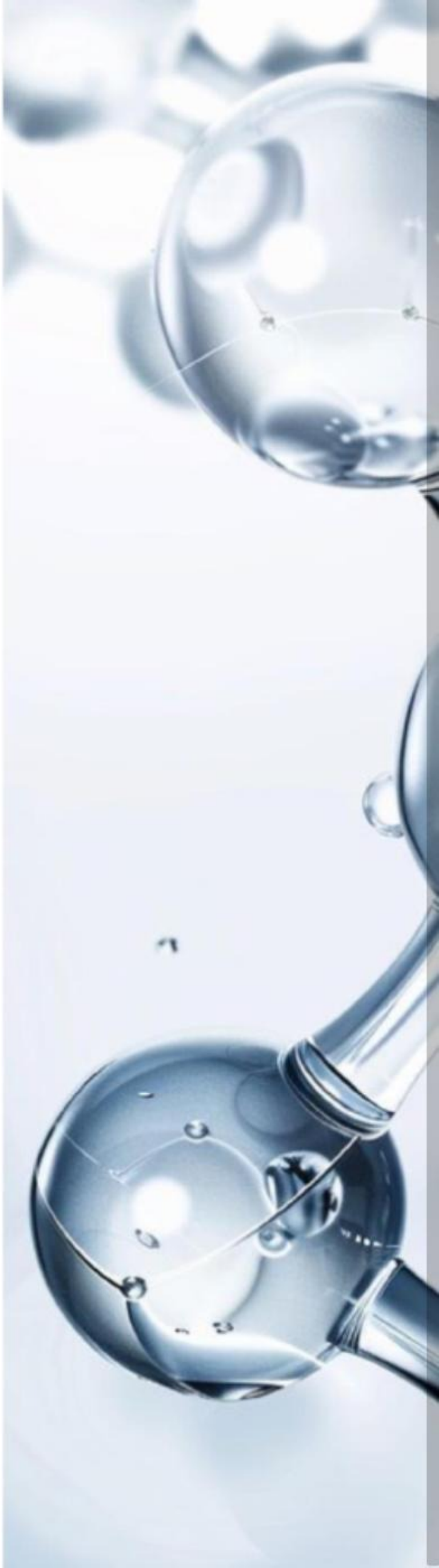
Universidad Autónoma
del Estado de México

E-BOOK

QUÍMICA II

4o. SEMESTRE

Octavio Cruz Vásquez
Ivon Noemi Olivares Moron



Doctora en Ciencias Sociales
Martha Patricia Zarza Delgado
Rectora de la Universidad Autónoma del Estado de México

Doctora en Ciencias Computacionales
Arianna Becerril García
Secretaria de Ciencia

Doctor en Ciencias Agropecuarias y Recursos Naturales
Francisco Herrera Tapia
Secretario Académico

Doctora en Estudios Latinoamericanos
Cynthia Ortega Salgado
Secretaria de Identidad y Cultura

Doctor en Ciencias Sociales
Jorge Alejandro Vásquez Caicedo
Secretario de Gobernanza Universitaria

Doctora en Farmacia y Tecnología Farmacéutica
Mariana Ortiz Reynoso
Secretaria de Vinculación, Extensión y Promoción de la Empleabilidad

Maestra en Administración
Miriam Liliana Padilla Mora
Secretaria de Gestión y Administración Universitaria

Maestra en Hacienda Pública
Miriam Sierra López
Secretaria de Finanzas

Doctora en Humanidades
María de las Mercedes Portilla Luja
Secretaria de Desarrollo y Fortalecimiento Institucional

Doctora en Geografía
Norma Baca Tavira
Secretaria de Igualdad Sustantiva y Cuidados

Doctor en Ciencias e Ingeniería de Materiales
José Guadalupe Miranda Hernández
Secretario de Centros Universitarios y Unidades Académicas Profesionales

Maestrante en Derecho
Evangelina Sales Sánchez
Consejera Jurídica Universitaria

Doctora en Diseño
María Fernanda Valdés Figueroa
Directora de Comunicación Social Universitaria

Doctor en Políticas Públicas
Bernardo J. Almaraz Calderón
Jefe de la Oficina de la Rectoría

Maestra en Sistemas Integrales de Gestión
Donají Pulido Gómez
Secretaria Particular de la Rectora

QUÍMICA II

Dirección de Publicaciones Universitarias
Editorial de la Universidad Autónoma del Estado de México

Doctora en Ciencias Sociales
Martha Patricia Zarza Delgado
Rectora de la Universidad Autónoma del Estado de México

Doctora en Estudios Latinoamericanos
Cinthya Ortega Salgado
Secretaria de Identidad y Cultura

Maestra en Diseño Gráfico
Ixchel Edith Díaz Porras
Directora de Publicaciones Universitarias

Doctora en Investigación Educativa
Eva Lilia García Escobar
Directora de Educación Media Superior

Maestro en Valuación
Xavier Gaytán Zepeda
Director de Educación Continua y Digital

QUÍMICA II

Octavio Cruz Vásquez
Ivon Nohemi Olivares Morón

Primera edición, febrero 2026

QUÍMICA II
Libro de texto digital

Autores
Octavio Cruz Vásquez
Plantel "Cuauhtémoc" de la Escuela Preparatoria de la UAEMéx
Ivon Nohemi Olivares Morón
Plantel "Dr. Pablo González Casanova" de la Escuela Preparatoria de la UAEMéx

Universidad Autónoma del Estado de México
Av. Instituto Literario 100 Ote. Col. Centro
Toluca, Estado de México
C. P. 50000
Tel: (52) 722 481 18 12
http://www.uaemex.mx

El contenido de este material es responsabilidad de los autores. Queda prohibida la reproducción o transmisión total o parcial del contenido de la presente obra, sin el consentimiento previo y por escrito del editor. La Universidad Autónoma del Estado de México se deslinda de cualquier acción legal derivada de este material.

® Derechos reservados, 2026

ISBN: (En trámite)

Hecho en México
Made in Mexico

Presentación

La Universidad Autónoma del Estado de México vive un proceso de transformación inédito en sus cerca de 200 años de historia. La principal característica de dicho proceso es colocar en el centro de su quehacer académico a las y los jóvenes que han elegido esta casa de estudios como inicio de su vida profesional.

En el nivel medio superior impulsamos el uso estratégico de la tecnología educativa mediante el desarrollo de **libros electrónicos (E-books)**, diseñados para acompañarte de manera interactiva en el aprendizaje de las asignaturas que conforman el plan de estudios del Bachillerato Universitario.

Por primera vez en la historia de nuestra Universidad, **esta antología de libros electrónicos estará disponible sin costo** para el estudiantado de los once planteles que integran la Escuela Preparatoria de la UAEMéx. Este material es resultado de un trabajo integral, profesional y colaborativo por parte de académicos y docentes universitarios a quienes agradecemos y reconocemos su aportación y participación.

Cada libro que podrás consultar de manera gratuita representa una nueva forma de entender la realidad y busca mejorar tu experiencia en cada una de las asignaturas que componen el plan de estudios del Bachillerato Universitario. Sabemos que esta colección de libros electrónicos será parte del **principio de una brillante, participativa y transformadora experiencia universitaria.**

Podrás acceder a tus libros electrónicos desde una computadora, tableta o teléfono celular y de esta manera, consultar en cualquier momento las lecciones, conceptos, actividades y recursos académicos que acompañarán cada una de tus clases. Los materiales han sido diseñados por personas expertas en cada tema y adaptados a las nuevas tendencias de aprendizaje global, por lo que la **calidad académica** y la **sencillez en la enseñanza** que nos caracterizan es el sello que encontrarás en cada e-book.

Finalmente, enfatizar que los libros electrónicos que ahora tienes en tus manos, forman parte de la visión moderna que tiene nuestra universidad. Por ello, te invito a utilizarlos como fuente inicial de ese **pensamiento crítico, humanista y científico** que habrá de promover los cambios ambientales, sociales y culturales que permitirán construir un mejor Estado de México.

Dra. Martha Patricia Zarza Delgado
Rectora de la Universidad Autónoma del Estado de México

Introducción

¿Sabes cuál es la diferencia entre el nylon y la seda? La seda es un **polímero natural** fabricado por el gusano de seda, mientras que el nylon es un **polímero sintético**, es decir, elaborado por el ser humano a partir de derivados del petróleo y lo más sorprendente es que surgió como un sustituto de la seda.

La Química es una ciencia fundamental que ha contribuido a mejorar la calidad de vida, ya que los avances en el conocimiento sobre la estructura de la materia, sus propiedades y transformaciones han sido clave para comprender diversos fenómenos naturales, intervenir en ellos o reproducirlos de manera artificial, generando beneficios sociales, tecnológicos y económicos, así como el cuidado del medio ambiente y el desarrollo de procesos sustentables.

En el nivel medio superior, el estudio de esta disciplina te permitirá desarrollar un pensamiento científico que fortalezca tu **capacidad para interpretar tu entorno y tomar decisiones informadas**. En este sentido este material se estructura en cuatro módulos que promueven el **aprendizaje progresivo** de principios fundamentales de la química.

Iniciarás **recordando la ley de la conservación de la materia**, la cual establece que "la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma". A partir de esto, identificarás los tipos de reacciones químicas con base en sus productos y en los cambios de energía que presentan, así como el balanceo de ecuaciones mediante el método de tanteo. Asimismo, incorporarás nuevos aprendizajes, como el balanceo de ecuaciones por el método algebraico y el método de óxido-reducción.

En el módulo II, desarrollarás habilidades propias del trabajo científico al profundizar en el **estudio cuantitativo de las reacciones químicas**, realizando cálculos matemáticos que te permitirán comprender la relación que existe entre las sustancias que participan en un cambio químico. Además, reconocerás que el sabor y otras propiedades de algunas sustancias que ingieres o utilizas de forma cotidiana están relacionadas con el **pH**. También conocerás el principio de Le Chatelier, el cual explica cómo un sistema en equilibrio responde ante cambios en sus condiciones.

¿Sabes qué tienen en común la **gasolina** que utilizan los automóviles y la **glucosa** que consumes diariamente? Ambas funcionan como combustibles: la gasolina libera energía que permite el funcionamiento de los motores, por su parte la glucosa proporciona energía a las células de los seres vivos. Además, ambas sustancias contienen enlaces carbono-hidrógeno y comparten un elemento fundamental: **el carbono**.

En los módulos III y IV conocerás las propiedades del carbono, su capacidad para formar una gran diversidad de compuestos y **su importancia en los seres vivos, los materiales y los procesos industriales**. Asimismo, analizarás las funciones y aplicaciones de los compuestos orgánicos, reconociendo su impacto en la vida cotidiana y en el desarrollo científico y tecnológico.

Módulo I

Reacciones químicas

Propósito del Módulo

Que el alumno identifique plenamente lo que es un cambio en la materia, por medio de una reacción química, así como las características que estas pueden presentar, y la relación que deben conservar de acuerdo con la ley de la conservación de la materia.

Presentación

¡Hola, bienvenidas y bienvenidos a este Módulo I!

Previamente, en tu clase de **Química I**, que cursaste en primer semestre, aprendiste sobre cómo la materia está constituida por átomos, a su vez, seguramente recuerdas que cada átomo tiene partículas subatómicas: protones, electrones y neutrones; pero también estudiaste que los átomos pueden unirse entre sí, separarse o reorganizarse para formar nuevas sustancias. En este primer módulo de **Química II** retomaremos algunas ideas fundamentales para comprender **cómo** y **por qué** ocurren las transformaciones químicas.

Muchos de los fenómenos de la vida están relacionados con cambios químicos, por ejemplo: la oxidación de los metales expuestos al ambiente, la digestión de los alimentos en nuestro cuerpo o cuando un combustible se quema al interior de un motor. Después de un análisis de fenómenos como estos, te darás cuenta de que serás capaz de explicar los principios que gobiernan estos cambios químicos, tales como la **conservación de la materia** y la **energía que se intercambia** durante el proceso.

A lo largo de este módulo estudiaremos juntos las **partes de una reacción química**, los **tipos más comunes de reacciones** y las **formas en cómo se representan correctamente** teniendo en cuenta el **balanceo de ecuaciones**. También haremos una reflexión sobre la importancia que tienen las reacciones químicas en la **vida diaria**, en los seres vivos, en la producción de materiales, energía y medicamentos.

Con este módulo crearemos un **puente** entre los conocimientos que adquiriste en tu curso de **Química I** y los temas que están por venir, y esperamos también que sirvan para que en tu día a día puedas relacionarlos con los fenómenos que te rodean, por lo que estos temas son también un punto clave para mejorar tu desempeño en el área de las ciencias.



Actividad 1.
Evaluación diagnóstica

Instrucciones: antes de iniciar la revisión de los contenidos correspondientes al Módulo I, se te invita a realizar la Evaluación Diagnóstica. Este instrumento tiene como propósito identificar los conocimientos previos que posees sobre los temas que abordarás durante el módulo. Asimismo, permitirá a tu docente reconocer tus fortalezas y áreas de oportunidad para orientar adecuadamente el proceso de aprendizaje.

Para acceder a la evaluación, ingresa a la plataforma SEDUCA, dirígete a la sección Actividades (Estudiante) y selecciona la actividad titulada MI Evaluación Diagnóstica.

1.1 Partes de una reacción química

Las transformaciones o cambios químicos, que también conocemos con el nombre de **reacciones químicas** son sumamente habituales, pensemos por ejemplo en el hecho de encender un cerillo, desde el primer instante en que aparece la luz, el calor y el humo, se está llevando a cabo una reacción química: lo que antes era un pequeño trozo de madera, ahora se ha convertido en gases que puedes apreciar a simple vista, ceniza y energía luminosa. Lo que no podemos ver es la reorganización de átomos que conlleva este proceso y que, sin embargo, sí podemos representar a través del lenguaje de la Química.

Figura 1.

La combustión de un cerrillo es un ejemplo de reacción química.



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia a través de IA. [La combustión de un cerrillo es un ejemplo de reacción química]

Reacción química

Es el proceso por el cual unas sustancias (**reactivos**) se transforman en otras (**productos**) mediante la **reorganización** de los átomos.

Para comprender y comunicar con precisión cómo cambia la materia, la química utiliza un **lenguaje simbólico**. Cada elemento tiene su propio símbolo (recordarás que estos aparecen en la tabla periódica), como una letra o un conjunto de dos letras, que lo identifican. Con ellos se forman las fórmulas químicas, sobre todo cuando se trata de compuestos, que representan las sustancias que observamos en el laboratorio o en la vida cotidiana con un lenguaje más simplificado y sistemático, que si en todo momento escribiéramos su nombre completo. Cuando esas sustancias reaccionan y se transforman, necesitamos una forma de contar su historia de manera ordenada y que pueda ser entendida en cualquier región del mundo. Esa forma es la ecuación química, el lenguaje con el que la química describe los cambios invisibles que suceden entre los átomos.

Ecuación química

Representación simbólica de una reacción química que indica las **sustancias** que participan **(reactivos y productos)**, sus **proporciones relativas (coeficientes estequiométricos)** y, en muchas situaciones, el estado **físico y condiciones** en que ocurre el cambio químico.

Siempre que tenemos una ecuación química es importante destacar que se tienen las siguientes partes:

Reactivos: Sustancias iniciales que reaccionan.

Productos: Sustancias resultantes de la reacción.

Flecha de reacción (→): Indica el sentido en que se lleva a cabo el cambio químico. Una sola flecha (→) indica que la reacción se completa o que es irreversible; cuando se coloca una doble flecha (⇌) esta indica que la reacción es reversible.

Coeficientes estequiométricos: Números que se colocan antes de las fórmulas para indicar las **proporciones de partículas** que participan.

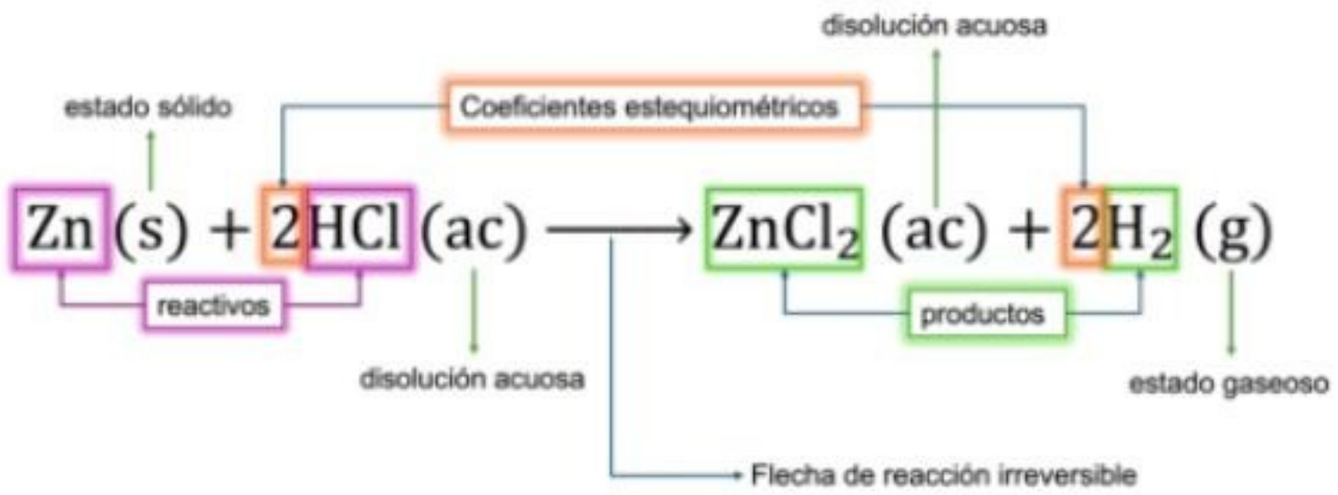
Símbolos de estado físico: Información complementaria sobre la fase o estado de agregación de cada sustancia:
(s): sólido.
(ℓ): líquido.
(g): gas.
(ac): disolución acuosa.

Condiciones de la reacción: valores de temperatura, presión, presencia de catalizadores u otros factores escritos sobre o bajo la flecha.

Analicemos cada una de estas partes en una reacción representativa. Para ello, observa la **Figura 2,** en esta se describe la ecuación química correspondiente a la reacción entre el zinc en estado sólido, $Zn\,(s)$, y el ácido clorhídrico en disolución acuosa, $HCl\,(ac)$, para la

producción irreversible (⟶) de cloruro de zinc en disolución acuosa, $ZnCl_2\,(ac)$, e hidrógeno diatómico gaseoso, $H_2\,(g)$. En esta figura los coeficientes estequiométricos son los números que acompañan a las especies $HCl\,(ac)$ e $H_2\,(g)$, en este caso para ambas sustancias es el número 2, aunque lo veremos más adelante, se anticipa que este número garantiza que tanto en el lado de los productos como en el de los reactivos, tenemos la misma cantidad de átomos, cumpliendo con la **ley de la conservación de la materia**, es importante hacer notar que aquellas especies que no presentan un coeficiente estequiométrico, como el caso del $Zn\,(s)$ y del $ZnCl_2\,(ac)$, se asume que el coeficiente estequiométrico es la unidad, **1**.

Figura 2.
Partes de una reacción química



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Partes de una reacción química]

Para dejarlo aún más claro, especifiquemos cada una de las partes numeradas previamente:

a) **Reactivos**: $Zn\,(s)$ y $HCl\,(ac)$.

b) **Productos**: $ZnCl_2\,(ac)$ y $H_2\,(g)$.

c) **Flecha de reacción**: como en la reacción se muestra una sola flecha debemos comprender que se trata de una reacción irreversible.

d) **Coeficientes estequiométricos**: $1Zn\,(s)$, $2HCl\,(ac)$, $1ZnCl_2\,(ac)$ y $2H_2\,(g)$.

e) **Símbolos de estado físico**: los estados de agregación para cada sustancia se especifican:
   - $Zn\,(s)$, el zinc se encuentra en estado **sólido**.
   - $HCl\,(ac)$, el ácido clorhídrico se encuentra en **disolución acuosa**.
   - $ZnCl_2\,(ac)$, el cloruro de zinc se encuentra en **disolución acuosa**.
   - $H_2\,(g)$, el hidrógeno diatómico se encuentra en **estado gaseoso**.

f) **Condiciones de la reacción**: en este caso no se especifican condiciones específicas para esta reacción.

Otra reacción de ejemplo que nos permite visualizar todas las partes de una reacción es la que sucede en la producción industrial de amoniaco, $NH_3(g)$, a partir de sus elementos nitrógeno diatómico gaseoso, $N_2(g)$, e hidrógeno diatómico gaseoso, $H_2(g)$. Este proceso fue estudiado por los químicos alemanes, **Fritz Haber** y **Carl Bosch**, y por esta razón es

conocido como el proceso **Haber-Bosch**. Una peculiaridad de esta reacción es que si no se cumplen las condiciones de temperatura y presión se vuelve una reacción reversible, y tan pronto se forma el producto (NH_3), este se convierte rápidamente a los reactivos (N_2 y H_2). La reacción es descrita por la ecuación química:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \xrightarrow{300℃,\ 300\ atm} 2NH_3\ (g)$$

Para esta reacción:

a) **Reactivos**: $N_2(g)$ y $H_2(g)$.

b) **Productos**: $NH_3\ (g)$.

c) **Flecha de reacción**: como en la reacción se muestra una sola flecha debemos comprender que se trata de una reacción irreversible. Sin embargo, en la descripción de arriba se menciona que, si no se verifican las condiciones de presión y temperatura marcadas, entonces la reacción será reversible y tendría que denotarse con una doble flecha (⇌).

d) **Coeficientes estequiométricos**: $1N_2(g)$, $3H_2(g)$ y $2NH_3\ (g)$.

e) **Símbolos de estado físico**: los estados de agregación para cada sustancia se especifican:
   - $N_2(g)$, el nitrógeno diatómico gaseoso se encuentra en estado **gaseoso**,
   - $H_2(g)$, el hidrógeno diatómico gaseoso se encuentra en estado **gaseoso**,
   - $NH_3\ (g)$, el amoniaco se encuentra en estado **gaseoso**.

f) **Condiciones de la reacción**: para esta reacción sobre la flecha se establece que no se lleva a cabo si no se cumple que la temperatura sea de $300℃$ y que a su vez la presión sea de $300\ atm$.

Es importante señalar que la reacción del proceso de **Haber-Bosch**, aunque representa una de las reacciones químicas con más relevancia en la industria química, ocurre de manera muy lenta en condiciones normales. De modo que, para que los **reactivos** se combinen químicamente y den lugar a la formación del producto, muchas veces no solo se requieren de altas presiones y temperaturas, muchas veces se requiere la presencia de un **catalizador**.

Catalizador

Sustancia que **aumenta** la **velocidad de una reacción** sin consumirse en el proceso, permite que las sustancias reaccionantes se acerquen con mayor facilidad para **promover** la formación de los productos.

En el proceso de **Haber-Bosch** se ha visto que la adición de óxido de hierro (III), Fe_2O_3, provoca que la reacción se lleva a cabo con mayor rapidez, de modo que este agente adicional actúa como catalizador.

Un ejemplo más de reacción catalizada y además que se ha vuelto una demostración muy vistosa y viral en redes sociales, es el experimento denominado *pasta de elefante*, esta

consiste en la descomposición de agua oxigenada, H_2O_2, pero para que esta reacción tome lugar en un período muy corto debe ser adicionada con una pequeña cantidad de yoduro de potasio, KI (s), en ausencia de este, la reacción es sumamente lenta:

$$2H_2O_2(\ell) \xrightarrow{KI\,(s)} 2H_2O(\ell) + O_2(g)$$

El oxígeno que se forma en esta descomposición es mezclado con jabón líquido formando una espuma que se expande rápidamente.

Figura 3.
Experimento para la formación de pasta de elefante como ejemplo de reacción catalizada.



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia a través de IA. [Experimento para la formación de pasta de elefante como ejemplo de reacción catalizada.]



Actividad 2.
Partes de una reacción química

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic aquí.

Actividad 2.
Partes de una reacción química

1.2 Tipos de reacciones químicas

Las reacciones químicas no son todas iguales: algunas liberan energía en forma de calor o en forma de luz, otras necesitan energía para poder llevarse a cabo, y también hay reacciones que pueden invertirse, es decir, dar lugar a la formación de reactivos a partir de los productos. Por eso, para comprenderlas mejor, se han clasificado de acuerdo con distintos criterios: **la energía que intercambian**, la **posibilidad de invertir el proceso** y/o según el **tipo de transformación de las sustancias**.

De acuerdo con la **energía que intercambian**, las reacciones se clasifican en **endotérmicas** y **exotérmicas**.

Reacción endotérmica

Son las reacciones que necesitan o absorben energía en forma de calor de sus alrededores para poderse llevar a cabo.

Reacción exotérmica

Son las reacciones en las que se libera energía en forma de calor cuando se llevan a cabo.

Para poder saber si una reacción es **endotérmica** o **exotérmica**, podemos emplear una magnitud llamada **entalpía de reacción**, que simbolizamos con los términos $\Delta_r H$, en donde la letra que parece un triángulo es la letra delta del alfabeto griego (similar a la letra **D** en nuestro alfabeto) y representa un cambio en la propiedad energética **entalpía (*H*)**, el subíndice r denota que pertenece a una reacción.

Entalpía

Es una magnitud que se utiliza para expresar la **cantidad total de energía** que posee una sustancia debido a los **enlaces químicos** que presenta entre los átomos que la constituyen y se determina como la cantidad de calor a presión constante.

Cada sustancia tiene un contenido de energía característica lo que significa que su **entalpía** es diferente. Esto se debe a que cada elemento o compuesto tiene enlaces químicos distintos, y romper o formar esos enlaces implica cantidades energéticas distintas.

Para calcular la entalpía de una reacción, se toma en cuenta un valor llamado **entalpía de formación**, representado por $\Delta_f H$. Este valor indica la energía que se absorbe o se libera cuando se forma una sustancia a partir de sus elementos en su estado de agregación más estable. En la **Tabla 1** se dan a conocer algunos valores de entalpía de algunas de las sustancias más frecuentes en química. Se ha establecido que para los elementos en su estado de agregación más estable estos valores de entalpía de formación son cero.

Al sumar las entalpías de formación de los productos en una reacción y restarle los valores de las entalpías de formación de los reactivos se puede determinar la entalpía de reacción (ecuación), y con base en este valor se puede decidir si una reacción es endotérmica o exotérmica:

$$\Delta_r H = \sum \text{coeficiente } \Delta_f H \text{ (cada producto)} - \sum \text{coeficiente } \Delta_f H \text{ (cada reactivo)} \qquad (1)$$

- Sí $\boldsymbol{\Delta_r H > 0}$ se trata de una **reacción endotérmica**.
- Sí $\boldsymbol{\Delta_r H < 0}$ se trata de una **reacción exotérmica**.

En esta ecuación el símbolo matemático Σ, que se lee como **sumatoria**, indica que los valores deben sumarse uno por uno, tomando en cuenta los coeficientes estequiométricos que acompañan a cada sustancia en la ecuación química balanceada.

Cada valor de entalpía de formación, $\Delta_f H$, debe multiplicarse por el coeficiente estequiométrico correspondiente a la sustancia, ya sea producto o reactivo, y después se deben sumar los resultados obtenidos.

Tabla 1.

Datos termodinámicos de formación para algunas sustancias a 25°C y 1 "atm".

Sustancia	Fórmula química	Estado	$\Delta_f H°$/ (kJ/mol)	$\Delta_f G°$/(kJ/mol)
Agua	H_2O	(ℓ)	-285.8	-237.18
Aluminio	Al	(s)	0	0
Amoniaco	NH_3	(g)	-45.94	-16.5
Carbonato de calcio	$CaCO_3$	(s)	-1206.9	-1128.8
Carbono	C	(s)	0	0
Carburo de calcio	CaC_2	(s)	-60.0	-65.0
Cloruro de hidrógeno	HCl	(g)	-92.31	-95.30
Cloro	Cl_2	(g)	0	0
Cloruro de sodio	NaCl	(s)	-411.0	-384.15
Cloruro de titanio (IV)	$TiCl_4$	(ℓ)	-803.0	-737.0
Dióxido de azufre	SO_2	(g)	-296.8	-300.19
Dióxido de carbono	CO_2	(g)	-393.5	-394.36
Sulfuro de hierro (II)	FeS	(s)	-178.0	-167.0
Etano	C_2H_6	(g)	-84.7	-32.9
Etanol	C_2H_5OH	(ℓ)	-277.7	-174.9
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	(s)	-1273.3	-2870.0
Hidrógeno	H_2	(g)	0	0
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	(s)	-986.1	-898.6
Hierro	Fe	(s)	0	0
Metano	CH_4	(g)	-74.8	-50.8
Metanol	CH_3OH	(ℓ)	-277.7	-174.90
Monóxido de carbono	CO	(g)	-110.5	-137.15
Nitrógeno	N_2	(g)	0	0
Óxido de aluminio	Al_2O_3	(s)	-1675.7	-1582.0
Óxido de calcio	CaO	(s)	-635.09	-604.0
Óxido de hierro (III)	Fe_2O_3	(s)	-824.2	-742.2
Óxido de titanio (IV)	TiO_2	(s)	-945.0	-890.0
Oxígeno	O_2	(g)	0	0
Octano	C_8H_{18}	(ℓ)	-250.0	6.40
Sulfuro de hidrógeno	H_2S	(g)	-20.6	-33.6

Nota. Fuente: Datos tomados de Castellan, G. W. (1992). Fisicoquímica (3.ª ed., trad. H. L. Valencia). Fondo Educativo Interamericano.

Para poner a prueba lo descrito, realicemos algunos ejemplos de la determinación de la entalpía de reacción.

Ejemplo 1. Producción de gas acetileno

El **carburo de calcio**, $CaC_2(s)$, reacciona con **agua** y produce **acetileno** $(C_2H_2(g))$, un gas muy inflamable. Durante muchos años, este proceso se usó para la **generación de electricidad** en lugares donde no había, por ejemplo, en lámparas de mineros y en faros portátiles. El acetileno se quemaba y producía una llama muy brillante. Al mismo tiempo en la reacción se forma **hidróxido de calcio**, $Ca(OH)_2(s)$, también conocido como **cal apagada** y que encuentra su uso en la construcción. La reacción balanceada para este proceso se describe a continuación:

$$CaC_2(s) + 2H_2O(\ell) \longrightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$$

Determinemos si esta reacción descrita, es endotérmica o exotérmica.

Solución

- Verificamos que la reacción esté balanceada en términos de los coeficientes estequiométricos y de los números de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.

Ca: 1 a cada lado
C: 2 a cada lado
H: 4 a cada lado
O: 2 a cada lado

- La ecuación química ya está balanceada así que podemos usarla como está escrita.

- Identificamos ahora los **productos** y los **reactivos**, así como sus respectivos coeficientes estequiométricos:

Reactivos: $1CaC_2(s)$ y $2H_2O(\ell)$
Productos: $1Ca(OH)_2(s)$ y $1C_2H_2(g)$

- Aplicamos ahora la ecuación (1), revisando para cada reactivo y producto el valor de la entalpía de formación en la **Tabla 1**:

$$\Delta_f H(CaC_2, s) = -60.0\ \text{kJ/mol}$$
$$\Delta_f H(H_2O, \ell) = -285.830\ \text{kJ/mol}$$
$$\Delta_f H(Ca(OH)_2, s) = -986.1\ \text{kJ/mol}$$
$$\Delta_f H(C_2H_2, g) = 226.7\ \text{kJ/mol}$$

- Aplicando la ecuación (1):

$$\Delta_r H = \Delta_f H(Ca(OH)_2, s) + \Delta_f H(C_2H_2, g) - [\Delta_f H(CaC_2, s) + 2\Delta_f H(H_2O, \ell)]$$
$$\Delta_r H = -986.1\ \text{kJ/mol} + 226.7\ \text{kJ/mol} - [-60.0\ \text{kJ/mol} - 2(285.830\ \text{kJ/mol})]$$
$$\Delta_r H = -127.74\ \text{kJ/mol}$$

- El resultado para la entalpía de reacción

$$\Delta_r H = -127.74\ \text{kJ/mol}$$

Sugiere que la reacción es exotérmica.

Ejemplo 2. Cal viva: Una reacción endotérmica

El **carbonato de calcio**, $CaCO_3(s)$, es el componente principal de las rocas calizas, el mármol y la concha de muchos organismos marinos. Cuando se calienta a altas temperaturas (alrededor de $900°C$), este compuesto se descompone para formar **óxido de calcio** sólido, conocido como **cal viva**, y **óxido de carbono gaseoso**:

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta, 900°C} CaO\,(s) + CO_2(g)$$

Verifiquemos si esta reacción es endotérmica:

Solución

- Para esta reacción verificamos que se encuentre balanceada contando los átomos de cada elemento tanto en los productos como en los reactivos:

Ca : 1 de cada lado
C: 1 de cada lado
O: 3 de cada lado

- Ahora identificamos bien las especies que se encuentran del lado de los reactivos y del lado de los productos:

Reactivos: $CaCO_3(s)$
Productos: $CaO(s)$, $CO_2(g)$

- Ahora recurrimos a la Tabla 1 para obtener los valores de las entalpías de formación de cada una de las especies presentes en la reacción:

$$\Delta_f H(CaCO_3, s) = -1209.9\ \text{kJ/mol}$$

$$\Delta_f H(CaO, s) = -635.09\ \text{kJ/mol}$$

$$\Delta_f H(CO_2,\ g) = -393.5\ \text{kJ/mo}$$

- Aplicamos la ecuación (1):
-

$$\Delta_r H = \Delta_f H(CaO, s) + \Delta_f H(CO_2, g) - \Delta_f H(CaCO_3, s)$$

$$\Delta_r H = -635.09\ \text{kJ/mol} - 393.5\ \text{kJ/mol} - (-1206.9\ \text{kJ/mol})$$

$$\Delta_r H = +178.31\ \text{kJ/mol}$$

- El valor positivo para la entalpía de reacción, $\Delta_r H = +178.31\ \text{kJ/mol}$, indica que la reacción **absorbe energía**, por lo que se trata de una **reacción endotérmica**.



Actividad 3. Tipos de reacciones químicas y energía

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic aquí.

Actividad 3.
Tipos de reacciones
químicas y energía

Para reafirmar tu conocimiento de los temas visto, determina el valor de $\Delta_r H^\circ$ para la siguiente serie de reacciones:

Serie de ejercicios 1	Entalpía de reacción

Instrucciones: para cada una de las reacciones listadas a continuación determina el valor de la entalpía de reacción con base en los valores de las entalpías de formación mostrados en la Tabla 1 y determine si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica según corresponda.

1. $H_2S\,(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \longrightarrow H_2O(\ell) + SO_2(g)$
2. $TiO_2(s) + 2Cl_2(g) \longrightarrow TiCl_4(\ell) + O_2(g)$
3. $C\,(s) + CO_2(g) \longrightarrow 2CO\,(g)$
4. $CO\,(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(\ell)$
5. $Fe_2O_3(s) + 2Al\,(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2Fe\,(s)$
6. $NaOH\,(s) + HCl\,(g) \longrightarrow NaCl\,(s) + H_2O(\ell)$
7. $Fe_2O_3(s) + 3C\,(s) \longrightarrow 2Fe\,(s) + 3CO\,(g)$
8. $2H_2S\,(g) + Fe\,(s) \longrightarrow FeS_2(s) + 2H_2(g)$
9. $N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$
10. $2FeS(s) + \frac{11}{2}O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s) + 4SO_2(g)$



Actividad 4.
Entalpía de reacción

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**. Esta actividad es la versión interactiva de la lista de ejercicios previa, te sugerimos realizar primero la serie de ejercicios 1 y posteriormente realizar esta actividad.

Actividad 4.
Entalpía de reacción

Hasta este punto, hemos visto que una reacción química puede liberar o absorber energía en forma de calor, pero también podemos preguntarnos si, una vez que ocurre una reacción, **¿esta puede deshacerse?,** desde este criterio, las reacciones químicas se clasifican en **irreversibles** y **reversibles**.

Reacción irreversible

Son reacciones que avanzan en un solo sentido, transformando completamente los reactivos en productos, en este tipo de reacciones los productos no pueden volver a combinarse de manera espontánea para regenerar los reactivos originales, se representa con una flecha de reacción en un solo sentido.

Cuando un trozo de papel se quema, la celulosa, $C_6H_{10}O_5(s)$, reacciona con el oxígeno del aire para formar dióxido de carbono, vapor de agua y energía en forma de calor; y una vez que el papel se ha convertido en ceniza, **no puede volver a ser papel por sí mismo**, porque los productos ya no pueden reorganizarse para formar las largas cadenas de celulosa, que son características para este tipo de material. Por lo tanto, esta reacción representa un ejemplo de **reacción irreversible**:

$$C_6H_{10}O_5(s) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 5H_2O(g)$$

Figura 4.
La combustión de papel es una reacción irreversible.



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con IA. [La combustión de papel es una reacción irreversible.]

Otro ejemplo de **reacción irreversible** es la que sucede entre el **ácido clorhídrico**, $\mathrm{HCl\,(ac)}$, y el **hidróxido de sodio** en solución acuosa, $\mathrm{NaOH\,(ac)}$, que dan lugar a la formación de **cloruro de sodio** en disolución acuosa y **agua**. Este proceso químico libera energía y no ocurre de manera inversa por sí solo.

Reacción reversible

Son reacciones químicas que pueden ocurrir en ambos sentidos, de reactivos a productos y viceversa. Esto significa que, bajo ciertas condiciones, los productos pueden reaccionar nuevamente entre ellos para regenerar los reactivos. Se representan con una doble flecha (⇌).

Cuando el dióxido de carbono gaseoso se disuelve en agua, se forma ácido carbónico, $\mathrm{H_2CO_3(ac)}$, pero esta especie es inestable y puede volver a descomponerse liberando $\mathrm{CO_2(g)}$ otra vez:

$$\mathrm{CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(ac)}$$

Este proceso ocurre constantemente en las bebidas gaseosas y en el equilibrio del dióxido de carbono en la sangre.

Otro ejemplo de reacción reversible es la que sucede entre el dióxido de nitrógeno, $\mathrm{NO_2(g)}$, que es un gas rojizo, que eventualmente da origen a la formación del tetróxido de dinitrógeno, $\mathrm{N_2O_4(g)}$, un gas incoloro.

$$\mathrm{2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)}$$

A bajas temperaturas predomina $\mathrm{N_2O_4(g)}$ (incoloro), mientras que a temperaturas altas se forma más $\mathrm{NO_2(g)}$. En la **Figura 5**, se puede observar una muestra encapsulada de gas, en el lado derecho cuando se somete al contacto con un baño de agua fría se observa la

presencia de $N_2O_4(g)$, sin embargo, si esta muestra se sumerge en un baño de agua tibia se aprecia la formación del $NO_2(g)$ de color naranja.

Figura 5.
Equilibrio entre "N" _2 "O" _4 ("g") (lado izquierdo) y ["NO"] _2 ("g") (lado derecho).



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con IA. [Equilibrio entre "N" _2 "O" _4 ("g") (lado izquierdo) y 〖"NO" 〗 _2 ("g") (lado derecho).]

Así como se tiene el criterio para determinar si una reacción es endotérmica o exotérmica a partir del signo de la entalpía de reacción, también se tiene una magnitud que permite conocer si una reacción puede avanzar espontáneamente hacia la formación de los productos, o si más bien, se dirige hacia los reactivos. Esta magnitud recibe el nombre de **energía libre de Gibbs de reacción**, y se representa con la simbología $\Delta_r G$.

