$\frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{3 \text{ mol CO}_2} = \frac{22.4 \text{ L C}_3\text{H}_8}{3(22.4 \text{ L CO}_2)} = \frac{22.4 \text{ L C}_3\text{H}_8}{67.2 \text{ L CO}_2}.$$

A partir de 25 L de propano se tiene que:

$$25 \text{ L C}_3\text{H}_8 \left| \frac{67.2 \text{ L CO}_2}{22.4 \text{ L C}_3\text{H}_8} \right. = 75 \text{ L CO}_2.$$

Actividad 3.10

En forma individual o colaborativa realiza los cálculos estequiométricos necesarios para resolver las siguientes situaciones problemáticas.

Preparación de postres en una nevería

1. En una nevería se utilizan los siguientes ingredientes para preparar un postre: 3 bolas de helado, 2 cucharadas de jarabe, 1 cucharada de crema y 1 cereza.

Con base en esta proporción determina ¿Cuántos postres se podrán preparar a partir de los siguientes ingredientes?

Ingredientes	Factores de conversión	Ingredientes para cada postre
2.5 L de helado	12 bolas por litro	3 bolas de helado
250 mL de jarabe de chocolate	1 cucharada = 15 mL	2 cucharadas de jarabe
200 g de crema	1 cucharada = 10 g	1 cucharada de crema
10 cerezas	1 cereza	1 cereza

¿Qué ingrediente es el reactivo limitante?

¿Qué ingredientes se encuentran en exceso?

¿Qué ingrediente marca el límite de nuestra receta?

¿Cuáles sobran y podrían usarse en otra creación deliciosa?

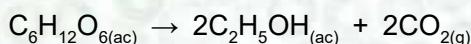
Reacción de combustión del metano: análisis teórico y experimental

2. En una reacción de combustión completa, se hacen reaccionar 10 gramos de metano (CH_4) con cierta cantidad de oxígeno (O_2).

- Escribe la ecuación química balanceada que representa este proceso.
- Utilizando la relación masa-masa, calcula la masa de oxígeno que reacciona con los 10.0 g de metano.
- ¿Determina cuántos gramos de bióxido de carbono, se formarán teóricamente en la reacción de combustión?
- Si experimentalmente se obtuvo 25 gramos de CO_2 , ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de esta reacción?
- Usando una relación masa-volumen, calcula cuántos litros de CO_2 se obtienen experimentalmente.
- Usando una relación masa-volumen, determina qué volumen de oxígeno se consume experimentalmente en la reacción.
- Empleando una relación masa-mol o mol-mol, calcula ¿cuántos moles de CO_2 se obtienen experimentalmente?
- ¿Qué sustancia participa como reactivo limitante?
- ¿Qué sustancia se encuentra en exceso?
- ¿Cuánto metano queda sin reaccionar?

Fermentación de la glucosa: análisis teórico y experimental

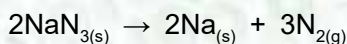
3. La fermentación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) produce alcohol etílico (C_2H_5OH) y dióxido de carbono (CO_2). La ecuación que representa dicho proceso es:



- Utilizando una relación masa-masa, ¿cuántos gramos de etanol se pueden producir teóricamente a partir de 10.0 g de glucosa?
- Aplicando una relación masa-volumen, ¿cuántos litros de CO_2 se producirán teóricamente en esta reacción?
- Si experimentalmente se obtiene 2 litros de CO_2 , ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de esta reacción?
- Usando una relación mol-mol, determina ¿cuántos moles de alcohol etílico se deben obtener teóricamente?

Reacción de descomposición de la azida de sodio en bolsas de aire

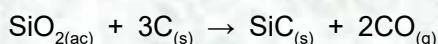
4. Las bolsas de aire de los automóviles se inflan mediante la rápida descomposición del compuesto azida de sodio (NaN_3), que se transforma en sodio metálico y nitrógeno gaseoso. La ecuación química que representa este proceso es:



- En una relación masa-masa, calcula ¿cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para obtener teóricamente 20.0 g de nitrógeno gaseoso?
- Aplicando una relación masa-volumen, determina ¿cuántos litros de nitrógeno (N_2) se producirán teóricamente en el momento del choque?
- Usando una relación mol-mol, calcula ¿cuántos moles de sodio (Na) y nitrógeno (N_2) se deben obtener teóricamente a partir de la reacción?
- Si se obtiene experimentalmente 15 litros de N_2 , ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de esta reacción?

Síntesis del carburo de silicio (SiC): análisis teórico y experimental

5. El carburo de silicio (SiC), conocido comúnmente como carborundum. Es una sustancia extremadamente dura utilizada como abrasivo industrial. Se prepara calentando dióxido de silicio (SiO_2) con Carbono (C) a altas temperaturas. La ecuación química que representa esta reacción es:

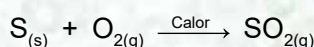


- ¿Cuántos gramos de SiC se pueden formar si se hacen reaccionar 15.0 g de SiO_2 y 20.0 g de C?

- b) Identifica ¿Cuál es el reactivo limitante?
- c) Determina ¿Cuál es el reactivo en exceso? y calcula ¿Cuánto se queda sin reaccionar?
- d) Si se obtiene experimentalmente 8.5 gramos de SiC, calcula ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de esta reacción?
- e) En una relación masa-volumen, ¿cuántos litros de monóxido de carbono se producirán teóricamente?

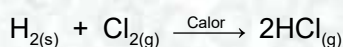
Producción de dióxido de azufre bajo condiciones estándar

6. En condiciones normales o estándar de temperatura y presión (CNTP), se calientan 45 g de azufre (S) en presencia de oxígeno (O₂). ¿Qué volumen de dióxido de azufre (SO₂) se producirá teóricamente en esta reacción?



Síntesis de cloruro de hidrógeno bajo condiciones normales

7. ¿Cuántos litros de cloro (Cl₂) y de hidrógeno molecular (H₂) se necesitan para obtener 50 litros de cloruro de hidrógeno (HCl) en condiciones normales? Según la ecuación balanceada:



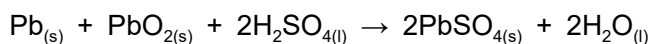
Identificación de un gas mediante la ecuación de estado

8. Tenemos 4.88 g de un gas cuya naturaleza es dióxido de azufre (SO₂) o trióxido de azufre (SO₃). Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 L y observamos que la presión que ejercen a 27°C es de 1.5 atm. ¿De qué gas se trata? Aplica la ecuación general de los gases PV = nRT.

Resolución de ejercicios

Propósito: Aplicar los conocimientos adquiridos para resolver cada uno de los ejercicios planteados en la unidad.

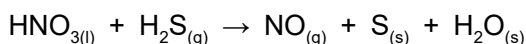
1. Las reacciones de óxido-reducción se utilizan en diversos procesos industriales, por ejemplo, la ecuación que se muestra corresponde a la reacción que ocurre en un acumulador de plomo de un automóvil.



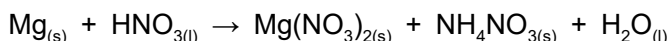
¿En cuál de las semirreacciones que se muestran ocurre una reducción?

- a) $\text{Pb} \rightarrow \text{PbSO}_4$
- b) $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$
- d) $\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

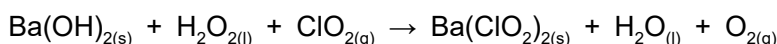
2. La siguiente reacción sin balancear representa a una reacción de óxido-reducción, balancea la reacción por el método redox ¿Qué elemento es el que se oxida?



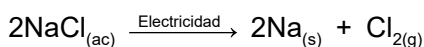
3. Balancea por el método redox la siguiente ecuación e identifica qué sustancia se reduce y cuál se oxida.



4. Balancea la siguiente reacción por el método redox e identifica qué sustancia es oxidante y cuál reductora.



5. El cloro empleado en los sistemas de potabilización del agua se produce industrialmente mediante la disociación electrolítica del agua de mar, proceso en el cual el cloruro de sodio (NaCl) se disocia bajo la acción de una corriente eléctrica. La reacción que representa este proceso es la siguiente:



- a) ¿Qué masa de cloruro de sodio se requiere para obtener teóricamente 400 g de cloro (Cl_2)?
- b) Si experimentalmente se obtienen 385 g de cloro, ¿qué porcentaje de rendimiento tendría esta reacción?
6. Tanto el hierro (Fe) como el cromo (Cr) utilizados en la fabricación de acero cromado pueden obtenerse por reducción del mineral cromita, empleado carbón (coque) como agente reductor. La reacción química que representa este proceso es:
- $$\text{FeCr}_2\text{O}_{4(s)} + 4\text{C}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}_{(s)} + 2\text{Cr}_{(s)} + 4\text{CO}_{(g)}$$
- a) ¿Cuántos gramos de carbón (coque) deben ser utilizados teóricamente para producir 350 g de cromo, mediante este procedimiento?
- b) Si experimentalmente se obtienen 320 g de cromo, ¿cuál sería el porcentaje de rendimiento de la reacción?

7. Durante una práctica experimental se derramó una pequeña cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) sobre la superficie de una mesa de laboratorio, para neutralizarlo, se espolvoreó bicarbonato de sodio (NaHCO_3) directamente sobre el ácido. La reacción produjo efervescencia visible debido a la liberación de dióxido de carbono (CO_2). El burbujeo cesó una vez que el ácido fue completamente neutralizado. Como productos finales de la reacción se obtuvieron sulfato de sodio (Na_2SO_4), agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2).

- a) Escribe la ecuación que representa esta reacción de neutralización.
- b) Si se derramaron 50 mL de ácido sulfúrico 6.0 mol/L, ¿calcula la masa necesaria de bicarbonato que neutralizó el ácido derramado?
- c) En una relación masa-masa, ¿cuánto sulfato de sodio se debe obtener teóricamente en esta reacción de neutralización?

8. Cuando reacciona un metal desconocido, X, reacciona con ácido clorhídrico (HCl), los productos resultantes son cloruro metálico (XCl_2) y gas hidrógeno (H_2). Escribe la ecuación balanceada. Si 78.5 g del metal reaccionan completamente, se producen 2.42 g de hidrógeno. Identifica al elemento X. Justifica tu respuesta con cálculos.
9. La descomposición térmica del carbonato de calcio ($CaCO_3$) genera óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido a 300 °C y 744 mm de Hg, se obtendrá al descomponer 1 kg de caliza del 90 % de riqueza en carbonato de calcio?
10. Se hace reaccionar 10.0 gramos de sodio metálico (Na) con 9.0 gramos de agua (H_2O), determina cuál de ellos actúa como reactivo limitante y qué masa de hidróxido de sodio (NaOH) se formará. En la reacción también se desprende hidrógeno (H_2).

Actividad de cierre: experimento virtual

Objetivo: Visualizar mediante un simulador interactivo, los conceptos básicos de estequiometría, así como establecer una metodología para el cálculo de reactivos y productos involucrados en una reacción química.

Para cada experimento virtual se diseñó un sistema de actividades y preguntas, a fin de orientar el trabajo de los participantes en el curso. El propósito fundamental es que se lleven a cabo acciones similares a las que deben ejecutarse durante los trabajos prácticos reales en las escuelas: esclarecer el principio de funcionamiento de instrumentos básicos, indagar acerca de determinadas leyes, plantear hipótesis, experimentar con modelos, ordenar los datos obtenidos, interpretar y construir gráficas, contrastar las hipótesis formuladas con los resultados obtenidos, analizar y elaborar un reporte del trabajo llevado a cabo. Es necesario subrayar que los experimentos virtuales no sustituyen a los trabajos prácticos reales, pero en la ciencia actual, y consecuentemente con ella también en la didáctica de las ciencias, se ha ampliado la noción habitual de experimento que reduce este a simple reproducción de un fenómeno real en condiciones controladas, para abarcar otros importantes aspectos, en particular la experimentación con modelos. La experimentación virtual en las escuelas puede ser, además de un importante recurso didáctico facilitador del aprendizaje, una aproximación a esta concepción.

Reactivos, productos y excedentes

Dominar los fundamentos de la estequiometría es esencial para comprender con precisión las reacciones químicas y diseñar eficientemente sistemas como reactores. Esta disciplina permite realizar balances molares de una manera estructurada, minimizando errores y fortaleciendo el análisis cuantitativo.

Dado que la estequiometría se basa en el concepto de mol, es recomendable expresar las concentraciones y flujos molares en unidades molares. Si se requieren datos para masa o flujos volumétricos, hacer las conversiones pertinentes al final de los cálculos. El corazón de los análisis estequiométricos son los números estequiométricos, ya que permite establecer relaciones claras entre los cambios en el número de moles de los distintos reactivos y productos. Gracias a ello, es posible identificar reactivos limitantes, calcular excedentes y predecir con precisión la cantidad de producto esperado.

Accede al simulador interactivo mediante el siguiente enlace:

https://phet.colorado.edu/sims/html/reactants-products-and-leftovers/latest/reactants-products-and-leftovers_es.html

1. Selecciona el apartado que dice moléculas, una vez que has entrado en el simulador da clic en el menú de la parte superior derecha en la reacción hacer agua, con base en las flechas del simulador, coloca dos moléculas de H_2 y dos moléculas de O_2 , es decir una mezcla equimolar. ¿Quién es el reactivo limitante en este caso? Argumente su respuesta.
2. Ahora coloca 2 moléculas de H_2 y 6 moléculas de O_2 , ¿para este caso quien es el reactivo limitante y quien el reactivo en exceso?, ¿cuánto se produce de producto?, ¿calcule la cantidad de reactivo en exceso después de la reacción? Argumenta tu respuesta.
3. Coloca 6 moléculas de H_2 y 6 moléculas de O_2 , ¿se conserva la cantidad de moles? Argumenta tu respuesta.
4. Con base en los pasos 1, 2 y 3 deduce un algoritmo para predecir el reactivo limitante.
5. Confecciona un informe del trabajo realizado con las respuestas a las preguntas formuladas, las argumentaciones, ecuaciones, gráficas, resultados numéricos y unas breves conclusiones.

Prácticas de laboratorio

A estudiantes y profesores

Este manual de prácticas de laboratorio está diseñado para complementar el programa de estudio de la Unidad de Aprendizaje Curricular de Temas Selectos de Química I de la Universidad Autónoma de Sinaloa. El objetivo es proporcionar una experiencia de aprendizaje práctica y enriquecedora que permita a los estudiantes aplicar los conceptos teóricos aprendidos en clase a través de actividades experimentales.