Una **reacción espontánea** no es necesariamente una reacción rápida, sino que tiene una tendencia natural a ocurrir, sin que exista la necesidad de la aplicación de energía sobre esta; por ejemplo, la oxidación del hierro, para propiciar la formación del óxido de hierro es **espontánea**, pero puede tardar semanas en tomar lugar.

El valor de esta magnitud se determina de la misma forma que la entalpía de reacción:

$$\Delta_r G = \sum \text{coeficiente } \Delta_f G \text{ (cada producto)} - \sum \text{coeficiente } \Delta_f G \text{ (cada reactivo)} \qquad (2)$$

En esta ecuación el término $\Delta_f G$ representa la energía libre de Gibbs en la formación de cada sustancia y se encuentra perfectamente determinada para muchos compuestos y elementos. En la **Tabla 1** también se concentran algunos valores para la energía libre de Gibbs en la formación de algunos compuestos y elementos.

En la siguiente tabla se da a conocer la interpretación que debemos dar al valor obtenido de $\Delta_r G$:

Tabla 2.

Interpretación para el signo de la energía libre de Gibbs de reacción.

Signo de $\Delta_r G$	Interpretación	Tipo de proceso
$\Delta_r G < 0$	La reacción ocurre **espontáneamente hacia los productos.**	Proceso **espontáneo** o **exergónico**
$\Delta_r G > 0$	La reacción **no ocurre espontáneamente hacia los productos**, sino a los **reactivos.**	Proceso **no espontáneo** o **endergónico**
$\Delta_r G = 0$	El sistema está en **equilibrio químico**: la rapidez de formación de productos es igual a la rapidez de formación de reactivos	**Reacción reversible en equilibrio**

Nota. Fuente: Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Interpretación para el signo de la energía libre de Gibbs de reacción.]

Pongamos a prueba el uso de la ecuación (2) en conjunto con los datos de la **Tabla 1**, para predecir el tipo de proceso en algunas reacciones:

Ejemplo 3. La combustión de octano es un proceso espontáneo e irreversible

El principal componente de la gasolina es el octano, $C_8H_{18}(\ell)$, que es un ejemplo característico de hidrocarburo por contener en su composición solamente carbono e hidrógeno y que ha sido extensamente utilizado como combustible en lo motores de los automóviles por liberar una gran cantidad de energía. La combustión de este hidrocarburo en presencia de oxígeno gaseoso conduce a la formación de dióxido de carbono gaseoso y agua líquida, esta reacción balanceada se representa por la siguiente ecuación química:

$$C_8H_{18}(\ell) + \frac{25}{2}O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 9H_2O(\ell)$$

Verifiquemos que esta reacción es irreversible y espontánea a través del cálculo del $\Delta_r G$.

Solución

- Para esta reacción también debemos verificar que se encuentre balanceada, y lo hacemos contando los átomos de cada elemento tanto del lado de los reactivos como de los productos

Reactivos	Elemento	Productos
8	C	8
18	H	18
25	O	25

- Ahora identificamos las especies que se encuentran del lado de los reactivos y también del lado de los productos, así como su correspondiente $\Delta_f G$ a partir de la ¡Error! No se encuentra el origen de la referencia.:

Reactivos	$C_8H_{18}(\ell)$	$\Delta_f G = 6.40\ \text{kJ/mol}$
	$O_2(g)$	$\Delta_f G = 0\ \text{kJ/mol}$
Productos	$CO_2(g)$	$\Delta_f G = -394.36\ \text{kJ/mol}$
	$H_2O(\ell)$	$\Delta_f G = -237.18\ \text{kJ/mol}$

- Al aplicar la fórmula (2), se tiene:

$$\boldsymbol{\Delta_r G} = \mathbf{8}\Delta_f G(CO_2,g) + 9\Delta_f G(H_2O,\ell) - \left[1\,\Delta_f G(C_8H_{18},\ell) + \tfrac{25}{2}\Delta_f G(O_2,g)\right]$$

$$\boldsymbol{\Delta_r G} = \mathbf{8}(-394.36\ \text{kJ/mol}) + \mathbf{9}(-237.18\ \text{kJ/mol}) - \left[1(6.40\ \text{kJ/mol}) + \tfrac{25}{2}(\mathbf{0})\right]$$

$$\boldsymbol{\Delta_r G} = \mathbf{-5295.9}\ \text{kJ/mol}$$

- El valor negativo para $\boldsymbol{\Delta_r G}$ indica que la reacción es espontánea, y prácticamente es un proceso altamente irreversible, pues resulta imposible que, a partir de los productos, CO_2 y H_2O, se regenere el octano, C_8H_{18}.

- Un aspecto adicional, es que este valor tan negativo para el $\Delta_r G$ sugiere que la estabilidad de los productos es mayor con respecto a la estabilidad de los reactivos, visto como un sistema termodinámico que pasa del estado uno (reactivos), al estado dos (productos), este sistema prefiere por mucho estar formando productos.

Ejemplo 4. La electrólisis del agua es un proceso endergónico

Un ejemplo claro de reacción **no espontánea** es la electrólisis del agua, proceso mediante el que se separa el agua líquida en sus elementos: hidrógeno y oxígeno gaseosos. En condiciones normales, el agua es un compuesto sumamente estable, por lo que su descomposición no ocurre de forma natural, y para favorecerla es necesario suministrar **energía eléctrica** desde una fuente externa (como una batería), lo que obliga a los enlaces presentes en la molécula a romperse. Este proceso se representa por la siguiente ecuación química:

$$2H_2O(\ell) \longrightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$

Verifiquemos que están reacción es endergónica

Solución

- Verificamos en primera instancia que la reacción se encuentra balanceada, contando los átomos de hidrógeno y oxígeno en ambos lados de la reacción:
-

Reactivos	Elemento	Productos
4	H	4
2	O	2

- Posteriormente identificamos las especies que se encuentran como productos y productos, además de la energía libre de Gibbs de formación correspondiente:

Reactivos	$H_2O(\ell)$	$\Delta_f G = -237.18\ \text{kJ/mol}$
Productos	$H_2(g)$	$\Delta_f G = 0\ \text{kJ/mol}$
	$O_2(g)$	$\Delta_f G = 0\ \text{kJ/mol}$

- Al aplicar la fórmula (2), se obtiene:

$$\Delta_r G = 2\Delta_f G(H_2, g) + \Delta_f G(O_2, g) - \left[2\Delta_f G(H_2O, \ell)\right]$$

$$\Delta_r G = [2(0) + 0] - [2(-237.18\ \text{kJ/mol})]$$

$$\Delta_r G = 474.36\ \text{kJ/mol}$$

- El valor de $\Delta_r G = 474.36\ \text{kJ/mol}$ indica claramente que la reacción no es espontánea o de tipo endergónica.



Actividad 5.
Reacciones reversibles e irreversibles

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 5.
Reacciones reversibles e irreversibles

Serie de ejercicios 2	Energía libre de Gibbs de reacción

Instrucciones: para cada una de las reacciones listadas a continuación determina el valor de la energía libre de Gibbs de reacción con base en los valores mostrados en la **Tabla1** y determine si se trata de una reacción endergónica o exergónica según corresponda.

1. $H_2S\,(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \longrightarrow H_2O(\ell) + SO_2(g)$
2. $TiO_2(s) + 2Cl_2(g) \longrightarrow TiCl_4(\ell) + O_2(g)$
3. $C\,(s) + CO_2(g) \longrightarrow 2CO\,(g)$
4. $CO\,(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(\ell)$
5. $Fe_2O_3(s) + 2Al\,(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2Fe\,(s)$
6. $NaOH\,(s) + HCl\,(g) \longrightarrow NaCl\,(s) + H_2O(\ell)$
7. $Fe_2O_3(s) + 3C\,(s) \longrightarrow 2Fe\,(s) + 3CO\,(g)$
8. $2H_2S\,(g) + Fe\,(s) \longrightarrow FeS_2(s) + 2H_2(g)$
9. $N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$
10. $2FeS(s) + \frac{11}{2}O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s) + 4SO_2(g)$



Actividad 6. Energía libre de Gibbs de reacción

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **AQUÍ**. Esta actividad es la versión interactiva de la lista de ejercicios previa, te sugerimos realizar primero la serie de ejercicios 2 y posteriormente realizar esta actividad.

Actividad 6.
Energía libre de Gibbs
de reacción

Las reacciones químicas, como seguramente lo recuerdas, también pueden clasificarse de acuerdo con el **tipo de transformación de las sustancias**, en este sentido se tienen los siguientes tipos:

a. Reacciones de síntesis
b. Reacciones de análisis
c. Reacciones de sustitución simple o desplazamiento sencillo
d. Reacciones de doble sustitución, doble desplazamiento o metátesis
e. Reacciones de ácido base
f. Reacciones de combustión

Ahora veremos en qué consiste cada uno de estos tipos, cómo los podemos reconocer y qué ocurre a nivel atómico en el proceso químico.

Reacción de síntesis o combinación

Son las reacciones en las que se combinan dos o más sustancias para formar un compuesto.

Una forma de representar este tipo de reacciones es la siguiente:

$$A + B \longrightarrow C$$

En esta ecuación química general, las sustancias A y B representan a los reactivos, C al producto formado. Las posibilidades de reacciones de síntesis se vuelven importantes cuando consideramos que tanto las sustancias A y B, así como la sustancia C, pueden ser elementos o compuestos.

Reacciones de síntesis típicas son las que suceden con los elementos del grupo **1A** de la tabla periódica (**metales alcalinos**), y los elementos del grupo **7A** (conocidos como **halógenos**), para la generación de productos binarios de tipo predominantemente **iónico**, por presentar entre las especies que los constituyen enlaces iónicos.

Enlace iónico

Es el tipo de unión química que se origina cuando un átomo cede electrones y otro los gana, dando lugar a la formación de partículas cargadas eléctricamente (iones), un catión y un anión.

La reacción de formación del cloruro de sodio (sal de mesa) a partir del metal sodio y cloro gaseoso es una reacción de síntesis:

$$2Na\,(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl\,(s)$$

También los **metales alcalinotérreos** (del grupo 2A de la tabla periódica) se combinan con los halógenos para formar las sales correspondientes, como es el caso del fluoruro de magnesio:

$$Mg\,(s) + F_2(g) \longrightarrow MgF_2(s)$$

Hasta este momento hemos mencionado dos ejemplos de reacciones de síntesis en que se combinan un elemento metálico con un elemento no metálico. Pero también se pueden sintetizar compuestos que involucren dos elementos no metálicos y en este caso el producto es un compuesto binario de tipo covalente, que se denomina así por el tipo de enlace que presenta entre los átomos que lo constituyen, recuerda que:

Enlace covalente

Es el enlace que se forma cuando se comparten uno o más pares de electrones entre dos átomos.

Analicemos el caso de la reacción entre el cloro y el fósforo elemental (P_4), cuando se colocan las cantidades adecuadas entre estos dos elementos pueden dar lugar a la formación del tricloruro de fósforo:

$$P_4(s) + 6Cl_2(g) \longrightarrow 4PCl_3(\ell)$$

Sin embargo, si la cantidad de cloro gaseoso aumenta en comparación con la cantidad de fósforo elemental se sigue verificando una reacción de síntesis, pero el producto en este caso es pentacloruro de fósforo:

$$P_4(s) + 10Cl_2(g) \longrightarrow 4PCl_5(s)$$

Este hecho demuestra que muchas veces la formación de un producto depende de las condiciones en las que se lleva a cabo una reacción, y a pesar de tener los mismos reactivos, si las cantidades de estos cambian, el producto observado no siempre es el mismo.

También es posible encontrar ejemplos de reacciones de síntesis cuando los reactivos no necesariamente son elementos, por ejemplo, cuando el tetrafluoruro de azufre en estado gaseoso (SF_4) se pone en contacto con una cantidad adicional de flúor gaseoso, se obtiene como producto el compuesto gaseoso hexafluoruro de azufre (SF_6), esta es una reacción de síntesis en la que participan como reactivos un compuesto y un elemento:

$$SF_4(g) + F_2(g) \longrightarrow SF_6(g)$$

También dos compuestos pueden participar como reactivos en una reacción de síntesis, por ejemplo, para la obtención de carbonato de calcio sólido, el óxido de calcio se hace reaccionar con dióxido de carbono:

$$CaO\ (s) + CO_2(g) \longrightarrow CaCO_3(s)$$

Reacción de descomposición o análisis

Son aquellas en las que un compuesto se descompone para generar dos o más sustancias. Estas sustancias pueden ser la combinación de uno o más elementos y uno o más compuestos.

La representación general de la ecuación química de una reacción de análisis o descomposición es:

$$A \longrightarrow B + C$$

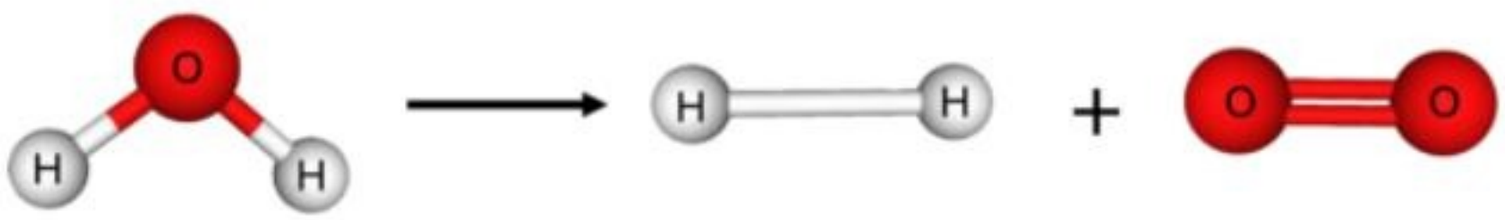
Como se ha mencionado en la ¡Error! No se encuentra el origen de la referencia., la s ustancia A necesariamente es un compuesto, y los productos B y C pueden ser cualquier combinación entre elementos y compuestos.

Una de las reacciones que se ha mencionado antes y que representa una reacción de descomposición que genera dos elementos, es la electrólisis del agua:

$$H_2O(\ell) \xrightarrow{\text{electrólisis}} 2H_2(g) + O_2(g)$$

Como un aspecto importante de mencionar en las reacciones de descomposición es que suponen siempre la ruptura de los enlaces en el reactivo y muchas veces, aunque no siempre, se forman otros enlaces, en el caso de la electrólisis del agua, supone la ruptura de dos enlaces covalentes $O - H$ y la formación de los enlaces covalentes puros $H - H$ y $O = O$, vea la ¡Error! No se encuentra el origen de la referencia. Por esta razón no es raro observar q ue muchas de las reacciones de descomposición requieren de la aplicación de calor, este calor en esencia es útil para promover la ruptura de los enlaces en la sustancia que se descompone.

Figura 6.
Representación molecular de la reacción de electrólisis del agua.



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Representación molecular de la reacción de electrólisis del agua.]

Un ejemplo más de reacción de descomposición es la que sucede con el óxido de mercurio (II), este es un sólido de color naranja intenso que al ser sometido a calentamiento conduce a la obtención del mercurio elemental y oxígeno gaseoso (véase **Figura 5**), es decir, a partir de un compuesto se obtienen dos elementos:

$$2HgO\,(s) \xrightarrow{\text{calor}} 2Hg(\ell) + 2O_2(g)$$

Figura 7.
Descomposición térmica del óxido de mercurio.



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con IA. [Descomposición térmica del óxido de mercurio.]

La descomposición térmica del clorato de potasio, $KClO_3$, catalizada por óxido de manganeso (IV) es una reacción de análisis en la que se obtienen un elemento (O_2) y un compuesto (KCl):

$$2KClO_3(s) \xrightarrow{\text{calor, } MnO_2} 2KCl\,(s) + 3O_2(g)$$

El peróxido de hidrógeno que también es conocido como agua oxigenada, H_2O_2, sufre una reacción de descomposición sin la necesidad de calentamiento, siendo este un ejemplo más de la obtención de un elemento y un compuesto:

$$2H_2O_2(\ell) \longrightarrow 2H_2O\ (\ell) + O_2(g)$$

Y claramente existen reacciones de análisis en que se obtienen dos o más compuestos como productos:

- Contraria a la reacción de síntesis del carbonato de calcio, la descomposición térmica de este compuesto conduce a la formación de óxido de calcio y dióxido de carbono:

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\text{calor}} CaO(s) + CO_2(g)$$

- También existen reacciones de descomposición en las que el reactivo sólido produce un óxido metálico y agua en forma de vapor, como en el caso del hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, que al calentarse es sujeto del siguiente proceso:

$$Mg(OH)_2(s) \xrightarrow{\text{calor}} MgO(s) + H_2O(g)$$

Reacción de sustitución simple

En estas reacciones tiene lugar el desplazamiento de un elemento dentro de un compuesto por otro que se considera de mayor reactividad.

Una forma de representar estas reacciones es la siguiente:

$$AB + C \longrightarrow AC + B$$

Para abordar de forma adecuada el estudio de este tipo de reacciones debemos recordar el siguiente concepto:

Número o estado de oxidación

Se refiere al número de electrones que los átomos de un elemento ganan o pierden cuando se combinan químicamente con átomos de otro elemento. Se expresa como un número positivo o negativo de acuerdo con la carga que adquieren los átomos.

También es importante recordar en este momento que toda materia obedece el principio de electroneutralidad, es decir, que la suma de los estados de oxidación dentro de un compuesto siempre tiene que ser cero, y para esto debes tener presente que existen tanto cationes como aniones, es decir, especies con carga eléctrica positiva y con carga negativa, respectivamente. ¿Por qué hacemos referencia a estos conceptos?, la respuesta la encontramos en que estas reacciones siempre son del tipo de oxidación-reducción, o también conocidas como **redox**, y aunque este tema lo veremos más adelante, es prudente comentar que mientras que una especie se vuelve más positiva al perder electrones, otra se volverá más negativa al ganarlos.

Este tipo de reacciones ocurren principalmente en dos contextos:

a. Cuando un **metal** desplaza a otro **metal** o a **hidrógeno** dentro de un compuesto
b. Cuando un **no metal** desplaza a otro **no metal**.

Desplazamiento entre metales e hidrógeno. Un metal que presente mayor tendencia a oxidarse (que le podemos denominar **más activo**) puede desplazar a otro **menos activo** dentro de un compuesto.

Al introducir una lámina de zinc elemental en una disolución acuosa de sulfato de cobre (II), ocurre la siguiente reacción:

$$Zn(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + Cu(s)$$

De esta ecuación química resaltamos el hecho de que el zinc reemplaza al cobre porque es un metal más reactivo; y en este proceso el zinc pasa de estar en su forma elemental con un estado de oxidación de cero a un estado de oxidación de $+2$ en el compuesto formado, sulfato de zinc. Del mismo modo, en los reactivos el cobre se encuentra en un estado de oxidación $+2$ pero al ser reemplazado, adquiere dos electrones que le permiten llegar a su estado de oxidación de cero, es decir, se encuentra en forma elemental.

Para predecir si un metal es capaz de desplazar a otro en una reacción utilizamos una **serie de actividad de metales**, que representa el orden de reactividad:

$$Li > K > Ca > Na > Mg > Al > Mn > Zn > Cr > Fe > Cd > Co > Ni > Sn > Pb > (H)$$
$$(H) > Sb > Cu > Hg > Ag > Pt > Au$$

En esta serie los metales que se encuentran a la izquierda son más reactivos y reemplazaran a los que se encuentran a la derecha en las sales correspondientes. El hidrógeno sirve como referencia, los metales que están a su izquierda le podrán reemplazar en los ácidos.

Cuando el aluminio elemental (en estado sólido) se pone en contacto con una solución acuosa de ácido clorhídrico (HCl) es inevitable que se verifique la siguiente reacción:

$$2Al(s) + 6HCl(ac) \longrightarrow 2AlCl_3(ac) + 3H_2(g)$$

En esta podemos concluir que el metal al estar en una posición más a la izquierda que el hidrógeno dentro de la serie de reactividad, fácilmente lo reemplaza conduciendo a la formación de hidrógeno elemental (hidrógeno diatómico gaseoso).

Desplazamiento entre no metales. También es posible observar el desplazamiento entre no metales, especialmente los elementos del grupo de los halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo); en estos casos el halógeno más activo desplaza a otro menos activos de sus compuestos, el orden de reactividad es el siguiente:

$$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$$

Un ejemplo de la aplicación de esta serie de actividad lo representa la reacción que sucede entre el cloro diatómico gaseoso, Cl_2, cuando se pone en contacto con una solución de bromuro de sodio:

$$Cl_2(g) + 2NaBr\ (ac) \longrightarrow 2NaCl\ (ac) + Br_2(g)$$

Pero cuando se pone en contacto una solución de fluoruro de sodio con yodo elemental, esta reacción no se podrá verificar porque el yodo es menos reactivo que el flúor.

Reacción de doble sustitución, doble desplazamiento o metátesis

En estas reacciones tiene el intercambio de cationes y aniones de dos compuestos que se encuentran en disolución mediante el cual conducen a la formación de dos sustancias nuevas. También son conocidas con el nombre de metátesis.

La forma de representar este tipo de reacciones es la siguiente:

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

En esta representación A y C son cationes, mientras que B y D son aniones.

Un ejemplo clásico para este tipo de reacciones es la que sucede entre nitrato de plata y cloruro de sodio en disolución acuosa obteniéndose cloruro de plata como precipitado, es decir, en estado sólido, y nitrato de sodio en disolución:

$$AgNO_3\ (ac) + NaCl\ (ac) \longrightarrow AgCl\ (s) + NaNO_3\ (ac)$$

Un ejemplo más es la reacción que sucede entre cloruro de bario y sulfato de sodio también en disolución acuosa, en principio estas sustancias son perfectamente solubles en agua, sin embargo, al reaccionar forman cloruro de sodio y sulfato de bario, este último es insoluble en medio acuoso y tan pronto se forma, comienza a precipitar en forma de un sólido blanco (ver):

$$BaCl_2\ (ac) + Na_2SO_4\ (ac) \longrightarrow 2NaCl\ (ac) + BaSO_4\ (s)$$

Figura 8.
Descomposición térmica del óxido de mercurio.



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con IA. [Formación del precipitado de sulfato de bario.]

En los ejemplos que se muestran, una cuestión común es la formación de un producto insoluble, que poco a poco precipita y se separa de la disolución debido a la interacción tan fuerte entre los iones correspondientes.

Reacción ácido-base o de neutralización

Estas reacciones son un ejemplo específico de reacciones de doble sustitución entre un ácido y una base, en que regularmente un hidróxido metálico reacciona con un ácido, para la producción de una sal y agua.

Cuando se hacen reaccionar una disolución acuosa de hidróxido de sodio con ácido clorhídrico, se obtienen como productos cloruro de sodio en disolución y agua, la formación de esta última especie neutra es lo que le proporciona el nombre alterno de reacción de neutralización:

$$\mathrm{NaOH\ (ac) + HCl\ (ac) \longrightarrow NaCl\ (ac) + H_2O\ (\ell)}$$

Otro ejemplo ilustrativo es la reacción entre ácido yodhídrico e hidróxido de calcio acuoso, para la obtención de yoduro de calcio en disolución y agua; nuevamente la formación de este último compuesto se considera la fuerza que impulsa esta reacción:

$$\mathrm{Ca(HO)_2\ (ac) + 2HI\ (ac) \longrightarrow CaI_2(ac) + 2H_2O\ (\ell)}$$

Reacción de combustión

Este tipo de reacción es común para muchos de los hidrocarburos y se promueve por la presencia de oxígeno, conocido como comburente; la reacción de combustión tiene como productos principales dióxido de carbono y agua, además de una cantidad considerable de energía en forma de calor.

La combustión de algunos hidrocarburos como metano ($\mathrm{CH_4}$), que es el componente principal del **gas natural** encuentra su principal uso como fuente de energía en muchos procesos de la vida cotidiana:

$$\mathrm{CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(\ell)}$$

Un ejemplo más de reacción de combustión es la oxidación del octano, $\mathrm{C_8H_{18}}$, componente principal de la gasolina que se usa para la generación de la energía útil para los motores de automóviles, esta reacción además de ser altamente exotérmica es irreversible.

$$\mathrm{C_8H_{18}(\ell) + \frac{25}{2}O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 9H_2O(\ell)}$$



Actividad 7. Reacciones por el tipo de transformación de las sustancias

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic aquí.

Actividad 7.
Reacciones por el tipo de transformación de las sustancias

1.3 Ley de conservación de la materia

A lo largo de los temas anteriores hemos visto que las reacciones químicas pueden clasificarse según la manera en que las sustancias se transforman: es decir, se pueden combinar (**reacciones de síntesis**), separarse (**análisis**), **intercambiar componentes** (reacciones de **sustitución**), neutralizarse (**reacciones ácido-base**) o incluso quemarse en presencia de oxígeno (**combustión**). Pero surge ahora una pregunta muy interesante:

¿A dónde "se va" la materia cuando ocurre una reacción química?

Por ejemplo, cuando se **quema una veladora** parece que esta desaparece, sin embargo, si recogemos los gases liberados y los comparamos con la masa de la vela y el oxígeno consumido en esta combustión, nos daremos cuenta de que la masa total se mantiene constante.

Algo similar ocurre si disolvemos un poco de **sal de mesa en agua,** al igual que en el ejemplo de la vela, parece que la sal desaparece en el medio acuoso, sin embargo, si calentamos la mezcla y permitimos que toda el agua se evapore, recuperaremos la cantidad inicial de sal. Este hecho nos permite reconocer que tanto en **los procesos químicos** como en **los físicos** se cumple el **principio de conservación de la materia**.

Ley de conservación de la materia

La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

En los temas que se presentarán a continuación veremos cómo con el estudio cuantitativo, es decir, con la base de las cantidades de productos y reactivos en un proceso químico, podremos establecer con mayor claridad que este principio se cumple siempre.

1.3.1 Balanceo de ecuaciones por el método de tanteo

Tanto si nos enfocamos en observar cómo las puertas y ventanas metálicas se oxidan, cómo las plantas crecen, cómo algunos alimentos, como la leche, llegan a descomponerse y/o cómo el gas de uso doméstico genera una flama, **todo está en constante cambio a nuestro alrededor**.

Es de suma importancia considerar estos cambios en términos de la masa de la materia implicada en cada proceso. Así es, **la materia cambia** de forma constante para **generar nuevas sustancias**, incluso un proceso tan habitual como la respiración representa un cambio químico:

$$C_6H_{12}O_6\,(s) + O_2\,(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O\,(\ell)$$

En la ecuación a simple vista puedes apreciar que la cantidad de átomos que hay antes y después de la reacción **no coincide**: en los reactivos hay **seis** átomos de carbono, **doce** de hidrógeno y **ocho** de oxígeno; mientras que en los productos son **uno**, **dos** y **tres** átomos respectivamente. Es decir, la ecuación escrita de esa forma muestra cómo se transforma la materia, sin embargo, no es congruente con la **Ley de la Conservación de la materia**.

Dicha ley nos recuerda que durante una reacción química, **los átomos no desaparecen** y tampoco **se generan de la nada**, sino que **las sustancias se van transformando en otras con propiedades diferentes,** pero **conservando** la cantidad de átomos que estaba al inicio (reactivos) con la cantidad de las sustancias que resultan del cambio (productos).

Continuando con el ejemplo de la respiración, la ecuación balanceada es:

$$C_6H_{12}O_6\,(s) + 6O_2\,(g) \longrightarrow 6CO_2\,(g) + 6H_2O\,(\ell)$$

Como puedes notar **se modificaron los coeficientes** del oxígeno, del dióxido de carbono y del agua, lo que permitió que ahora la cantidad de átomos de cada uno de los elementos que participan en la ecuación sea la misma en reactivos y en productos, pero:

¿Cómo se logró igualar la cantidad de átomos?

La respuesta es, siguiendo los pasos de uno de los métodos de **Balanceo de ecuaciones.**

Balanceo de ecuaciones químicas

Es el proceso que permite **igualar la cantidad** de sustancia que hay antes del cambio **(reactivos)** con la que hay después de la transformación **(productos).**

Para realizar el balanceo de una ecuación química existen **distintos métodos**, entre los más comunes:

- el **método de tanteo**,
- el **algebraico** y,
- el método de **oxido – reducción**.

Cada uno de ellos sigue una secuencia de pasos que mediante la **modificación de los coeficientes** logra igualar la cantidad de átomos en ambos lados de la ecuación.

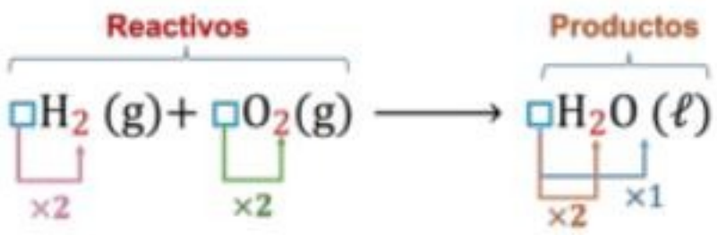
¿Cuándo podemos utilizar un método u otro? Esto dependerá de las características de la ecuación. Haremos una breve descripción de en qué consiste cada uno de ellos esperando darte todas las pautas para decidir **¿cuál usar?**

El **método de tanteo** es útil cuando las ecuaciones no involucran gran variedad de elementos químicos (son sencillas), o bien estos no modifican su número de oxidación. Sin embargo, cuando en la reacción participan sustancias más complejas, a pesar de que la ecuación sea sencilla, es recomendable el **método algebraico**. Por su parte, el método **de óxido-reducción** es el más recomendado cuando las ecuaciones son complejas, es decir tienen gran variedad de elementos, compuestos y moléculas, y además la generación de nuevas sustancias implica modificación del número de oxidación en algunos de sus componentes.

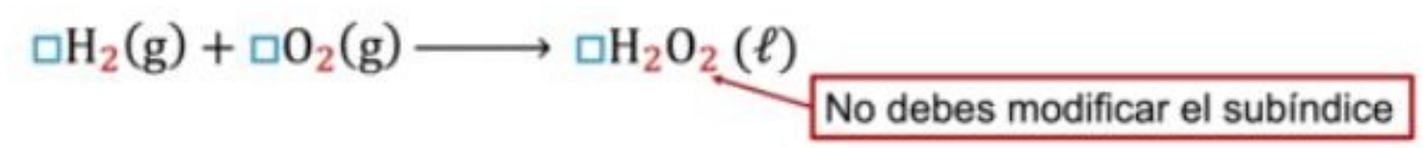
Sin importar el método que decidas utilizar ten presente que lo único que **puedes cambiar son los coeficientes** de cada sustancia, **jamás debes de modificar el subíndice** de una ecuación. Recuerda, los coeficientes son los números que se ubican **antes de cada sustancia**, mientras que los subíndices son los números que aparecen en la parte inferior derecha de cada elemento, si no se observa el número es porque el coeficiente o el subíndice tiene un valor de uno. En la siguiente ecuación, todos los **coeficientes** tienen **valor de uno**, mientras que los **subíndices** valen **2**, a excepción del oxígeno del agua con subíndice de uno.

$$\square H_2\,(g) + \square O_2(g) \longrightarrow \square H_2O\,(\ell)$$

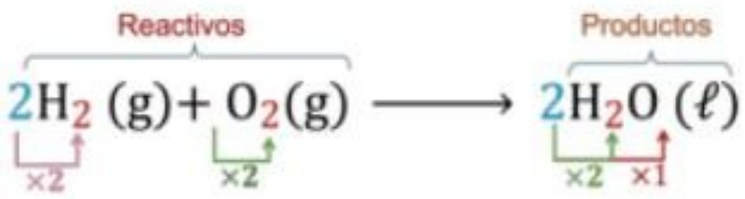
¿cómo saber cuántos átomos hay de cada elemento en ambos lados de la ecuación? La respuesta es sencilla: multiplicando el coeficiente de cada sustancia por el subíndice de cada elemento.



Como puedes observar la cantidad de Hidrógeno es la misma en reactivos (**dos** átomos) que en productos (**dos** átomos). Sin embargo, en los reactivos se tienen **dos** átomos de oxígeno y solo **uno** en los productos. Es decir, la cantidad de hidrógeno esta balanceada, pero no la de oxígeno. Recordemos que no se debe modificar el subíndice de este elemento para intentar balancearla.



Observa que, si modificaras el subíndice se generaría peróxido de hidrógeno, H_2O_2, comúnmente conocida como agua oxigenada y que se suele usar en las estéticas para decolorar el cabello, o que los médicos utilizan para desinfectar las heridas, en fin, una sustancia diferente al H_2O. Esa es la razón por la cual lo único que puedes modificar durante el balanceo de la ecuación son los coeficientes.



Antes de explicar cada uno de los métodos de balanceo de ecuaciones químicas, es necesario que tengas claridad en la forma correcta de contar átomos.

$$Fe_2(SO_4)_3\,(ac) + 6NaOH\,(ac) \longrightarrow 2Fe(OH)_3\,(ac) + 3\,Na_2SO_4(ac)$$

sulfato de hierro (III) | hidróxido de sodio | hidróxido de hierro (III) | sulfato de sodio

En la ecuación anterior se observa que cada una de las sustancias tiene su propio coeficiente: en los **reactivos** el coeficiente del sulfato de hierro (III) es **uno**, por eso no se escribe, el del hidróxido de sodio es **seis**, en los **productos** el coeficiente del hidróxido de hierro (III) es **dos** y del sulfato de sodio es **tres**.

Para hacer el conteo de átomos vas a **multiplicar el coeficiente** de cada sustancia **por** el **subíndice** de cada átomo. Si el átomo está adentro de un paréntesis, también tendrás que multiplicar por el subíndice que esta afuera del paréntesis.

$$1Fe_2(SO_4)_3(ac) + 6NaOH\,(ac) \longrightarrow 2Fe(OH)_3\,(ac) + 3Na_2SO_4\,(ac)$$

$Fe = 1 \times 2 = 2$	$Na = 6 \times 1 = 6$	$Fe = 2 \times 1 = 2$	$Na = 3 \times 2 = 6$
$S = 1 \times 1 \times 3 = 3$	$O = 6 \times 1 = 6$	$O = 2 \times 1 \times 3 = 6$	$S = 3 \times 1 = 3$
$O = 1 \times 4 \times 3 = 12$	$H = 6 \times 1 = 6$	$H = 2 \times 1 \times 3 = 6$	$O = 3 \times 4 = 12$

El balanceo de ecuaciones químicas por el **método de tanteo** es uno de los más utilizados para balancear ecuaciones sencillas, prácticamente por intuición o sentido común, como su nombre lo indica se probarán distintos coeficientes que permitan igualar la cantidad de átomos de los reactivos con los de los productos, si al primer intento no logras el balanceo, **tendrás que hacer varios intentos antes de tener los coeficientes que permiten demostrar la ley de la conservación de la materia**. A continuación, se presentan ciertos pasos que permiten disminuir los intentos necesarios para obtener la ecuación balanceada.

Ejemplo 5. Pasos para el balanceo por tanteo

Consideremos la reacción de combustión del propano, un hidrocarburo gaseoso que posee tres átomos de carbono y ocho átomos de hidrógeno que, al quemarse en presencia de oxígeno produce dióxido de carbono y agua en estado líquido.

Paso 1. **Escribe la ecuación** completa y verifica que las fórmulas y símbolos estén escritos **correctamente.**

$$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

Paso 2. **Identifica cada elemento** presente en la ecuación y escribe su símbolo en forma de lista. Se sugiere: **a)** acomodar los símbolos en orden de **metales**, **no metales**, **hidrógeno** y **oxígeno** (en caso de que la ecuación los contenga), **b)** colocar la lista debajo de la flecha de reacción de tal manera que se observe la separación entre reactivos y productos:

$$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

C
H
O

Paso 3. Realizar el **primer conteo** de átomos, multiplicando el coeficiente de cada sustancia, por el subíndice de cada elemento. Por ejemplo, coeficiente del propano (uno) por subíndice del carbono (tres), son tres átomos de carbono:

$$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

3 C 1
8 H 2
2 O 2 + 1 = 3

Paso 4. **Modifica el coeficiente** de las sustancias de tal forma que, al multiplicarlo por los coeficientes, te permita lograr el balanceo de la ecuación. Se sugiere iniciar con el primer elemento de la lista, modificar el coeficiente de la sustancia que tiene menor cantidad. En este ejemplo ¿qué coeficiente, al multiplicarlo por el subíndice, permite tener tres átomos de carbono en los productos?, cuando se hace esto el número de átomos de oxígeno también se modifica temporalmente, por lo que tendrás que hacer una **actualización** también para los átomos de oxígeno en los productos.

$$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow \mathbf{3}CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

3 C **3**
8 H 2
2 O **6** + 1 = 7

Paso 5. Por el momento, la cantidad de átomos de carbono está balanceada, pero no así los demás elementos. Continuamos con el **balanceo** de los átomos de hidrógeno, colocando un coeficiente **4** al H_2O, de esta manera, observamos que tanto en los reactivos como en los productos se tienen ocho átomos de hidrógeno, y a la par, el número de átomos de oxígeno también se modifica, teniendo ahora 10 átomos de oxígeno en los productos:

$$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow \mathbf{3}CO_2(g) + \mathbf{4}H_2O(\ell)$$

3 C **3**
8 H **8**
2 O **4** + **6** = 10

Paso 6. Finalmente, tenemos que ajustar el número de átomos de oxígeno en el lado de los reactivos, observamos que el oxígeno diatómico posee un subíndice **2** por lo que el coeficiente estequiométrico que acompañe a esta especie tiene que ser **5**, dando lugar diez átomos de oxígeno en los reactivos, lo mismo que en los productos.

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(\ell)$$

3	C	3
8	H	8
10	O	$4 + 6 = 10$

Entonces los coeficientes que balancean la ecuación son: $1, 5, 3, 4$ respectivamente para cada sustancia de la ecuación química.

Ejemplo 6.

Consideremos ahora la reacción que se lleva a cabo entre aluminio elemental y ácido sulfúrico. Esta es una reacción de desplazamiento simple en donde el metal al ser más activo que el hidrógeno logra desplazarlo en el ácido sulfúrico, conduciendo a la formación de sulfato de aluminio en disolución e hidrógeno gaseoso. Balanceemos esta reacción por el método de tanteo:

$$Al\,(s) + H_2SO_4\,(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3\,(ac) + H_2\,(g)$$

Solución

Llevamos a cabo el conteo inicial de átomos:

$$Al\,(s) + H_2SO_4\,(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3\,(ac) + H_2\,(g)$$

1	Al	2
1	S	3
2	H	2
4	O	12

Observa que:

- Para el azufre y el oxígeno también se multiplicó por el subíndice tres que esta afuera del paréntesis, indicando la cantidad de veces que está presente el anión sulfato en el compuesto.
- La ecuación no está balanceada

¿Qué coeficientes nos permiten igualar la cantidad de átomos? Lo primero que hay que notar es que en los reactivos hay menos átomos de aluminio, de azufre y de oxígeno, por lo tanto, debemos colocar un coeficiente **2** al aluminio elemental para balancearlo con respecto a los productos, pero también habrá que agregar un coeficiente **3** al $H_2SO_4(ac)$, para balancear los tres átomos de azufre en los productos:

$$2Al\,(s) + 3H_2SO_4\,(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3\,(ac) + H_2\,(g)$$

2	Al	2
3	S	3
6	H	2
12	O	12

Ahora observemos que para terminar de balancear la ecuación basta con modificar el coeficiente del hidrógeno en los productos.

$$2Al\,(s) + 3H_2SO_4\,(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3\,(ac) + 3H_2\,(g)$$

2	Al	2
3	S	3
6	H	6
12	O	12

De esta forma, la reacción ahora se encuentra balanceada con los coeficientes estequiométricos 2, 3, 1 y 3.

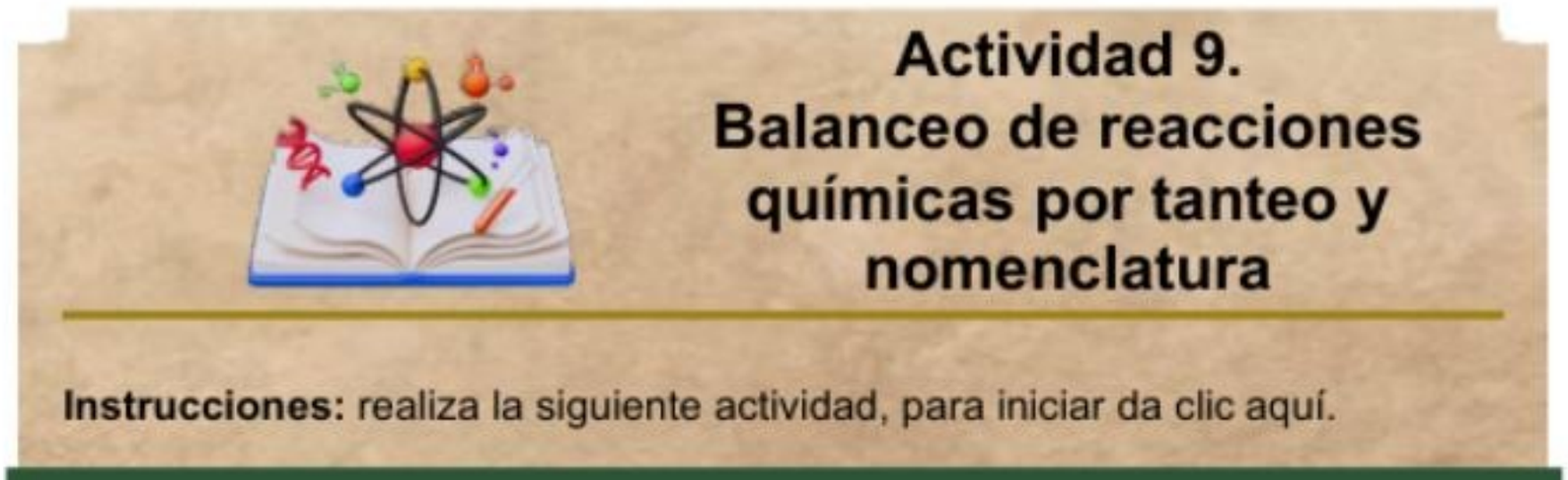


Actividad 8. Balanceo de reacciones por el método de tanteo

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic aquí.

Actividad 8. Balanceo de reacciones por el método de tanteo

La siguiente es una **actividad reto**, además de pedirte que realices el balanceo de reacciones tendrás que poner a prueba **cuánto recuerdas de la nomenclatura química** que viste en tu curso de **Química I**, te sugerimos tener a la mano tu tabla de cationes y aniones, pero también que estés dispuesto a recibir e interpretar información que se te proporciona en cada una de las preguntas contextualizadas.



Actividad 9.
Balanceo de reacciones químicas por tanteo y

1.3.2 Mención de los métodos algebraico y redox para balanceo

En algunas reacciones químicas el cambio implica ecuaciones tan complejas que el utilizar el método de tanteo no permite balancear la ecuación, o bien el proceso se vuelve un círculo vicioso interminable. Afortunadamente existen otros métodos más certeros para el proceso, no obstante, requieren de conocimientos algebraicos básicos; así como conocimientos previos en química de la estructura del átomo. A continuación, revisaremos dos de ellos.

a. Método algebraico. Es una forma **sistemática** de balancear ecuaciones químicas mediante el uso de **ecuaciones matemáticas**. A diferencia del tanteo, que utiliza la prueba y

error, este método emplea el razonamiento algebraico para encontrar los **coeficientes** correctos. De forma general se asignan letras a, b, c, d, etc, como coeficientes de cada sustancia en la ecuación, enseguida se establece una **ecuación algebraica por cada elemento químico** presente, y se resuelve el sistema de ecuaciones para determinar los valores de los coeficientes que equilibran la reacción. A continuación, se muestran algunos ejemplos paso a paso.

Ejemplo 7. Balanceo por el método algebraico

Consideremos la reacción de combustión del hexano que es un disolvente orgánico en estado líquido utilizado por mucho tiempo para la extracción de aceites esenciales, su fórmula química es C_6H_{14}. La combustión de este hidrocarburo genera dióxido de carbono y agua:

Revisemos paso a paso el balanceo por el método algebraico para esta reacción:

Paso 1. Escribe la ecuación revisando que las fórmulas y símbolos estén escritos correctamente.

$$C_6H_{14}(\ell)+O_2(g)\longrightarrow CO_2(g)+H_2O(\ell)$$

Paso 2. Asigna una letra minúscula como coeficiente de cada sustancia.

$$aC_6H_{14}(\ell)+bO_2(g)\longrightarrow cCO_2(g)+dH_2O(\ell)$$

Paso 3. Se tiene que escribir una expresión algebraica para cada elemento químico. Recuerda sumar si el elemento aparece más de una ocasión en los reactivos o productos, e igualar ambos lados de la reacción, es decir:

Para C:

$$6a = c \qquad (1)$$

Para H:

$$14a = 2d \text{ que puede ser simplificada como}$$
$$7a = d \qquad (2)$$

Para el O:

$$2b = 2c + d \qquad (3)$$

Paso 4. Elige un valor arbitrario simple para una de las incógnitas y resuelve el sistema de ecuaciones por el método que prefieras, por ejemplo, el de sustitución. En este ejemplo puedes asignar el valor $a = 1$, y sustituir las ecuaciones (1) y (2):

$$6a = 6(1) = 6 = c$$
$$7a = 7(1) = d$$

Hasta el momento se cuenta con los siguientes valores para los coeficientes estequiométricos:

$$a = 1;\ c = 6;\ d = 7$$

Paso 5. Tomamos los valores de c y d y los sustituimos en la ecuación (3):

$$2b = 2c + d = 2(6) + 7 = 19$$
$$2b = 19 \Longrightarrow b = \frac{19}{2}$$

Paso 6. Escribimos la reacción con los coeficientes estequiométricos obtenidos por estas ecuaciones:

$$1C_6H_{14}(\ell) + \tfrac{19}{2}O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 7H_2O(\ell)$$

De forma habitual no se suelen tener coeficientes estequiométricos fraccionarios, esto no quiere decir que esté mal; sin embargo, para evitarlos podemos multiplicar todos los coeficientes de esta ecuación por el número 2, es decir:

$$2C_6H_{14}(\ell) + 19O_2(g) \longrightarrow 12CO_2(g) + 14H_2O(\ell)$$

Al final podemos verificar que tanto del lado de los reactivos como de los productos tenemos la misma cantidad de átomos.

Ejemplo 8. Balanceo por el método algebraico de una reacción de neutralización

Revisemos otro ejemplo de una reacción entre una base y un ácido, para reforzar los pasos vistos en el ejemplo anterior.

$$\mathbf{a}\ Ca(OH)_2 + \mathbf{b}H_3PO_4 \longrightarrow \mathbf{c}Ca_3(PO_4)_2 + \mathbf{d}H_2O$$

Se asigna una letra como coeficiente de cada sustancia y se escribe una ecuación por cada átomo:

Para Ca:

$$\mathbf{1a} = \mathbf{3c} \qquad (1)$$

Para O:

$$\mathbf{2a} + \mathbf{4b} = \mathbf{8c} + \mathbf{d} \qquad (2)$$

Para H:

$$\mathbf{2a} + \mathbf{3b} = \mathbf{2d} \qquad (3)$$

Para P:

$$\mathbf{b} = \mathbf{2c} \qquad (4)$$

Se establece el valor de 1 al coeficiente a, es decir $a = 1$, sustituyendo el valor en la ecuación (1), se tiene:

$$1(1) = 3\mathbf{c}$$

$$\mathbf{c} = \frac{1}{3}$$

Sustituyendo el valor de c en (4):

$$\mathbf{b} = 2\left(\frac{1}{3}\right) = \frac{2}{3}$$

Sustituyendo los valores **a** y **b** en (3)

$$2\,(1) + 3\left(\frac{2}{3}\right) = 2\mathbf{d}$$

$$2 + 2 = 2\mathbf{d}$$

$$\mathbf{d} = \mathbf{2}$$

Después de resolver las ecuaciones se obtienen los valores: $\mathbf{a} = 1, \mathbf{b} = \frac{2}{3}, \mathbf{c} = \frac{1}{3}, \mathbf{d} = 2$

Sustituyendo los valores en la ecuación se obtiene:

$$\mathbf{1}\,Ca(OH)_2 + \frac{\mathbf{2}}{\mathbf{3}}H_3PO_4 \longrightarrow \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{3}}Ca_3(PO_4)_2 + \mathbf{2}H_2O$$

Para no tener los coeficientes fraccionarios, se multiplica por 3, resultado

$$\mathbf{3}\,Ca(OH)_2 + \mathbf{2}\,H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + \mathbf{6}H_2O$$

Pongamos a prueba el uso del método algebraico para balancear reacciones en la siguiente actividad.

Serie de ejercicios 4	Balanceo de reacciones químicas por el método algebraico

Instrucciones: balancea cada una de las ecuaciones por el método algebraico:

1. $CO_2\,(g) + LiOH\,(s) \longrightarrow Li_2CO_3\,(s) + H_2O\,(g)$
2. $Na\,(s) + Cl_2\,(g) \longrightarrow NaCl\,(s)$
3. $CaO\,(s) + SiO_2\,(\ell) \longrightarrow CaSiO_3\,(\ell)$
4. $PCl_5\,(s) \longrightarrow PCl_3\,(s) + Cl_2\,(g)$
5. $Ag_2O\,(s) \longrightarrow Ag\,(s) + O_2\,(g)$
6. $CaC_2\,(s) + H_2O\,(\ell) \longrightarrow Ca(OH)_2\,(ac) + C_2H_2\,(g)$
7. $S\,(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_3(g)$
8. $C_2H_6O\,(\ell) + O_2(g) \longrightarrow C_2H_4O_2\,(\ell) + H_2O(\ell)$
9. $SiCl_4\,() + H_2O\,() \longrightarrow SiO_2 + HCl$
10. $P_4O_{10} + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$



Actividad 10.
Balanceo de reacciones químicas por el método algebraico

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí.**

Actividad 10.
Balanceo de reacciones químicas
por el método algebraico

b. Método de Oxido-Reducción, redox. Con el paso del tiempo muchos objetos metálicos van perdiendo su brillo, color, textura e incluso su estructura. En la mayoría de las ocasiones esto ocurre como consecuencia de su **exposición** al **oxígeno** u otras sustancias que son consideradas **oxidantes**. Seguramente has utilizado el término **oxidado** para referirte, por ejemplo, a un **clavo** que ha perdido su color gris y ahora presenta un tono café rojizo, o a una **puerta** cuya pintura ya no luce como antes. También habrás notado cómo una manzana o un plátano, al quedar sin cáscara, cambian de color después de unos minutos.

Esta palabra que sueles utilizar en tu vida cotidiana tiene un significado más profundo y está relacionado con la estructura de la materia, específicamente con **los electrones del átomo,** que se pueden **ganar**, **perder** o **compartir** cuando la materia se transforma. Durante el cambio químico habrá átomos que pierdan electrones y otros que los ganen, o bien que los compartan generando cargas parciales positivas y negativas, en función de una propiedad periódica llamada **electronegatividad**. Es decir, mientras un **átomo se oxida** otro **se reduce**, ambos procesos suceden uno en consecuencia del otro, en lo que se conoce como reacciones de **óxido – reducción**, o **redox**.

Oxidación

Se refiere al proceso mediante el cual un átomo pierde electrones (partículas subatómicas con carga negativa).

Reducción

Proceso mediante el cual un átomo gana electrones.

Reacción redox

Proceso en el que hay transferencia de electrones de una sustancia a otra.

Un proceso de oxidación común es la formación de una especie positiva o catión, por ejemplo, el calcio elemental en una reacción química puede perder dos electrones para dar lugar a la formación del **catión** Ca^{+2}:

$$Ca \longrightarrow Ca^{+2} + 2e^-$$

La ecuación química anterior se conoce con el nombre de *semirreacción* de **oxidación**. Recibe este nombre porque, cómo se ha mencionado antes, la oxidación encuentra su proceso complementario en la reducción, de modo que es lógico pensar en una *semirreacción* de **reducción**; como la que experimentan algunos halógenos.

El cloro por ejemplo, gana electrones y se transforma en un **anión cloruro**, completando así el **par redox.**

$$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^{-1}$$

Escribir el número de **electrones** del lado de los **reactivos** en estas semirreacciones implica que estos serán **ganados** o absorbidos por la especie química, escribirlos en el lado de los **productos** denota que la especie los habrá **perdido**.

Agente oxidante

Es la especie que en una reacción redox permite que otra u otras especies se oxiden, y al mismo tiempo se reduce.

Agente reductor

Es la especie que en una reacción redox promueve la reducción de otra u otras especies, y al mismo tiempo esta especie se oxida.

En la siguiente reacción redox:

$$2Na\,(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl\,(s)$$

Los átomos de sodio pierden electrones al oxidarse, y actúan como **agente reductor** porque **oxidan**; en cambio, los átomos de cloro al ganar electrones **se reducen**, por lo que son considerados **agente oxidante.**

Pero ¿cómo es posible que los átomos pierdan o ganen electrones, es decir exista una transferencia de electrones entre ellos? Se debe a ciertas **propiedades periódicas**, es decir aquellas que varían según la ubicación de los elementos en la tabla periódica, como son la **energía de ionización**, la **afinidad electrónica** y la **electronegatividad**. Ésta última permite entender con mayor claridad como se realiza el proceso de óxido – reducción.

Electronegatividad

Es la capacidad relativa que tiene un átomo para atraer electrones a sí mismo cuando interacciona con otros.

Para entender el concepto es importante recordar que en la tabla periódica hay tres grandes familias de elementos: **metales, no metales** y **metales de transición,** cada una presenta características que la distinguen. Respecto a la **electronegatividad** los metales tienen valores bajos comparados con los no metales, siendo el flúor el elemento más electronegativo, por lo que una forma sencilla de recordar cómo oscilan los valores de electronegatividad es considerando que entre más cerca esté un átomo al flúor más electronegativo será. Lo que resulta en que los **metales perderán electrones** y los **no metales** los **ganarán** formando compuestos iónicos, mientras que cuando los átomos tienen electronegatividades similares, como los no metales, sus enlaces intramoleculares serán covalentes.

En todo caso, cuando los cambios químicos implican una transferencia de electrones, se tiene una reacción de **oxido–reducción,** también conocidas como **Redox** con innumerables aplicaciones en los diferentes sectores industriales: en la fabricación de detergentes, medicamentos, vinos, metalurgia, entre otros. Para el balanceo de una ecuación por el **método redox,** es necesario determinar el **número de oxidación** o **estado de oxidación** para identificar a las sustancias que se oxidan y se reducen. En la siguiente tabla se observan algunos de los números de oxidación más habituales para algunas especies.

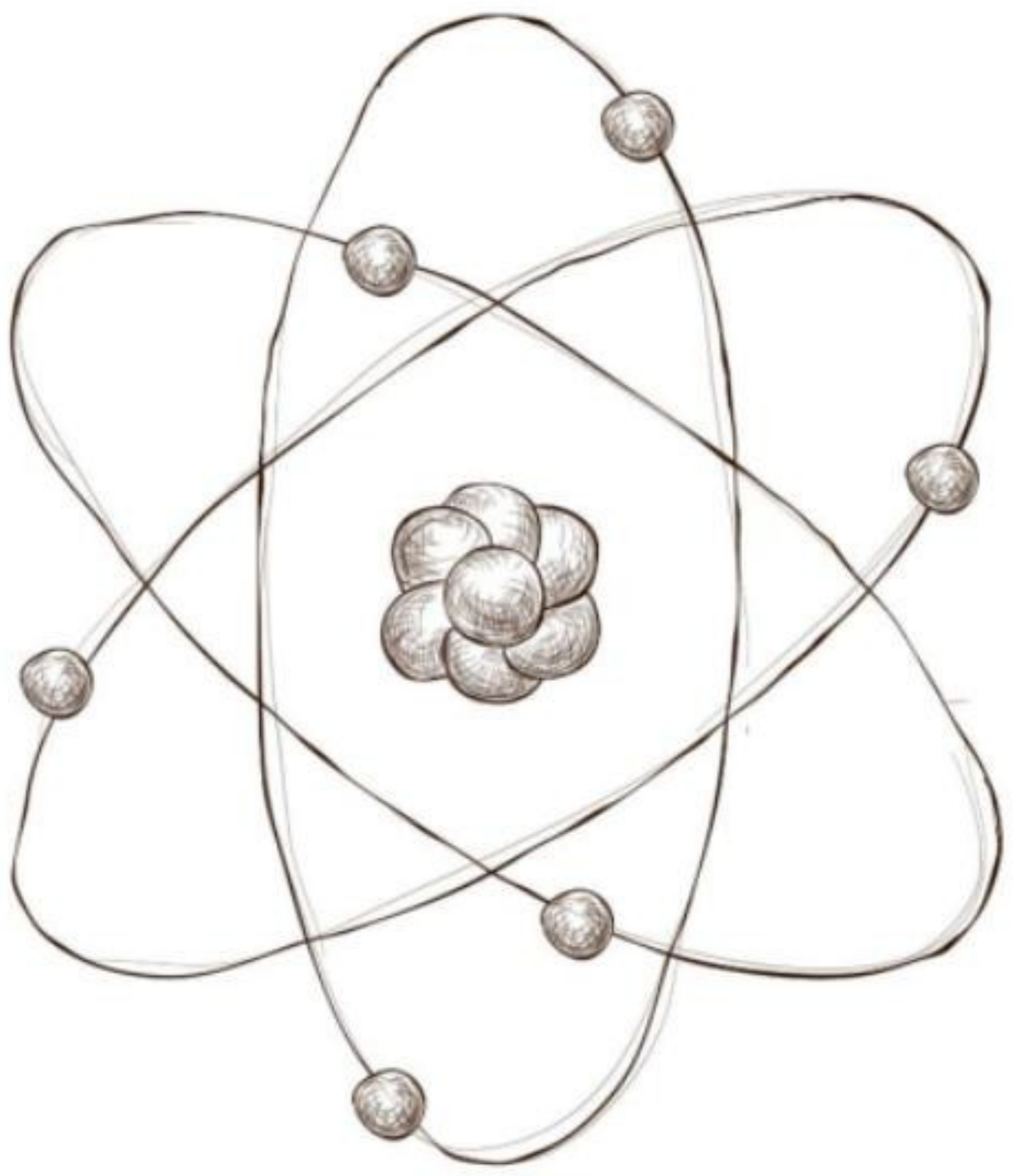
Tabla 3.

Números de oxidación más comunes para algunos elementos de la tabla periódica.

Elemento	Símbolo químico	Número de oxidación
Hidrógeno	H	$+1$
Oxígeno	O	-2
Nitrógeno	N	$-3, +3, +5$
Carbono	C	$+4, -4$
Sodio	Na	$+1$
Potasio	K	$+1$
Calcio	Ca	$+2$
Magnesio	Mg	$+2$
Hierro	Fe	$+2, +3$
Cobre	Cu	$+1, +2$

Elemento	Símbolo químico	Número de oxidación
Zinc	Zn	$+2$
Plomo	Pb	$+2, +4$
Cloro	Cl	$-1, +1, +3, +5, +7$
Bromo	Br	$-1, +1, +3, +5, +7$
Yodo	I	$-1, +1, +3, +5, +7$
Azufre	S	$-2, +4, +6$
Fósforo	P	$+2, +4$
Aluminio	Al	$+3$
Níquel	Ni	$+2, +3$
Manganeso	Mn	$+2, +3, +4, +6, +7$

Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Números de oxidación más comunes para algunos elementos de la tabla periódica.]



También es posible considerar en este punto que, no sólo pueden existir **aniones** de tipo **monoatómico**, es decir, que la carga negativa se concentra en un solo átomo; en química es frecuente encontrar **aniones poliatómicos**, en los que la carga negativa se distribuye entre varios átomos, vea la siguiente tabla.

Tabla 4.

Aniones poliatómicos comunes.

Anión	Fórmula química	Carga
Hidroxilo	OH^{-1}	-1
Cianuro	CN^{-1}	-1
Peróxido	O_2^{-2}	-2
Hipoclorito	ClO^{-1}	-1
Clorito	ClO_2^{-1}	-1
Clorato	ClO_3^{-1}	-1
Perclorato	ClO_4^{-1}	-1
Nitrito	NO_2^{-1}	-1
Nitrato	NO_3^{-1}	-1
Fosfito	PO_3^{-3}	-3
Fosfato	PO_4^{-3}	-3
Carbonato	CO_3^{-2}	-2
Bicarbonato	HCO_3^{-1}	-1
Sulfito	SO_3^{-2}	-2
Sulfato	SO_4^{-2}	-2
Bisulfato	HSO_4^{-1}	-1
Tiosulfato	$S_2O_3^{-2}$	-2
Tetrationato	$S_4O_6^{-2}$	-2
Cromato	CrO_4^{-2}	-2
Dicromato	$Cr_2O_7^{-2}$	-2
Permanganato	MnO_4^{-1}	-1
Borato	BO_3^{-3}	-3
Silicato	SiO_3^{-2}	-2

Anión	Fórmula química	Carga
Acetato	CH_3COO^{-1}	-1
Formiato	$HCOO^{-1}$	-1
Tartrato	$C_4H_4O_6^{-2}$	-2
Citrato	$C_6H_5O_7^{-3}$	-3
Tiocianato	SCN^{-1}	-1
Arsenato	AsO_4^{-3}	-3
Arsenito	AsO_3^{-3}	-3
Hipobromito	BrO^{-1}	-1
Bromito	BrO_2^{-1}	-1
Bromato	BrO_3^{-1}	-1
Perbromato	BrO_4^{-1}	-1
Yodito	IO_2^{-1}	-1
Yodato	IO_3^{-1}	-1
Peryodato	IO_4^{-1}	-1
Vanadato	VO_4^{-3}	-3
Molibdato	MoO_4^{-2}	-2
Tungstato	WO_4^{-2}	-2
Seleniato	SeO_4^{-2}	-2
Selenito	SeO_3^{-2}	-2
Telurato	TeO_4^{-2}	-2
Telurito	TeO_3^{-2}	-2
Cianato	OCN^{-1}	-1
Isocianato	NCO^{-1}	-1

Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Aniones poliatómicos comunes.]

En el caso de los aniones poliatómicos, la carga que se muestra se debe considerar como un bloque indivisible. Por ejemplo, el anión sulfato, SO_4^{-2}, la carga total de -2 se distribuye entre los cinco átomos que lo conforman, pero al realizar cálculos de número de oxidación o balanceo, se toma como una sola especie con carga global de -2. Esto mismo aplica para otros iones de tipo común como el nitrato NO_3^{-1}, el carbonato CO_3^{-1} o el fosfato PO_4^{-3}, que conservan su identidad dentro de los compuestos, sin que sea necesario separar en cada átomo para determinar cómo es que participan en las reacciones.

Para conocer el número de oxidación de un átomo existen algunas reglas que se presentan a continuación:

a. El número de oxidación de un átomo en su **estado elemental**, es decir que no se ha combinado con otros, es igual a **cero**. En la reacción de síntesis de agua los reactivos (H_2 y O_2) tiene un número de oxidación de cero, en tanto que el producto muestra que cada elemento ha cambiado en este número, el hidrógeno adquirió un número de oxidación $+1$, en tanto que el oxígeno adquirió -2.

$$\overset{0}{2H_2}(g) + \overset{0}{O_2}(g) \longrightarrow \overset{+1\ -2}{2H_2O}(\ell)$$

b. El número de oxidación del **oxígeno** es de -2, excepto en los peróxidos en que el número de oxidación del oxígeno es -1 y en los superóxidos es de $-\frac{1}{2}$.
c. El número de oxidación del **hidrógeno** es de $+1$, a excepción de los hidruros metálicos (Metal-Hidrógeno como NaH) en los que es de -1.
d. En un **compuesto iónico** (formado por **un metal** y un **no metal**), el **metal** tiene el número de oxidación **positivo**. Por ejemplo:

$$\overset{+2\ -2}{FeS}$$
Sulfuro de **hierro** (II)

En el ejemplo el hierro que es metal tiene **número de oxidación positivo**.

e. En un compuesto covalente (formado por dos no metales) el elemento menos electronegativo tendrá número de oxidación positivo.

$$\overset{+6\ -2}{SO_3}$$
Trióxido de azufre u óxido de azufre (VI)

En el ejemplo el azufre es menos electronegativo, tendrá **número de oxidación positivo**.

f. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un ion poliatómico es igual a la carga del ion.

$$(SO_4)^{-2}$$
anión sulfato

En este ejemplo del **anión sulfato** la carga es de -2, por tanto, se tiene que:

- De acuerdo con la regla 2 el **oxígeno** tiene un número de oxidación de -2, lo que implica que al considerar las cargas de los cuatro oxígenos presentes se obtiene:

$$4 \times (-2) = -8$$

- Para el azufre se plantea una ecuación sencilla nombrando variable x a su número de oxidación.

$$(\overset{x\ -2}{SO_4})^{-2}$$

$$x + 4(-2) = -2$$
$$x + (-8) = -2$$
$$x - 8 = -2$$
$$x = +6$$

este es el número de oxidación del azufre.

$$(\overset{+6\ -2}{SO_4})^{-2}$$

g. La suma algebraica de los números de oxidación de un compuesto es igual a **cero.** Para determinar el número de oxidación de un compuesto es necesario que tengas presente la lista de aniones. Observa los siguientes ejemplos:

a. Compuesto binario con catión de valencia única. De acuerdo con la regla dos, el oxígeno tiene número de oxidación de -2; el aluminio, en cambio, solo tiene el número de oxidación $+3$, por lo tanto, los números de oxidación son:

$$\overset{+3\ -2}{Al_2O_3}$$

Para contar los átomos lo que tienes que hacer es multiplicar el subíndice de cada elemento por su número de oxidación, como se muestra:

Elemento	Cantidad de átomos (subíndice)		Número de oxidación		Total
Al	2	×	$+3$	=	$+6$
O	3	×	-2	=	-6
					0

b. Compuesto binario, con catión de dos o más estados de oxidación. Se aplica N invertida para obtener el número de oxidación del catión, observa el ejemplo del sulfuro de oro, Au_2S:

De la lista de aniones obtienes que el número de oxidación del azufre es -2. El oro tiene dos números de oxidación, $+1$ o $+2$. Para saber cuál es su estado de oxidación en el compuesto sulfuro de oro (I), puedes establecer una ecuación como se hizo previamente para el azufre en el trióxido de azufre.

$$\overset{x\ -2}{Au_2S}$$

Al ser un compuesto, esta sustancia cumple con el principio de electroneutralidad de la materia, es decir, sus números de oxidación tienen que sumar cero, por lo tanto, al presentarse un subíndice 2 para el oro, se tiene:

$$2x - 2 = 0$$

$$2x = 2$$

$$x = \frac{2}{2} = +1$$

De modo que el número de oxidación para el oro es de $+1$.

Para verificar que el compuesto es eléctricamente neutro, multiplicas la cantidad de átomos de cada elemento por su número de oxidación. En el ejemplo sería:

Elemento	Cantidad de átomos (subíndice)		Carga		Total
Au	2	×	+1	=	+2
S	1	×	−2	=	−2
					0

Conocer la regla siete te permite obtener de una forma más sencilla el número de oxidación, es decir si se sabe que los compuestos son eléctricamente neutros, significa que la cantidad de cargas positivas y negativas es la misma, por lo tanto, utilizando el mismo ejemplo:

c. Compuesto ternario con catión de número de oxidación único

$$K_2Cr_2O_7$$

- El número de oxidación del catión, que en este caso es el potasio (K), es $+1$, como ocurre con todos los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). En este compuesto, que contiene dos átomos de potasio, la contribución total del potasio es $2(+1) = +2$.

- El número de oxidación de los elementos restantes se obtiene considerando que por la regla 2, el oxígeno tiene número de oxidación -2; así pues, al tener presentes siete átomos de oxígeno en la fórmula química, el total de cargas negativas es $7(-2) = -14$.

- Si se considera que el compuesto es eléctricamente neutro, entonces la suma total de las cargas debe ser cero, y se puede establecer una ecuación matemática para determinar el número de oxidación del cromo (x) presente:

$$K_2Cr_2O_7$$

$$2(+1) + 2x + 7(-2) = 0$$

$$+2 + 2x - 14 = 0$$

$$2x = +14 - 2 = +12$$

$$x = \frac{+12}{2} = +6$$

  - De modo que el número de oxidación del cromo es $+6$.

En resumen, cuando se analizan en conjunto los números de oxidación:

Elemento	Cantidad de átomos		Número de oxidación		Total
K	2	×	+1	=	+2
Cr	2	×	+6	=	+12
O	7	×	−2	=	−14
					0

b. Compuesto ternario con catión de **más de un número de oxidación**:

$$Fe_3(PO_4)_2$$

En este último ejemplo queremos conocer con qué número de oxidación está el hierro, para esto basta con recordar dos ideas fundamentales: en un compuesto neutro, la suma de todas las cargas es cero y el ion poliatómico fosfato, $(PO_4)^{-3}$ se trata como un bloque con carga conocida. Identificamos pues que al existir dos grupos fosfato, el número total de cargas negativas en el compuesto es:

$$2(-3) = -6$$

Es decir, el total de cargas negativas aportadas por los grupos fosfato es -6. Por otro lado, al aplicar el principio de electroneutralidad de la materia sobre el compuesto, y considerando que existen tres átomos de hierro cada uno con un número de oxidación denotado por x, entonces:

$$3x - 6 = 0$$

Que al resolver para x, se obtiene:

$$3x - 6 = 0 \implies 3x = +6 \implies x = +2$$

Entonces, cada hierro posee un número de oxidación de $+2$, de modo que entonces el nombre de este compuesto es: fosfato de hierro (II). La sugerencia que te hacemos en casos en los que se trate con aniones poliatómicos "famosos" como en anión nitrato (NO_3^{-1}), o los aniones sulfato (SO_4^{-2}) y fosfato (PO_4^{-3}) toma la carga del ion como bloque, sumas las cargas negativas y ajusta el número de oxidación del metal para que el resultado total de las cargas sea cero.

Serie de ejercicios 5	Asignando números de oxidación

Instrucciones: determina el número de oxidación para cada una de las especies señaladas en color rojo en cada una de las siguientes especies químicas.

1. $BaCl_2$
2. $AlCl_3$
3. $NaNO_3$
4. $K_2Cr_2O_7$
5. $Cu(ClO_4)_2$
6. $KClO_3$
7. Sb_2O_3
8. CaC_2O_4
9. $Al_2(CO_3)_3$
10. Na_3VO_4



Actividad 11.
Asignando números de oxidación

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **AQUÍ**. Esta actividad es la versión interactiva de la lista de ejercicios previa, te sugerimos realizar primero la serie de ejercicios 3 y posteriormente realizar esta actividad.

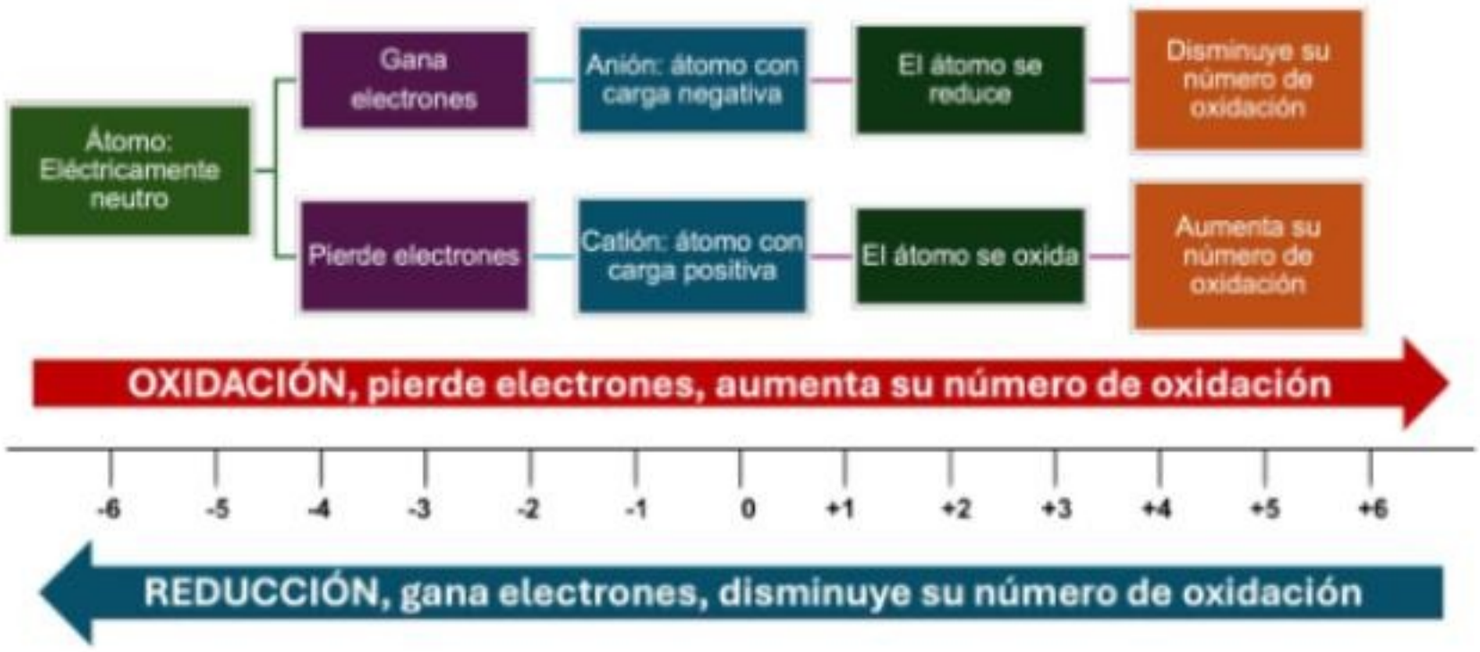
Actividad 11.
Asignando números de oxidación

Una vez que ya sabes cómo determinar el número de oxidación de las sustancias, es necesario tener presente que en una ecuación redox no basta con tener balanceada la cantidad de masa, sino que también la carga real debe de ser igual en ambos lados de la ecuación, es decir, debemos balancear el número de electrones ganados y perdidos. Además, se debe recordar que un átomo es eléctricamente neutro porque tiene la misma cantidad de protones que de electrones, sin embargo, si el átomo gana o pierde electrones se forma un ion como se muestra en la **Figura 9.**

El método **redox** permite balancear de manera ordenada una reacción química, asegurando que el número de electrones perdidos por las especies que se oxidan sea igual al número de electrones ganados por las especies que se reducen. Para aplicar este método es necesario seguir la siguiente secuencia de pasos que se muestran en cada uno de los siguientes ejemplos.

Antes de tomar en cuenta ejemplos de balanceo, es útil considerar un aspecto práctico y relevante: el **método redox** depende del **medio** (**disolvente**) en que se lleva a cabo la reacción. En **medio ácido** se identifica por la presencia de iones H^+, en tanto que en **medio básico** se reconoce por los aniones hidroxilo (OH^-). Cada uno de estos medios requiere que la reacción sea balanceada de forma peculiar, para balancear al final del proceso los **átomos de hidrógeno** y de **oxígeno**.

Figura 9.
Proceso de oxidación y reducción.



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia. [Proceso de oxidación y reducción]

Aquí te presentamos las **pautas generales** que nos permitirán emplear de forma correcta el método redox:

- Si la reacción ocurre en **medio ácido o neutro**, los átomos de oxígeno que falten se equilibran agregando **moléculas de agua** en el lado contrario de la reacción, y los hidrógenos faltantes se balancean agregando iones H^+.

- Si la reacción se lleva a cabo en **medio básico**, también se emplean **moléculas de agua** del lado de la reacción que se requieran, y colocando **iones hidroxilo** (OH^-) en el lado opuesto, de tal forma que la **reacción** sea **eléctricamente neutra**.

Pongamos a prueba estas consideraciones en un ejemplo:

Ejemplo 9. Oxidación del hierro con oxígeno

Cuando una superficie metálica de hierro permanece expuesta al aire con humedad, comienza a formarse una capa sólida de color rojizo. Este recubrimiento, conocido como óxido de hierro, surge a partir de una reacción redox, y además es uno de los procesos más estudiados en corrosión. La ecuación química que representa esta transformación es:

$$Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$$

Balanceemos juntos esta reacción:

Paso 1. Al analizar la reacción vemos que en esta no existe un medio de reacción, de modo que el balanceo es un proceso sencillo pero sistemático, además como se podrá observar se omitieron los estados de agregación en las especies que participan en la reacción, muchas veces esta omisión se hace con fines de claridad. Comencemos por determinar los números de oxidación de cada uno de los elementos; el hierro metálico a ser un elemento posee un número de oxidación de cero, misma situación para el oxígeno gaseoso.

$$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}$$

- Cuando se forma el óxido de hierro, se aprecia que el hierro adquiere un número de oxidación de $+3$, mientras que el oxígeno adquiere la carga negativa -2.
- Con esto se identifica que el **oxígeno** se reduce, es decir, es el **agente oxidante**.
- Y también, se identifica que el **hierro** se oxida, es decir, es el **agente reductor**.

Paso 2. Ahora escribamos las semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción:

Reducción del oxígeno: $O_2 + 4e^- \longrightarrow 2O^{-2}$

Oxidación del hierro: $Fe \longrightarrow Fe^{+3} + 3e^-$

Paso 3. Llevamos a cabo la igualación de electrones, considerando que la oxidación libera 3 electrones, y que la reducción requiere de 4 electrones. Para igualarlas, se requiere multiplicar la reacción de oxidación por cuatro ($\times 4$), y la reacción de reducción por tres ($\times 3$), es decir:

$$(Fe \longrightarrow Fe^{+3} + 3e^-) \times 4 \quad \Longrightarrow \quad 4Fe \longrightarrow 4Fe^{+3} + 12e^-$$

$$\left(O_2 + 4e^- \longrightarrow 2O^{-2}\right) \times 3 \quad \Longrightarrow \quad 3\,O_2 + 12e^- \longrightarrow 6O^{-2}$$

- De esta forma, observamos que en total se transfieren $12e^-$.