Estas actividades prácticas están diseñadas para sumergir a los alumnos en el núcleo de la experiencia científica, tanto dentro del aula como en el laboratorio, proporcionando una comprensión profunda de los conceptos teóricos a través de la aplicación directa y la experimentación, estimulando el pensamiento crítico y la capacidad de resolución de problemas a través del análisis e interpretación de resultados experimentales, utilizando herramientas para enriquecer la experiencia de aprendizaje mediante la visualización de fenómenos complejos y la exploración de diversos escenarios.

El manual está estructurado en ocho prácticas de laboratorio, cada una centrada en uno o dos temáticas específicas, cada práctica incluye la formulación de hipótesis, diseño experimental, materiales y sustancias, registro de datos, resultados y conclusiones.

Se espera que los estudiantes participen activamente en las actividades de laboratorio, colaboren con sus compañeros y contribuyan al desarrollo de un ambiente de aprendizaje colaborativo. Es importante que los estudiantes revisen el material teórico y las instrucciones de cada práctica antes de asistir al laboratorio para maximizar el aprovechamiento del tiempo y la efectividad del aprendizaje. Los estudiantes deben seguir las normas de seguridad del laboratorio y trabajar de manera ética y responsable, respetando los materiales y equipos proporcionados.

Se recomienda utilizar las preguntas de reflexión y los informes de laboratorio para realizar una evaluación formativa que permita identificar áreas de mejora y reforzar el aprendizaje de los estudiantes.

Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio

1. Para realizar con éxito los experimentos, es necesario que se prepare previamente, consulte los párrafos correspondientes en el texto y estudie detalladamente el procedimiento que debe llevar a cabo. Si durante la preparación le ha quedado alguna duda, solicite al profesor las explicaciones necesarias, antes de comenzar el experimento.
2. Haga los experimentos sin prisa, conociendo en cada momento lo que hace su equipo, y por qué cada uno debe hacer sus propias observaciones, realizar sus propios cálculos, o sea, la manipulación puede ser por equipo, pero el trabajo mental ha de ser individual.
3. Cuando trabaje mantenga silencio, conserve la limpieza y el orden. Si tiene que decir algo al compañero, hágalo en voz baja. La obediencia estricta debe ser habitual y todas las instrucciones deben seguirse estrictamente.
4. Los reactivos deben utilizarse con el grado de pureza adecuado, por lo que hay que evitar contaminarlos con otras sustancias. Para evitar esto observe las siguientes precauciones:
 - Mantener siempre bien tapados los frascos o recipientes.
 - Siempre que la cucharilla, gotero o agitador se utilicen en diferentes sustancias deben lavarse y secarse con un papel.
 - Todos los utensilios (tubos de ensayo, vasos de precipitado y demás) deben estar limpios para ser utilizados.
 - Una vez utilizado un reactivo, la cantidad sobrante no la retorne al envase original, pues esto puede contaminar el reactivo. Los sobrantes deben ser entregados al profesor.
 - No ponga las tapas de los frascos de reactivos que abre hacia abajo sobre la mesa, pues pueden tomar impurezas y contaminar las disoluciones o reactivos cuando vuelva a tapar los frascos.
5. Los equipos deben montarse en el siguiente orden:

En primer lugar, se estudia atentamente la figura correspondiente al equipo en cuestión, fijándose en las partes de que está constituido. A continuación, con los accesorios necesarios, se monta el aparato. Después comprueba si corresponde con la explicación dada en la figura que sirvió de modelo y si sus conexiones están correctas. Después de montado el equipo este debe ser revisado por su profesor.

Medidas generales de precaución

Con las sustancias

1. No probar nunca un producto químico o una disolución.
2. Si se derrama un reactivo o mezcla, limpiarlo inmediatamente.
3. Al calentar en un tubo de ensayo, el contenido puede proyectarse al exterior, mantenga el extremo abierto hacia una parte que no pueda dañarlo a usted o a otra persona.
4. No inhalar los vapores de ninguna sustancia si puede evitarse. Si es necesario que huelga algún vapor no lo inhale directamente del recipiente, use su mano para dirigir los vapores hacia su nariz moviéndola de atrás hacia delante y a poca distancia del recipiente como muestra la figura 1.



Figura 1. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

5. Para preparar una disolución acuosa diluida de un ácido, vierta siempre el ácido concentrado sobre el agua, nunca vierta agua sobre el ácido.
6. Conocer donde se encuentra en el laboratorio el surtidor de agua para lavados, en caso necesario.
7. Los agentes oxidantes fuertes y los productos fácilmente oxidables (agentes reductores) deben mezclarse con gran cuidado y en cantidades pequeñas.
8. No añadir ácido nítrico a un recipiente que contenga alcohol o cualquier otro producto fácilmente oxidable.
9. Los ácidos concentrados son sustancias corrosivas, nunca deben dejar que se pongan en contacto con la piel, además, son irritantes.
10. Los hidróxidos de sodio y potasio concentrado producen quemaduras, debe evitarse el contacto con la piel.
11. Si en la manipulación de ácidos, bases u otras sustancias se derraman sobre sus ropas o sus manos, no sacuda éstas, las salpicaduras pueden ser proyectadas sobre los compañeros. Con serenidad y rapidez lave éstas con abundante agua y avise al profesor.
12. Cerciórese siempre que el recipiente que va a emplear está en buen estado.
13. Antes de usar el contenido de un recipiente lea la etiqueta dos veces, así evitará confusiones.
14. Para verter correctamente un líquido y evitar que este le caiga en las manos viértalo como se muestra en la figura 2.

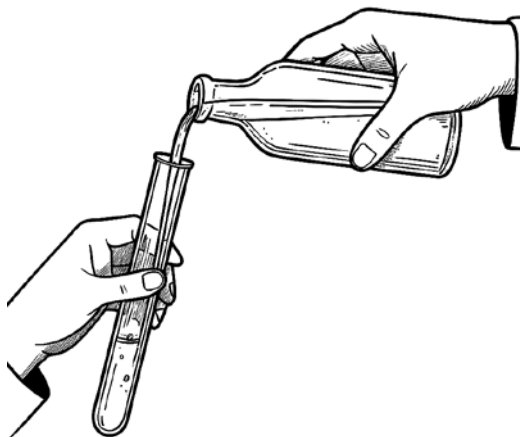


Figura 2. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

15. No sostenga por la boca los recipientes que contienen líquidos, pueden estar mojados de éste.
16. Las operaciones de verter líquido deben realizarse sobre su puesto de trabajo para evitar que éste pueda caer en el suelo o sobre parte de su cuerpo.
17. Si le cae en los ojos salpicaduras de un ácido o una disolución alcalina lave inmediatamente con abundante agua abriendo bien los párpados y avise sin pérdidas de tiempo al profesor. No frote los ojos para evitar que las disoluciones le irriten la mucosa. Las medidas ulteriores serán tomadas por el profesor.
18. En caso de derramarse un ácido o disolución alcalina sobre su puesto de trabajo debe limpiarla en el momento. Para esto debe secar el líquido con un papel (que después se debe botar en el lugar destinado a este defecto) a continuación, la mesa debe limpiarse con disolución de bicarbonato de sodio al 3 % con el fin de neutralizar en caso de derramarse un ácido y con una disolución de ácido acético al 2 % si es básica la disolución derramada. Después se limpia la mesa con un paño y agua.