Paso 4. Escribamos ahora la reacción global balanceada al sumar las semirreacciones iónicas del paso anterior y verifiquemos cómo los electrones se cancelan:

$$4Fe \longrightarrow 4Fe^{+3} + \boxed{12e^-}$$

$$3\,O_2 + \boxed{12e^-} \longrightarrow 6O^{-2}$$

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 4Fe^{+3} + 6O^{-2}$$

En esta reacción del lado de los productos tenemos expresados los iones Fe^{+3} y O^{-2}, en lugar del compuesto neutro de la reacción inicial. El siguiente paso consiste en reunir esos iones para la formación del óxido de hierro (III), en el que sabemos que por cada dos iones Fe^{+3} existen tres iones O^{-2}, en la ecuación química que se obtuvo tenemos el doble de esa proporción por lo que podemos inferir que:

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 4Fe^{+3} + 6O^{-2} \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

De forma que al escribir la reacción global balanceada tenemos:

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

Ejemplo 10. Desplazamiento del cobre por zinc en disolución acuosa

Imaginemos ahora una disolución acuosa del sulfato de cobre (II), $CuSO_4(ac)$, de color azul intenso. Si se introduce en ella una lámina de zinc, $Zn\ (s)$, después de un tiempo:

- El color azul de la disolución disminuye,
- La lámina de zinc parece consumirse,
- Se deposita un sólido rojizo sobre la superficie de la lámina.

Química este proceso se representa:

$$Zn\ (s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + Cu\ (s)$$

En realidad, las especies que participan directamente en el intercambio de electrones son el ion Cu^{+2} y el zinc elemental, $Zn\ (s)$. El ion sulfato, SO_4^{-2}, solo acompaña a las especies para mantener la electroneutralidad de la disolución, a estos iones acompañantes se les denomina **espectadores**. Por eso la forma iónica completa es:

$$Zn\ (s) + Cu^{+2}(ac) + SO_4^{-2} \longrightarrow Zn^{+2}(ac) + SO_4^{-2}(ac) + Cu\ (s)$$

Lo que observamos es que el ion sulfato no cambia en lo absoluto, es decir, es un ion espectador. De modo que, la ecuación iónica neta es:

$$Zn\ (s) + Cu^{+2}(ac) \longrightarrow Zn^{+2}(ac) + Cu\ (s)$$

Y sobre esta es que aplicamos el método de balanceo redox.

Paso 1. Asignemos números de oxidación.

- $Zn\ (s)$: el zinc elemental posee un número de oxidación **cero**.
- $Cu^{+2}(ac)$: este ion posee un número de oxidación $+2$.
- $Zn^{+2}(ac)$: este catión posee un número de oxidación de $+2$.
- $Cu\ (s)$: cobre elemental con número de oxidación **cero**.

Paso 2. Identifiquemos ahora quién se oxida y quién se reduce, y para esto sabemos que el zinc elemental pierde electrones, es decir, se oxida pasando de neutro al catión Zn^{+2}. Mientras que el ion cobre, Cu^{+2} gana electrones en un proceso de reducción y formando cobre elemental, $Cu\ (s)$. De esta observación concluimos que el **zinc** es el **agente reductor**, porque se oxida; y el **cobre**, es el **agente oxidante** porque se reduce.

Paso 3. Separemos ahora el proceso en las **dos semirreacciones**, la de oxidación y la de reducción:

Semirreacción de oxidación: el zinc elemental pierde dos electrones para formar ion zinc (II):

$$Zn\ (s) \longrightarrow Zn^{+2}(ac) + 2e^-$$

Semirreacción de reducción: el ion cobre (II) gana dos electrones para formar cobre metálico:

$$Cu^{+2}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu\ (s)$$

Paso 4. En este paso se iguala la cantidad de electrones transferidos, observamos pues que la semirreacción de oxidación libera 2 electrones, mientras que la semirreacción de reducción consume dos electrones, como ambas manejan 2 electrones, ya están igualadas y no es necesario multiplicar por ningún factor.

Paso 5. Sumamos semirreacciones y cancelamos el número de electrones.

$$Zn\ (s) \longrightarrow Zn^{+2}(ac) + \boxed{2e^-}$$

$$Cu^{+2}(ac) + \boxed{2e^-} \longrightarrow Cu\ (s)$$

$$\overline{Zn\ (s) + Cu^{+2}(ac) \longrightarrow Cu\ (s) + Zn^{+2}(ac)}$$

Como los electrones se cancelan, la ecuación iónica neta resulta:

$$Zn\ (s) + Cu^{+2}(ac) \longrightarrow Cu\ (s) + Zn^{+2}(ac)$$

Si regresamos a la ecuación molecular, recordemos que el anión sulfato, acompaña a las especies en disolución para contrarrestar las cargas positivas, de modo que:

$$Zn\ (s) + Cu^{+2}(ac) + SO_4^{-2} \longrightarrow Zn^{+2}(ac) + SO_4^{-2}(ac) + Cu\ (s)$$

Pero ahora en el lado de los productos, la única especie que puede asociarse con el anión sulfato es el catión zinc (II), de modo que la reacción neta es:

$$Zn\ (s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + Cu\ (s)$$

Ejemplo. Poder oxidante del Permanganato de potasio

Balanceo de la siguiente ecuación por el método redox

$$KMnO_4 + H_2SO_4 + FeCl_2 \longrightarrow MnCl_2 + HCl + KCl + H_2O + Fe_2(SO_4)_3$$

Paso 1. Determina el número de oxidación de cada uno de los elementos químicos y escríbelos arriba del símbolo del átomo correspondiente.

$$\overset{+1\ +7\ -2}{KMnO_4} + \overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4} + \overset{+2\ -1}{FeCl_2} \longrightarrow \overset{+2\ -1}{MnCl_2} + \overset{+1\ -1}{HCl} + \overset{+1\ -1}{KCl} + \overset{+1\ -2}{H_2O} + \overset{+3\ +6\ -2}{Fe_2(SO_4)_3}$$

Paso 2. Compara el número de oxidación de cada elemento en los reactivos con los productos e identifica aquellos que en el cambio químico hayan sufrido modificaciones en el estado de oxidación.

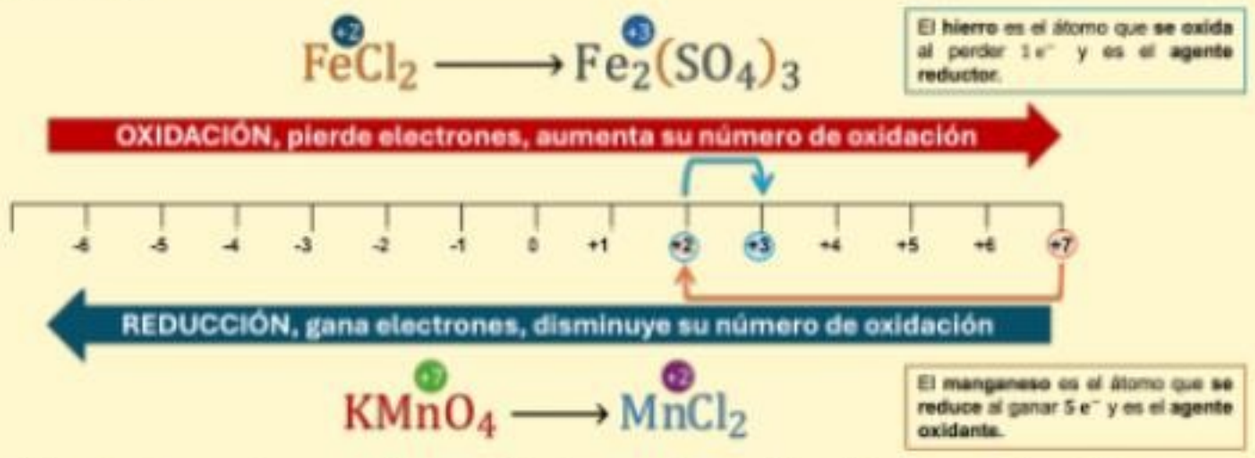
$$\overset{+7}{KMnO_4} + H_2SO_4 + \overset{+2}{FeCl_2} \longrightarrow \overset{+2}{MnCl_2} + HCl + KCl + H_2O + \overset{+3}{Fe_2(SO_4)_3}$$

En este ejemplo los dos átomos que modifican su número de oxidación son el Manganeso (Mn) y el Hierro (Fe).

Paso 3. Escribe las semirreacciones, es decir, la representación de la oxidación y reducción de los elementos. Una reacción por cada átomo con cambio en su número de oxidación.

$$\overset{+7}{KMnO_4} \longrightarrow \overset{+2}{MnCl_2}$$

Paso 4. Identifica cuántos electrones se ganaron y se perdieron. Simultáneamente identificarás cual es el elemento que se oxida, cual se reduce, quién es el agente oxidante y el agente reductor.



Paso 5. Escribe las semirreacciones iónicas de oxidación y reducción, es decir sin los iones espectadores; para el hierro los iones espectadores son el anión cloruro (Cl^{-1}) y el anión sulfato (SO_4^{-2}), en tanto que para el manganeso los iones espectadores son el catión potasio y el anión cloruro. Escribe como parte de la ecuación la cantidad de electrones perdidos o ganados, respectivamente.

Reacción de oxidación: $Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3} + 1e^-$ sin balancear

Reacción de reducción: $MnO_4^{-1} + 5e^- \longrightarrow Mn^{+2}$ sin balancear

Paso 6. Multiplica las ecuaciones por el número que permita igualar la cantidad de cargas.

En este ejemplo, como el proceso de reducción consume 5 electrones y el de oxidación solo uno, entonces la ecuación de oxidación se multiplica por 5 y la de reducción por 1

Reacción de oxidación: $5Fe^{+2} \longrightarrow 5Fe^{+3} + 5e^-$ sin balancear

Reacción de reducción: $MnO_4^{-1} + 5e^- \longrightarrow Mn^{+2}$ sin balancear

Paso 7. Suma las semirreacciones y elimina los términos comunes, verifica la masa y la carga.

$$5Fe^{+2} \longrightarrow 5Fe^{+3} + \boxed{5e^-}$$

$$MnO_4^- + \boxed{5e^-} \longrightarrow Mn^{+2}$$

$$MnO_4^- + 5Fe^{+2} \longrightarrow Mn^{+2} + 5Fe^{+3}$$

En el ejemplo:

- Como hay **5 electrones** en cada lado de las ecuaciones se cancela ese término común.
- Al balancear la masa, se observa que el anión permanganato **tiene oxígeno**, entonces se agregan 4 **moléculas de agua** del lado de los productos. Ahora los reactivos **no tienen hidrógeno** por lo que se agregan **8** H^+.

- Al revisar la ecuación resultante, se observa que la cantidad de masa y de carga están equilibradas, ésta última es de 17^{+}.

- Al revisar la ecuación inicial se aprecia que, del lado de los productos el Fe^{+3} está presente dos veces en el compuesto $Fe_2(SO_4)_3$, por lo que la ecuación se multiplica por 2

$$2 \times (MnO_4^- + 5Fe^{+2} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{+2} + 5Fe^{+3} + 4H_2O)$$

$$2MnO_4^- + 10Fe^{+2} + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{+2} + 10Fe^{+3} + 8H_2O$$

Paso 8. Escribe la ecuación completa con los coeficientes determinados, de ser necesario continúa el balanceo con el método de tanteo o algebraico, agrega también los contra iones espectadores.

$$2KMnO_4 + 15H_2SO_4 + 10FeCl_2 \Longleftrightarrow 2MnCl_2 + 14HCl + 2KCl + 8H_2O + 5Fe_2(SO_4)_3$$

Serie de ejercicios 6	Balanceo de ecuaciones por el método redox

Instrucciones: balancea cada una de las ecuaciones por el método redox.

1. $Na\ (s) + Cl_2(g) \rightarrow NaCl\ (s)$

2. $N_2(g) + H_2(g) \rightarrow NH_3(g)$

3. $Al\ (s) + Br_2(\ell) \rightarrow AlBr_3(s)$

4. $Mg\ (s) + HNO_3(ac) \rightarrow Mg(NO_3)_2\ (ac) + H_2\ (g)$

5. $Cu\ (s) + HNO_3(ac) \rightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + NO\ (g) + H_2O\ (\ell)$

6. $Fe\ (s) + HCl\ (ac) \rightarrow FeCl_2\ (ac) + H_2\ (g)$

7. $NH_4NO_3\ (s) \rightarrow N_2O\ (g) + H_2O\ (g)$

8. $H_2S\ (g) + SO_2\ (g) \rightarrow S\ (s) + H_2\ (g) + O_2\ (g)$

9. $Hg(NO_3)_2\ (ac) + KI \rightarrow (ac) \rightarrow HgI_2 + (s) + KNO_3\ (ac)$

10. $NaOH\ (ac) + Cl_2(g) \rightarrow NaClO\ (ac) + NaCl\ (ac) + H_2O\ (\ell)$



Actividad 12. Balanceo de reacciones químicas por el método redox.

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic aquí.

Actividad 12. Balanceo de reacciones químicas por el método redox.

1.3.3 Importancia de las reacciones químicas para los seres vivos y la industria

Para los seres vivos las reacciones químicas son parte de su existencia, es a través de los cambios químicos que pueden aprovechar los nutrientes de los alimentos y desechar aquello que no le es de utilidad, mediante el proceso de metabolismo. Es durante la digestión que los alimentos son degradados a moléculas más sencillas por una reacción de hidrólisis. Asimismo, como parte del metabolismo también se tiene la **respiración celular**, mediante la cual bajo un sistema complejo de reacciones la glucosa se transforma en dióxido de carbono, agua y energía en forma de un compuesto llamado ATP (Adenosín trifosfato).

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O + \text{Energía}$$

La fotosíntesis es un proceso muy común que nos proporciona el oxígeno necesario para la respiración, pero además es vital porque atrapa el CO_2 del ambiente, que es un contaminante dañino para el planeta.

$$6CO_2 + 6H_2O \longrightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

La síntesis de proteínas, lípidos, carbohidratos, las moléculas de la vida ADN y ARN también se realizan por medio de una serie de reacciones complejas, así como los neurotransmisores, hormonas y células, por citar algunos ejemplos.

La calidad de vida de las personas también se ha modificado gracias a las reacciones químicas, algunas surgieron por casualidad, como la fabricación de vidrio, otras simulando la naturaleza, y otras utilizando los conocimientos científicos para el desarrollo de nuevos productos.

Si nos remontamos a la prehistoria, el descubrimiento del fuego (reacción de combustión) cambio la vida de nuestros antepasados, en años posteriores con la revolución industrial el auge de los procesos que requieren de los distintos combustibles ha sido la constante en el mundo globalizado. Hoy en día, y a pesar de que cada vez se están utilizando con mayor frecuencia las energías limpias, el uso de combustibles fósiles sigue contaminando nuestro planeta.

$$\text{Combustible} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + \text{Energía}$$

Otras de las grandes aplicaciones de las reacciones químicas es la síntesis y fabricación de productos de gran utilidad como medicamentos, alimentos, materiales de construcción, cosméticos, plásticos, pinturas, etc. **La Figura 10** muestra la ecuación de la fabricación de algunos productos de tu entorno.

Figura 10.
Reacciones químicas en la industria.



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia con imágenes de IA. [Reacciones químicas en la industria.]



Actividad 13.
Ejercicio Autoevaluable

Instrucciones: Para reforzar los contenidos revisados en el Módulo I, realiza el siguiente ejercicio autoevaluable.

Ingresa a la plataforma SEDUCA, accede a la sección Actividades (Estudiante) y responde la actividad titulada MI Ejercicio Autoevaluable.

Resumen

Los **cambios o reacciones químicos** son sumamente habituales en nuestra vida cotidiana. Para comprender y comunicar con precisión cómo cambia la materia, la química utiliza un lenguaje simbólico. Para describir las transformaciones que suceden entre los átomos, se apoya de las **ecuaciones químicas**, que están conformadas por: **reactivos** (sustancias iniciales), **productos** (sustancias nuevas), **flecha de reacción** (indica hacia dónde va la formación de nuevas sustancias), **coeficientes** (números previos a las fórmulas y símbolos que indican la cantidad de sustancia). Las ecuaciones pueden incluir información adicional relevante, como estados de agregación de las sustancias, catalizadores o condiciones necesarias para que se realice el cambio o se acelere su velocidad.

Las reacciones químicas no son todas iguales, para comprenderlas mejor, se han clasificado de acuerdo con distintos criterios: **la energía que intercambian**, la **posibilidad de invertir el proceso** y/o según el **tipo de transformación de las sustancias**.

De acuerdo con la **energía que intercambian**, las reacciones se clasifican en **endotérmicas** y **exotérmicas**. Para poder saber si una reacción es **endotérmica** o **exotérmica**, podemos emplear una magnitud llamada **entalpía de reacción**, que simbolizamos con los términos $\Delta_r H$. Si $\boldsymbol{\Delta_r H > 0}$ se trata de una reacción endotérmica. Sí $\boldsymbol{\Delta_r H < 0}$ se trata de una reacción exotérmica.

Las reacciones también pueden ser **reversible o irreversibles**. La **energía libre de Gibbs de reacción**, que se representa con la simbología $\Delta_r G$, permite conocer si una reacción puede avanzar espontáneamente hacia la formación de los productos, o si más bien, se dirige hacia los reactivos.

Por el **tipo de transformación de las sustancias**, las reacciones pueden ser: **de síntesis** (combinación de dos o más sustancias para formar un compuesto), **de análisis** (cuando un compuesto se descompone en dos o más sustancias), **de sustitución simple** o desplazamiento sencillo (un átomo más activo desplaza a otro que estaba formando un compuesto), **de doble sustitución**, doble desplazamiento o metátesis (intercambio de iones entre dos compuestos), **ácido base** (reacción de doble desplazamiento específica entre un ácido y una base para formar sal y agua), **de combustión** (oxidación de un combustible para producir dióxido de carbono, agua y energía).

Todas estas transformaciones cumplen con la ley de la conservación de la materia que establece que la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma. Para visualizar el cumplimiento de esta ley, no basta con escribir la ecuación que representa el cambio químico; sino que se tiene que balancear (igualar la cantidad de átomos que están en los reactivos con los que están en los productos), utilizando algún método: de tanteo, algebraico o de óxido reducción.

Las reacciones químicas son parte esencial de los seres vivos porque sin ellas no habría metabolismo, desarrollo y reproducción. Además, las actividades antropogénicas han mejorado la calidad de vida desarrollando procesos para la fabricación de medicamentos, combustibles, textiles, cosméticos, materiales de construcción, por mencionar algunos.

Glosario

- **Afinidad electrónica:** energía liberada cuando un átomo neutro en estado gaseoso gana un electrón.
- **Agente oxidante:** sustancia que permite que otra se oxide al aceptar sus electrones, por ello se reduce.
- **Agente reductor:** sustancia que permite que otra se reduzca al donar electrones, por ello se oxida.
- **Anión:** ion con carga negativa, formado por la ganancia de electrones.
- **Anión poliatómico:** grupo de átomos unidos covalentemente que en conjunto poseen una carga eléctrica negativa.
- **Átomo:** unidad básica de la materia, formada por protones, electrones y neutrones.
- **Balance de carga:** igualación de la suma de cargas eléctricas en ambos lados de una ecuación química.
- **Balance de masa:** igualación del número total de átomos de cada elemento en ambos lados de una ecuación química.
- **Balanceo algebraico:** método de igualación que emplea variables y ecuaciones para determinar coeficientes.
- **Balance por tanteo:** ajuste de coeficientes por prueba y error, sin separar procesos redox.
- **Balance redox:** método para equilibrar ecuaciones químicas mediante la igualación de electrones ganados y electrones perdidos.
- **Balanceo de ecuaciones químicas:** es el proceso que permite igualar la cantidad de sustancia que hay antes del cambio (reactivos) con la que hay después de la transformación (productos).
- **Catalizador:** sustancia que aumenta la velocidad de una reacción sin consumirse en el proceso, permite que las sustancias reaccionantes se acerquen con mayor facilidad para promover la formación de los productos.
- **Electronegatividad:** es la capacidad relativa que tiene un átomo para atraer electrones a sí mismo cuando interacciona con otros.
- **Enlace covalente:** es el enlace que se forma cuando se comparten uno o más pares de electrones entre dos átomos.
- **Enlace iónico:** es el tipo de unión química que se origina cuando un átomo cede electrones y otro los gana, dando lugar a la formación de partículas cargadas eléctricamente (iones), un catión y un anión.
- **Entalpía:** es una magnitud que se utiliza para expresar la cantidad total de energía que posee una sustancia debido a los enlaces químicos que presenta entre los átomos que la constituyen y se determina como la cantidad de calor a presión constante.
- **Ecuación química:** representación simbólica de una reacción química que indica las sustancias que participan (reactivos y productos), sus proporciones relativas (coeficientes estequiométricos) y, en muchas situaciones, el estado físico y condiciones en que ocurre el cambio químico.
- **Ley de conservación de la materia:** la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.
- **Número o estado de oxidación:** se refiere al número de electrones que los átomos de un elemento ganan o pierden cuando se combinan químicamente con átomos de otro elemento. Se expresa como un número positivo o negativo de acuerdo con la carga que adquieren los átomos.
- **Oxidación:** se refiere al proceso mediante el cual un átomo pierde electrones (partículas subatómicas con carga negativa).
- **Reacción química:** es el proceso por el cual unas sustancias (reactivos) se transforman en otras (productos) mediante la reorganización de los átomos.
- **Reacción endotérmica:** son las reacciones que necesitan energía en forma de calor para poderse llevar a cabo.

- **Reacción exotérmica:** son las reacciones en las que se libera energía en forma de calor cuando se llevan a cabo.

- **Reacción irreversible:** son reacciones que avanzan en un solo sentido, transformando completamente los reactivos en productos, en este tipo de reacciones los productos no pueden volver a combinarse de manera espontánea para regenerar los reactivos originales, se representa con una flecha de reacción en un solo sentido.

- **Reacción reversible:** son reacciones químicas que pueden ocurrir en ambos sentidos, de reactivos a productos y viceversa. Esto significa que, bajo ciertas condiciones, los productos pueden reaccionar nuevamente entre ellos para regenerar los reactivos. Se representan con una doble flecha (⇌).

- **Reacción de síntesis o combinación:** son las reacciones en las que se combinan dos o más sustancias para formar un compuesto.

- **Reacción de descomposición o análisis:** son aquellas en las que un compuesto se descompone para generar dos o más sustancias. Estas sustancias pueden ser la combinación de uno o más elementos y uno o más compuestos.

- **Reacción de sustitución simple:** en estas reacciones tiene lugar el desplazamiento de un elemento dentro de un compuesto por otro que se considera de mayor reactividad.

- **Reacción de doble sustitución, doble desplazamiento o metátesis:** en estas reacciones tiene el intercambio de cationes y aniones de dos compuestos que se encuentran en disolución mediante el cual conducen a la formación de dos sustancias nuevas. También son conocidas con el nombre de metátesis.

- **Reacción ácido-base o de neutralización:** estas reacciones son un ejemplo específico de reacciones de doble sustitución entre un ácido y una base, en que regularmente un hidróxido metálico reacciona con un ácido, para la producción de una sal y agua.

- **Reacción de combustión:** este tipo de reacción es común para muchos de los hidrocarburos y se promueve por la presencia de oxígeno, conocido como comburente; la reacción de combustión tiene como productos principales dióxido de carbono y agua, además de una cantidad considerable de energía en forma de calor.

- **Reducción:** proceso mediante el cual un átomo gana electrones.

- **Reacción redox:** proceso en el que hay transferencia de electrones de una sustancia a otra.

Referencias

- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. (2014). Química: La ciencia central (12.ª ed.). Pearson Educación.
- Castellan, G. W. (1978). Fisicoquímica (2.ª ed.). Editorial Reverté.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017). Química (12.ª ed.). McGraw-Hill Interamericana.
- Silberberg, M. S. (2015). Química (7.ª ed.). McGraw-Hill Interamericana.
- Whitten, K. W., Davis, R. E., Peck, M. L., & Stanley, G. (2015). Química (10.ª ed.). Cengage Learning.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2015). Química (9.ª ed.). Cengage Learning.

Módulo II

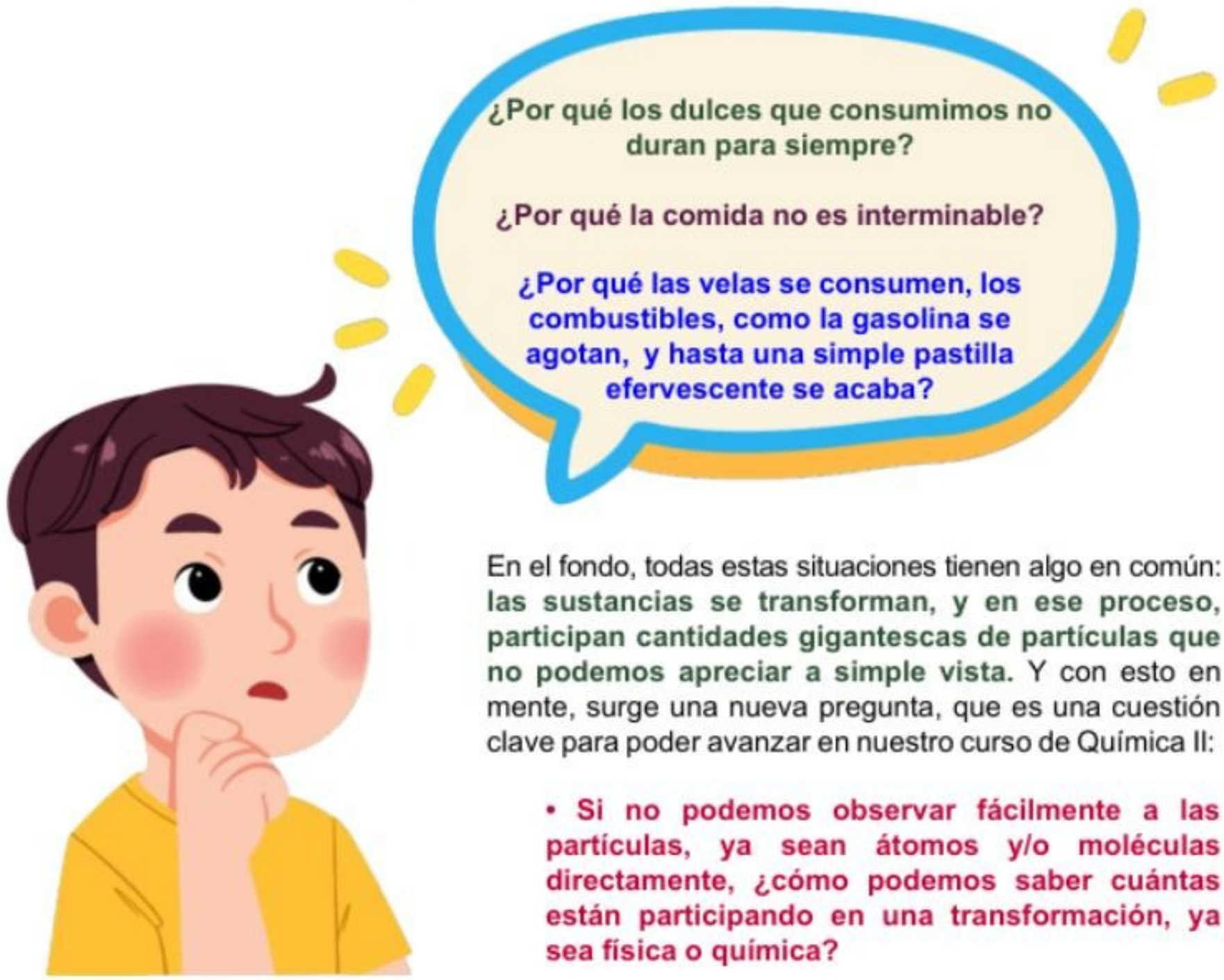
Estequiometría de Reacciones Inorgánicas y Equilibrio Químico

Propósito del Módulo

Que el alumno comprenda y aplique los principios cuantitativos de las reacciones químicas, analizando las relaciones entre reactivos y productos, así como los factores que influyen en el equilibrio de los sistemas químicos.

Presentación

Para comenzar este módulo conviene hacernos algunas preguntas que, aunque parecen simples, todos nos hemos planteado en algún momento:



En el fondo, todas estas situaciones tienen algo en común: **las sustancias se transforman, y en ese proceso, participan cantidades gigantescas de partículas que no podemos apreciar a simple vista.** Y con esto en mente, surge una nueva pregunta, que es una cuestión clave para poder avanzar en nuestro curso de Química II:

- **Si no podemos observar fácilmente a las partículas, ya sean átomos y/o moléculas directamente, ¿cómo podemos saber cuántas están participando en una transformación, ya sea física o química?**

Seguramente recuerdas que, en las prácticas de laboratorio del curso de Química I, solo pudimos medir gramos y mililitros, preparar soluciones con concentraciones porcentuales y observar cambios notorios. Sin embargo, cada fenómeno químico ocurre, a nivel microscópico, a través de la interacción entre una gran cantidad de diminutas partículas, de ahí que **tengamos la necesidad de contarlas** de otra forma.

Este módulo II parte justamente de esta necesidad, de aprender a contar las partículas que no podemos ver. Consideraremos algunos conceptos relativos a la cantidad de sustancia y a las reacciones químicas como: **mol, reactivo limitante y reactivo en exceso;** con estos aprenderemos a traducir entre dos mundos: el macroscópico y el microscópico. El mundo macroscópico es el que podemos medir y observar directamente, el mundo microscópico es en el que se encuentran esas interacciones que rara vez o nunca podemos observar tan fácilmente.

También utilizaremos algunos otros conceptos relacionados como la **concentración molar** y tendremos posteriormente el conocimiento para abordar temas como la **estimación y medición del pH,** que el cual se basa en la cantidad de iones presentes en una disolución.

En este módulo serán comunes algunas **representaciones moleculares en tres dimensiones** que servirán de guía para que te vayas acostumbrando a estas imágenes que nos serán de bastante utilidad en los dos módulos restantes.

En resumen, este módulo nos servirá para acceder a una idea central de la Química: **las transformaciones de la materia solo pueden comprenderse realmente y con claridad cuando sabemos cuántas partículas están involucradas en estos procesos,** aunque no podamos verlas.

Las preguntas iniciales de esta presentación se relacionan con un **fenómeno único: la materia se transforma,** y en este proceso de transformación, las sustancias cambiarán de forma gradual a medida que el tiempo pasa. Esto nos invita a reconocer un principio fundamental: todo lo que podemos observar alrededor está formado por cantidades enormes de partículas que se relacionan entre sí, pero esas partículas son tan pequeñas que no podemos contarlas directamente.

Finalmente conocerás un poco más sobre las reacciones reversibles, el **equilibrio químico** y la **constante de equilibrio,** así como un principio que rige la respuesta que tiene un sistema en equilibrio cuando alguna de sus condiciones externas de concentración, presión, volumen y temperatura se modifican, nos referimos al principio de Le Chatelier que es de gran utilidad en la industria para favorecer la obtención de productos de interés.



Actividad 1.
Evaluación diagnóstica

Instrucciones: antes de iniciar con la revisión de los contenidos del módulo II, te invitamos a responder a la evaluación diagnóstica.

Esto te ayudará a descubrir los conocimientos previos que tienes sobre los temas a abordar y, al mismo tiempo, le permitirá a tu docente conocer tus fortalezas y debilidades.

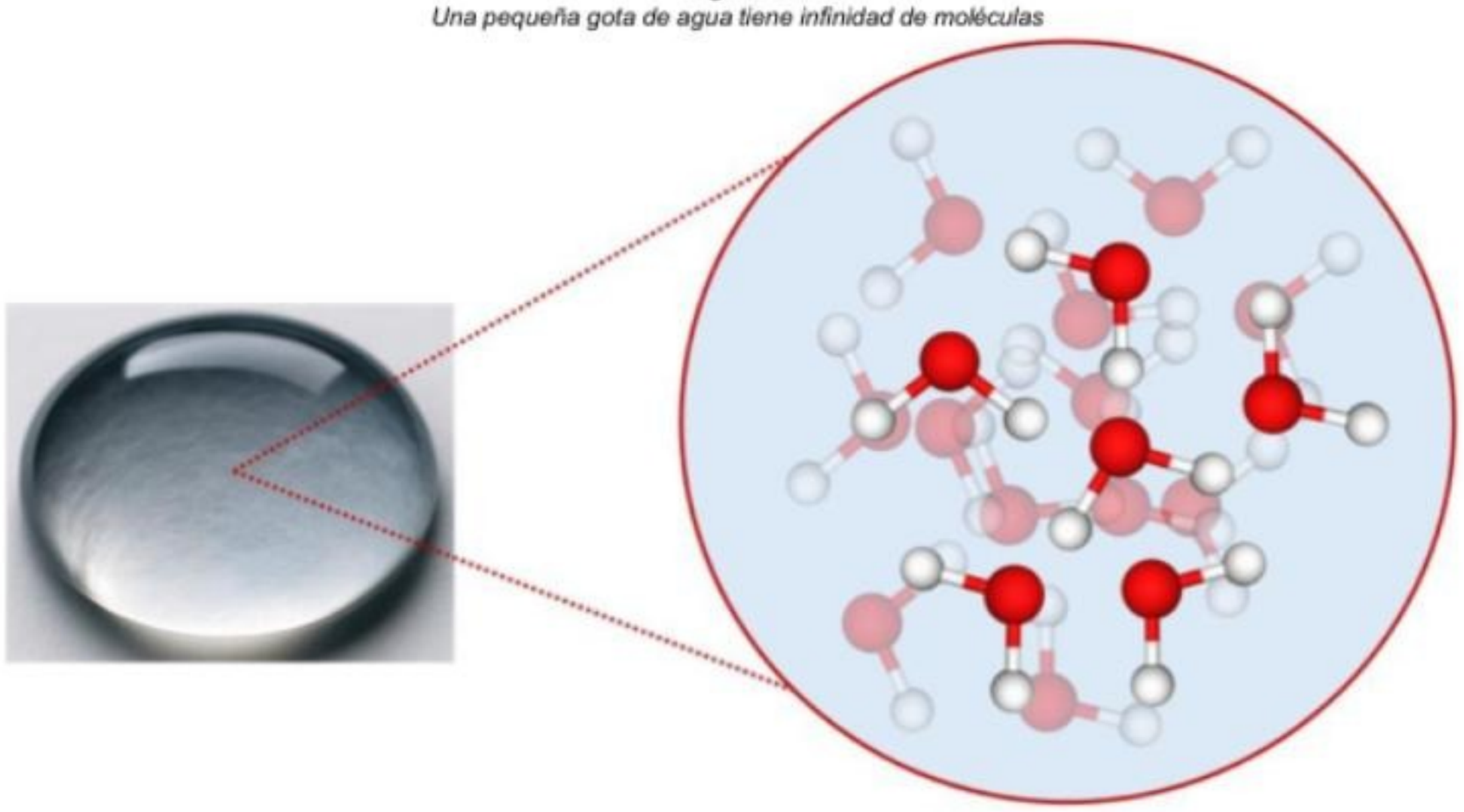
Para comenzar con el ejercicio, revisa en la plataforma SEDUCA la sección de Actividades (Estudiante) y responde a la actividad denominada: MII Evaluación Diagnóstica.

2.1 Estequiometría

En el curso de Química I hemos aprendido sobre los **niveles de construcción de la materia** y aunque este término suene un poco abstracto, o complicado de comprender, en realidad resume algo muy simple: **toda sustancia que vemos, tocamos o medimos** está formada por partículas o entidades diminutas, que pueden ser átomos, moléculas o iones, que mantienen interacciones entre sí a través de formas específicas **(interacciones intermoleculares)**. También hemos descrito a las sustancias por sus propiedades y sus transformaciones, sabemos reconocer una reacción química, identificar sus reactivos y productos, determinar si es reversible, irreversible, endo o exotérmica, pero una pregunta de interés fundamental es **¿cuántas partículas participan realmente en una reacción?**, y aunque la respuesta podría estar en la ecuación química balanceada, la realidad es que en el laboratorio (recuerda tus prácticas del curso de Química I), solo podemos medir gramos, mililitros o litros; es decir, **medimos** en el **mundo macroscópico** aunque las **reacciones** ocurren en el **mundo microscópico.**

Del mismo modo, una pequeña gota contiene una cantidad gigantesca de moléculas de agua, pero ¿cómo podríamos contar esta cantidad tan grande de moléculas?, la respuesta ante esta pregunta no es algo tan sencillo, no contamos actualmente con equipos tan sofisticados que nos permitan realizar este conteo, y debido al extremo movimiento de las partículas sería un hecho complicado e improbable tener un estimado si quisiéramos hacerlo de forma manual. Para avanzar en este primer tema del módulo, necesitamos construir un puente que sirva de conexión entre estos dos niveles, es decir **una forma de relacionar** lo que se pesa o se mide (gramos o mililitros) con la cantidad de partículas que participan en una reacción química o que existen en una muestra de sustancia, este puente es la **cantidad de sustancia** que se mide en **mol.**

Figura 1.
Una pequeña gota de agua tiene infinidad de moléculas



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia.[Una pequeña gota de agua tiene infinidad de moléculas]

Estequiometría

Es la parte de la química que se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en una reacción química.

A través del estudio de la estequiometría y con base en la idea de una nueva forma de contar en química, podemos saber cómo avanza una reacción química. Un mol es una cantidad estándar que usan los químicos para contar partículas extremadamente pequeñas, y equivale a un número que es constante para todas las sustancias en términos de las partículas o moléculas de una sustancia específica. Aunque de manera más formal un mol se define como:

Mol

Es la unidad del Sistema Internacional utilizada para medir la cantidad de sustancia que contiene 6.023X10 23 partículas.

Es decir, un mol de cualquier sustancia posee exactamente:

$$6.02214076 \times 10^{23}$$

partículas, cantidad que se conoce de forma habitual con el nombre de número de Avogadro, y se representa con el término N_A.

Una forma práctica de representar el número de Avogadro es la forma condensada:

$$\boxed{1\ \text{mol} = 6.022 \times 10^{23}\ \text{partículas}}$$

En el concepto de mol el término partículas se puede tener en dos connotaciones: átomos o moléculas.

Gracias a la cantidad mol es posible relacionar directamente la masa o volumen que medimos con el número de partículas que participan en las reacciones químicas. De modo que también nos permite "traducir" (convertir) entre partículas, masa o volumen, y se puede considerar como el puente entre el mundo microscópico y el mundo macroscópico.

Por otro lado, la masa que está expresada en la tabla periódica para el elemento carbono se puede entender de dos formas:

- Los átomos de carbono tienen, cada uno de ellos, exactamente $12.00\ \text{uma}$.
- El carbono tiene una masa molar de $12.00\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Después de haber visto estas dos maneras de interpretar la información del carbono, conviene detenernos un momento en cada una para entender qué representan realmente.

a) Primero, cuando decimos que un átomo de carbono-12 tiene una masa de 12.00 unidades de masa atómica (ó uma), estamos hablando del nivel microscópico. Es decir, de la masa de un solo átomo, algo tan pequeño que no podemos observar ni medir directamente con los instrumentos que usamos en el laboratorio. Aun así, esta cifra nos sirve para comparar átomos entre sí y distinguir cuáles son más ligeros o pesados.

La unidad de masa atómica tiene el valor:

$$1.00\ \text{uma} \approx 1.6605 \times 10^{-27}\ \text{kg}$$

Este se parece mucho al valor de las masas de un protón

$$m_p \approx 1.6726 \times 10^{-27}\ \text{kg}$$

y de un neutrón

$$m_n = 1.6749 \times 10^{-27}\ \text{kg}$$

que, aunque son infinitamente pequeñas, son mucho mayores que la masa de un electrón

$$m_e = 9.1094 \times 10^{-31}\ \text{kg}$$

Se suele considerar que protones y neutrones constituyen prácticamente toda la masa de un átomo y la masa de los electrones puede despreciarse.