Con los útiles:

1. Preste atención al trabajar con equipos de vidrio, como tubos y termómetros. El vidrio es frágil y se rompe fácilmente, accidente que produce lesiones con frecuencia.
2. Evite tocar objetos calientes y tener su ropa y cabeza cerca de la llama.
3. Si se dispone de gafas de seguridad, utilizarlas siempre en el trabajo de laboratorio.
4. Solamente se pueden calentar las sustancias contenidas en recipientes de vidrio resistente al calor, tales como: tubos de ensayo, vasos de precipitado, balones, Erlenmeyer, etc., y en recipientes de porcelana tales como: crisoles y cápsulas de porcelana, los recipientes de vidrio no resistentes al calor, plásticos y otros, no deben calentarse.
5. Cuando deba calentarse una sustancia en recipiente de vidrio resistente al calor o de porcelana, procure que la parte exterior esté siempre seca, las gotas de agua son causa de que el recipiente no se caliente uniformemente y se rompa.
6. No caliente en probetas, matraces aforados o equipos destinados a mediciones, esto puede dañarlos y en ocasiones causar roturas que pueden ser causa de accidentes como se muestra en la figura 3.

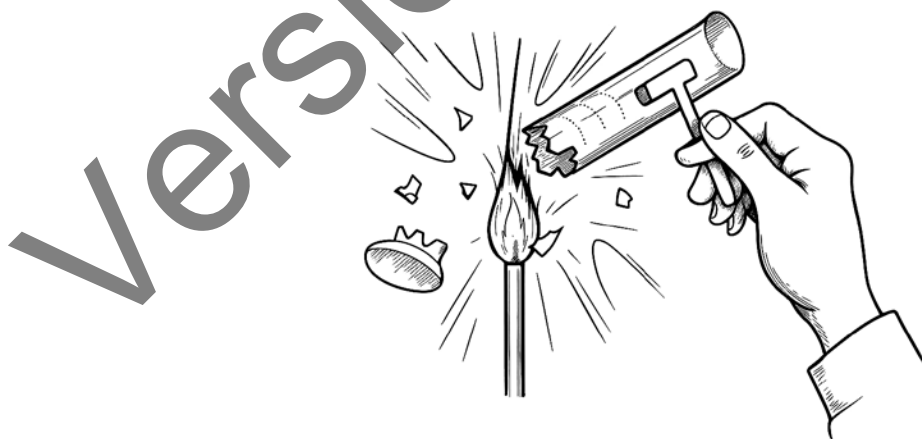


Figura 3. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

7. La operación de calentar se debe empezar flameando el recipiente, principalmente en la parte que está en contacto con la sustancia que contiene, posteriormente se puede intensificar el calentamiento en caso necesario.

8. Al calentar sólidos y líquidos en tubos de ensayo, debe mantenerlos en posición inclinada para aumentar la superficie de evaporación y lograr una ebullición más uniforme, así como evitar que la boca del tubo de ensayo esté dirigida hacia alguna persona para evitar accidentes en caso de proyecciones del contenido (Fig. 4).



Figura 4. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

9. No vierta líquidos fríos en recipientes calientes, pues el cambio brusco de temperatura puede provocar que se rompa.
10. No coloque directamente los recipientes calientes sobre su puesto de trabajo, pues puede romperse el recipiente o estropear su puesto de trabajo, utilice siempre una malla de asbesto, una lámina de amianto u otro aislante.
11. Al montar un equipo debe tenerse en cuenta algunas normas generales de manipulación:
- Los extremos de los tubos de vidrio que se utilizan no deben tener filos pues este puede herir o dañar las conexiones de goma, por lo que deben ser rebordeados convenientemente a la llama.
 - Los tapones de goma o corcho deben introducirse en la boca de los tubos de ensayo, balones y demás, con ligera presión mientras se rotan, y se ajustarán aproximadamente hasta la mitad de su altura. Para esta operación el equipo no debe estar apoyado sobre el puesto de trabajo, pinzas u otro accesorio, sino que debe sostenerse con la mano libremente.
 - Los tapones que entran con demasiada facilidad y los que solo se consiguen introducir con esfuerzo, no son adecuados, los primeros no ofrecen la hermeticidad deseada y son difíciles de extraer, y los segundos pueden romper la boca del recipiente que se use, lo que hace difícil en general su manipulación.
 - Los tubos de vidrio deben ajustarse en las perforaciones de los tapones, para esto deben entrar con una ligera presión a la vez que se rotan, deben sujetarse a través de un paño para evitar el peligro de cortaduras en caso de roturas. Por esta razón no se deben introducir los tubos de diámetros que requieran un gran esfuerzo, dado que ofrece un mayor peligro de rotura (Fig. 5).

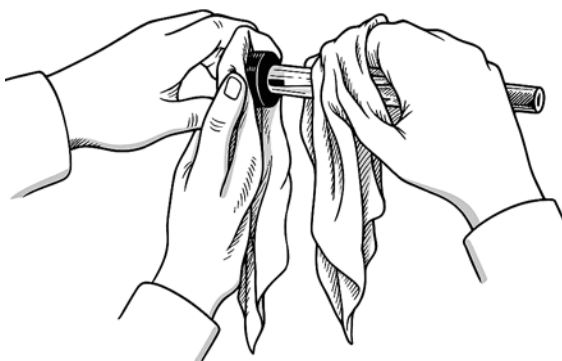


Figura 5. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Para introducirlo debe humedecerse con agua el extremo que se introduce y sujetarlo lo más cerca posible de este.

Al trabajar con un quemador de gas cuide que esté cerrada (al iniciar su trabajo) la entrada de gas, una vez cerciorado de esto, enciéndalo con la entrada de aire cerrada y posteriormente regule ésta hasta alcanzar la llama deseada.

Al usar un mechero de alcohol debe encenderlo con un fósforo, astilla de madera encendida o equivalente, pero nunca con otro mechero, esto puede provocar un accidente; una vez encendido no se le debe echar alcohol al mechero. En caso de que se vuelque o se derrame el alcohol (o se rompa) debe cubrirlo con un paño. Para apagar el mechero acerque la tapa de lado y colóquela sobre la llama hasta cerrar la entrada de aire. No debe soplar para apagar la llama.

Actividad experimental 1 y 2

Funciones químicas inorgánicas: óxido básico, hidróxido, anhídrido, oxácido y oxisales

Propósitos

- Identifica funciones químicas inorgánicas.
- Obtiene en el laboratorio un óxido básico, un hidróxido, un anhídrido, un oxácido y una oxisal, y comprueba algunas de sus propiedades físicas y químicas.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones, procedimientos y normas de seguridad.

Actividades previas

En forma individual indaga previamente el concepto de función química, las propiedades físicas y químicas de los óxidos básicos, hidróxidos, anhídridos, oxácidos y oxisales.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio ha propuesto que, utilizando cinta de magnesio, agua y azufre en polvo, se obtengan las siguientes funciones químicas: óxido básico, un hidróxido, un anhídrido, un oxácido y una oxisal, así como comprobar algunas de sus propiedades físicas y químicas.

Preguntas exploratorias

¿Qué función química se obtiene al quemar la cinta de magnesio en presencia de aire?

Si se adiciona agua a la sustancia obtenida en el punto 1, ¿qué función química se obtendrá?

¿Qué función química se obtiene al quemar el azufre en polvo en presencia de aire?

Si se adiciona agua a la sustancia obtenida en el punto 3, el producto resultante, ¿a qué función química pertenece?