Es por esta razón, que la uma funciona como un valor promedio entre las masas del protón y del neutrón, y le damos un uso más práctico a la masa atómica pues simplifica de forma importante el trabajo y evita el manejo de número extremadamente pequeños. Así, si un átomo de carbono-12 posee 6 protones y 6 neutrones, su masa total es:

$$6m_p + 6m_n \approx 12\ \text{uma}$$

Pero si quisiéramos tener un aproximado de cuánta sería la masa atómica de un átomo de carbono-12 en unidades de kilogramos, basta con hacer la siguiente operación:

$$(12\ \text{uma})\left(\frac{1.6605 \times 10^{-27}\ \text{kg}}{1\ \text{uma}}\right) = 1.9926 \times 10^{-26}\ \text{kg}$$

b) Por otro lado, cuando se afirma que el carbono tiene una masa molar de 12.00 gramos por mol, nos movemos al nivel macroscópico. Aquí ya no hablamos de un solo átomo, sino de una cantidad enorme de ellos reunidos. Esa cantidad es tan grande que sí podemos pesarla en una balanza común del laboratorio. Por eso, la masa molar es la que se usa para medir reactivos, preparar soluciones o analizar cuánto producto puede formarse en una reacción química.

Si bien el número de Avogadro nos indica cuántos átomos de carbono se encuentran presentes en $1.00\ \text{mol}$ de carbono-12, también podemos llegar a este resultado considerando los $12.00\ \text{g}$ de carbono y relacionándolos con la masa de un átomo de este isótopo en unidades del sistema internacional, es decir:

$$(12.00\ \text{g})\left(\frac{1\ \text{kg}}{1000\ \text{g}}\right)\left(\frac{1\ \text{átomo}}{1.9926\times10^{-26}\ \text{kg}}\right)\approx 6.022\times10^{23}\ \text{átomos}$$

Lo importante ahora es comprender que ambas ideas están conectadas: la **masa microscópica de un átomo** y la **masa macroscópica de un mol** se relacionan a través del número de Avogadro. Si conocemos la masa de un solo átomo en uma, y sabemos el número de átomos contenidos en un mol, entonces podemos establecer la relación directa de cuánta masa tendrá ese mol en gramos.

De esta relación emerge una magnitud que es de suma importancia para la química: **la masa molar.**

Masa molar (M)

Se refiere a la masa de un mol de partículas de una misma sustancia.

La masa molar es especialmente útil porque nos permite trabajar en el laboratorio: en lugar de pensar en átomos individuales, pensamos en un mol completo, cuya masa sí puede medirse con una balanza. De esta forma, el concepto de masa molar actúa como una herramienta práctica para transformar lo que ocurre entre partículas microscópicas en cantidades que podemos pesar y manejar experimentalmente.

Una vez que sabemos que la **masa molar** corresponde a la masa de un **mol** de partículas, la siguiente pregunta es: **¿cómo sabemos cuánto vale esa masa para cada sustancia?**

En el **caso de los elementos**, la respuesta a esta pregunta es directa, pues basta con consultar el valor que aparece en la tabla periódica. Ese número, pero expresado en unidades de $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$, nos indica la masa molar de ese elemento.

Por ejemplo:

- Para el mercurio (Hg):

$$200.59\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- Para el oxígeno (O):

$$15.9994\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- Para el sodio (Na):

$$22.9898\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

En el caso de **compuestos**, la masa molar se obtiene sumando las masas molares de los átomos que forman la molécula, multiplicando cada una por el número de veces que aparecen en la fórmula.

Por ejemplo:

4. **Agua**, H_2O:

$$M(H_2O) = 2(1.0079) + 15.9994 = 18.0153\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

5. **Dióxido de carbono**, CO_2:

$$M(CO_2) = 12.0107 + 2(15.9994) = 44.0095\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

6. **Cloruro de sodio**, NaCl:

$$M(NaCl) = 22.9898 + 35.453 = 58.4428\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Este procedimiento mostrado se aplica a cualquier compuesto químico, sin importar su tamaño o complejidad. Pongamos en práctica la determinación de la masa molar de algunos compuestos.

Ejemplo 1. Masa molar del alumbre

El alumbre de potasio, cuyo nombre químico es **sulfato de aluminio y potasio**, tiene una fórmula química más compleja de lo habitual:

$$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$$

Esta es una sal dodecahidratada, es decir, posee en su estructura 12 moléculas de agua. Es utilizada como astringente, es decir, provoca la contracción de los tejidos y cuando se aplica sobre la piel genera una sensación de sequedad; también es aplicada como coagulante en procesos de purificación de agua y es un aditivo especial que se agrega a los desodorantes por su poder antibacteriano. Determinemos la masa molar del alumbre de potasio.

Solución:

- Para la determinación de esta masa molar, recordemos que debemos sumar las masas

molares de todos los átomos que se encuentran en la fórmula química, considerando en este caso también el agua de hidratación. De modo que primero descomponemos la fórmula para identificar cuántos átomos de cada elemento contiene una molécula de alumbre de potasio:

$$\mathrm{K}: 1 \text{ átomo}; \qquad \mathrm{Al}: 1 \text{ átomo}$$

$(\mathrm{SO_4})_2$ contiene:

$$\mathrm{S}: 2 \text{ átomos}; \qquad \mathrm{O}: 2 \times 4 = 8 \text{ átomos}$$

$12\ \mathrm{H_2O}$ contiene:

$$\mathrm{H}: 12 \times 2 = 24 \text{ átomos}; \quad \mathrm{O}: 12 \times 1 = 12 \text{átomos}$$

- Ahora sumamos los átomos totales por elemento:

$$\mathrm{K}: 1; \ \mathrm{Al}: 1; \ \mathrm{S}: 2; \ \mathrm{H}: 24; \ \mathrm{O}: 8 + 12 = 20$$

- Extraemos las masas molares de cada uno de los elementos de la tabla periódica:

$$M(\mathrm{K}): 39.0983 \text{ g/mol}; \qquad M(\mathrm{Al}): 26.9815 \text{ g/mol}; \qquad M(\mathrm{S}): 32.065 \text{ g/mol}$$

$$M(\mathrm{H}): 1.00794 \text{ g/mol}; M(\mathrm{O}): 15.9994 \text{ g/mol}$$

- La masa molar del compuesto se obtiene multiplicando cada masa molar por el número de átomos de ese elemento y sumando todo:

$$\begin{aligned} M(\mathrm{KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O}) &= M(\mathrm{K}) + M(\mathrm{Al}) + M(\mathrm{S}) + 24M(\mathrm{H}) + 20M(\mathrm{O}) \\ &= 39.0983 \text{ g/mol} + 26.9815 \text{ g/mol} + 2(32.065 \text{ g/mol}) \\ &+ 24(1.00794 \text{ g/mol}) + 20(15.9994 \text{ g/mol}) \\ &= 474.3884 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

- La masa molar del alumbre de potasio es $M(\mathrm{KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O}) = 473.3884 \text{ g/mol}$.

Estos pasos los podemos resumir en la siguiente tabla:

Elemento	Cantidad de átomos	Cantidad de átomos × masa molar	
K	1 *átomo*	$1(39.0983 \text{ g/mol})$	(39.0983 g/mol)
Al	1 *átomo*	$1(26.9815 \text{ g/mol})$	26.9815 g/mol
S	$\mathrm{S}: 2 \times 1 = 2$ átomos	$2(32.065 \text{ g/mol})$	$63.13 \frac{g}{mol}$

O	O: $2 \times 4 = 8$ átomos O: 12×1 $= 12$átomos $Total = 20$ $átomos$	20(15.9994 g/mol)	319.988 g/mol
H	H: 12×2 $= 24$ átomos	24(1.00794 g/mol)	$24.19056 \frac{g}{mol}$
		Total=	473.3884 g/mol

Ejemplo 2. Masa molar del acesulfame K

El acesulfame K (acesulfamo de potasio) es un edulcorante no calórico que se utiliza ampliamente en bebidas light, productos "sin azúcar", chicles, postres instantáneos y algunos medicamentos. Su sabor dulce, su estabilidad al calor y su bajo costo lo convierte en uno de los aditivos alimentarios más empleados en la industria. Su fórmula química es:

$$C_4H_4KNO_4S$$

Determinemos ahora la masa molar del acesulfamo K.

Solución:

- A partir de la fórmula química, identificamos cuántos átomos se tienen de cada elemento presente en una molécula:

$$C: 4 \text{ átomos}; \quad H: 4 \text{ átomos}; \quad K: 1 \text{ átomo}; \quad N: 1 \text{ átomo}; \quad O: 4 \text{ átomos}; \quad S: 1 \text{ átomo}$$

- Extraemos las masas molares de la tabla periódica:

$$M(C): 12.0107 \text{ g/mol}; \qquad M(H): 1.00794 \text{ g/mol}; \qquad M(K): 39.0983 \text{ g/mol}$$

$$M(N): 14.0067 \text{ g/mol}; \quad M(O): 15.9994 \text{ g/mol}; \qquad M(S): 32.065 \text{g/mol}$$

- La masa molar del compuesto se obtiene multiplicando cada masa molar por el número de átomos de ese elemento y sumando todo:

$$M(C_4H_4KNO_4S) = 4M(C) + 4M(H) + M(K) + M(N) + 4M(O) + M(S)$$

$$= 4(12.0107 \text{ g/mol}) + 4(1.00794 \text{ g/mol}) + 14.0067 \text{ g/mol}$$

$$+14.0067 \text{ g/mol} + 4(15.9994 \text{ g/mol}) + 32.065 \text{ g/mol}$$

$$= 201.24216 \text{ g/mol}$$

Te invitamos a realizar la siguiente actividad, en ella practicarás la determinación de la masa molar, incluso en sustancias complejas. Para garantizar resultados precisos, utiliza los valores de una tabla periódica confiable, como la que puede encontrar en la página de la **Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada (IUPAC)**, puedes acceder a este recurso haciendo clic aquí. Como sello académico de la UAEMéx, expresa tus respuestas con al menos tres cifras decimales. Algunos ejercicios pueden parecer desafiantes, pero son una excelente oportunidad para afinar el análisis de fórmulas y el conteo de átomos.



Actividad 2.
Determinando masas molares

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 2.
Determinando masas molares

Hasta ahora hemos comprendido que el **mol** es la unidad que nos permite contar partículas extremadamente pequeñas y que la masa molar actúa como puente que conecta la información microscópica con las mediciones que podemos realizar en el laboratorio. Sin embargo, necesitamos poner en práctica estos conceptos para darle más significado a trabajar con sustancias químicas.

En el laboratorio, nunca vamos a contar partículas de forma directa, porque como hemos mencionado, no observamos moléculas, no las pesamos ni medimos su volumen, pero lo que sí podemos hacer es medir con precisión la masa y/o el volumen, y a partir de estas mediciones, inferir cuántas partículas están involucradas, por ejemplo, en una reacción química.

Por esta razón, surge la necesidad de:

*Aprender a **convertir entre masa, moles y número de partículas** para una misma sustancia pura.*

Cada una de estas magnitudes describe un sistema químico desde un punto de vista dado:

- La **masa**, en **gramos** (**g**), es la cantidad que pertenece al mundo macroscópico.
- El **mol** es la unidad de medida en la química, y es la conexión entre los gramos y el número de partículas.
- El **número de partículas** representa justamente el número de átomos involucrados en un cambio químico.

Y aunque aparentan ser conceptos diferentes, en química están íntimamente ligados. Si conocemos la masa molar de una sustancia, podemos pasar con facilidad:

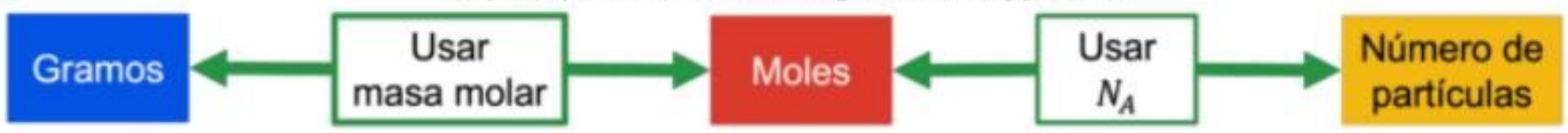
masa ⟷ mol ⟷ partículas

Cada conversión responde a una pregunta esencial:

- **¿Cuántos gramos debo pesar para obtener cierta cantidad de partículas?**
- **¿Cuántas partículas hay realmente en una muestra que pesa algunos gramos?**
- **¿Cuántos moles corresponden a un número específico de moléculas?**
- **¿Cómo comparo muestras si una está dada en gramos, otra en moles y otra en moléculas?**

El siguiente esquema nos puede ayudar a realizar estas conversiones:

Figura 2.
Esquema para la conversión entre gramos, moles y partículas



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con IA. [La combustión de papel es una reacción irreversible.]

Para convertir entre gramos y moles, utilizamos siempre la masa molar. Cuando queremos relacionar moles con número de partículas, empleamos el número de Avogadro. Y si lo que necesitamos es pasar de partículas a gramos, realizamos una conversión en dos pasos: primero convertimos partículas a moles usando N_A, y después pasamos de moles a gramos mediante la masa molar.

Ahora que conocemos esta ruta que comienza en gramos y termina en número de partículas, realicemos algunos ejemplos:

Ejemplo 3. Cafeína – conversión de gramos a moles

La **cafeína** es un **estimulante natural** del sistema nervioso central. Se une a ciertos receptores cerebrales que permiten **disminuir la sensación de cansancio** y aumenta el **estado de alerta**.

Un suplemento energético en polvo indica que cada porción contiene $\mathbf{0.120\,g}$ de cafeína para lograr este efecto estimulante. La fórmula química de la cafeína es $\mathbf{C_8H_{10}N_4O_2}$ y su estructura se muestra en la Figura 3. Si una persona consume **4 porciones** de suplemento a lo largo de un día, ¿cuántos moles de cafeína habrá ingerido?

Figura 3.
Estructura molecular de la cafeína



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con MolView. [Estructura molecular de la cafeína.]

Solución:

- A través de la fórmula química podemos determinar el valor de la masa molar para la cafeína; te pedimos que compruebes que la masa molar de esta sustancia es $M(\mathrm{C_8H_{10}N_4O_2}) = 194.194\,\mathrm{g/mol}$

- El problema nos indica que una persona toma un total de 4 porciones de suplemento, y que cada una de ellas posee $0.120\,\mathrm{g}$ de cafeína, de modo que en total la persona ingiere:

$$(4\text{ porciones})\left(\frac{0.120\text{ g de cafeína}}{1\text{ porción}}\right) = 0.480\text{ g de cafeína}$$

- Ahora, como lo indica el esquema de la **Figura 2**, para llevar a cabo la conversión de gramos a moles de cafeína debemos hacer uso de la masa molar de esta sustancia, de manera que, la cantidad de $0.480\ \text{g de cafeína}$ equivalen a:

$$(0.480\ \text{g de cafeína})\left(\frac{1.0\ \text{mol de cafeína}}{194.194\ \text{g de cafeína}}\right) \approx 0.00247\ \text{mol de cafeína}$$

- De modo que, la persona habrá ingerido aproximadamente $0.00247\ \text{mol}$ de cafeína, cantidad que en notación científica se expresa como $2.47 \times 10^{-3}\ \text{mol}$ de cafeína.

Ejemplo 4. Permanganato de potasio – conversión de moles a gramos

El permanganato de potasio ($KMnO_4$), es un compuesto inorgánico muy utilizado por su gran poder oxidante, y se emplea en el tratamiento de aguas residuales y desinfección debido a su capacidad para destruir la materia orgánica.

En una práctica de laboratorio, se requiere prepara una solución, y para ello es necesario pesar $1.57\ \text{mol}$ de esta sustancia. ¿Cuántos gramos deben pesarse en la balanza?

Solución:

- Para realizar el cambio del número de mol a gramos de permanganato, es importante saber la masa molar de esta sustancia, según lo sugiere el esquema de la **¡Error! No se encuentra el origen de la referencia.** A partir de la fórmula química del permanganato y con ayuda de la tabla periódica, se puede determinar la masa molar del permanganato de potasio, esta es $158.032\ \text{g/mol}$.

- Una vez que conocemos la masa molar, podemos hacer el cambio de la cantidad $1.57\ \text{mol}$ a gramos:

$$(1.57\ \text{mol de KMnO}_4)\left(\frac{158.032\ \text{g de KMnO}_4}{1.0\ \text{mol de KMnO}_4}\right) = 248.11\ \text{g de KMnO}_4$$

- De tal manera que, la cantidad necesaria en gramos para completar $1.57\ \text{mol de}KMnO_4$ es $248.11\ \text{g de KMnO}_4$.

Antes de continuar con las conversiones entre moles y número de partículas, es importante aclarar qué entendemos por **partícula**. En química, este término puede referirse a cosas distintas según la sustancia de la que hablemos.

Si se trata de un **elemento**, una partícula corresponde a un **átomo**. En cambio, si estamos trabajando con un **compuesto**, la partícula será una **molécula**.

En ambos casos, el número de Avogadro nos permite contar cuántas de esas partículas, átomos o moléculas, hay en un mol de cualquier sustancia.

Ejemplo 5. Hexano – conversión de moles a número de moléculas

El hexano es un ejemplo de hidrocarburo, es decir un compuesto constituido solamente por átomos de carbono e hidrógeno y tiene la fórmula química C_6H_{14}, vea la Figura 4. En laboratorios y en las industrias químicas se utiliza comúnmente como disolvente. Se requiere saber cuántas moléculas de hexano están presentes en $4.36\,\text{mol}$ de esta sustancia.

Figura 4.
Estructura molecular del hexano



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con MolView. [Estructura molecular del hexano.]

Solución:

- Cuando observamos el esquema de la Figura 2, caemos en cuenta de que, a pesar de que se nos proporciona la fórmula química y podemos determinar la masa molar del hexano, en realidad no es un dato necesario, porque para la transformación de moles a número de partículas basta con aplicar la equivalencia del número de Avogadro, $N_A = 6.022 \times 10^{23}$ partículas.

- Una consideración adicional que debemos tener en este problema es que, el hexano al ser un compuesto, el término de partículas que se considera en el número de Avogadro se refiere a moléculas, es decir, $1\,\text{mol de } C_6H_{14} = 6.022 \times 10^{23}\,\text{moléculas de } C_6H_6$. Por lo tanto, el número de moléculas presentes en $4.36\,\text{mol de } C_6H_6$ es:

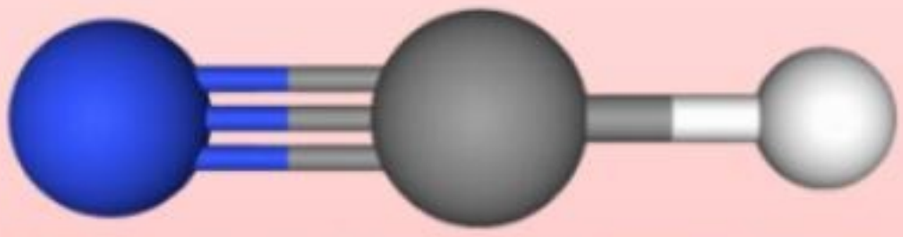
$$(4.36\,\text{mol de } C_6H_{14})\left(\frac{6.022 \times 10^{23}\,\text{moléculas de } C_6H_6}{1\,\text{mol de } C_6H_6}\right) \approx 6.63 \times 10^{24}\,\text{moléculas de } C_6H_{14}$$

- Por lo tanto, el número de moléculas de C_6H_{14} presentes en $4.36\,\text{mol de } C_6H_{14}$ es aproximadamente 6.63×10^{24}.

Ejemplo 6. Ácido cianhídrico – conversión de número de moléculas a moles

El ácido cianhídrico (HCN) es un compuesto inorgánico muy volátil. Su peligrosidad se debe a que sus moléculas pueden impedir que las células utilicen correctamente el oxígeno, incluso en cantidades muy pequeñas. Por esta razón, se monitorea con frecuencia en ambientes industriales donde puede formarse accidentalmente.

Figura 5.
Representación molecular del ácido cianhídrico



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con MolView. [Representación molecular del ácido cianhídrico.]

Durante una medición de rutina, un laboratorio encuentra en una muestra de aire aproximadamente 3.50×10^{20} moléculas. ¿A cuántos moles equivale esta cantidad?

Solución:

- En este problema se necesita convertir la cantidad de 3.50×10^{20} moléculas de ácido cianhídrico a moles de esta sustancia. Para ello debemos recordar que el número de Avogadro establece que $1\ \text{mol de HCN} = 6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas de HCN}$

- De modo que para determinar la cantidad de mol realizamos la siguiente operación:

$$(3.50 \times 10^{20}\ \text{moléculas de HCN})\left(\frac{1\ \text{mol de HCN}}{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas de HCN}}\right) \approx 5.81 \times 10^{-4}\ \text{mol de HCN}$$

- Como observamos la cantidad en mol equivalente a el número de moléculas de ácido cianhídrico descrito arriba es aproximadamente 5.81×10^{-4} mol, que es una cantidad muy pequeña.

Ejemplo 7. Capsaicina – conversión de gramos a moléculas

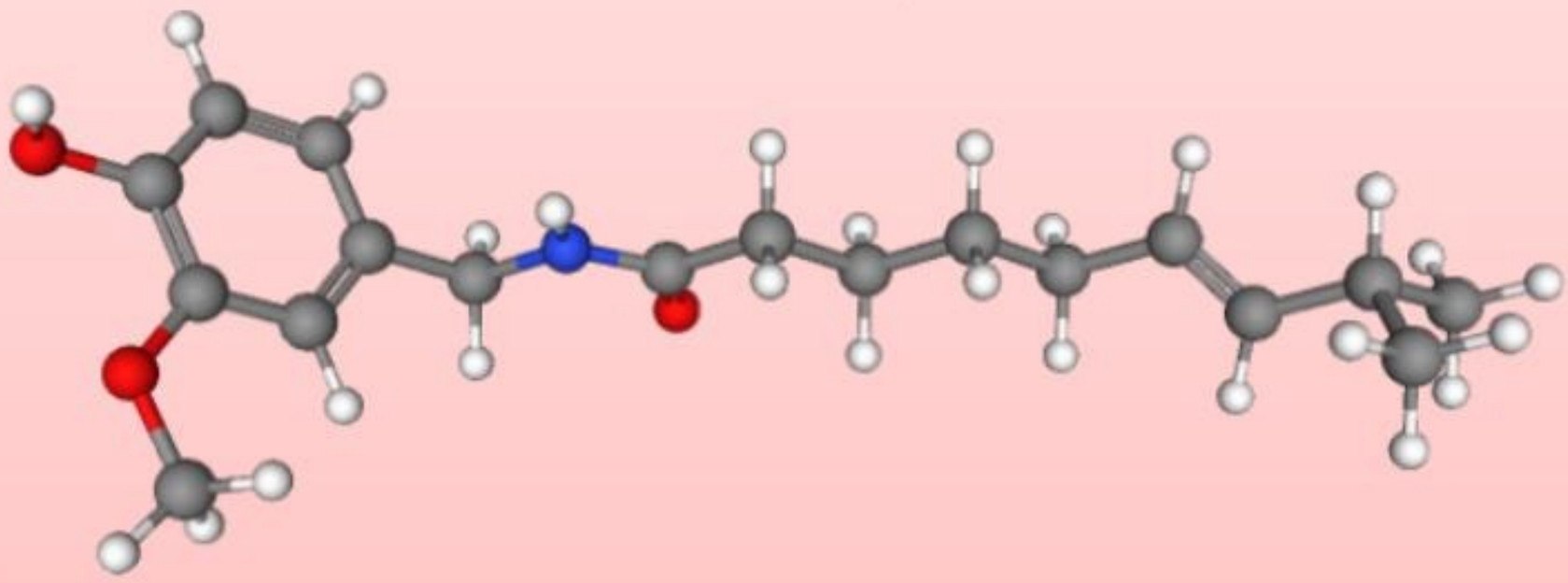
La capsaicina es el compuesto responsable de la sensación de picor en los chiles. Activa receptores en la lengua que normalmente responden al calor, por eso un chile "pica": el cerebro interpreta la señal como si hubiera fuego, aunque no lo haya.

A pesar de que se necesita muy poca cantidad para generar esta sensación, esa pequeña masa contiene una gran cantidad de moléculas. La fórmula química de la capsaicina es $C_{18}H_{27}NO_3$ y tiene una masa molar de $305.413\ \text{g/mol}$.

Un extracto puro de chile contiene $0.500\ \text{g}$ de capsaicina.

a) ¿Cuántos moles de capsaicina hay en $0.500\ \text{g}$ de este compuesto?
b) ¿Cuántas moléculas corresponden a esta cantidad?

Figura 6.
Estructura molecular de la capsaicina



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con MolView. [Estructura molecular de la capsaicina.]

Solución:

- Para determinar la cantidad de mol de capsaicina presentes en $0.500\ \text{g}$ de este extracto, de acuerdo con la **Figura 2.** debemos hacer uso de la masa molar, y realizar la siguiente operación:

$$(0.500\ \text{g de } C_{18}H_{27}NO_3)\left(\frac{1\ \text{mol de } C_{18}H_{27}NO_3}{305.413\ \text{g de } C_{18}H_{27}NO_3}\right) = 1.64 \times 10^{-3}\ \text{mol de } C_{18}H_{27}NO_3$$

- Una vez que sabemos la cantidad de mol de esta sustancia, y siguiendo el mismo esquema, podemos saber el número de moléculas a través del número de Avogadro, como se presenta a continuación:

$$(1.64 \times 10^{-3}\ \text{mol de } C_{18}H_{27}NO_3)\left(\frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas de } C_{18}H_{27}NO_3}{1\ \text{mol de } C_{18}H_{27}NO_3}\right)$$

$$= 9.86 \times 10^{20}\ \text{moléculas de } C_{18}H_{27}NO_3$$

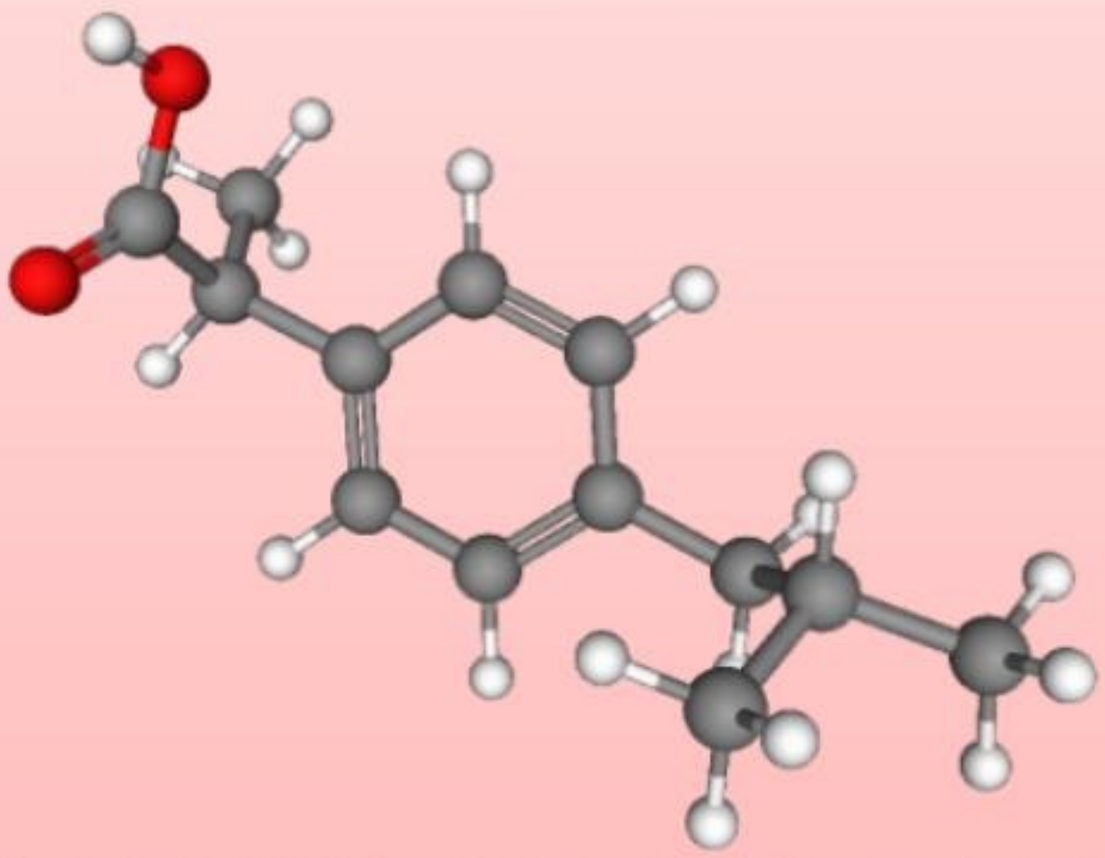
- Al final el número de moléculas de esta sustancia es aproximadamente 9.86×10^{20}.

Finalmente, podemos hacer el cambio del número de partículas a gramos:

Ejemplo 8. Ibuprofeno – conversión de gramos a moléculas

El **ibuprofeno** es uno de los analgésicos y antiinflamatorios más utilizados. Cuando un estudiante toma una tableta de 200 mg, en realidad está ingiriendo una cantidad enorme de moléculas, aunque la masa parezca pequeña. Esto permite entender que los medicamentos actúan a nivel molecular, y que incluso dosis reducidas contienen grandes cantidades de partículas.

Figura 7.
Estructura molecular del ibuprofeno



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con MolView. [Estructura molecular del ibuprofeno.]

La fórmula química del ibuprofeno es $C_{13}H_{18}O_2$ (observe la ¡Error! No se encuentra el origen de la referencia..) y su masa molar es $206.285\,\mathrm{g/mol}$. Supongamos que un análisis químico estima que cierta muestra contiene 4.09×10^{21} moléculas de ibuprofeno. ¿Cuántas tabletas de ibuprofeno se podrían obtener a partir de esa muestra?

Solución:

- Para la conversión de moléculas a gramos es requerido, según se muestra en la Figura 2., que primero se realice la conversión de moléculas a mol y posteriormente, la conversión de mol a gramos, esto se logra a partir del N_A y la masa molar, respectivamente.

- Partiendo del dato de que se tienen 4.09×10^{21} moléculas de ibuprofeno, a través de la siguiente operación, se obtiene la cantidad de mol de ibuprofeno presente en la muestra:

$$(4.09 \times 10^{21} \text{ moléculas de } C_{13}H_{18}O_2)\left(\frac{1 \text{ mol de } C_{13}H_{18}O_2}{6.022 \times 10^{23} \text{moléculas de } C_{13}H_{18}O_2}\right)$$

$$= 6.79 \times 10^{-3} \text{ mol de } C_{13}H_{18}O_2$$

- Una vez que conocemos la cantidad de moles de ibuprofeno podemos saber cuánto representa esta cantidad de sustancia en gramos a través de la relación con la masa molar:

$$(6.79 \times 10^{-3} \text{ mol de } C_{13}H_{18}O_2)\left(\frac{206.285 \text{ g de } C_{13}H_{18}O_2}{1 \text{ mol de } C_{13}H_{18}O_2}\right) = 1.400 \text{ g de } C_{13}H_{18}O_2$$

- Finalmente tenemos que relacionar esta cantidad de ibuprofeno en gramos con el número de tabletas que se podrían obtener de ella; si sabemos que por cada tableta están presentes $200\,\text{mg}$ de ibuprofeno (es decir $200\,\text{mg} = 1\,\text{tableta}$), entonces el número de tabletas se obtiene a partir de la siguiente operación:

$$(1.400 \text{ g})\left(\frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}}\right)\left(\frac{1 \text{ tableta}}{200 \text{ mg}}\right) = 7.00 \text{ tabletas}$$

- En total con la muestra descrita se pueden obtener 7 tabletas con $200\,\text{mg}$ de ibuprofeno cada una.



Actividad 3. Masa, masa molar y número de partículas

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

2.1.1 Relaciones estequiométricas en ecuaciones

Una ecuación química no solo nos dice qué **sustancias reaccionan** y **qué sustancias se forman**; también nos revelan en **qué proporciones** (es decir, en qué cantidades) ocurre la reacción. Cada coeficiente que precede a una fórmula química funciona como una instrucción en términos del número, y podemos entenderla de dos maneras:

a) En el nivel microscópico indican cuántas partículas (átomos o moléculas) participan en la reacción,

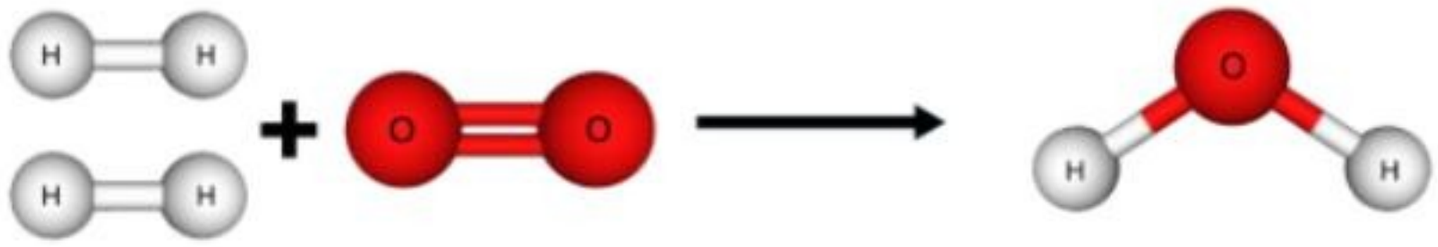
b) En el nivel macroscópico, indican cuántos moles de cada sustancia se necesitan o se producen.

Analicemos una reacción para dejar más claras estas dos ideas; por ejemplo, consideremos la reacción balanceada entre hidrógeno diatómico y oxígeno diatómico, ambos en estado gaseoso, que al combinarse dan lugar a agua líquida:

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(\ell)$$

A **nivel de partículas**, la ecuación química indica que **dos moléculas de hidrógeno** (H_2) reacción con **una molécula diatómica de oxígeno** (O_2), para producir **dos moléculas de agua** (H_2O); es decir, cada molécula de oxígeno necesita exactamente dos moléculas de hidrógeno para que la reacción se complete. Es esta relación numérica la que devela las **proporciones** en las que ocurre la reacción, y garantiza que, al final, los átomos de hidrógeno y oxígeno se reacomoden sin que sobre o falte ninguno (observe la Figura 8.).

Figura 8.
Representación molecular de la formación del agua



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con MolView. [Representación molecular de la formación del agua.]

Cuando analizamos la misma ecuación desde el **nivel macroscópico**, los coeficientes siguen teniendo el mismo significado, pero ahora las cantidades se expresan en moles. La ecuación química se debe leer ahora de la siguiente manera: $2\,mol$ de H_2 reaccionan $1\,mol$ de O_2 para formar $2\,mol$ de H_2O. Las mismas proporciones que se observan en el nivel microscópico son las que aplican en el nivel macroscópico, es decir, las cantidades que podemos medir, pesar o manipular. En consecuencia, las relaciones $mol - mol$ son de extrema importancia para predecir cuánta cantidad de producto se obtiene partiendo de una cantidad determinada de reactivo.

Habiendo aprendido antes sobre la **masa molar**, podemos hacer el cambio de la descripción macroscópica que se hizo en moles, pero ahora en gramos; es decir, en lugar de describir la

reacción en moles, también es posible describirla en términos de la masa real de cada sustancia.

Para lograrlo, basta con recordar que la masa molar nos indica cuántos gramos corresponden a cada mol de una sustancia. Así, podemos hacer la conversión de la ecuación química a una versión en gramos utilizando las mismas proporciones que ya identificamos en moles.

Por ejemplo, si $2\,\text{mol}$ de hidrógeno reacción con $1\,\text{mol}$ de oxígeno para $2\,\text{mol}$ de agua, entonces podemos expresar estas proporciones en gramos considerando lo siguiente:

- La masa molar del **hidrógeno molecular** (hidrógeno diatómico, H_2) es $2.016\,\text{g/mol}$
- La masa molar del **oxígeno molecular** (O_2) es $31.998\,\text{g/mol}$
- y, la masa molar del **agua** es $18.015\,\text{g/mol}$

Al considerar las proporciones en moles pero convertidas en gramos, se obtienen las siguientes cantidades:

- $2\,\text{mol de } H_2$ corresponden a $4.032\,\text{g de } H_2$
- $1\,\text{mol de } O_2$ corresponde a $31.998\,\text{g de } O_2$
- $2\,\text{mol de } H_2O$ corresponden a $36.030\,\text{g de } H_2O$

Así la misma reacción puede describirse ahora como:

$$4.032\,\text{g de } H_2(g) + 31.998\,\text{g de } O_2(g) \longrightarrow 36.030\,\text{g de } H_2O\,(\ell)$$

Esta reacción conserva la misma proporción que se observa a nivel microscópico y también que se observa a nivel macroscópico pero expresada en moles.

Consideremos ahora la reacción balanceada que describe la formación del amoniaco (NH_3) a partir de nitrógeno e hidrógeno gaseosos:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

Esta ecuación química nos da información de forma clara acerca de las proporciones en las que participan estas sustancias; a partir de los coeficientes estequiométricos, se pueden establecer que a nivel microscópico una molécula de nitrógeno diatómico reacciona con tres moléculas de hidrógeno gaseoso para producir dos moléculas de amoniaco (observe la **Figura 9**); esta misma proporción se conserva en su versión macroscópica, ya sea expresada en moles o en gramos.

Figura 9.
Representación molecular de la formación de amoniaco, NH_3



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia con MolView. [Representación molecular de la formación de amoniaco, NH_3

Pero también los coeficientes estequiométricos de una reacción balanceada nos brindan la oportunidad de establecer relaciones **mol-mol**; para el caso de la formación de amoniaco a partir de sus elementos, estas relaciones son:

- $1\ \text{mol de}\ N_2$ reacciona con $3\ \text{mol de}\ H_2$
- $1\ \text{mol de}\ N_2$ produce $2\ \text{mol de}\ NH_3$
- $3\ \text{mol de de}\ H_2$ producen $2\ \text{mol de}\ NH_3$

Estas relaciones que se describen en forma de enunciado, también se pueden escribir en forma de **factores de conversión**, los cuales permiten convertir la cantidad de una sustancia en la cantidad correspondiente de otra, siguiendo la proporción indicada por la ecuación química, es decir, por los coeficientes estequiométricos de la reacción balanceada, así pues, lo factores de la reacción en la formación del amoniaco se expresan:

$$\frac{3\ \text{mol de}\ H_2}{1\ \text{mol de}\ N_2}, \frac{1\ \text{mol de}\ N_2}{3\ \text{mol de}\ H_2}, \frac{2\ \text{mol de}\ NH_3}{1\ \text{mol de}\ N_2}, \frac{1\ \text{mol de}\ N_2}{2\ \text{mol de}\ NH_3}, \frac{2\ \text{mol de}\ NH_3}{3\ \text{mol de}\ H_2}, \frac{3\ \text{mol de}\ H_2}{2\ \text{mol de}\ NH_3}$$

Cada uno de estos factores expresa una relación que es válida y consistente con el principio de conservación de la materia y también con la reacción, y pueden emplearse de acuerdo con la sustancia proporcionada o buscada en el caso de los problemas de estequiometría. A menudo estas correspondencias tienen una notación peculiar, por ejemplo, la relación entre los moles de H_2 y los moles de NH_3, de acuerdo con la reacción balaceada, es $3:2$, lo que equivale a interpretar que $3\ \text{mol de}\ H_2$ producen $2\ \text{mol de}\ NH_3$; otra relación mol-mol en esta ecuación química sería la que existe entre N_2 y NH_3, en cuyo caso, la notación sería $1:2$, lo que equivale a enunciar que $1\ \text{mol de}\ N_2$ produce $2\ \text{mol de}\ NH_3$.