Si se hace reaccionar el producto obtenido en el punto 2 con el producto del punto 4, ¿qué sustancia se forma y a qué función química pertenece?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

Hipótesis

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

Materiales y sustancias	
Materiales	Sustancias
▪ Capsula de porcelana ▪ Mechero de Bunsen o lámpara de alcohol ▪ Pinzas ▪ Soporte universal ▪ Matraz bola de fondo plano ▪ Cucharilla de combustión	▪ Magnesio ▪ Azufre ▪ Agua ▪ Fenolftaleína o indicador natural como col morada

Diseño y procedimiento del experimento

¿Cómo lo vamos a hacer?

1. Con ayuda de unas pinzas sostén una tira de magnesio (Mg) e introdúcela a la flama del mechero, el compuesto formado se deposita en una cápsula de porcelana. ¿Qué compuesto es el que se forma?



Figura 6. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

2. Agregue agua destilada a la cápsula que contiene el compuesto obtenido en el punto 1. ¿Qué compuesto se obtiene? Comprueba tu hipótesis, usando un indicador natural o fenolftaleína.



Figura 7. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

3. En una cucharilla de combustión coloca una pequeña porción de azufre (S) en polvo, introdúcelo a la flama del mechero hasta que encienda. ¿Qué está sucediendo? ¿Qué compuesto se obtiene?



Figura 8. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

4. Inmediatamente introduzca la cucharilla a un matraz bola de fondo plano que contenga alrededor de 50 mL de agua destilada. Mantén la cucharilla dentro del matraz sin que toque el agua, hasta que se llene de gas o se apague la flama. Evita que se fugue el gas contenido en el matraz.



Figura 9. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

5. Retira la cucharilla y tapa inmediatamente el matraz.
6. Agita el matraz para que reaccione el gas completamente con el agua. ¿Qué sucedió dentro del matraz? ¿Qué compuesto se obtuvo?



Figura 10. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

7. Agrega el contenido del matraz con el producto obtenido en la cápsula de porcelana y explica qué sucede. ¿Qué compuestos se obtienen?
8. Al someter a calentamiento hasta sequedad los productos que se encuentran en la cápsula de porcelana. ¿Cuál es el nombre del residuo obtenido?

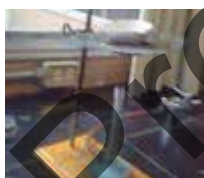


Figura 10. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Registro de datos

En cada una de las reacciones llevadas a cabo, anota las observaciones, así como las propiedades físicas y químicas de reactivos y productos.

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas. Completa las ecuaciones de cada una de las reacciones, da nombre a las sustancias participantes e indica la familia o función química que se obtiene en cada proceso.

Rx	Reacción Química	Función Química que se obtiene
1	$\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow$	
2	$\text{MgO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow$	
3	$\text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow$	
4	$\text{SO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow$	
5	$\text{H}_2\text{SO}_{3(ac)} + \text{Mg}(\text{OH})_{2(ac)} \rightarrow$	

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

Conclusiones

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

Actividad Experimental 3

Semillamol

Propósitos

- Utiliza semillas como analogía de los átomos para comprender el concepto de mol y número de Avogadro.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones y procedimientos.

Actividades previas

En forma individual indaga previamente los conceptos de cantidad de sustancia, mol y número de Avogadro. En forma colaborativa cada equipo adquiere 250 g de semilla de alubias, frijol y garbanzo que utilizarán en la práctica.



Figura 12. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio ha diseñado una práctica que permitirá comprender los conceptos de cantidad de sustancia, mol y número de Avogadro, utilizando para ello, semillas de alubias, frijol y garbanzo. Las semillas representan a átomos de diferentes elementos. Recuerda que independientemente de la naturaleza de los átomos, en un mol de cada uno de ellos, estará contenido un mismo número de estas partículas. Ese número en nuestro caso se llamará semillagadro, por analogía con el número de Avogadro, y al mol, lo denominaremos semillamol.

Nivel macroscópico	Nivel submicroscópico o nanoscópico
Semillas	Entidades: átomos
Semillamol	Unidad básica: mol
Semillagramo (número de semillas)	Número de Avogadro: 6.022×10^{23} átomos/mol

Preguntas exploratorias

1. ¿Si se utiliza un mismo número de semillas, por ejemplo, 25. La masa de alubias, frijol y garbanzo, ¿será diferente para cada caso?
2. ¿Cómo determinar la masa promedio de cada semilla? Esto equivale a determinar la masa atómica promedio.

$$\text{masa promedio} = \frac{\text{suma de masa}}{\text{total de semillas}} = \frac{m_1 + m_2 + m_3 + \dots + m_{25}}{25}$$

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

Hipótesis

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

Materiales y sustancias	
Materiales	Sustancias
- Balanza granataria 3 vasos de plástico - calculadora	25 semillas de alubias 25 semillas de frijol 25 semillas de garbanzo

Diseño y procedimiento del experimento

¿Cómo lo vamos a hacer?

- Se taran previamente los vasos de plástico. Registra la masa de cada uno de ellos. Debe corresponder un vaso para cada tipo de semilla. Vaso (1), alubias, vaso (2), frijoles y vaso (3) garbanzo.

Vaso	Masa del vaso (g)
1	
2	
3	

- Coloca 25 semillas en cada vaso. Registra la masa de cada vaso con las semillas. Obtén la masa correspondiente a las 25 semillas de cada conjunto, restando la masa del vaso, de la masa del vaso con las semillas.

Semilla	Masa del vaso + semillas	Masa del vaso	Masa de 25 semillas (x)
1. Alubia			
2. Frijol			
3. Garbanzo			

3. Determina la masa de una semilla, de alubia, frijol y garbanzo, mediante la expresión: $\frac{x}{n}$, donde x es la masa de 25 semillas, $n = 25$.

Semilla	Masa de una semilla (X/n)	Masa relativa	Masa molar (g/mol) Semillamol	Semillagramo (número de semillas)
1. Alubia				
2. Frijol				
3. Garbanzo				

4. La masa relativa se obtiene dividiendo la masa de cada semilla entre la masa de la semilla de menor tamaño. Una vez determinada, se expresa en gramos para determinar la masa molar (semillamol). Se mide en una balanza granataria los gramos de semillamol correspondiente a cada semilla. El número de semillas contenidas en cada semillamol, corresponde al semillagadro, en analogía con el número de Avogadro.

Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes.

Registro de datos

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

Resultados

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

Conclusiones
Versión Preliminar

Cuestionario

El número de Avogadro es una magnitud relacionada al sistema internacional de unidades, pues el número de partículas que contiene un mol lo definimos empleando la referencia de la masa del ^{12}C . ¿Cuál sería la magnitud del número de Avogadro si en lugar de gramos se emplearan onzas para medir la masa de las sustancias? (1 onza = 28.3495 gramos).

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

Actividad Experimental 4

Cantidad de sustancia y su relación con otras magnitudes

Propósitos

- Utiliza sustancias de uso común para comprender la relación entre masa, volumen y cantidad de sustancia (mol).
- Realiza cálculos estequiométricos básicos al establecer relaciones entre las propiedades macroscópicas, como masa y volumen con la propiedad submicroscópica, número de partículas.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones y procedimientos.