¿Cómo se usan estos factores?, realicemos un ejemplo para ponerlos en práctica; supongamos se desea conocer cuántos moles de nitrógeno son necesarios para reaccionar con exactamente con $6\ \text{mol de}\ H_2$, y aunque la respuesta parezca obvia, observa que podemos hacer uso del segundo factor de conversión en conjunto con el dato de partida para obtener la respuesta, es decir:

$$(6\ \text{mol de}\ H_2)\left(\frac{1\ \text{mol de}\ N_2}{2\ \text{mol de}\ NH_3}\right) = 2\ \text{mol de}\ N_2$$

En conclusión, son necesarios $2\ \text{mol de}\ N_2$ para reaccionar con $6\ \text{mol de}\ H_2$.

Supongamos ahora que se desea conocer las cantidades de moles necesarios de N_2, así como de H_2, para la producción de $375\ \text{mol de } NH_3$; usamos entonces las siguientes relaciones, $3\ \text{mol de } H_2$ producen $2\ \text{mol de } NH_3$ y $1\ \text{mol de } N_2$ produce $2\ \text{mol de } NH_3$, que en su forma de factores nos conducen a la cantidad deseada de la siguiente manera, partiendo del dato de que se requieren formar $375\ \text{mol de } NH_3$, entonces:

$$(375\ \text{mol de } NH_3)\left(\frac{1\ \text{mol de } N_2}{2\ \text{mol de } NH_3}\right) = 187.5\ \text{mol de } N_2$$

$$(375\ \text{mol de } NH_3)\left(\frac{3\ \text{mol de } H_2}{2\ \text{mol de } NH_3}\right) = 562.5\ \text{mol de } H_2$$

De esta forma, concluimos que se necesitan $187.5\ \text{mol de } N_2$ y $562.5\ \text{mol de } H_2$ para la formación de $375\ \text{mol de } NH_3$.

Practiquemos el conocimiento adquirido hasta el momento a través de los siguientes ejemplos:

Ejemplo 9. Relaciones estequiométricas en descomposición del NH_4NO_3

El nitrato de amonio, NH_4NO_3, es una sustancia de uso industrial extendido, particularmente como fertilizante nitrogenado. No obstante, bajo ciertas condiciones puede descomponerse rápidamente liberando varios gases, lo que explica la importancia de su manejo controlado, cualquier imprudencia en su manejo puede conducir a una explosión con consecuencias lamentables. Una de las posibles reacciones de descomposición está representada por:

$$2NH_4NO_3(s) \longrightarrow 2N_2(g) + O_2(g) + 4H_2O(g)$$

A partir de la ecuación anterior, ¿cuántos moles de vapor de agua se producen cuando se descomponen exactamente $5.0\ \text{mol}$ de nitrato de amonio?

Solución:

- Considerando la reacción balanceada, se pueden formular, entre otros, los siguientes factores:

$$\frac{2\ \text{mol de } N_2}{2\ \text{mol de } NH_4NO_3}, \frac{2\ \text{mol de } NH_4NO_3}{2\ \text{mol de } N_2}, \frac{1\ \text{mol de } O_2}{2\ \text{mol de } NH_4NO_3}, \frac{2\ \text{mol de } NH_4\,NO_3}{1\ \text{mol de } O_2},$$

$$\frac{4\ \text{mol de } H_2O}{2\ \text{mol de } NH_4NO_3}, \frac{2\ \text{mol de } NH_4NO_3}{4\ \text{mol de } H_2O}$$

- De estos factores, sólo uno es útil para responder a la pregunta que se hace en este ejemplo:

$$\frac{4 \text{ mol de } H_2O}{2 \text{ mol de } NH_4NO_3}$$

- Considerando la cantidad inicial de $5.0 \text{ mol de } NH_4NO_3$, entonces determinamos la cantidad de mol de vapor de agua producidos:

$$(5.0 \text{ mol de } NH_4NO_3)\left(\frac{4 \text{ mol de } H_2O}{2 \text{ mol de } NH_4NO_3}\right) = 10 \text{ mol de } H_2O$$

- De modo que lo que se obtiene de vapor de agua son 10 mol.

Ejemplo 10. Reacción de fosfuro de calcio con agua

El fosfuro de calcio, Ca_3P_2, es un compuesto inorgánico que reacciona con el agua produciendo hidróxido de calcio y fosfina, un gas de olor penetrante que se forma en algunas reacciones de fósforo. La reacción balanceada es:

$$Ca_3P_2(s) + 6H_2O\,(\ell) \longrightarrow 3Ca(OH)_2(ac) + 2PH_3(g)$$

¿Cuántos moles de fosfuro de calcio son necesarios en esta reacción para producir 10.0 mol de fosfina?, ¿cuántos moles de agua en esta reacción son necesarios para formar 16.0 mol de $Ca(OH)_2$?

Solución:

- A partir de la ecuación química balanceada, se pueden formular los siguientes factores de conversión:

$$\frac{\text{mol de } PH_3}{1 \text{ mol de } Ca_3P_2}, \frac{1 \text{ mol de } Ca_3P_2}{2 \text{ mol de } PH_3}, \frac{\text{mol de } Ca(OH)_2}{1 \text{ mol de } Ca_3P_2}, \frac{1 \text{ mol de } Ca_3P_2}{3 \text{ mol de } Ca(OH)_2},$$

$$\frac{6 \text{ mol de } H_2O}{3 \text{ mol de } Ca(OH)_2}, \frac{\text{mol de } Ca(OH)_2}{6 \text{ mol de } H_2O}$$

Para contestar la primera de las cuestiones, se elige el factor que relaciona directamente a las sustancias: Ca_3P_2 y PH_3. Y tomando en cuenta la cantidad dada de $10.0 \text{ mol de } PH_3$:

$$(10.0 \text{ mol de } PH_3)\left(\frac{1 \text{ mol de } Ca_3P_2}{2 \text{ mol de } PH_3}\right) = 5.00 \text{ mol de } Ca_3P_2$$

- Para contestar la segunda pregunta, dada la cantidad de $16.0\ \text{mol de } Ca(OH)_2$, se solicita la cantidad de moles de H_2O necesarias en la reacción balanceada; y para esto, se requiere del uso del factor que relacione los moles de H_2O y $Ca(OH)_2$:

$$(16.0\ \text{mol de } Ca(OH)_2)\left(\frac{6\ \text{mol de } H_2O}{3\ \text{mol de } Ca(OH)_2}\right) = 32\ \text{mol de } H_2O$$

- En conclusión, con base en la reacción balanceada, son necesarios $5.00\ \text{mol de } Ca_3P_2$ para la producción de $10.0\ \text{mol de } PH_3$, y por otro lado, son necesarios $32\ \text{mol de } H_2O$ en la reacción para que se obtengan $16.0\ \text{mol de } Ca(OH)_2$.

Hemos practicado ya con relaciones mol-mol en algunas reacciones químicas, es la oportunidad para que pongas a práctica cuánto has comprendido de este tema.



Actividad 4.
Relaciones mol-mol en reacciones químicas

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 4.
Relaciones mol-mol en reacciones químicas

Hasta el momento sólo hemos hecho cálculos qué implican relaciones **mol-mol** dentro de una reacción química; sin embargo, también podemos relacionar la masa de un reactivo con la masa de un producto, y el procedimiento lógico siempre sigue una misma secuencia:

Figura 10.
Esquema para la conversión de masa de un reactive en la masa de un producto dentro de una reacción química



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Esquema para la conversión de masa de un reactivo en la masa de un producto dentro de una reacción química.]

Vale la pena en este momento, poner este esquema visual en una lista mínima de observaciones que tienes que realizar cuando estás tratando con una reacción química y las cantidades de masa y sustancia de reactivos y productos:

1. Identifica siempre la sustancia dada y la sustancia buscada
2. Convierte la cantidad dada a moles usando su masa molar
3. Advierte que la reacción esté balanceada y usa los coeficientes estequiométricos para establecer las o las relaciones mol-mol
4. Convierte los moles obtenidos de la sustancia busca a la unidad solicitada, generalmente serán gramos.

A continuación, se presenta un ejemplo en el que se integran todas las ideas desarrolladas hasta este momento. De forma particular, se mostrará cómo a partir de la masa conocida de un reactivo, es posible calcular la masa del producto formado, siguiendo de manera ordenada el esquema de conversión planteado en la Figura 10.

Ejemplo 11. De masa de reactivo a masa de producto en la obtención de sosa cáustica

El hidróxido de sodio, NaOH, conocido comúnmente somo *sosa cáustica*, es una sustancia de gran importancia industrial, utilizada en la fabricación de jabones, papel, textiles y productos de limpieza. Uno de los métodos tradicionales para su obtención consiste en la reacción de carbonato de sodio con hidróxido de calcio, proceso que se conoce como *caustificación*. La reacción balanceada de este proceso es:

$$\mathrm{Na_2CO_3(ac) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow 2NaOH\ (ac) + CaCO_3(s)}$$

¿Qué masa de hidróxido de sodio se puede obtener al hacer reaccionar completamente $1.00\ \mathrm{kg}$ de carbonato de sodio?, ¿qué masa de carbonato de calcio (en gramos), se forma simultáneamente en ese proceso?

Solución:

- Para contestar la primera pregunta en que se solicita la cantidad (en gramos) de hidróxido de sodio a partir de $1.00\ \text{kg}$ de Na_2CO_3 de acuerdo con la reacción balanceada, tenemos que transformar la cantidad dada de las unidades de kilogramos a gramos y posteriormente a moles de reactivo (véase el esquema de la **Figura 10.**) a través de la masa molar de este reactivo. La $M(Na_2CO_3) = 105.998\ \text{g/mol}$, de modo que esta operación resulta en:

$$(1.00\ \text{kg de } Na_2CO_3)\left(\frac{1000\ \text{g de } Na_2CO_3}{1.00\ \text{kg de } Na_2CO_3}\right)\left(\frac{1\ \text{mol de } Na_2CO_3}{105.998\text{g de } Na_2CO_3}\right) = 9.435\ \text{mol de } Na_2CO_3$$

- De modo que se tiene disponibles $9.435\ \text{mol de } Na_2CO_3$, en este punto entra la estequiometría, y la reacción balanceada indica que por cada $1\ \text{mol de } Na_2CO_3$ se forman $2\ \text{mol de NaOH}$, de modo que con esta relación se forma el factor de conversión:

$$\frac{2\ \text{mol de NaOH}}{1\ \text{mol de } Na_2CO_3},$$

- Este factor es el puente entre los moles de reactivo y los moles de producto, de modo que nos permite realizar la siguiente operación:

$$(9.435\ \text{mol de } Na_2CO_3)\left(\frac{2\ \text{mol de NaOH}}{1\ \text{mol de } Na_2CO_3}\right) = 18.87\ \text{mol de NaOH}$$

- Y finalmente, una vez que conocer la cantidad de mol de NaOH formado, es posible la determinación de la masa de este compuesto a través de su masa molar (ver nuevamente la **Figura 10**). La $M(\text{NaOH}) = 39.997\ \text{g/mol}$, entonces el cálculo se expresa de la siguiente forma:

$$(18.870\ \text{mol de NaOH})\left(\frac{39.997\ \text{g de NaOH}}{1\ \text{mol de NaOH}}\right) = 754.7\ \text{g de NaOH}$$

- De esta forma el resultado de la primera cuestión es que se obtienen $754.7\ \text{g de NaOH}$ a partir de $1.00\ \text{kg de } Na_2CO_3$.

- El resultado que también se solicita en este problema es la cantidad de masa de carbonato de calcio formado de manera simultánea, es decir, a partir nuevamente de $1.00\ \text{kg de } Na_2CO_3$. La forma de proceder para este cálculo es la misma que se mostró previamente, salvo que ahora está implicada otra relación mol-mol (a partir de $1\ \text{mol de } Na_2CO_3$ se produce $1\ \text{mol de } CaCO_3$), y evidentemente otra masa molar, la $M(CaCO_3) = 100.086\ \text{g/mol}$, de forma que las operaciones se pueden compactar en la siguiente secuencia, observe muy bien:

$$(9.435\ \text{mol de } Na_2CO_3)\left(\frac{1\ \text{mol de } CaCO_3}{1\ \text{mol de } Na_2CO_3}\right)\left(\frac{100.086\ \text{g de } CaCO_3}{1\ \text{mol de } CaCO_3}\right) = 944.3\ \text{g de } CaCO_3$$

- La cantidad que se obtiene de forma simultánea de carbonato de calcio es $944.3\ \text{g}$.

En los temas pasados se hace mención de muchas reacciones en las que intervienen únicamente dos reactivos y se forman uno o dos productos. Sin embargo, muchos de los procesos a escala industrial involucran más de dos reactivos y más de dos productos, lo que incrementa un poco la complejidad del análisis estequiométrico y hace especialmente útil un método sistemático de balanceo, como el método algebraico. Observa detenidamente el siguiente ejemplo:

Ejemplo 12. De masa de producto a masa de reactivo

En la producción industrial de fósforo elemental, es decir a gran escala, el fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$ que proviene de la *roca fosfórica* se caliente en presencia de sílice (SiO_2) y carbono elemental (C) en hornos a gran temperatura.

Como resultado se obtiene fósforo elemental (P_4), monóxido de carbono (CO) y silicato de calcio, $CaSiO_3$. La reacción balanceada es:

$$2Ca_3(PO_4)_2(s) + 6SiO_2(s) + 10C\,(s) \longrightarrow 6CaSiO_3(s) + 10CO\,(g) + P_4(s)$$

De acuerdo con esta ecuación química,

a) ¿Qué cantidad, enJ gramos, de SiO_2 debió reaccionar para producir $5000\ g\ de\ CaSiO_3$?

b) ¿Cuánto carbono se necesitaría para producir industrialmente $1.0\ ton$ de P_4? Recuerde que $1\ ton = 1000\ kg$.

Solución:

- En el ejemplo pasado, se partió de la masa de los reactivos para llegar a la masa de los productos; en este problema la cantidad conocida corresponde a un producto de la reacción, no a un reactivo. De forma que, ahora debemos partir de la masa de los productos para llegar a la masa de los reactivos, y esto se logra invirtiendo la dirección de las flechas en la Figura 10.

- De la ecuación balanceada ser observa que $6\ mol\ de\ SiO_2$ producen $6\ mol\ de\ CaSiO_3$; por lo tanto, la relación mol-mol entre estas sustancias es $6:6$, o de forma simplificada, $1:1$. El uso de cualquiera de las dos relaciones deberá conducir a resultados iguales.

$$\frac{6\ mol\ de\ SiO_2}{6\ mol\ de\ CaSiO_3} = \frac{1\ mol\ de\ SiO_2}{1\ mol\ de\ CaSiO_3}$$

- Debemos realizar la conversión de la masa dada de $CaSiO_3$ a la cantidad de moles de esta sustancia a través de su masa molar, $M(CaSiO_3) = 116.160\ g/mol$

$$(5000\ g\ de\ CaSiO_3)\left(\frac{1\ mol\ de\ CaSiO_3}{116.160\ g\ de\ CaSiO_3}\right) = 43.04\ mol\ de\ CaSiO_3$$

- Una vez que conocemos la cantidad de mol de silicato de calcio, usamos la relación mol-mol descrita previamente para la determinación de mol de sílice como a continuación se muestra:

$$43.04 \text{ mol de } CaSiO_3 \left(\frac{1 \text{ mol de } SiO_2}{1 \text{ mol de } CaSiO_3}\right) = 43.04 \text{ mol de } SiO_2$$

- Una vez que conocemos la cantidad en moles de sílice, podemos obtener la masa de esta sustancia en gramos a través del uso de su masa molar, $M(SiO_2) = 60.083 \text{ g/mol}$:

$$(43.04 \text{ mol de } SiO_2)\left(\frac{60.083 \text{ g de } SiO_2}{1 \text{ mol de } SiO_2}\right) = 2586.2 \text{ g de } SiO_2$$

- La cantidad necesaria de sílice, SiO_2, para la producción de $5000 \text{ g de } CaSiO_3$ es 2586.2 g.

- En este punto podemos advertir que las operaciones mostradas previamente pueden unirse en un solo cálculo, partiendo de la cantidad dada de $5000 \text{ g de } CaSiO_3$, y previendo que en cada factor de conversión se anulan las unidades de medida:

$$(5000 \text{ g de } CaSiO_3)\left(\frac{1 \text{ mol de } CaSiO_3}{116.160 \text{ g de } CaSiO_3}\right)\left(\frac{1 \text{ mol de } SiO_2}{1 \text{ mol de } CaSiO_3}\right)\left(\frac{60.083 \text{ g de } SiO_2}{1 \text{ mol de } SiO_2}\right) = 2586.2 \text{ g de } SiO_2$$

- La segunda pregunta de este ejemplo, también supone partir de una cantidad conocida de producto e ir en busca de una cantidad de masa, en gramos, de uno de los reactivos. En este caso el producto, cuyo valor se conoce es el fósforo elemental formado como P_4; por lo tanto, de nuevo se recorre el esquema de la Figura 10. en sentido inverso: de masa de producto, a moles de producto, de moles de producto a moles de reactivo mediante la relación mol-mol, y finalmente de moles de reactivo a masa. En primer lugar, se convierte la masa dada de 1.0 ton de P_4 a gramos. Recordando que $1 \text{ ton} = 1000 \text{ kg}$, y que $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$, se tiene:

$$(1 \text{ ton de } P_4)\left(\frac{1000 \text{ kg de } P_4}{1 \text{ ton de } P_4}\right)\left(\frac{1000 \text{ g de } P_4}{1 \text{ kg de } P_4}\right) = 1 \times 10^6 \text{g de } P_4$$

- A continuación, se calcula la cantidad de moles de P_4 mediante su masa molar, $M(P_4) = 123.986 \text{ g/mol}$:

$$(1.0 \times 10^6 \text{ g de } P_4)\left(\frac{1 \text{ mol de } P_4}{123.986 \text{ g de } P_4}\right) = 8071.2 \text{ mol de } P_4$$

- De la ecuación balanceada se observa que por cada $1\ \text{mol}$ de P_4 producido se requieren de $10\ \text{mol}$ de C, lo que se expresa mediante el siguiente factor:

$$\frac{10\ \text{mol de C}}{1\ \text{mol de } P_4}$$

- Así, la cantidad de moles de carbono necesarios para producir $1.0\ \text{ton}$ de P_4 se obtiene como:

$$(8071.2\ \text{mol de } P_4)\left(\frac{10\ \text{mol de C}}{1\ \text{mol de } P_4}\right) = 80712\ \text{mol de C}$$

- Finalmente, se convierte la cantidad de moles de carbono a masa, usando la masa molar del carbono $M(\text{C}) = 12.011\ \text{g/mol}$:

$$(80712\ \text{mol de C})\left(\frac{12.011\ \text{g de C}}{1\ \text{mol de C}}\right) = 969442\ \text{g de C}$$

- Por lo tanto, la masa de carbono requerida es $969442\ \text{g de C}$. En este punto también puede observarse que las operaciones anteriores pueden compactarse en un solo cálculo, siempre y cuando se verifique cuidadosamente que las unidades se cancelan en cada factor de conversión:

$$(1.0 \times 10^6\ \text{g de } P_4)\left(\frac{1\ \text{mol de } P_4}{123.986\ \text{g de } P_4}\right)\left(\frac{10\ \text{mol de C}}{1\ \text{mol de } P_4}\right)\left(\frac{12.011\ \text{g de C}}{1\ \text{mol de C}}\right) = 969442\ \text{g de C}$$

- De esta manera, para producir industrialmente $1.0\ \text{ton}$ de P_4 se requieren aproximadamente $969442\ \text{g de C}$.



Actividad 5.
Relaciones masa-masa en reacciones químicas

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 5.
Relaciones masa-masa en reacciones químicas

2.1.2 Reactivo limitante y reactivo en exceso

Hasta ahora hemos aprendido que una ecuación química balanceada nos indica **en qué proporciones reaccionan las sustancias** y nos permite calcular cantidades de reactivos y productos. Sin embargo, en los ejemplos anteriores se ha supuesto que los reactivos se mezclan exactamente en las cantidades que marca la ecuación química. En la práctica, esto casi nunca ocurre.

En el laboratorio y en los procesos reales, es común que una sustancia esté presente en **mayor cantidad que otra**. Esto puede deberse a que un reactivo es más barato, más fácil de conseguir o simplemente porque se añade en exceso para asegurar que la reacción ocurra por completo. Cuando esto sucede, **no todos los reactivos se consumen totalmente**, y la cantidad de producto que se forma depende solo de uno de ellos.

Reactivo limitante

El reactivo que **se consume por completo durante la reacción** y que, por lo tanto, **limita la cantidad de producto que puede formarse**.

Reactivo en exceso

Es el reactivo que se encuentra en mayor cantidad de la necesaria y que **no se consume totalmente**.

Identificar el reactivo limitante es muy importante en estequiometría, porque nos permite saber **cuánta cantidad máxima de producto puede obtenerse** en una reacción química. Aunque una ecuación esté correctamente balanceada, el producto formado siempre estará determinado por el reactivo que se agota primero. Por esta razón, al finalizar una reacción es común que quede una parte de alguno de los reactivos sin reaccionar.

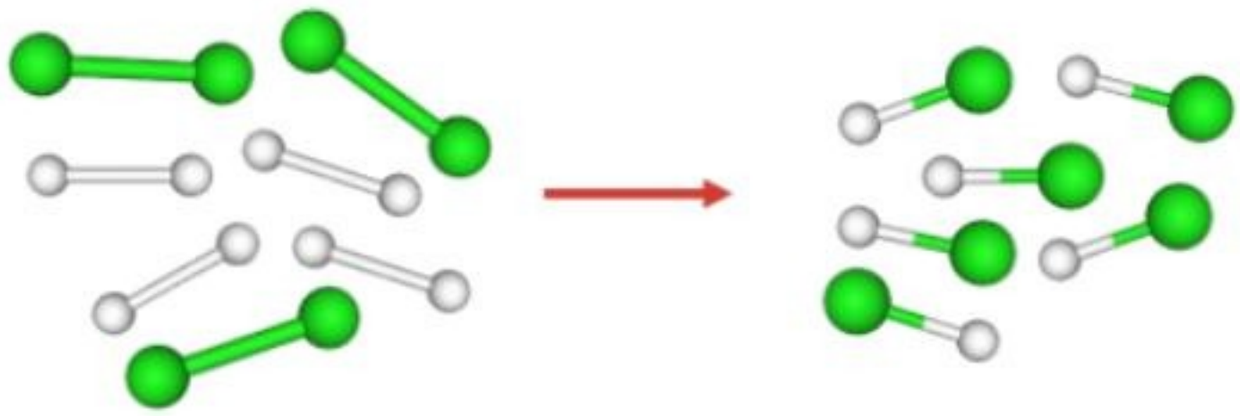
Desde el punto de **vista microscópico**, la **reacción se detiene** cuando ya **no hay más partículas del reactivo limitante disponibles** para seguir reaccionando, **aunque todavía existan partículas del otro reactivo**. En el **nivel macroscópico**, esto se observa como la **imposibilidad de formar más producto**, aun cuando todavía quede masa (o partículas) de uno de los reactivos.

En la reacción de formación del cloruro de hidrógeno por ejemplo:

$$H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2HCl(g)$$

Cada molécula de hidrógeno gaseoso reacciona con una molécula de cloro gaseoso para formar dos moléculas de cloruro de hidrógeno. Esto implica que la reacción necesita que haya pares completos de moléculas de ambos reactivos. La Figura 11. muestra una representación microscópica de esta reacción.

Figura 11.
Representación microscópica de la reacción de formación del cloruro de hidrógeno



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Representación microscópica de la reacción de formación del cloruro de hidrógeno.]

Antes de observar los productos, conviene detenerse un momento **y contar las partículas presentes en el lado de los reactivos**. En el esquema se identifican **cuatro moléculas de hidrógeno diatómico** (representadas en color blanco) y **tres moléculas de cloro diatómico** (representadas en color verde). Desde esta primera observación es evidente que **no hay el mismo número de moléculas de ambos reactivos**.

A medida que la reacción avanza, **cada molécula de hidrógeno** reacciona con **una molécula de cloro** para formar **dos moléculas de cloruro de hidrógeno**, las cuales se reconocen en el esquema por la unión de un átomo de hidrógeno (blanco) con un átomo de cloro (verde). Sin embargo, al continuar este proceso, llega un punto en el que ya **no es posible** formar **ocho moléculas de cloruro de hidrógeno**, sino **únicamente seis**.

Esto se debe a que, **aunque** inicialmente **hay ocho átomos de hidrógeno** disponibles (provenientes de las cuatro moléculas de H_2), solo existen **seis átomos de cloro** (provenientes de las tres moléculas de Cl_2). Dado que **cada molécula de cloruro de hidrógeno** requiere necesariamente **un átomo de hidrógeno** y **un átomo de cloro**, son **los átomos de cloro** que **se consumen primero,** lo que impide la **formación de más producto**. Por esta razón, **el cloro actúa como reactivo limitante**, ya que su cantidad **determina el número máximo de moléculas de cloruro de hidrógeno que pueden formarse**, mientras que el hidrógeno queda como reactivo de exceso.

Lo que se observa en el **nivel microscópico**, a partir del conteo de partículas, también lo podemos hacer en el **nivel macroscópico**, donde las cantidades ya no se expresan átomos o moléculas, sino como **cantidad de sustancia medida en moles**. Por esta razón, para analizar una reacción química real no basta con contar partículas, sino que es indispensable recurrir a la ecuación balanceada, ya que esta establece las proporciones en las reaccionan los moles de cada sustancia y permite relacionar las cantidades que se miden en el laboratorio.

Analicemos ahora, mediante ejemplos concretos, el procedimiento que permite identificar el reactivo limitante y el reactivo en exceso en una reacción química.

Ejemplo 13. Identificación de reactivo limitante y de reactivo en exceso

El hidróxido de sodio sólido reacciona con dióxido de carbono gaseoso para formar carbonato de sodio y agua, de acuerdo con la siguiente reacción:

$$2\mathrm{NaOH}\,(\mathrm{s}) + \mathrm{CO_2}(\mathrm{g}) \longrightarrow \mathrm{Na_2CO_3}(\mathrm{s}) + \mathrm{H_2O}(\ell)$$

Supongamos que en una reacción se disponen $\mathbf{1.70\ mol}$ de $\mathbf{NaOH}$ y $\mathbf{1.00\ mol}$ de $\mathbf{CO_2}$.

A partir de esta información:

a) Determina cuál de los reactivos actúa como reactivo limitante y cuál se encuentra en exceso.

b) Calcula cuántos moles de carbonato de sodio pueden formarse como producto de la reacción.

c) Determina cuántos moles del reactivo en exceso permanecen sin reaccionar al finalizar el proceso.

Solución:

- De la ecuación balanceada se observa que se requieren $2\ \mathrm{mol}$ de NaOH por cada $1\ \mathrm{mol}$ de $\mathrm{CO_2}$. El factor de conversión mol-mol:

$$\frac{2\ \mathrm{mol\ de\ NaOH}}{1\ \mathrm{mol\ de\ CO_2}}$$

- En la reacción se dispone:

$$1.70\ \mathrm{mol\ de\ NaOH}\ \ \mathrm{y}\ \ 1.00\ \mathrm{mol\ de\ CO_2}$$

- Ahora nos podríamos preguntar: si realmente reaccionara **todo** el $\mathrm{CO_2}$ disponible $(1.00\ \mathrm{mol})$, ¿cuánto NaOH se necesitaría?, con la intención de contestar esta pregunta realizamos el siguiente cálculo:

$$(1.00\ \mathrm{mol\ de\ CO_2})\left(\frac{2\ \mathrm{mol\ de\ NaOH}}{1\ \mathrm{mol\ de\ CO_2}}\right) = 2.00\ \mathrm{mol\ de\ NaOH}$$

- Esto significa que para consumir completamente $1.00\ \mathrm{mol\ de\ CO_2}$ se necesitaría $2.00\ \mathrm{mol\ de\ NaOH}$ pero solo se cuenta con $1.70\ \mathrm{mol}$. Por lo tanto, el NaOH se agotará primero, por lo tanto: el **reactivo limitante** es el NaOH y el **reactivo en exceso** es el $\mathrm{CO_2}$.

- Una vez que conocemos el reactivo limitante, podemos calcular la cantidad de carbonato de sodio que se forma considerando la cantidad presente del reactivo limitante, es decir, los $1.70\ \text{mol de NaOH}$, bajo la consideración de la reacción balanceada y conocimiento la relación mol-mol entre el $NaOH$ y el Na_2CO_3:

$$\frac{1\ \text{mol de } Na_2CO_3}{2\ \text{mol de NaOH}}$$

- Por lo que los moles de carbonato de sodio que se pueden formar son:

$$(1.70\ \text{mol de NaOH})\left(\frac{1\ \text{mol de } Na_2CO_3}{2\ \text{mol de NaOH}}\right) = 0.85\ \text{mol de } Na_2CO_3$$

- La cantidad máxima de producto es: $0.85\ \text{mol de } Na_2CO_3$.

- Para saber cuánto CO_2 sobra primero debemos saber cuánto CO_2 sí reacciona con los $1.70\ \text{mol}$ de $NaOH$. Considerando ahora la relación mol-mol que se expresa en el siguiente factor:

$$\frac{1\ \text{mol de } CO_2}{2\ \text{mol de NaOH}}$$

- Así, los moles de CO_2 consumidos son:

$$(1.70\ \text{mol de NaOH})\left(\frac{1\ \text{mol de } CO_2}{2\ \text{mol de NaOH}}\right) = 0.85\ \text{mol de } CO_2$$

- Como inicialmente había $1.00\ \text{mol}$ de CO_2, el exceso que queda sin reaccionar es la cantidad inicial menos la consumida, es decir:

$$1.00\ \text{mol de } CO_2 - 0.85\ \text{mol de } CO_2 = 0.15\ \text{mol de } CO_2$$

- Por lo tanto, al final de la reacción permanece sin reaccionar: $0.15\ \text{mol de } CO_2$

Ejemplo 14. Reactivo limitante a partir de la masa de dos reactivos

El ácido nítrico es una materia prima fundamental en la industria química, especialmente en la fabricación de fertilizantes, explosivos y colorantes. Uno de los pasos clave en su producción industrial consiste en la oxidación del amoniaco, proceso que se lleva a cabo a altas temperaturas en presencia de oxígeno gaseoso diatómico.

En esta etapa, el amoniaco se transforma en monóxido de nitrógeno y vapor de agua, de acuerdo con la siguiente reacción química balanceada:

$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

Supongamos que en un experimento de laboratorio se hacen reaccionar $225\ g$ de amoniaco con $375\ g$ de oxígeno. A partir de esta información:

a) Determina cuál de los reactivos actúa como reactivo limitante, y cuál es el que se encuentra en exceso.

b) Calcula cuántos gramos de monóxido de nitrógeno (NO) puede formarse como producto de la reacción.

c) Determina cuántos gramos del reactivo en exceso permanecen sin reaccionar una vez que se ha consumido completamente el reactivo limitante.

Solución:

- Comenzamos la solución teniendo en cuenta la masa molar de cada sustancia que participa en la reacción:

$$M(NH_3) = 14.007\ g/mol + 3(1.008\ g/mol) = 17.031\ g/mol$$

$$M(O_2) = 2(15.999\ g/mol) = 31.998\ g/mol$$

$$M(NO) = 14.007\ g/mol + 15.999\ g/mol = 30.006\ g/mol$$

- Ahora convertiremos las masas dadas a moles, ya que la ecuación química balanceada se interpreta en términos de moles:

$$225\ g\ de\ NH_3\left(\frac{1\ mol\ de\ NH_3}{17.031\ g\ de\ NH_3}\right) = 13.211\ mol\ de\ NH_3$$

$$375\ g\ de\ O_2\left(\frac{1\ mol\ de\ O_2}{31.998\ g\ de\ O_2}\right) = 11.719\ mol\ de\ O_2$$

- De acuerdo con la ecuación balanceada:

$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

se observa que se requieren $5\,\text{mol de } O_2$ por cada $4\,\text{mol de } NH_3$. El factor de conversión $\text{mol} - \text{mol}$ es:

$$\frac{5\,\text{mol de } O_2}{4\,\text{mol de } NH_3}$$

- Para identificar el reactivo limitante, nos preguntamos: si reaccionara todo el NH_3 disponible ($13.211\,\text{mol de } NH_3$), ¿Cuánto O_2 se necesitaría?

$$(13.211\,\text{mol de } NH_3)\left(\frac{5\,\text{mol de } O_2}{4\,\text{mol de } NH_3}\right) = 16.514\,\text{mol de } O_2$$

- Esto significa que para consumir completamente los $13.211\,\text{mol de } NH_3$ se requerirían $16.514\,\text{mol de } O_2$, pero sólo se cuenta con $11.719\,\text{mol de } O_2$. Por lo tanto, el oxígeno se agota primero, es decir, es el **reactivo limitante**, mientras que el amoniaco es el reactivo en exceso.

- Una vez que hemos determinado el reactivo limitante, calculamos el producto usando la cantidad de reactivo limitante: $11.719\,\text{mol de } O_2$. De acuerdo con la ecuación balanceada, la relación $\text{mol} - \text{mol}$ entre O_2 y NO es:

$$\frac{4\,\text{mol de NO}}{5\,\text{mol de } O_2}$$

- De modo que la cantidad de moles de NO producidos es:

$$(11.719\,\text{mol de } O_2)\left(\frac{4\,\text{mol de NO}}{5\,\text{mol de } O_2}\right) = 9.376\,\text{mol de NO}$$

- Convertimos ahora esta cantidad de moles de NO a gramos a través de la masa molar:

$$(9.376\,\text{mol de NO})\left(\frac{30.006\,\text{g de NO}}{1\,\text{mol de NO}}\right) = 281.324\,\text{g de NO}$$

- Para saber cuánto NH_3 sobra, primero calculamos cuánto NH_3 sí reacciona con los $11.719\,\text{mol de } O_2$. De la ecuación balanceada, la relación $\text{mol} - \text{mol}$ es:

$$\frac{4\,\text{mol de } NH_3}{5\,\text{mol de } O_2}$$

- De tal forma que, los moles consumidos de NH_3 son:

$$(11.719 \text{ mol de } O_2)\left(\frac{4 \text{ mol de } NH_3}{5 \text{ mol de } O_2}\right) = 9.376 \text{ mol de } NH_3$$

- La diferencia entre lo que la cantidad de mol que se proporciona inicialmente menos la que se consume resultan en la cantidad sobrante de amoniaco:

$$13.211 \text{ mol de } NH_3 - 9.376 \text{ mol de } NH_3 = 3.836 \text{ mol de } NH_3$$

- Y cuando se convierten en gramos, resulta:

$$(3.836 \text{ mol de } NH_3)\left(\frac{17.031 \text{ g de } NH_3}{1 \text{ mol de } NH_3}\right) = 65.324 \text{ g de } NH_3$$

Por lo que al final permanecen sin reaccionar 65.324 g de amoniaco.



Actividad 6.
Reactivo limitante y reactivo en exceso

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 6.
Reactivo limitante y reactivo en exceso

2.1.3 Composición porcentual

Hasta este punto hemos utilizado las **ecuaciones químicas** y las **masas molares** para relacionar **cantidades de reactivos** y **productos** en una reacción. Sin embargo, en muchos casos no es suficiente conocer únicamente la cantidad total de una sustancia, sino que resulta necesario saber **qué fracción de esa masa corresponde a cada uno de los elementos que la constituyen**. Esta información es especialmente importante para **identificar sustancias**, **comparar composiciones químicas** y evaluar la **pureza de un compuesto**.

Composición porcentual

La **composición porcentual** de un compuesto expresa la **proporción en masa** que aporta cada elemento respecto a la masa total del compuesto. Es decir, en qué porcentaje se encuentra presente cada uno de los elementos que constituyen un compuesto dado.

Dicho de otro modo, indica **cuántos gramos** de cada elemento hay en **100 gramos de compuesto**. Este concepto vincula directamente **la fórmula química** de un compuesto con una magnitud macroscópica medible en el laboratorio: **la masa**.

El estudio de la composición porcentual se apoya en dos ideas fundamentales:

1. Que cada compuesto tiene una **fórmula química definida**, y la composición porcentual de cada elemento en este compuesto siempre es la misma,

2. que la **masa molar** del compuesto se obtiene a partir de las **masas atómicas** de los elementos que lo forman. A partir de estas ideas es posible determinar, de manera sistemática, el porcentaje en masa de cada elemento presente en una sustancia.

Para determinar la **composición porcentual** de un compuesto químico es necesario partir de su **fórmula química**. Esta fórmula indica qué elementos lo forman y cuántos átomos de cada uno están presentes en una unidad del compuesto. A partir de la fórmula se puede calcular la **masa molar del compuesto**, que corresponde a la masa de un mol de dicha sustancia.

Una vez conocida la masa molar total, se determina la **masa que aporta cada elemento** dentro de un **mol del compuesto**. Esta masa se obtiene multiplicando la **masa molar del elemento** por el **número de átomos** que aparecen en la **fórmula química**. Finalmente, el porcentaje en masa de cada elemento se calcula comparando la masa que aporta dicho elemento con la masa molar total del compuesto, a través de una división. De forma general:

$$\%\ \text{del elemento} = \frac{n \cdot M_{\text{elemento}}}{M_{\text{compuesto}}} \times 100\%$$

En esta expresión:

- n es el número de átomos de ese elemento en la fórmula química,

- M_{elemento} es la masa molar del elemento en g/mol,
- $M_{\text{compuesto}}$ es la masa molar del compuesto en g/mol.

Este procedimiento garantiza que **la suma de los porcentajes** en masa de todos los elementos del compuesto sea **igual al 100 %,** lo cual refleja que se está considerando la totalidad de la masa de la sustancia.

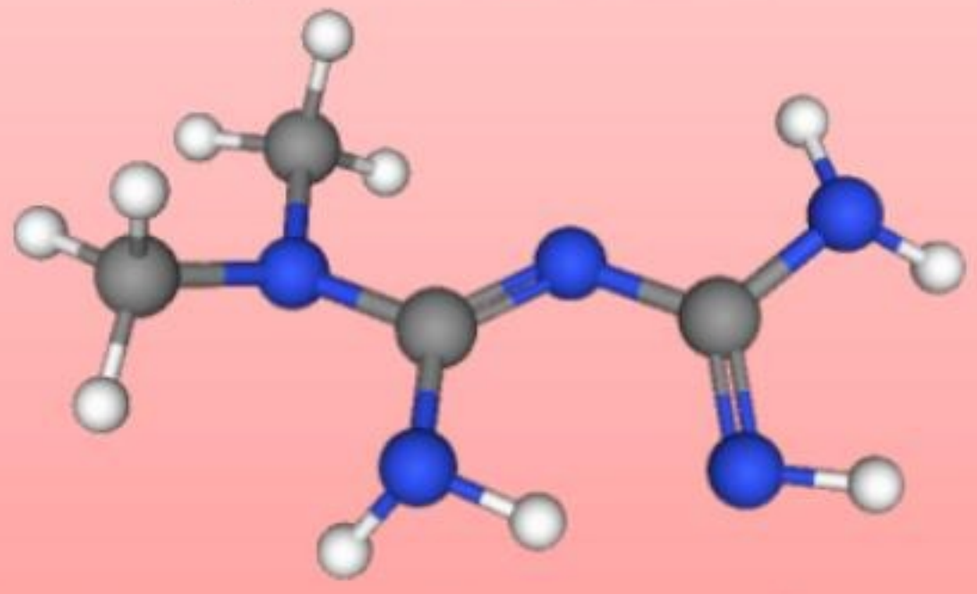
Desde el **punto de vista microscópico**, la composición porcentual está relacionada con el **número de átomos de cada elemento presentes en el compuesto.** Sin embargo, en el **nivel macroscópico**, esta información se manifiesta como **fracciones de masa**, que pueden medirse experimentalmente. Por esta razón, la composición porcentual constituye un puente importante entre la estructura química de una sustancia y su comportamiento observable.