Actividades previas

En forma individual indaga previamente los conceptos de cantidad de sustancia, masa, volumen, mol y número de Avogadro. En forma colaborativa cada equipo se organiza para traer azúcar, sal, agua y un objeto metálico como oro, plata, cobre o hierro que utilizarán en la práctica.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio ha diseñado una práctica que permitirá establecer relaciones entre la masa, el volumen y la cantidad de sustancia. Para ilustrar esta relación, explicó que un mol de sal de cocina cabe en la palma de la mano, un mol de agua en menos de cuatro cucharadas de ese líquido y que a diferencia de éstos, un mol de azúcar, equivale a un poco más de la tercera parte de un kilogramo.

Preguntas exploratorias

1. ¿A qué se debe esta diferencia?
2. ¿Existe alguna semejanza entre ellos?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

Versão	Hipótesis

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

Materiales y sustancias	
Materiales	Sustancias
▪ Balanza granataria ▪ Probeta ▪ Calculadora	▪ Agua ▪ Azúcar ▪ Sal ▪ Metales diversos

Diseño y procedimiento del experimento

¿Cómo lo vamos a hacer?

Actividad 1

- Determina la masa molar de las sustancias problema.
- Realiza los siguientes cálculos estequiométricos: Determina la masa que equivale a 0.5 mol de cada sustancia.
- Mide la masa de cada una de las sustancias correspondientes a 0.5 mol, en una balanza granataria.
- Establece las diferencias y semejanzas entre ellos.

Actividad 2

- Mide la masa de los objetos metálicos y determina el número de moles y partículas contenidas.

Objeto metálico	Masa (g)	Masa molar (g/mol)	Número de moles	Número de partículas

Registro de datos

En cada una de las actividades efectuadas, anota las observaciones y los datos pertinentes.

Registro de datos

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

Resultados

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

Conclusiones

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

Determinación de fórmula empírica

- Define fórmula empírica y composición porcentual.
- Determina en forma experimental y teórica, la fórmula empírica de un compuesto inorgánico.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones y procedimientos.

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

Materiales y sustancias	
Materiales	Sustancias
▪ Crisol con tapa o cápsula de porcelana ▪ Tela de asberto o triángulo de porcelana ▪ Aro metálico ▪ Soporte ▪ Pinzas para crisol ▪ Gotero ▪ Calculadora	▪ Cinta de magnesio ▪ Agua destilada o desionizada

Diseño y procedimiento del experimento

1. Pese el crisol limpio y seco, con la mayor exactitud posible.
2. Tome una cinta de magnesio de unos 5.0 cm de largo. Si el aspecto del magnesio no es brillante, elimine la capa que se haya adherido con una cuchilla o lija de agua. Corte la cinta en pedazos de 1.0 cm aproximadamente. Colóquelos en el crisol y determine el peso de este junto con su contenido. Determine el peso de la cinta de magnesio por diferencia. Calcule el número de moles de magnesio.
3. Instale un montaje como se muestra en la siguiente figura, coloque la tapa del crisol antes del calentamiento. Caliente suavemente el crisol al principio y vaya aumentando el calentamiento del crisol tapado, de forma gradual, por espacio de dos minutos. Con las pinzas para crisol, acomode la tapa y caliente fuertemente por espacio de 10 minutos.



Figura 13. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

4. Cese de calentar, tape el crisol y déjelo a temperatura ambiente. Asegúrese de que todo el magnesio haya reaccionado, en caso contrario, repita el calentamiento fuerte hasta lograrlo.
5. El crisol contiene productos mixtos de la reacción del magnesio con el oxígeno y nitrógeno del aire. Con un gotero vierta agua desionizada hasta cubrir el producto mezclado. Caliente en conjunto cuidadosamente para evitar salpicaduras y pérdida del material, percibirá un olor desagradable de los vapores que se forman. ¿A qué gas corresponde el producto de la reacción entre el compuesto solido magnesio-nitrógeno-agua?
6. Cuando se haya evaporado el agua, agregue más y repita el procedimiento cuidadosamente. Hasta que no se perciban olores del producto gaseoso formado. Después de evaporar el agua, caliente el crisol destapado durante 5 minutos.

Deje enfriar el crisol y pésele junto con su contenido. Calcule el peso del óxido de magnesio por diferencia.

- Determine el peso de oxígeno que se combinó con el peso original del magnesio. Calcule el número de moles de oxígeno combinado.
- Determine la fórmula más sencilla del óxido de magnesio.

Registro de datos

Registro de datos	
1. Peso del crisol: _____	6. Peso del MgO: _____
2. Peso del crisol + Mg _____	7. Peso del oxígeno combinado (6-3): _____
3. Peso de Mg (2-1): _____	8. Moles de oxígeno combinado: _____
4. Moles de Mg: _____	9. Fórmula para el óxido de magnesio: _____
5. Peso del crisol + MgO: _____	

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

Resultados

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

Conclusiones

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

Problemas relacionado con formula mínima

1. ¿Cuál es la fórmula más sencilla del cloruro de mercurio que contiene 26.2 % de Cloro?
2. ¿Cuál es la fórmula más sencilla de un óxido de hierro, si se forman 3.20 gramos de óxido de 2.24 gramos de hierro?
3. El cobre forma dos óxidos. Un óxido tiene 20 por ciento en masa de oxígeno. El segundo óxido tiene un porcentaje de oxígeno menor que el primero. ¿Cuál es el porcentaje probable de oxígeno en el segundo óxido?
4. Para el mineral torbenita, $\text{Cu}(\text{UO}_2)_2(\text{PO}_4)_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$, determine (a) el número total de átomos en una fórmula unidad. (b) La razón, en número, de átomos de H a átomos de O. (c) La razón, en masa, de Cu a P. (d) El elemento con mayor porcentaje en masa. (e) La masa de mineral que contenga 1.00 g de P.
5. El índigo, el colorante azul de los pantalones vaqueros, tiene una composición centesimal, en masa, de 73.27 por ciento de C, 3.84 por ciento de H, 10.68 por ciento de N y el resto es oxígeno. Su masa molecular es 262.3 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del índigo?

Actividad experimental 6

Tipos de reacciones químicas

Propósitos

- Identifica desde el nivel macroscópico y simbólico los tipos de reacciones químicas.
- Realiza en el laboratorio diferentes tipos de reacciones químicas.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones y procedimientos.

Actividades previas

El alumno investiga los conceptos de reacción y ecuación química, así como la de los diferentes tipos de reacciones.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio diseñó una práctica cuyo propósito es la de identificar de manera experimental los diferentes tipos de reacciones químicas. A cada equipo se le proporcionaron las siguientes sustancias: zinc, azufre, óxido mercúrico, ácido clorhídrico, hidróxido de bario y carbonato de sodio. Además, dispondrán de los materiales siguientes: mechero de Bunsen, soporte universal con malla de asbesto, tubos de ensayo, cápsula de porcelana y gradilla.

Preguntas exploratorias

1. ¿Qué tipo de reacciones químicas conoces?
2. ¿Qué evidencias macroscópicas indican que se efectuó una reacción química?
3. ¿Qué reacciones químicas podrías desarrollar con las sustancias que se proporcionan? Escribe las ecuaciones.

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

Hipótesis

Materiales y sustancias

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

Materiales y sustancias	
Materiales	Sustancias
▪ Cápsula de porcelana ▪ Mechero de Bunsen ▪ Gradilla ▪ Tubos de ensayo ▪ Soporte Universal	▪ Tira de magnesio ▪ Azufre ▪ Óxido mercurico ▪ Ácido clorhídrico concentrado ▪ Disoluciones acuosas de hidróxido de bario y carbonato de sodio

Diseño y procedimiento del experimento

¿Cómo lo vamos a hacer?