En los ejemplos siguientes se desarrollará el procedimiento paso a paso para calcular la composición porcentual de distintos compuestos, reforzando el uso de la masa molar y la correcta interpretación de las fórmulas químicas.

Ejemplo 15. Composición porcentual de la metformina

Cuando una persona toma un medicamento, no todos los componentes de este son responsables del efecto en el organismo. La sustancia que realmente actúa y genera el efecto terapéutico se llama **principio activo**. El resto de los componentes, como los excipientes, sólo cumplen con la función de dar forma, estabilidad o facilitar la administración del medicamento. La **metformina**, es el principio activo de un medicamento ampliamente utilizado para el tratamiento de la *diabetes mellitus* tipo 2. En la siguiente representación molecular de la metformina, cada color representa un átomo distinto, los grises representan átomos de carbono; los azules, átomos de nitrógeno y los blancos, átomos de hidrógeno. A partir de la observación del modelo molecular, **cuenta el número de átomos de cada elemento**, deduce la **fórmula química** de la metformina, calcula la **masa molar** del compuesto y determina la **composición porcentual** de cada uno de los elementos que la constituyen.

Figura 12.
Representación molecular de la metformina



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Representación molecular de la metformina].

Solución:

- A partir de la representación de la imagen, se obtiene que la molécula de la metformina posee **4 átomos de Carbono**, **5 átomos de nitrógeno** y finalmente, **11 átomos de hidrógeno**, por lo que su fórmula química corresponde a $\mathbf{C_4H_{11}N_5}$.

- A partir de la fórmula química y con la ayuda de la tabla periódica podemos determinar la masa molar de la metformina:

$$M(\mathrm{C_5H_{11}N_5}) = 4(12.011\ \mathrm{g/mol}) + 11(1.0080\ \mathrm{g/mol}) + 5(14.007\ \mathrm{g/mol}) = 129.167\ \mathrm{g/mol}$$

De esta forma la masa molar de la metformina es $129.167\ \mathrm{g/mol}$.

- Para la determinación de composición porcentual de cada elemento presente en la metformina, usamos la fórmula vista previamente:

$$\%\ \text{del elemento} = \frac{n \cdot M_{\text{elemento}}}{M_{\text{compuesto}}} \times 100\%$$

a) Para el carbono, $n = 4$ por tener cuatro átomos de carbono en la fórmula química, de tal manera que:

$$\%\ \text{de Carbono} = \frac{(4)(12.011\ \mathrm{g/mol})}{129.167\ \mathrm{g/mol}} \times 100\% = 37.20\%$$

b) Para el porcentaje de hidrógeno, $n = 11$, de forma que:

$$\%\ de\ \text{Hidrógeno} = \frac{(11)(1.0080\ \mathrm{g/mol})}{129.167\ \mathrm{g/mol}} \times 100\% = 8.58\%$$

c) Y finalmente, para el porcentaje de nitrógeno, $n = 5$ y a través del uso de fórmula:

$$\%\ de\ \text{Nitrógeno} = \frac{(5)(14.007\mathrm{g/mol})}{129.167\ \mathrm{g/mol}} \times 100\ \% = 53.22\%$$

- Al final podemos verificar que la suma de estos porcentajes:

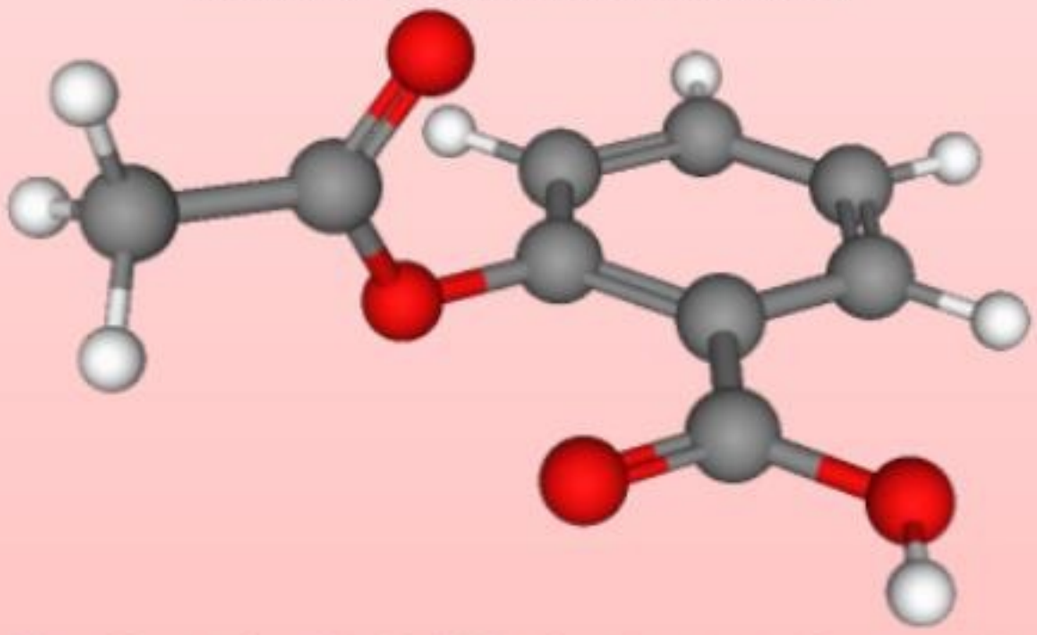
$$37.20\% + 8.58\% + 53.22\% = 100\%$$

- En resumen, la fórmula química de la metformina es $\mathbf{C_4H_{11}N_5}$ con una masa molar de $129.167\ \mathrm{g/mol}$ y con los siguientes porcentajes porcentuales: $\%\ C = 37.20\ \%$; $\%\ H = 8.58\ \%$ y $\%\ N = 53.22\ \%$.

Ejemplo 16. Composición porcentual del ácido acetilsalicílico

El ácido acetilsalicílico es el principio activo de un medicamento ampliamente utilizado para aliviar el dolor, reducir la inflamación y disminuir la fiebre. Como ocurre con otros medicamentos, las tabletas contienen además otros componentes, pero es el principio activo el responsable del efecto analgésico. En la siguiente representación molecular, los átomos de carbono están en color gris, los de oxígeno en color rojo y los átomos de hidrógeno en color blanco. Deduce la fórmula química de este activo farmacéutico, calcula la masa molar y determina la composición porcentual de cada elemento presente.

Figura 13.
Representación molecular del ácido acetilsalicílico



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Representación molecular del ácido acetilsalicílico].

Solución:

- Al contar los átomos en la representación molecular del ácido acetilsalicílico se obtienen: **9 átomos de carbono**, **8 átomos de hidrógeno** y **4 de oxígeno**. Por lo tanto, la fórmula química de esta sustancia es:

$$C_9H_8O_4$$

- Con esta fórmula se calcula la masa molar ayudándonos de la tabla periódica:

$$\boldsymbol{M}(\mathbf{C_9H_8O_4}) = \mathbf{9}(12.011\ \mathrm{g/mol}) + \mathbf{8}(\mathbf{1.0080}\ \mathrm{g/mol}) + \mathbf{4}(\mathbf{15.999}\mathrm{g/mol}) = \mathbf{180.159}\ \mathrm{g/mol}$$

- Ahora podemos determinar la composición porcentual de cada elemento usando la fórmula:

$$\%\ \text{del elemento} = \frac{n \cdot M_{\text{elemento}}}{M_{\text{compuesto}}} \times 100\%$$

a) Para el carbono, de acuerdo con la fórmula química $n = 9$, de modo que:

$$\%\ \text{de Carbono} = \frac{(9)(12.011\ \text{g/mol})}{\mathbf{180.159}\ \text{g/mol}} \times 100 = 60.00\%$$

b) Para el hidrógeno, $n = 8$, de tal forma que su porcentaje es:

$$\%\ \text{de Hidrógeno} = \frac{(8)(1.0080\text{g/mol})}{180.159\ \text{g/mol}} \times 100\% = 4.48\%$$

c) Y finalmente, para el oxígeno, $n = 4$, de modo que el porcentaje en masa de este elemento es:

$$\%\ \text{de Oxígeno} = \frac{(4)(15.999\ \text{g/mol})}{180.159\ \text{g/mol}} \times \mathbf{100}\ \% = \mathbf{35.52}\ \%$$

- De modo que al verificar la suma de los porcentajes: $60.00\% + 4.48\% + 35.52\% = 100\%$.



Actividad 7.
Composición porcentual

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 7.
Composición porcentual

2.1.4 Fórmula mínima y molecular

El análisis de la composición porcentual de un compuesto químico permite conocer la proporción en masa de los elementos que lo constituyen. Sin embargo, esta información por sí sola no indica **cuántos átomos de cada elemento** forman realmente **una molécula** o una **unidad del compuesto**. Para establecer esta relación es necesario introducir los conceptos de **fórmula mínima** y **fórmula molecular**, los cuales describen la composición de una sustancia desde el punto de vista de la proporción de átomos y de la estructura real de sus moléculas.

Fórmula mínima

La **fórmula mínima**, también conocida como **fórmula empírica**, expresa la **relación más sencilla de números enteros** entre los átomos de los elementos presentes en un compuesto.

Esta fórmula **no indica** cuántos átomos hay en una molécula real, sino únicamente **en qué proporción se combinan los elementos**.

En la práctica, la **fórmula mínima** suele obtenerse a partir de datos experimentales, como la **composición porcentual** o la masa de cada elemento presente en una muestra. El procedimiento general se resume en la

Figura 14.

Procedimiento general para determinar la fórmula mínima a partir de composición porcentual



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Procedimiento general para determinar la fórmula mínima a partir de composición porcentual].

1. Se **supone una muestra de 100 g** del compuesto. Esta suposición permite interpretar directamente cada **porcentaje en masa** como la **cantidad de gramos** correspondiente a cada elemento.

2. Posteriormente, utilizando la masa molar de cada elemento, esas cantidades expresadas en gramos se **convierten a moles**, con el fin de comparar las cantidades de sustancia presentes.

3. Se identifica el **menor número de moles** obtenido y se divide la cantidad de moles de cada elemento entre ese valor. De esta forma se obtiene la **relación molar** entre los elementos.

4. Esta relación se ajusta para expresarla **mediante números enteros pequeños**, lo que en algunos casos requiere multiplicar todos los valores por un factor sencillo, como 2 o 3.

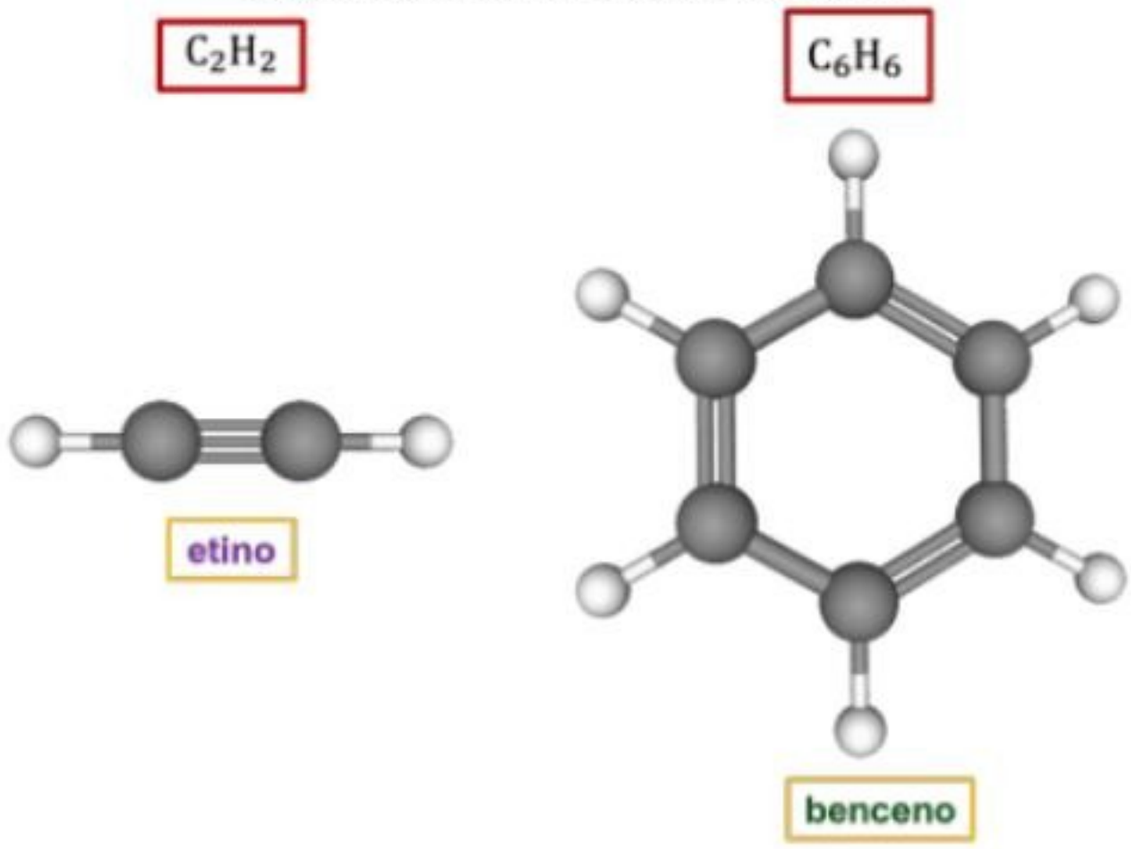
El resultado de este procedimiento es la **fórmula mínima** del compuesto, que expresa la proporción más simple en la que se combinan los elementos.

¿En qué proporción se combinan los átomos de los elementos que forman el compuesto?

Es importante destacar que **diferentes sustancias pueden compartir la misma fórmula mínima**, aun cuando sus **moléculas sean distintas**. Por ejemplo, el etino (véase la **Figura 15.**) cuya molécula tiene la fórmula química C_2H_2 y el benceno, el cual presenta una molécula con fórmula química C_6H_6. En ambos casos la relación entre átomos de carbono e hidrógeno se simplifica a $1:1$, es decir, a cada átomo de carbono le corresponde un átomo de hidrógeno, por lo que la fórmula mínima o empírica para ambos compuestos es CH.

A pesar de compartir la misma fórmula mínima, el etino y el benceno son compuestos diferentes, con estructuras, masas molares y propiedades físicas y químicas distintas. Este hecho muestra que la fórmula mínima no describe el tamaño real de la molécula, sino únicamente la proporción en la que se combinan los elementos.

Figura 15.
Representación molecular del etino y del benceno



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia. [Representación molecular del ácido acetilsalicílico].

Fórmula molecular

La fórmula molecular indica el número real de átomos de cada elemento que forman una molécula del compuesto. En muchos casos, la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula mínima, lo que permite pasar de una a otra mediante un factor.

Para determinar la fórmula molecular es necesario conocer, además de la fórmula mínima, la masa molar real del compuesto. Al comparar esta masa molar con la masa molar correspondiente a la fórmula mínima, se obtiene un factor entero k, que se define como:

$$k = \frac{\text{masa molar del compuesto}}{\text{masa molar de la fórmula mínima}} \qquad (2)$$

La fórmula molecular se obtiene multiplicando todos los subíndices de la fórmula mínima por el valor entero k.

Desde el punto de vista microscópico, la fórmula molecular describe el **número exacto de átomos** que constituyen una molécula, mientras que la fórmula mínima refleja únicamente la **proporción relativa** entre dichos átomos. En el nivel macroscópico, esta diferencia se traduce en el hecho de que sustancias con la misma fórmula mínima pueden tener **masas molares y propiedades físicas diferentes**, debido a que sus moléculas contienen distinto número de átomos.

El estudio de la fórmula mínima y la fórmula molecular permite conectar los datos experimentales obtenidos en el laboratorio con la estructura química real de las sustancias. Además, estos conceptos son fundamentales para el desarrollo posterior de otros temas de la estequiometría, como el cálculo de reactivos y productos, el análisis de reacciones químicas y la interpretación de resultados experimentales.

En los ejemplos siguientes se mostrará el procedimiento paso a paso para determinar la fórmula mínima a partir de la composición porcentual de un compuesto y, posteriormente, cómo obtener su fórmula molecular cuando se conoce la masa molar correspondiente.

Ejemplo 17. Determinación de las fórmulas mínima y molecular del bupropión

El bupropión es el principio activo de un medicamento utilizado como antidepresivo y también como apoyo para dejar de fumar. En el laboratorio, una forma de identificar y caracterizar un compuesto orgánico es mediante el ensayo de **análisis elemental**, que reporta el porcentaje en masa de cada elemento presente en la sustancia. A partir de esta información es posible deducir la fórmula mínima y en algunos casos, también la fórmula molecular. La composición porcentual del bupropión es: 65.13% de C, 7.56% de H, 14.79% de Cl, 5.84% de N y 6.67% de O. Se sabe que la masa molar de este activo farmacéutico es de $239.743\ \mathrm{g/mol}$. Determine su fórmula mínima y su fórmula molecular.

Solución:

- Para la determinación de la fórmula mínima y tal cual lo sugiere la **Figura 14.**, se suponen inicialmente $100\ \mathrm{g}$ del compuesto. Así que cada porcentaje se interpreta directamente como gramos, es decir se tienen las siguientes masas:

$$65.13\ \mathrm{g\ de\ C};\quad 7.56\ \mathrm{g\ de\ H};\quad 14.79\ \mathrm{g\ de\ Cl};\quad 5.84\ \mathrm{g\ de\ N};\quad 6.67\ \mathrm{g\ de\ O}$$

- Ahora se conviertes estos gramos de cada elemento usando las masas molares correspondientes:

Para carbono:

$$(65.13\ \mathrm{g\ de\ C})\left(\frac{1\ \mathrm{mol\ de\ C}}{12.011\ \mathrm{g\ de\ C}}\right) = 5.423\ \mathrm{mol\ de\ C}$$

Para hidrógeno:

$$(7.56\ \mathrm{g\ de\ H})\left(\frac{1\ \mathrm{mol\ de\ H}}{1.0080\ \mathrm{g\ de\ H}}\right) = 7.50\ \mathrm{mol\ de\ H}$$

Para cloro:

$$(14.79\ \text{g de Cl})\left(\frac{1\ \text{mol de Cl}}{35.45\ \text{g de Cl}}\right) = 0.417\ \text{mol de Cl}$$

Para nitrógeno:

$$(5.84\ \text{g de N})\left(\frac{1\ \text{mol de N}}{14.007\ \text{g de N}}\right) = 0.417\ \text{mol de N}$$

Para oxígeno:

$$(6.67\ \text{g de O})\left(\frac{1\ \text{mol de O}}{15.999\ \text{g de O}}\right) = 0.417\ \text{mol de O}$$

- Para la obtención de la relación molar, ahora cada una de las cantidades entre el valor más pequeño, que corresponde a $0.417\ \text{mol}$, de modo que, para cada elemento se obtienen:

Carbono	$\frac{5.423\ \text{mol}}{0.417\ \text{mol}} = 13.00 \approx 13$	Cloro	$\frac{0.417\ \text{mol}}{0.417\ \text{mol}} = 1.00 \approx 1$
Hidrógeno	$\frac{7.50\ \text{mol}}{0.417\ \text{mol}} = 17.99 \approx 18$	Nitrógeno	$\frac{0.417\ \text{mol}}{0.417\ \text{mol}} = 1.00 \approx 1$
Oxígeno	$\frac{0.417\ \text{mol}}{0.417\ \text{mol}} = 1.00 \approx 1$		

- Esto indica que la fórmula mínima es $C_{13}H_{18}ClNO$. El problema además indica que la masa molar del compuesto es $239.743\ \text{g/mol}$, este dato es igual a la masa molar de la fórmula mínima:

$$M(C_{13}H_{18}ClNO) = 13(12.011\ \text{g/mol}) + 18(1.0080\ \text{g/mol}) + 35.45\ \text{g/mol} + 14.007\ \text{g/mol} + 15.999\ \text{g/mol} = 239.743\ \text{g/mol}$$

- De modo que concluimos que la fórmula molecular y la fórmula mínima son la misma para el bupropión.

Ejemplo 18. Fórmulas empírica y molecular de un activo farmacéutico

El análisis de un activo farmacéutico de uso común arroja los siguientes resultados para la composición porcentual en masa:

$$60.00\%\ \text{de C};\quad 4.44\%\ \text{de H};\quad 35.56\%\ \text{de O}$$

Adicionalmente, se sabe que la masa molar del compuesto es $180.159\ \mathrm{g/mol}$.

a) Determine la fórmula mínima del compuesto.

b) Determine su fórmula molecular.

c) A partir de los resultados, ¿puede inferir de qué activo farmacéutico se trata?

Solución:

- De acuerdo con el procedimiento descrito en la **Figura 14.**, se supone una muestra de $100\ \mathrm{g}$ del compuesto. De esta forma, las masas correspondientes a cada elemento son:

$$60.00\ \mathrm{g\ de\ C}, \qquad 4.44\mathrm{g\ de\ H}, \qquad 35.56\mathrm{g\ de\ O}$$

- Ahora se convierten estas masas a moles utilizando las masas molares correspondientes:

Para carbono:

$$(60.00\ \mathrm{g\ de\ C})\left(\frac{1\ \mathrm{mol\ de\ C}}{12.011\ \mathrm{g\ de\ C}}\right) = 4.996\ \mathrm{mol\ de\ C}$$

Para hidrógeno:

$$(4.44\ \mathrm{g\ de\ H})\left(\frac{1\mathrm{mol\ de\ H}}{1.0080\ \mathrm{g\ de\ H}}\right) = 4.405\ \mathrm{mol\ de\ H}$$

Para oxígeno:

$$(35.56\ \mathrm{g\ de\ O})\left(\frac{1\ \mathrm{mol\ de\ O}}{15.999\ \mathrm{g\ de\ O}}\right) = 2.223\ \mathrm{mol\ de\ O}$$

- El menor número de moles corresponde al oxígeno, por lo que se divide cada cantidad entre $2.223\ \mathrm{mol}$:

$$\mathrm{C}:\frac{4.996\ \mathrm{mol}}{2.223\ \mathrm{mol}} = 2.247 \approx 2.25; \qquad \mathrm{H}:\frac{4.405\ \mathrm{mol}}{2.223\ \mathrm{mol}} = 1.981 \approx 2; \qquad \mathrm{O} = \frac{2.223\ \mathrm{mol}}{2.223\ \mathrm{mol}} = 1$$

- La relación molar obtenida es:

$$\mathrm{C_{2.25}H_2O_1}$$

- Para eliminar el subíndice fraccionario, se multiplican todos los valores por 4:

$$C_9H_8O_4$$

Por lo tanto, la fórmula mínima del compuesto es: $C_9H_8O_4$.

- Para la determinación de la fórmula molecular, calculamos la masa molar del compuesto:

$$M(C_9H_8O_4) = 9(12.011\ \text{g/mol}) + 8\big(1.0080\ \text{g/mol} + 4(15.999\ \text{g/mol})\big) = 180.159\ \text{g/mol}$$

- Dado que esta masa coincide con la masa molar proporcionada para el compuesto, el factor k es:

$$k = \frac{\text{masa molar del compuesto}}{\text{masa molar de la fórmula mínima}} = \frac{180.159\ \text{g/mol}}{180.159\ \text{g/mol}} = 1$$

- Por lo tanto, la fórmula molecular es igual a la fórmula mínima: $C_9H_8O_4$.

- La fórmula molecular obtenida corresponde a un activo farmacéutico con el que ya habíamos practicado antes, al menos con su composición porcentual y se refiere al ácido acetilsalicílico.

Ejemplo 19. Fórmulas mínima y molecular de la lisina

La lisina es un aminoácido esencial, el cuerpo no lo produce en cantidad suficiente y debe obtenerse a través de la dieta. En nutrición y en bioquímica, una forma de verificar la identidad y la pureza de las sustancias es mediante el análisis elemental, que reporta el porcentaje en masa de cada elemento presente. Una muestra sólida de lisina presenta la siguiente composición porcentual:

19.2% de N; 9.64% de H; 49.3% de C; 21.9% de O.

Además, por su estructura química se sabe que **cada molécula de lisina contiene exactamente dos átomos de nitrógeno**.

a) Determine su fórmula mínima.

b) Determine su fórmula molecular.

Solución:

- Se supone una muestra de compuesto de 100 g, por lo que se tienen las siguientes masas de cada elemento:

$$49.3\text{ g de C};\quad 9.64\text{ g de H};\quad 19.2\text{ g de N};\quad 21.9\text{ g de O}$$

- Se convierten estas masas a moles:

Para carbono:

$$(49.3\text{ g de C})\left(\frac{1\text{mol de C}}{12.011\text{ g de C}}\right) = 4.104\text{ mol de C}$$

Para hidrógeno:

$$(9.64\text{ g de H})\left(\frac{1\text{mol de H}}{1.0080\text{ g de C}}\right) = 9.563\text{ mol de H}$$

Para nitrógeno:

$$(19.2\text{ g de N})\left(\frac{1\text{mol de N}}{14.007\text{ g de N}}\right) = 1.371\text{mol de N}$$

Para oxígeno:

$$(21.9\backslash\text{ g de O})\left(\frac{1\text{ mol de O}}{15.999\text{ g de O}}\right) = 1.369\text{ mol de O}$$

- El menor número de moles es aproximadamente 1.369 mol. Se divide cada cantidad entre ese valor:

$$\text{C:}\frac{4.104\text{ mol}}{1.369\text{ mol}} = 2.998 \approx 3;\qquad \text{H:}\frac{9.563\text{ mol}}{1.369\text{ mol}} = 6.985 \approx 7$$

$$\text{N:}\frac{1.371\text{ mol}}{1.369\text{ mol}} = 1.001 \approx 1;\qquad \text{O:}\frac{1.369\text{ mol}}{1.369\text{ mol}} = 1.000 \approx 1$$

- Por lo tanto, la fórmula mínima es:

$$C_3H_7NO$$

- El dato adicional indica que la molécula real de lisina contiene dos átomos de nitrógeno. La fórmula mínima contiene **1 átomo de N**, por lo que necesariamente la fórmula molecular debe ser un múltiplo de la fórmula mínima. Entonces, la fórmula molecular se obtiene multiplicando por 2 todos los subíndices:

$$C_6H_{14}N_2O_2$$



Actividad 8.
Fórmula mínima y fórmula molecular

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 8.
Fórmula mínima y fórmula molecular

2.1.5 Concentración molar

En la práctica de la química, pocas sustancias se emplean en estado puro. Aunque una ecuación química sugiera la combinación directa de ciertos reactivos para formar productos, en el laboratorio las reacciones casi nunca se llevan a cabo únicamente con esas sustancias. Generalmente, los reactivos se encuentran inmersos en un medio de reacción, que va más allá del recipiente utilizado y comprende el entorno en que las sustancias interactúan y se transforman.

En muchos procesos químicos, el medio de reacción más común es una **solución**. Aunque este concepto ya lo hemos abordado en el curso de Química I, vale la pena recordarlo aquí:

Solución

Es una mezcla homogénea formada por dos o más sustancias, en la que uno de los componentes se encuentra distribuido de manera uniforme dentro de otro.

En una solución se distinguen dos partes fundamentales: **soluto** y el **disolvente.**

Disolvente

El **disolvente** es la sustancia que, en una disolución, se encuentra en mayor proporción y que actúa como le medio en el cual se dispersan las demás sustancias.

Soluto

El soluto es la sustancia que se disuelve en el disolvente y que se encuentra en menor cantidad.

Desde el punto de vista macroscópico, una solución se caracteriza por presentar un aspecto uniforme: no es posible distinguir a simple vista sus componentes ni observar fases separadas. En el nivel microscópico, esta uniformidad se debe a que las partículas del soluto se encuentran distribuidas de manera homogénea entre las partículas de disolvente.

El disolvente más usado en química es el **agua**, por esta razón muchas de las soluciones reciben el nombre de **soluciones acuosas**. Sin embargo, existen también soluciones en las que el disolvente puede ser un líquido diferente, un sólido o incluso un gas, dependiendo de la naturaleza del sistema químico que se estudie.

En la **Figura 16.**, se muestra cómo se realiza la formación de una solución acuosa de dicromato de potasio. En este caso, una porción de soluto, correspondiente al dicromato de potasio ($K_2C_2O_7$) de color naranja, se incorpora al agua, que actúa cómo disolvente. Posteriormente, el sistema se somete a agitación, lo que favorece la dispersión homogénea y da lugar a la formación de una solución uniforme.

Figura 16.
Formación de una solución acuosa de dicromato de potasio



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia a través de IA. [Formación de una solución acuosa de dicromato de potasio].

A primera vista podría pensarse que, al continuar agregando dicromato de potasio sólido al agua y agitar el sistema, este seguirá disolviéndose indefinidamente. Sin embargo, en la práctica esto no ocurre. Existe una cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de disolvente bajo condiciones específicas, como la temperatura. Cuando se alcanza este límite, el disolvente ya no es capaz de incorporar más partículas de soluto, por lo que el exceso de dicromato de potasio permanece sin disolvente en el fondo del recipiente. En este punto se dice que la solución se encuentra **saturada.**

Un ejemplo cotidiano que permite identificar con claridad los conceptos de **solución insaturada**, **saturada** y **sobresaturada** se observa al endulzar una taza de té o café. Al agregar pequeñas cantidades de azúcar y agitar, el soluto se disuelve completamente en la bebida, formando una solución homogénea. En esta etapa, la solución se considera insaturada, ya que es posible disolver más azúcar.

Si se continúa añadiendo azúcar de manera gradual, llegará un momento en que el disolvente ya no sea capaz de disolver una mayor cantidad de soluto. A partir de este punto, el azúcar adicional permanece sin disolverse en el fondo del recipiente. En esta situación se dice que la solución está saturada, pues se ha alcanzado el límite de solubilidad bajo esas condiciones.

Una adición mayor de azúcar que ya no pueda ser disuelta en el café, conduce a la formación de una solución sobresaturada.

Figura 17.
Ejemplo cotidiano de soluciones insaturada, saturada y sobresaturada



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia a través de IA. [Ejemplo cotidiano de soluciones insaturada, saturada y sobresaturada].

Los ejemplos anteriores muestran que no basta con identificar el soluto y el solvente de una solución, sino que también es necesario conocer **cuánta cantidad de soluto** se encuentra disuelta en ella. Dos soluciones formadas por las mismas sustancias pueden comportarse de manera distinta si la cantidad de soluto es diferente.

El concepto de **concentración** permite expresar esta relación de **forma cuantitativa**, al indicar la proporción entre el soluto y la solución. Desde un punto de vista microscópico, la concentración se relaciona con el número de partículas de soluto presentes en un determinado volumen; a nivel macroscópico, se refleja en soluciones más concentradas o más diluidas.

Existen diversas formas de expresar la concentración. En este curso se empleará principalmente la **concentración molar** o **molaridad**, por ser una de las unidades más utilizadas en química y especialmente útil para el estudio de reacciones en solución.

Molaridad

La **molaridad (M)** se define como el **número de moles de soluto disueltos en un litro de disolución**.

Matemáticamente la molaridad M, se expresa como:

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

Donde:

- M es la concentración molar en $\mathrm{mol/L}$,
- n es la cantidad de soluto en moles,
- V es el volumen de la disolución en litros (L)

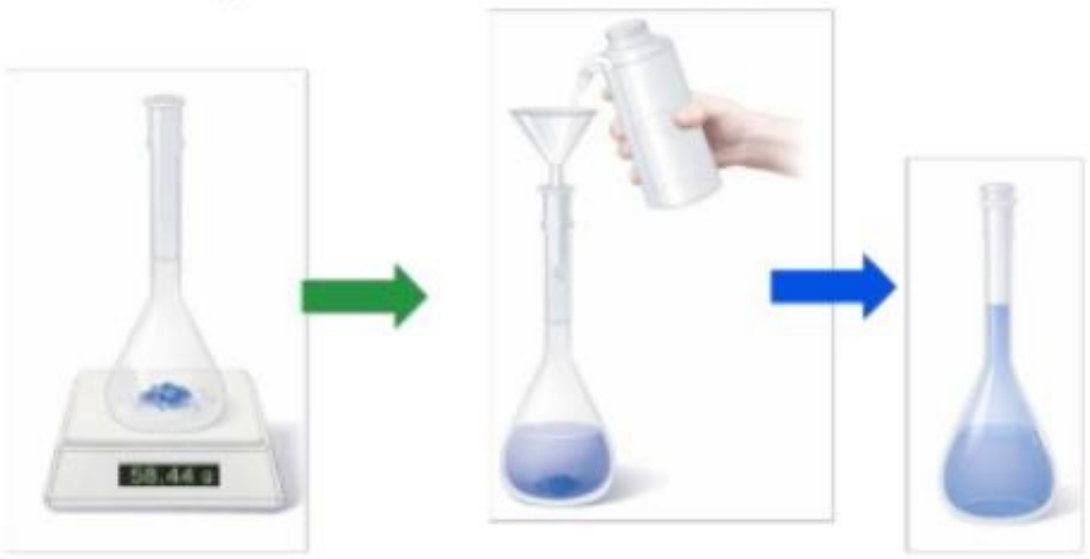
Es importante destacar que el volumen considerado en la ecuación corresponde al volumen final de la solución, una vez que el soluto se ha disueltos por completo, y no al volumen del disolvente empleado inicialmente. Por esta razón, la preparación de soluciones con una concentración definida se realiza utilizando material volumétrico, como los matraces volumétricos, los cuales permiten ajustar con precisión el volumen final de la solución. Este procedimiento garantiza que la relación entre la cantidad de soluto y el volumen de la disolución sea la adecuada.

Por ejemplo, para preparar una solución $1.0\ \mathrm{M}$ (que se lee como **uno molar**), de cloruro de sodio, se parte del hecho de que esta solución contiene $1.0\ \mathrm{mol}$ de soluto por cada litro de solución. La masa molar del cloruro de sodio es:

$$M(\mathrm{NaCl}) = 22.990\ \mathrm{g/mol} + 35.45\ \mathrm{g/mol} = 58.44\ \mathrm{g/mol}$$

Esto significa que, para preparar una solución $1.0\ \mathrm{M}$ se deben pesar $58.44\ \mathrm{g}$ de NaCl, los cuales se disuelven inicialmente en una cantidad pequeña de agua, y posteriormente, se transfieren a un matraz volumétrico de $1.0\ \mathrm{L}$ y se añade agua hasta alcanzar exactamente ese litro de disolución.

Figura 18.
Preparación de solución 1.0 M de NaCl en el laboratorio



Nota. Fuente: Cruz V., O (2025). Creación propia a través de IA. [Preparación de solución $1.0\ \mathrm{M}$ de NaCl en el laboratorio].

De esta manera, los $58.44\ \mathrm{g}$ de NaCl no se disuelven en $1.0\ \mathrm{L}$ de agua, sino en la cantidad necesaria de agua para formar $1.0\ \mathrm{L}$ de disolución.

En este texto, la letra M puede representar dos magnitudes distintas, dependiendo del contexto. Cuando M aparece sin paréntesis, se refiere a la concentración molar o molaridad de una solución. Mientras que si M aparece acompañada de una fórmula química entre paréntesis, como en $M(\mathrm{NaCl})$ se refiere a la masa molar indicada dentro de los paréntesis.

Ejemplo 20. Molaridad de una solución acuosa de nitrato de potasio

En el laboratorio se prepara una disolución acuosa disolviendo 30.34 g de nitrato de potasio KNO_3 y ajustando el volumen final a 500 mL de disolución. Determine la concentración molar de la disolución obtenida.

Solución:

La concentración molar se calcula mediante la siguiente expresión:

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

- Donde n es el número de moles y V es el volumen final de la solución en litros.

- Primero calculamos la masa molar del nitrato de potasio:

$$M(KNO_3) = 39.098\ \text{g/mol} + 14.007\ \text{g/mol} + 3(15.999\ \text{g/mol}) = 101.102\ \text{g/mol}$$

- Ahora calculamos el número de moles presente en la cantidad de masa proporcionada, 10.1 g de nitrato de potasio:

$$n = (30.34\ \text{g de } KNO_3)\left(\frac{1\ \text{mol de } KNO_3}{101.102\ \text{g de } KNO_3}\right) = 0.300\ \text{mol de } KNO_3$$

- Una vez que conocemos el número de mol del soluto, nos tenemos que asegurar que el volumen final de la solución está expresado en litros; como en el problema se proporcionan 500 mL, realizamos la conversión a litros a través de la siguiente operación:

$$V = (500\ \text{mL})\left(\frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}}\right) = 0.500\ \text{L}$$

- Finalmente realizamos el cálculo de la molaridad:

$$M = \frac{0.300\ \text{mol}}{0.500\ \text{L}} = 0.6\ \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0.6\ \text{M}$$

- Por lo tanto, la disolución preparada tiene una concentración de 0.6 M.

Ejemplo 21. Masa a partir de la molaridad y volumen conocidos

En un laboratorio escolar se requiere preparar una **disolución acuosa** de sulfato de cobre (II) para realizar una práctica relacionada con reacciones en solución y observación de cambios de color. Para garantizar que los resultados sean adecuados, se necesita que esta disolución tenga una concentración bien conocida. Se desea preparar 250 mL de una disolución 0.200 M de sulfato de cobre (II) pentahidratado $CuSO_4 \cdot 5H_2O$,. Determine la masa de soluto que debe pesarse para preparar esta disolución.

Solución:

- La concentración molar se define como:

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

- De esta expresión se despeja la cantidad de moles de soluto:

$$n = M \cdot V$$

- El volumen final de la disolución que se desea preparar es:

$$(250\ \text{mL})\left(\frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}}\right) = 0.250\ \text{L}$$

- De modo que podemos determinar el número de moles requeridos al sustituir el volumen y el valor de la molaridad proporcionado:

$$n = \left(0.200\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)(0.250\ \text{L}) = 0.0500\ \text{mol}$$

- A partir de la fórmula química del sulfato de cobre (II) pentahidratado y de las masas molares que encontramos en la tabla periódica sabemos la masa molar de este soluto:

$$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 63.546\ \text{g/mol} + 32.06\ \text{g/mol} + 4(15.999\ \text{g/mol}) + 5[2(1.0080\ \text{g/mol}) + 15.999\ \text{g/mol}] = 249.677\ \text{g/mol}$$

- Podemos al final determinar la masa requerida para la preparación de la solución a través de la siguiente operación:

$$m = n \cdot M = (0.0500\ \text{mol de } CuSO_4 \cdot 5H_2O)\left(\frac{249.677\ \text{g de } CuSO_4 \cdot 5H_2O}{1\ \text{mol de } CuSO_4 \cdot 5H_2O}\right) = 12.48\ \text{g de } CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

- De modo que, para preparar 250 mL de una solución acuosa 0.200 M de sulfato de cobre (II) pentahidratado se requieren pesar 12.48 g de este soluto.