Actividad 1

Somete a calentamiento una tira de magnesio en presencia de aire con la ayuda de unas pinzas y observa lo que sucede.

Escribe la reacción balanceada, da nombre a reactivos y productos e identifica a qué tipo de reacción corresponde.

Actividad 2

En un tubo de ensayo agrega 0.5 g de óxido mercurico, somete a calentamiento con el mechero de Bunsen, sujetando el tubo con unas pinzas.

Escribe la reacción balanceada, da nombre a reactivos y productos e identifica a qué tipo de reacción corresponde.

Anota todos los cambios que observes. ¿Es posible identificar la liberación de oxígeno? Argumenta.

Actividad 3

En un tubo de ensayo que el profesor te proporcionará con 2 mL de disolución de hidróxido de bario, agrega 2 mL de disolución de carbonato de sodio.

Escribe la reacción balanceada, da nombre a reactivos y productos e identifica a qué tipo de reacción corresponde.

Anota todos los cambios que observes. ¿El precipitado blanco formado a qué sustancia corresponde?

Registro de datos

Registro de datos

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

Resultados

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

Conclusiones

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

Actividad experimental 7

Reacciones de óxido-reducción

Propósitos

- Identifica desde el nivel simbólico al elemento que se oxida y el que se reduce, al agente oxidante y al reductor.
- Realiza en el laboratorio una reacción química de óxido reducción.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones y procedimientos.

Actividades previas

El alumno investiga los conceptos de oxidación, reducción, agente oxidante, agente reductor y las reglas para balancear ecuaciones por el método redox.

Situación problematizadora

El profesor responsable del laboratorio diseñó una práctica cuyo propósito es la de realizar una reacción de óxido reducción. A cada equipo se le proporcionaron las siguientes sustancias: disoluciones de AlCl_3 , CuSO_4 , AgNO_3 , ZnCl_2 , Zn sólido, Cu limaduras y un clavo. Además, podrán disponer de los materiales siguientes: tubo de ensayo y gradilla. El profesor proporciona las reacciones químicas sin balancear.

1. ¿Qué coeficientes estequiométricos balancean la ecuación?
2. ¿Qué sustancia se oxida y cuál se reduce?
3. ¿Quién es el oxidante y cuál el reductor?

Elabora tus hipótesis

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

Hipótesis

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

Diseño y procedimiento del experimento

Actividad 1

- ## Actividad 2

- ### Actividad 3

- ## Registro de datos

[illegible]

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

Resultados

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

Conclusiones

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

Reactivo limitante y en exceso

- Define reactivo limitante y porcentaje en rendimiento de una reacción química.
- Determina experimentalmente el reactivo limitante, rendimiento real y calcula el porcentaje en rendimiento de una reacción química.
- Muestra disposición para el trabajo colaborativo, sigue instrucciones y procedimientos.

El alumno investiga los conceptos de reactivo limitante y reactivo en exceso, el procedimiento para determinar el rendimiento teórico en una reacción y el porcentaje en rendimiento.

El profesor responsable del laboratorio diseñó una práctica cuyo propósito es la de realizar cálculos estequiométricos donde se encuentren involucradas reacciones químicas, para ello proporcionó a cada equipo, tres matraces, 3 globos, una disolución de vinagre y tres recipientes de masa diferente de bicarbonato de sodio en cada globo, cuando cada equipo combinó ambos reactivos, se formó un gas.

1. ¿Qué ecuación química representa este proceso?
2. ¿A qué sustancia corresponde al gas que se desprende?
4. ¿Cómo determinar el reactivo limitante?
5. ¿Cómo determinas el rendimiento teórico?

Al dar respuesta a las preguntas problematizadoras, se generan las hipótesis. Redacta las hipótesis.

[illegible]

¿Qué materiales, sustancias e instrumentos se necesitan para comprobar tus hipótesis?

Materiales y sustancias

Materiales		Sustancias
3 globos 3 Matraz Erlenmeyer - Jeringa para medir el volumen de vinagre	- Balanza - Hilo - Cinta o regla	- Vinagre NaHCO_3

Diseño y procedimiento del experimento

¿Cómo lo vamos a hacer?

- Rotular los tubos de ensayo del 1 al 3.
- Colocar el volumen correspondiente de vinagre de acuerdo con el siguiente cuadro, manteniendo la cantidad de bicarbonato de sodio constante.

Tubo	Volumen de vinagre	Perímetro del globo (cm)
1	4	
2	8	
3	12	

- Agregar 1.0 g de bicarbonato de sodio en cada uno de los 3 globos.
- Colocar cada globo en cada uno de los matraces Erlenmeyer, cuidando que el contenido de este no caiga dentro del tubo.
- Invertir los globos con la finalidad de que el contenido de este (bicarbonato de sodio) se mezcle con el vinagre del matraz Erlenmeyer.
- Medir el perímetro del globo utilizando el hilo (esta acción se repetirá para cada globo), posteriormente después verter el contenido del globo y mezclar con el contenido del matraz Erlenmeyer se mide la cantidad de hilo usado para estimar su perímetro.
- Registrar los valores en la tercera columna del cuadro del paso 2. ¿Qué observas?, ¿Qué puedes concluir de la realización de esta práctica? ¿Qué propondrías para mejorarlo?, ¿Qué te pareció esta práctica de laboratorio?, ¿Cómo consideras que fue tu desempeño en el laboratorio?

Registro de datos

Registro de datos

Resultados

¿Se confirmaron tus hipótesis? Argumenta tus respuestas.

Resultados

Resultados	

Conclusiones

Elabora tus conclusiones.

Conclusiones

Conclusiones	
Eliminación	

Autoevaluación: Explica qué aprendiste, cómo aprendiste y que más te gustaría aprender.

Evidencia: Reporte de laboratorio con imágenes de la práctica.

Bibliografía consultada

- Basculián, A. (2008). Antoine Laurent Lavoisier. El revolucionario. Recuperado de www.educacionquimica.info/incluye/downloadfile.php?pdf=pdf1063.pdf.
- Bello, S. (Coord.) (2016). Didáctica de la química universitaria. Facultad de Química, UNAM. Brown, T., LeMay, H.E., Bursten, B. E. (2015). Química: La Ciencia Central, México: Pearson. Prentice Hall Hispanoamericana, S.A.
- Burns R., A. (2016). Fundamentos de Química 1. México: Pearson.
- Cruz, J. y Milán, J.O (1997) Química Analítica. Plan 1994. Dirección General de Escuelas Preparatorias, Universidad Autónoma de Sinaloa.
- Chang, R. (2013). Química. 11a edición, México, McGraw Hill.
- Chamizo, J.A.; Garritz, A. y Vilar, R. (2001) Problemas de química. 1a edición, México, Prentice Hall. Chamizo, J.A. (1999) La nicotina del tabaco, algo de la química del siglo XIX. Estampas de la Ciencia I, La ciencia para todos 173, México, Fondo de Cultura Económica.
- Daub, G. W. y Seese, W. S. (2014). Química, México. Prentice Hall.
- De la Torre, F. (2012) Letras Históricas / Número 5 / Otoño 2011-invierno 2012 Ciencia, industrialización y utopía social: notas sobre Vicente Ortigosa de los Ríos, 1817-1877. Recuperado de <http://www.revistascientificas.udg.mx/index.php/LH/article/viewFile/2103/1862>.
- Dingrando, L. et al (2010). Química, materia y cambio, Colombia: Mc. Graw Hill.
- Esperiella, A. y Ramírez, L. (2000). Esencia Molecular de la Química. Editorial, Autores independientes.
- Frey, P.R. (2004) Problemas de química y cómo resolverlos. 19a edición, México, CECSA. Garritz, A. y Chamizo, J. A. (1994). Química. E.U.A.: Addison-Wesley Iberoamericana.
- Garritz, A., Gasque L., Martínez A. (2005). Química Universitaria. Pearson, México.
- Hein, M., Arena, S. (2014) Fundamentos de Química. México. International Thomson Editores Hill, J. W. y Kolb, D. K. (1999). Química para el nuevo milenio, 8ª. edición, México: Pearson Prentice Hall.
- Housecroft, C. E., Sharpe, A. G. (2006) Química Inorgánica. 2da edición, España: Pearson. Johnstone, A.H. (1982) Macro and micro chemistry. School Science Review, 64 (227), pp. 377-379. Kotz, J.C., Treichel, P.M., Weaver, G.C. (2005). Química y reactividad química, 6ª. Edición, México. International Thomson Editores.
- Liebig, J. (1831). Ueber einen neuen Apparat zur Analyse organischer Körper, und über die Zusammensetzung einiger organischen Substanzen. Annalen der Physik und Chemie, 97(1), 1-43. <https://doi.org/10.1002/andp.18310970102>
- Martínez, R. et al (2005) Química un proyecto de la ACS. America chemical Society, España. Navarro, L. (1992), Sonora y Sinaloa en el siglo XVII. Siglo XXI editores-DIFOCUR.
- Mesa García, F. M., Martínez Sánchez, M. M., Collada Martínez, N. I., Gil Rodríguez, M., Pérez Otaño, R., & Marrero Rojas, R. (2008). Química: Onceno grado (2.ª ed.). Editorial Pueblo y Educación. ISBN 978-959-13-0716-3
- Nieto, A. F. y Alaniz, S.A. (2013). Experimentos simples para entender una tierra complicada. 7 La edad de la Tierra. Centro de Geociencias. UNAM.
- Paredes-López O, F Guevara-Lara, L A Bello-Pérez (2009) La nixtamalización y el valor nutritivo del maíz. Ciencias 92-93:60-70. <http://revistas.unam.mx/index.php/cns/article/view/14831>.
- Philips, Strozak., Wistrom (2007). Química. Conceptos y aplicaciones. México: Mc. Graw Hill. Pinto, G. et al (2006) Química al alcance de todos, Pearson, Alhambra, España.
- Pollard, J. and Talanquer, V. (2005) Interactive Digital Overheads: Dynamic teaching tools for the chemistry classroom. The Chemical Educator. 10, 36.
- Pérez, G. et al (2007) Química II, un enfoque constructivista. 1a edición, México. Pearson-Prentice Hall.
- Usselman, M. C. (2003). Liebig's alkaloid analyses: The uncertain route from elemental content to molecular formulae. Ambix, 50(1), 71-89. <https://doi.org/10.1179/amb.2003.50.1.71>
- Tu, C., Nie, X., y Chen, J. G. (2021). Insight into acetic acid synthesis from the reaction of CH₄ and CO₂. ACS Catalysis, 11(6), 3384-3401. <https://doi.org/10.1021/acscatal.0c05492>

Referencias de figuras, cuadros, tablas y fotografías

Progresión 1

Figura 1.1 Método de nomenclatura química. Fuente: Toma de https://fr.wikipedia.org/wiki/M%C3%A9thode_de_nomenclature_chimique

Figura 1.2 Niveles de representación en química según Johnstone (1982). Fuente: Elaboración propia (PowerPoint, 2025).

Figura 1.3 Nivel nanoscópico de la formación de óxido de sodio. Fuente: Elaboración propia (PowerPoint, 2025).

Figura 1.4 Verde cromo. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 1.5 Saco de cal San Lorenzo. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 1.6 Quita cochambre. Elaboración propia (Android, 2025).

Figura 1.7 Suero fisiológico. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 1.8 Desecador. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 1.9 Representación submicroscópica de la reacción de formación del anhídrido hipocloroso. Fuente elaboración propia (PowerPoint 2025).

Figura 1.10 Formación de caboxihemoglobina. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 1.11 Ácidos orgánicos Fuente Elaboración propia (Chemdraw 2025).

Figura 1.12 Cloralex. Fuente Elaboración propia foto tomada con celular Android 2025.

Figura 1.13 Ácido muriático. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Progresión 2

Figura 2.1 Comparación de masas y masa de referencia. Fuente tomada de (Cruz Guardado et al., 2020).

Figura 2.2 Relación en masa-mol-partículas. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 2.3 Volumen molar. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 2.4 Notación, símbolos y representación. Fuente tomada de (Cruz Guardado et al., 2020).

Figura 2.4 Notación, símbolos y representación. Fuente tomada de (Cruz Guardado et al., 2020).

Figura 2.5 Nivel de representación (a) nivel macroscópico, (b) nivel simbólico (c) nivel submicroscópico. Fuente tomada de (Cruz Guardado et al., 2020).

Figura 2.6 Nivel de representación (a) nivel macroscópico, (b) nivel simbólico (c) nivel submicroscópico. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 2.7 Representación de ácido sulfúrico: Elaboración propia (Powerpoint, 2025).

Figura 2.8 Nivel de representación macroscópico CO₂ y CO. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 2.9 Nivel de representación macroscópico formación agua (a), formación de cloruro de hidrógeno (b) y formación de amoníaco (c). Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 2.10 Integración de conceptos de estequiometría y leyes ponderales. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 2.11 V. Ortigosa. Fuente: <https://maestrovirtuale.com/vicente-ortigoza-biografia-e-contribuicoes-a-quimica/>

Progresión 3

Figura 3.1 Los tres niveles de representación de A. H. Johnstone (1993).

Figura 3.2 Combustión de hidrógeno. Fuente: Elaboración propia (Open AI, 2025).

Figura 3.3 Representación submicroscópica y nanoscópica de la formación de agua. Fuente: Elaboración propia (Open AI, 2025).

Figura 3.4 Factores que indican que se ha efectuado una reacción química, (a) liberación de energía en forma de calor, (b) producción de gas, (c) un cambio de color, (d) aparición de un sólido insoluble (precipitado). Fuente: Elaboración propia (Open AI, 2025).

Figura 3.5 Mecanismo de reacción entre bicarbonato de sodio y ácido cítrico. Fuente: Elaboración propia (Chemdraw, 2020).

Figura 3.6 Relación de volúmenes de gases en una reacción química, tomada de Cruz-Guardado et al., (2020).

Prácticas de laboratorio

Figura 1. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 2. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 3. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 4. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 5. Fuente: Elaboración propia (OpenAI, 2025).

Figura 6. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Figura 7. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Figura 8. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Figura 9. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Figura 10. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Figura 11. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Figura 12. Fuente Elaboración propia (Android 2025).

Versión Preliminar

ANOTACIONES

Este espacio ha sido reservado para que realices las anotaciones que consideres necesarias.

Versión Preliminar

Continúa anotando...

Versión Preliminar

SUGERENCIAS

Nos interesa saber qué te ha parecido este libro, por ello anotarás aquí tus sugerencias.

Versión Preliminar

Este espacio también es para tus sugerencias.

Versión Preliminar