Ejemplo 22. Volumen a partir de molaridad y masa de soluto

En un laboratorio se cuenta con $12.0\,\text{g}$ de carbonato de sodio, Na_2CO_3, y se requiere preparar una disolución acuosa con una concentración de $0.250\,\text{M}$ para utilizarla en una práctica de laboratorio. Determine el volumen final de disolución que puede prepararse con esa cantidad de soluto.

Solución:

- Para la determinación del volumen es necesario despejar este término a partir de la fórmula para la molaridad:

$$M = \frac{n}{V} \longrightarrow V = \frac{n}{M}$$

- Requerimos de saber la masa molar de este soluto:

$$M(Na_2CO_3) = 2(22.990\,\text{g/mol}) + 12.011\,\text{g/mol} + 3(15.999\,\text{g/mol}) = 105.988\,\text{g/mol}$$

- Una que sabemos la masa molar, podemos determinar la cantidad de moles de soluto disponibles en la masa proporcionada:

$$(12.0\,\text{g de } Na_2CO_3)\left(\frac{1\,\text{mol de } Na_2CO_3}{105.988\,\text{g de } Na_2CO_3}\right) = 0.133\,\text{mol de } Na_2CO_3$$

- Sabiendo el número de moles y la molaridad de la solución, podemos determinar el volumen:

$$V = \frac{0.133\,\text{mol}}{0.250\,\frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0.452\,\text{L}$$

De modo que el volumen de la solución final será de $0.452\,\text{L} = 452\,\text{mL}$.



Actividad 9. Molaridad

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 9. Molaridad

2.2 pH

Hasta ahora se ha utilizado la **molaridad** como una herramienta para expresar cuánta cantidad de soluto se encuentra disuelta en un determinado volumen de disolución. Esta forma de concentración resulta adecuada para describir la mayoría de las disoluciones que se preparan y utilizan en el laboratorio químico.

Sin embargo, existen ciertos sistemas en los que la concentración de las especies químicas involucradas es extremadamente pequeña, con valores muy muy pequeños de mol por litro. Este es el caso de las **soluciones acuosas**, en las que el compartimiento químico del sistema no depende de cantidades de soluto, sino de la presencia de **iones específicos en concentraciones muy bajas**.

Entre estos sistemas destacan aquellos en los que la solución presente un **carácter ácido o básico**, propiedad que depende directamente de la concentración de ciertos iones presentes en el medio acuoso. Comprender este comportamiento resulta muy importante, ya que los ácidos y las bases desempeñan un papel central tanto en procesos naturales como en aplicaciones tecnológicas.

Desde una perspectiva general, la química estudia la materia y sus transformaciones. Dado que el número de sustancias conocidas es enorme, se han establecido distintos **criterios de clasificación** de estudio. Así, de acuerdo con su estructura y composición, las sustancias pueden clasificarse como sustancias puras o mezclas; según el tipo de elementos que las forman, los compuestos pueden ser orgánicos o inorgánicos; y atendiendo al tipo de enlace intramolecular, se reconocen compuestos covalentes, iónicos o metálicos.

Figura 19.

Algunas sustancias en que se encuentran ácidos y bases



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia con IA. [Algunas sustancias en que se encuentran ácidos y bases]

Ahora es tiempo de conocer **¿por qué algunas sustancias son ácidas y otras básicas?** Ambos conceptos los conociste cuando se revisó el tema de reacciones de neutralización. Además, son sustancias que forman parte esencial de la vida del ser humano ¿no me crees? Basta con que respondas ¿Qué se toma la gente cuando tiene acidez estomacal? la respuesta es un antiácido, ¿Qué **sabor** tiene el limón? El sabor es **agrio** o **ácido**. Y los jabones ¿los has probado? Ellos tienen un sabor **amargo** y son **resbaladizos**, ambas son propiedades de las bases. En el ser humano uno de los componentes del jugo gástrico es el ácido clorhídrico (HCl), un ácido fuerte que permite la degradación de los alimentos durante el metabolismo. Además, en la sangre, el **pH** es un indicativo de que los procesos metabólicos están funcionando bien, una alteración de este puede provocar la muerte. Por otro lado, el uso de ácidos y bases en la industria es abundante, algunos de ellos son **materias primas** o intermediarios para la generación de productos de uso común como el amoniaco (NH_3) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4) que utilizan para la fabricación de **fertilizantes**.

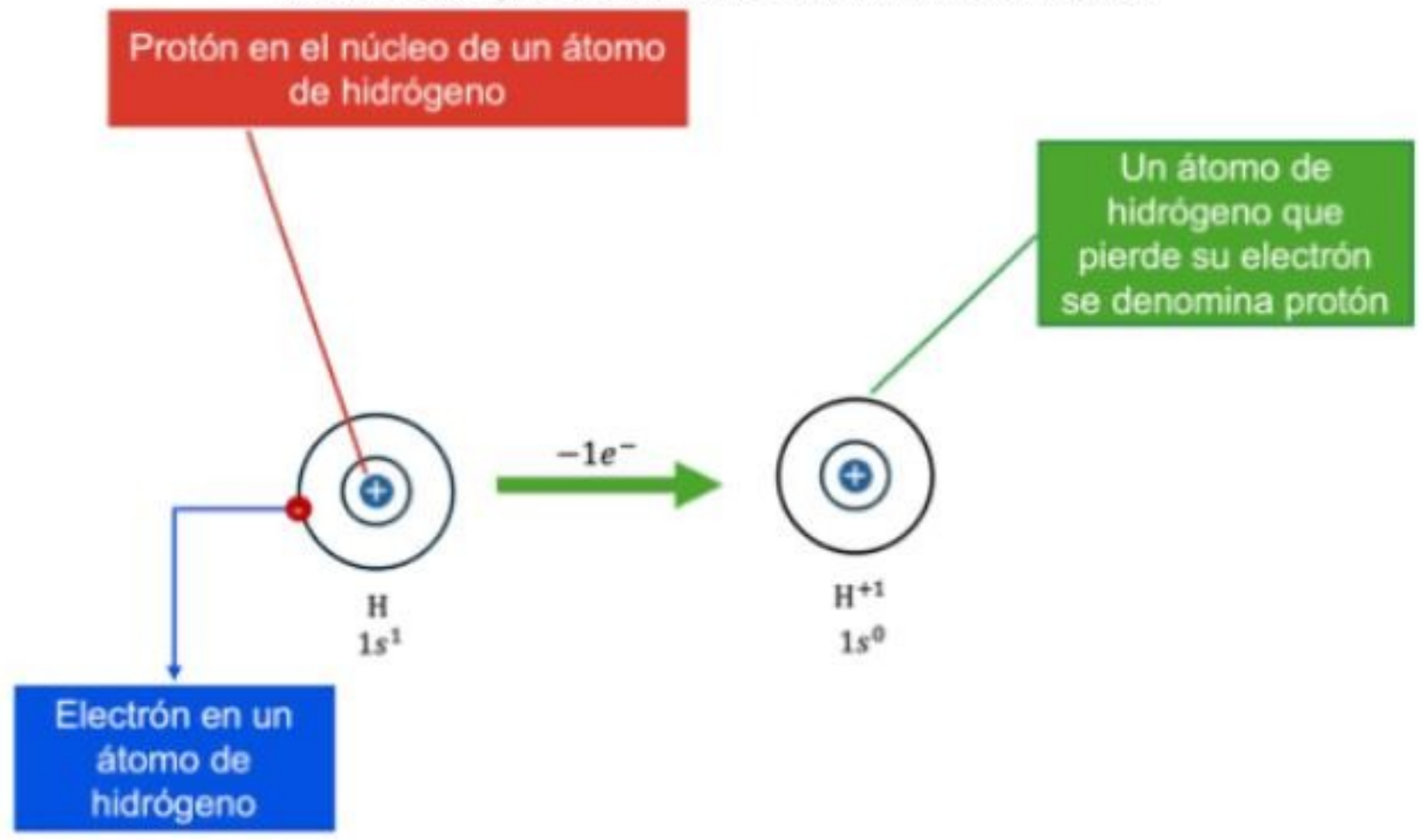
¿Qué es el pH? Antes de darte una respuesta revisemos que son los **ácidos** y las **bases** en función de su reactividad, y otras características distintivas las sustancias.

2.2.1 Teorías sobre los ácidos y bases

Los ácidos y las bases son sustancias que se distinguen entre sí por sus propiedades y reacciones, mientras que los **ácidos** como el limón (ácido cítrico) o el vinagre (ácido acético) contenido en algunas salsas y alimentos, tienen un sabor ácido, las **bases** tienen un sabor amargo como el sabor de la cáscara de plátano. Si recuerdas uno de los efectos adversos de la lluvia ácida es su capacidad de reaccionar con ciertos materiales como el mármol y ciertos metales, causando su deterioro por desgaste debido a la **corrosión** que les provoca. ¿Alguna vez has revisado la etiqueta de los desengrasantes de estufas o del líquido para destapar la cañería de tu casa? Si no lo has hecho, es momento de que lo hagas, notarás la presencia de sustancias como $NaOH$, que tienen la capacidad de romper los enlaces de las proteínas y de las grasas, lo que permite romper cabello y comida que generalmente son causantes del daño en la tubería.

Para comprender las teorías modernas de ácidos y bases, es necesario precisar a qué se hace referencia cuando se habla de una especie de la que hablaremos mucho en las secciones siguientes. **El átomo de hidrógeno** es el elemento más sencillo de la tabla periódica. En su forma más común está constituido por un protón en el núcleo y un electrón que lo rodea. Cuando el átomo de hidrógeno pierde su electrón, queda únicamente su núcleo, en el cual está presente un protón. Es por esto, que a la especie H^+ se le denomina así, protón (observe la figura).

Figura 20.
Un átomo de hidrógeno que ha perdido un electrón se denomina protón



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia. [Un átomo de hidrógeno que ha perdido un electrón se denomina protón]

En medio acuoso, el protón no existe de forma aislada. Debido a su **alta afinidad** por los pares de **electrones** del átomo de oxígeno en la molécula de agua, el protón se asocia inmediatamente con una molécula de agua, dando lugar a la formación del **ion hidronio**, H_3O^+:

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$

Por esta razón, en disoluciones acuosas la acidez no se debe a la presencia de protones libres, sino a la **concentración de iones hidronio**.

Es importante destacar que el agua no es completamente neutra desde el punto de vista químico. Aun en ausencia de un ácido o una base añadidos, una pequeña fracción de las moléculas de agua se disocia de manera natural, estableciendo el siguiente **equilibrio**:

$$2H_2O(\ell) \longrightarrow H_3O^+(ac) + OH^-(ac)$$

En el agua pura a 25°C, la concentración de los iones hidronio e hidroxilo es muy pequeña, del orden de:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}\ \text{mol/L}$$

En notación decimal, este valor corresponde a:

$$0.0000001\ \text{mol/L}$$

La **adición de un ácido o de una base** altera este equilibrio natural, incrementando la concentración de uno de estos iones y dando lugar a una **disolución ácida o básica**, respectivamente.

Hay compuestos orgánicos que tienen la capacidad de cambiar de color según se encuentren en la presencia de un ácido o de una base, al aceptar o donar protones. Estas sustancias se conocen como **indicadores de pH**, algunos son la fenolftaleína, el anaranjado de metilo y el **papel tornasol** que al estar en contacto con un ácido cambia su color azul a rojo, en tanto que las bases modifican el color de rojo a azul. En la siguiente **tabla** se muestran algunas de las características que distinguen a los ácidos de las bases en función de las propiedades de sus soluciones acuosas.

Figura 21.
Coloración del papel tornasol ante ácidos y bases



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia con IA. [Coloración del papel tornasol ante ácidos y bases.]

Tabla 1.
Características de los ácidos y las bases

Ácidos	Bases
- Tienen sabor ácido - Son capaces de disolver ciertos metales - Cambian el color del colorante vegetal llamado papel tornasol, de azul a rojo - Reaccionan con las bases	- Tienen sabor amargo - Son resbalosos al tacto - Cambian el color del papel tornasol, de rojo a azul - Reaccionan con los ácidos

Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia. [Características de los ácidos y las bases]

En la Tabla 1. se aprecia la marcada diferencia del comportamiento de los ácidos y bases. Sin embargo, estas diferencias no pueden explicarse únicamente a partir de propiedades macroscópicas como el sabor, la textura o el cambio de color de un indicador. Para comprender el origen de estas propiedades es necesario analizar lo que ocurre a nivel de las partículas que conforman las sustancias cuando se encuentran disueltas en agua.

A finales del siglo XIX, el científico sueco **Svante Arrhenius** propuso una de las primeras teorías que buscaban explicar el comportamiento de los ácidos y las bases desde el punto de

vista microscópico. Su propuesta se basa en el estudio de **soluciones acuosas** y en la capacidad de ciertas sustancias para disociarse en iones al entrar en contacto con el agua.

De acuerdo con la teoría de Arrhenius, un **ácido** es una sustancia que, al disolverse en agua, **incrementa la concentración de iones hidrógeno,** H^+; mientras que, una **base** es una sustancia que, al disolverse en agua, **incrementa la concentración de iones hidróxido,** OH^-. Esta teoría permitió explicar por qué las soluciones ácidas y básicas presentan propiedades características, como la conductividad eléctrica y la capacidad de neutralizarse entre sí.

Por ejemplo, el ácido clorhídrico se disuelve en agua de la siguiente manera:

$$HCl(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Mientras que una base fuerte como el hidróxido de sodio se disocia según la siguiente ecuación química:

$$NaOH\,(ac) \longrightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Cuando un ácido y una base reaccionan entre sí, ocurre un proceso de **neutralización**, en el que los iones **hidronio** y los iones **hidróxido** se combinan para formar agua:

$$H_3O^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow 2H_2O(\ell)$$

Aunque la **teoría de Arrhenius** representó un avance importante para comprender el comportamiento de los ácidos y las bases en solución acuosa, presenta limitaciones importantes, ya que no explica el comportamiento de sustancias que actúan como bases sin contener el ion hidróxido ni describe adecuadamente reacciones ácido-base que ocurren fuera del medio acuoso.

Estas limitaciones condujeron al desarrollo de teorías más generales, como la propuesta posteriormente por **Brønsted y Lowry**, que fue presentada de forma independiente por, **Johannes Brønsted** y **Thomas Lowry** propusieron una teoría basada en la **transferencia de protones**, la cual permite describir reacciones ácido-base tanto en disolución acuosa como en otros medios.

De acuerdo con esta teoría, muchos compuestos que contienen hidrógeno presentan enlaces covalentes que pueden romperse, liberando un protón (H^+). Dicho protón no se libera de forma aislada, sino que es **transferido** a otra especie química capaz de aceptarlo. Para que esto ocurra, la sustancia que recibe el protón debe contar con al menos un **par de electrones libre** disponible. Con el cual se forma un nuevo enlace covalente con el protón transferido.

Ácido (Brønsted-Lowry)

Especie química que dona protones o iones hidrógeno en una reacción química.

Base (Brønsted-Lowry)

Especie química que acepta protones o iones hidrógeno en una reacción química.

Bajo esta perspectiva, **no es necesario que una base contenga el ion hidróxido** (OH^-), para ser considerada como base. La condición es que la especie tenga la capacidad de aceptar un protón, lo cual ocurre gracias a la presencia de pares electrones libres. Por ello, sustancias como el **amoniaco** ($\ddot{N}H_3$), que no contienen OH^-, pueden comportarse como bases.

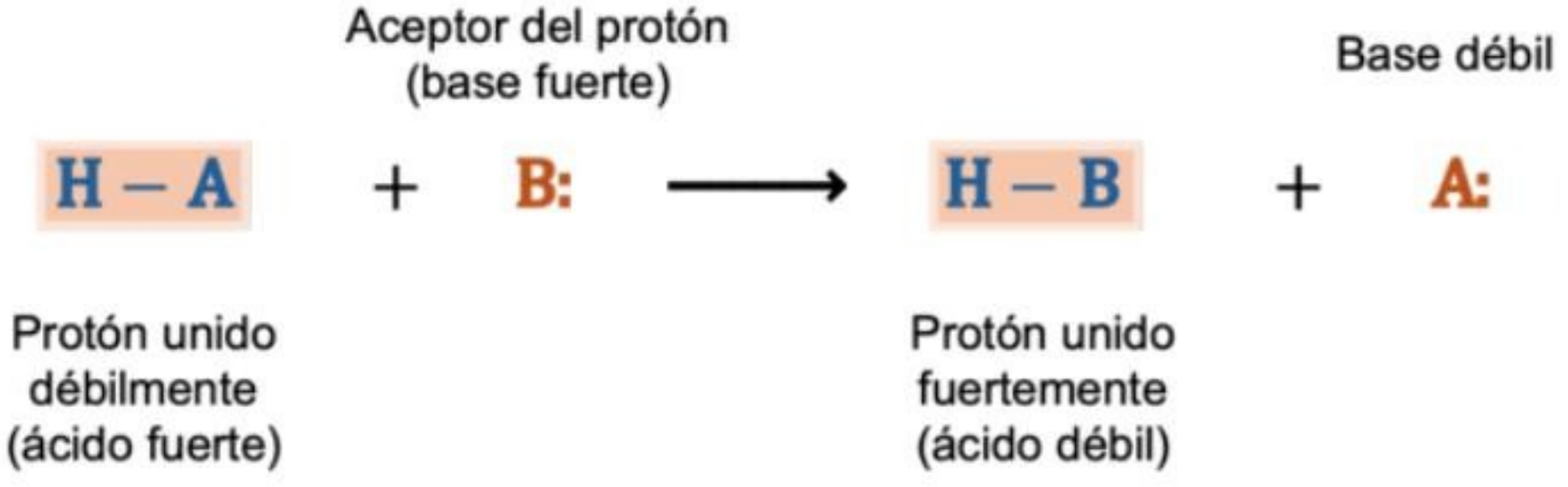
Cuando un ácido y una base reaccionan, ocurre una **transferencia de protones**, proceso que también podemos denominar **reacción ácido-base.**

Reacción ácido-base (Brønsted-Lowry)

Es aquella en la que se produce **la transferencia de un protón desde un ácido hacia una base.**

De forma general la ecuación de la reacción ácido base, bajo la teoría de Brønsted y Lowry se escribe en la **Figura 22.**

Figura 22.
Reacción ácido base de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia. [Reacción ácido base de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry.]

Los términos **fuerte** y **débil** se refieren a la **capacidad de una sustancia para ionizarse** o **disociarse** en solución. En el caso de los ácidos, un **ácido fuerte** es aquel en el que los protones están unidos débilmente al resto de la molécula, lo que facilita su donación. Por el contrario, en un ácido débil existe una mayor atracción entre los átomos que forman el enlace, lo que dificulta la liberación del protón.

Un ejemplo representativo es el **ácido fluorhídrico** (HF). A pesar de ser un ácido binario, se clasifica como un **ácido débil** debido a la alta electronegatividad del flúor, el elemento más electronegativo de la tabla periódica, que atrae con gran fuerza al átomo de hidrógeno. Como resultado, sólo una fracción de las moléculas de HF se disocia en solución acuosa:

$$HF\,(ac) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + F^-(ac)$$

De manera general, los hidróxidos de los metales alcalinos, como $NaOH$ o KOH, se comportan como **bases fuertes**, ya que se disocian prácticamente por completo en agua. En contraste, sustancias como el amoniaco (NH_3) son **bases débiles**, puesto sólo una parte de sus moléculas acepta protones:

$$NH_3(ac) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

En las ecuaciones químicas, la disociación de ácidos y bases fuertes suele representarse mediante una flecha simple, indicando que el proceso es prácticamente irreversible, mientras que, para los ácidos y bases débiles, se indica una **doble flecha**, que indica un equilibrio reversible.

Una contribución fundamental de la teoría de Brønsted-Lowry es el concepto de **pares conjugados ácido-base**. Cuando un ácido dona un protón, se transforma en su base conjugada. De manera análoga, cuando una base acepta un protón, se convierte en su **ácido conjugado**. Estas especies siempre aparecen en pares relacionados entre sí por la pérdida o ganancia de un protón.

En una reacción **ácido-base** siempre están presentes **dos pares conjugados**:

- un ácido y su base conjugada,
- una base y su ácido conjugado.

En la disociación del amoniaco en agua, por ejemplo, el NH_3 actúa como una base al aceptar un protón, formando el ion amonio NH_4^+, que corresponde a su ácido conjugado. Al mismo tiempo, la molécula de agua dona un protón y se transforma en su base conjugada, el ion hidróxido OH^-. La flecha doble indica que el proceso es reversible (observe la **Figura 23.**).

Figura 23.

Disociación de amoniaco en agua



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia. [Disociación de amoniaco en agua.]

Revisemos el siguiente ejemplo para identificar los pares conjugados ácido – base de la ecuación que se presenta.

Ejemplo 23. Identificación de pares conjugados

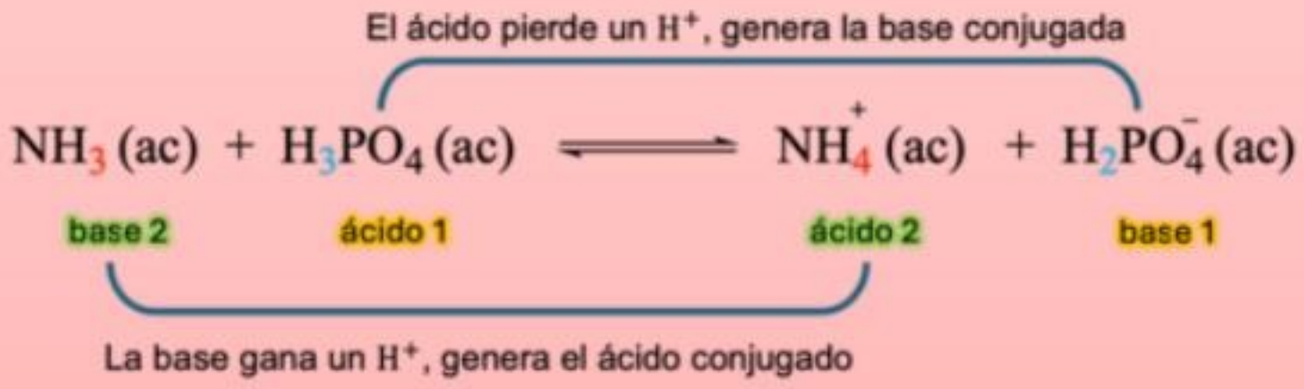
El amoniaco y el ácido fosfórico se combinan en procesos industriales para la fabricación de fertilizantes. El ácido fosfórico es un **ácido triprótico**, ya que puede donar hasta tres protones. La siguiente ecuación muestra el caso en el que solo ha donado uno de ellos:



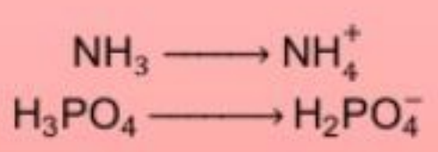
Identifica los pares ácido-base conjugados.

Solución:

En esta reacción, el amoniaco actúa como base y acepta un protón, transformándose en el ion amonio, su ácido conjugado. Por su parte, el ácido fosfórico dona un protón y se convierte en el ion dihidrógeno fosfato, su base conjugada.



Por lo tanto, los pares conjugados ácido-base son:



La identificación de estos pares se base en observar qué especie gana un protón y cuál pierde un protón.

Practica con la identificación de los pares conjugados en las ecuaciones que se presentan, después realiza la actividad correspondiente.

Serie de ejercicios 1	Ácido y Bases de Brønsted – Lowry

Instrucciones: en cada una de las ecuaciones identifica el par conjugado ácido base, realiza esta actividad en tu cuaderno de notas y verifica tu respuesta con tu profesor.

1. $HBr\,(ac) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Br^-(ac)$
2. $HS^-(ac) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_2S(ac) + OH^-(ac)$
3. $H_3O^+(ac) + OH^-(ac) \rightleftharpoons H_2O\,(\ell) + H_2O(\ell)$
4. $H_2SO_4(ac) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_3O^+(ac) + HSO_4^-(ac)$
5. $HF(ac) + NH_3(ac) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + F^-(ac)$
6. $NH_4^+(ac) + OH^-(ac) \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_2O(\ell)$
7. $OH^-(ac) + HCO_3^-(ac) \rightleftharpoons H_2O\,(\ell) + CO_3^{-2}(ac)$

2.2.1 Teorías sobre los ácidos y bases

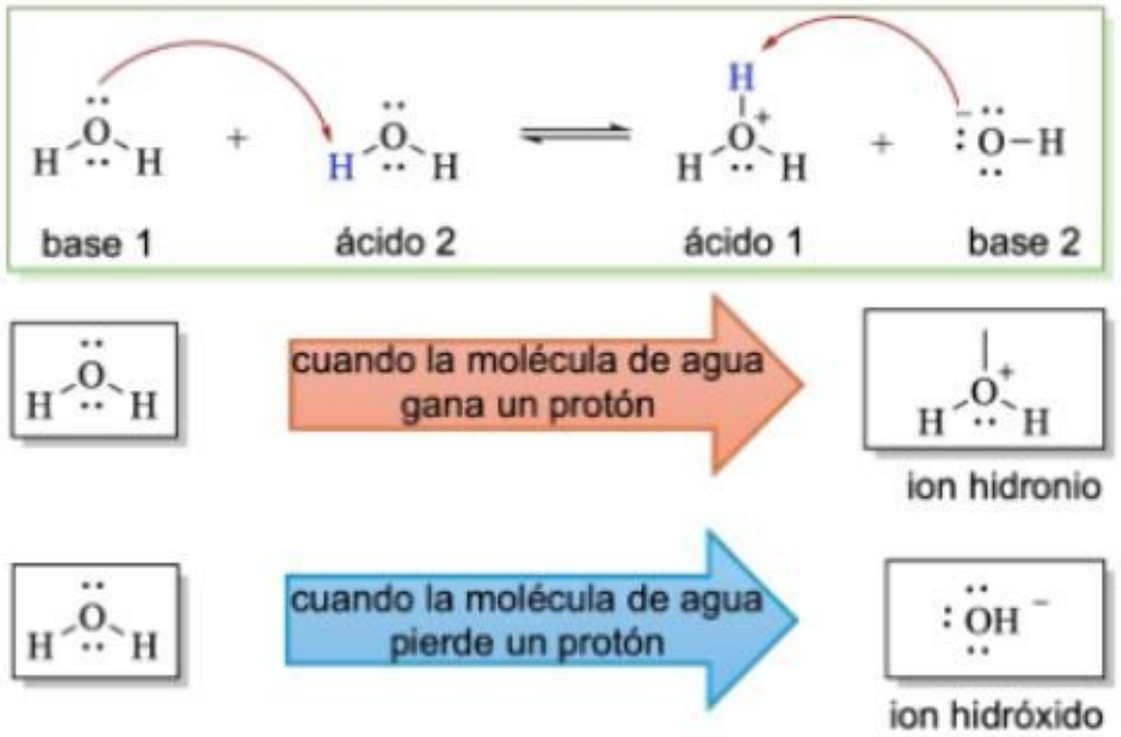
Hasta ahora se ha establecido que el carácter ácido o básico de una solución acuosa depende directamente de la concentración de ciertas especies químicas presentes en ella, en particular de los **iones hidronio** H_3O^+ y **iones hidróxido** OH^-. Para comprender el origen de esta relación, es necesario analizar primero el comportamiento del agua desde el punto de vista ácido–base.

El agua es una sustancia con un comportamiento químico particular, ya que puede actuar tanto como ácido como base. De acuerdo con la teoría de Brønsted–Lowry, una sustancia se comporta como ácido cuando **dona protones**, y como base cuando **acepta protones**. En este sentido, una molécula de agua puede donar un protón a otra molécula de agua o aceptarlo, dando lugar a un proceso conocido como **autoionización del agua**:

$$H_2O(\ell) + H_2O(\ell) \longrightarrow H_3O^+(ac) + OH^-(ac)$$

En esta reacción, una molécula de agua actúa como ácido al donar un protón y formar el ion hidróxido, mientras que la otra actúa como base al aceptar ese protón y formar el ion hidronio. Debido a esta doble capacidad, el agua se clasifica como una sustancia **anfiprótica** o **anfótera**.

Figura 24.
Formación del par conjugado ácido – base de la molécula de agua



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia. [Formación del par conjugado ácido – base, de la molécula de agua]

De acuerdo con la teoría de Brønsted – Lowry la molécula de agua se comporta como ácido cuando **dona** su protón, y como base cuando **acepta** al protón. Se dice entonces que el agua es una molécula **anfiprótica**, porque presenta ambas posibilidades, donar y aceptar protones. Otra forma más general de referirse a esta propiedad dual es identificar a las sustancias como **anfóteros**.

Anfiprótico

Sustancia que tiene la capacidad de donar y aceptar protones.

Anfótero

Sustancia que actúa como ácido y como base.

¿Qué importancia tiene el comportamiento anfótero del agua? En el medio ambiente se llevan a cabo diversas reacciones gracias al carácter ácido base del agua. En el mar, cuándo hay un exceso de dióxido de carbono, inicialmente se forma ácido carbónico al combinarse con agua, no obstante, al tener también la capacidad de comportarse como base el agua acepta un protón del ácido para formar bicarbonato y con ello evita que se presenten cambios bruscos de acidez que definitivamente afectarían la vida marina. Asimismo, en la industria una gran diversidad de productos requiere del agua para su realización. En la fabricación de medicamentos, el agua permite preparar soluciones, además el agua purificada permite ajustar el pH de soluciones inyectables según las necesidades de la formulación. En la fisiología del ser humano, el carácter ácido base del agua es indispensable en muchos procesos metabólicos. En el sistema digestivo el agua permite el buen funcionamiento de las enzimas que participan en la degradación de los alimentos. También en la sangre se presenta el papel amortiguador del par ácido carbónico – bicarbonato logrando que el pH de la sangre sea 7.4 como un indicativo de que algunos procesos metabólicos están funcionando bien.

Además del agua, hay otras sustancias que son anfóteras como las proteínas que en su estructura tiene múltiples grupos que pueden donar o aceptar protones, por ejemplo, sus monómeros estructurales los aminoácidos que están formados por el grupo amino y carboxilo que se comportan como anfóteros. El óxido de zinc con el que se fabrican algunos bloqueadores solares o las pomadas para rozaduras; también el hidróxido de aluminio uno de los tratamientos para la gastritis o acidez estomacal, presenta ese comportamiento.

En el agua pura la concentración de iones hidronio e hidróxido es exactamente la misma. Cuando esto ocurre, se dice que la solución es neutra.

Solución neutra

Solución en la que la concentración de iones hidronio e hidróxido es la misma.

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

La flecha $\rightleftharpoons$ en la reacción representa que el proceso es reversible, es decir, puede ocurrir de forma directa (de reactivos a productos) o inversa (de productos a reactivos), alcanzando en algún momento el equilibrio como se detallará más adelante. A decir verdad, sólo una pequeña cantidad del agua esta ionizada, lo que implica que la concentración de agua permanece prácticamente sin al alterarse. Por lo que la constante de equilibrio para la autoionización del agua se puede representar como:

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] \quad (1)$$

Dónde:

K_W es la constante del producto iónico

$[H_3O^+]$ es la concentración molar de los iones hidronio

$[OH^-]$ es la concentración molar de los iones hidróxido

Constante del producto iónico

Es el producto de la concentración molar de los iones H_3O^+ y OH^- a una específica.

Como se ha mencionado antes, en el equilibrio, la concentración molar de iones hidronio e hidróxido es la misma y equivale a 1.0×10^{-7}M a 25°C. De modo que, de acuerdo con la ecuación (1):

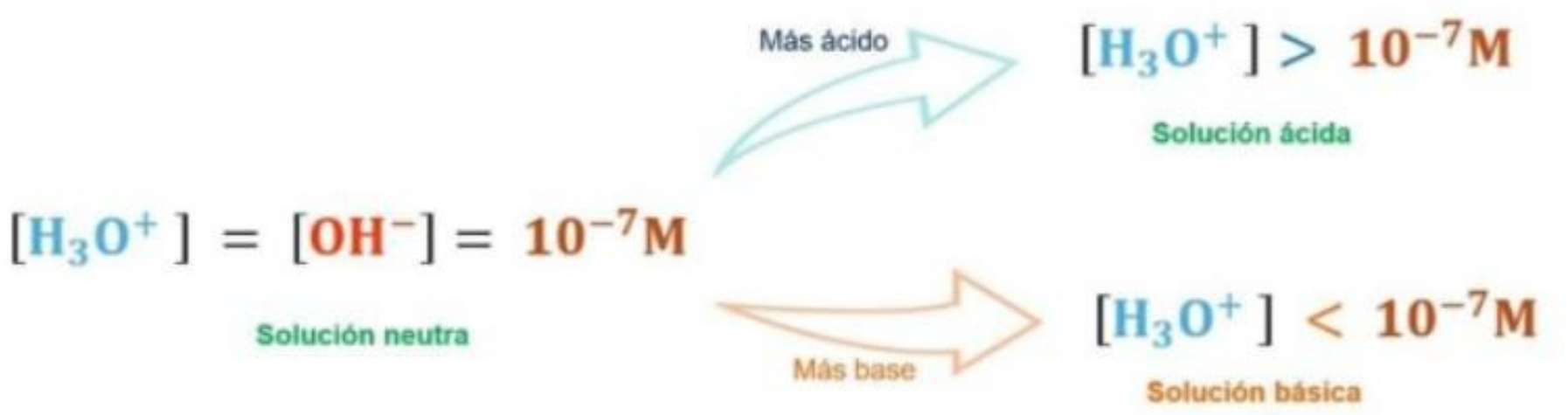
$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = (1.0 \times 10^{-7})(1 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

Aunque por la ecuación (1) se puede inferir que las unidades de medida de la constante K_W son mol^2/L^2, lo cierto es que en la práctica regularmente estas unidades se omiten. La constante del producto iónico del agua no sólo se cumple para agua pura, también se cumple en soluciones acuosas diluidas.

Cuando un ácido o una base se disuelven en agua, la concentración de los iones presentes en el equilibrio del agua se modifica. En particular, al disolverse un ácido en agua, se incrementa la concentración de iones hidronio H_3O^+respecto a la que existe en el agua pura. A este tipo de soluciones se les denomina **soluciones ácidas**.

Por el contrario, cuando se disuelve una base en agua, aumenta la concentración de iones hidróxido OH^-, lo que provoca que la concentración de iones hidronio sea menor que la del agua neutra. En este caso se obtiene una **solución básica**. De esta manera, la presencia de un ácido o una base altera el equilibrio de autoionización del agua y modifica la proporción relativa de sus iones.

Figura 24.
Formación del par conjugado ácido – base de la molécula de agua



Nota. Fuente: Olivares M., IN (2025). Creación propia. [Concentración de iones hidronio en soluciones ácidas y básicas]

Es importante destacar que las concentraciones de los iones hidronio e hidróxido pueden variar, pero **no lo hacen de manera independiente**. Un aumento en la concentración de uno de ellos implica necesariamente una disminución en la concentración del otro, de acuerdo con el valor constante de K_w. Este comportamiento se ilustra en los siguientes ejemplos.

Ejemplo 24. Relación en la concentración de iones hidronio e hidróxido

Durante la formación de la lluvia ácida los contaminantes atmosféricos generan ácidos fuertes como los ácidos sulfúrico y nítrico. Esto aumenta la concentración de iones hidronio en las gotas de lluvia haciéndolas más ácidas. En esas condiciones la concentración de iones hidróxido es de alrededor de 1.0×10^{-10} M. ¿Cuál será la concentración de iones H^+?

Solución:

Para conocer la concentración de iones debemos tener presente la ecuación de la constante de la ionización del agua:

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Como se conoce la concentración iones hidróxido, $[OH^-] = 1 \times 10^{-10}$M, se puede saber la concentración de los iones hidronio al despejarla de la expresión (1):

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1.0 \times 10^{-4}\text{M}$$

De esta forma, observamos que la concentración de los iones hidronio es mayor que la concentración de los iones hidróxido, por lo que podemos concluir que esta disolución es ácida.

Ejemplo 25. Relación en la concentración de iones hidronio e hidróxido

El pH de los refrescos oscila entre 2.5 y 3.5 debido a los ácidos que contienen como es el ácido carbónico. Con esos valores de pH la concentración de iones H_3O^+ en los refrescos es de alrededor de 1.0×10^{-3} M. ¿Cuál será la concentración de iones OH^-?

Solución:

Nuevamente, considerando la ecuación de la constante de la ionización del agua:

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

En el problema se proporciona la concentración aproximada de iones hidronio en la bebida gaseosa, por lo que podemos despejar la concentración de los iones hidróxido:

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = 1.0 \times 10^{-11}\text{ M}$$

Cuando se compara la concentración de iones hidronio con la de los iones hidróxido determinada, se observa que al ser mayor la primera, la solución es ácida.

Hablar de concentraciones del orden de 1.0×10^{-7} puede resultar poco intuitivo, ya que se trata de cantidades extremadamente pequeñas. Esto dificulta comparar de manera directa qué tan ácida o básica es una solución. Por esta razón, se estableció una escala más sencilla y práctica conocida como **escala de pH.**

Seguramente has escuchado hablar del pH en distintos contextos: el mantenimiento de albercas y acuarios, en productos para el cuidado de la piel o incluso en temas ambientales como la lluvia ácida. En términos generales, el pH es un número que indica qué tan ácida o básica es una solución, y está directamente relacionado con la concentración de iones hidronio presentes.

pH

Es el logaritmo negativo de la concentración molar de iones hidronio.

$$\mathrm{pH} = -log[\mathrm{H^+}] \qquad \text{ó} \qquad \mathrm{pH} = -log[\mathrm{H_3O^+}] \tag{2}$$

Recordemos que es indistinto hablar de la concentración de iones $[\mathrm{H^+}]$ y de la concentración de iones hidronio, $[\mathrm{H_3O^+}]$. Es importante aclarar que el logaritmo se aplica únicamente al valor numérico de la concentración, ya que no es posible obtener el logaritmo de una magnitud con unidades. Por esta razón, el pH es una cantidad adimensional, es decir, no tiene unidades de medida. Considerando que el pH es una manera sencilla de expresar la concentración molar de iones hidronio a 25°C, las soluciones ácidas y básicas se pueden diferenciar en función de este valor como:

$[\mathrm{H^+}] > 1.0 \times 10^{-7}\mathrm{mol/L}$ pH menor a 7 Disoluciones ácidas	$[\mathrm{H^+}] = 1.0 \times 10^{-7}\mathrm{mol/L}$ pH igual a 7 Disoluciones neutras	$[\mathrm{H^+}] < 1.0 \times 10^{-7}\mathrm{mol/L}$ pH mayor a 7 Disoluciones básicas

De manera análoga, al aplicar el logaritmo negativo a la concentración de iones hidróxido se define la escala de pOH:

$$\mathrm{pOH} = -log[\mathrm{OH^-}] \tag{3}$$

Si se retoma la expresión de la constante del producto iónico del agua:

$$[\mathrm{H_3O^+}][\mathrm{OH^-}] = 1 \times 10^{-14}$$

y se aplica el logaritmo negativo a ambos lagos de la igualdad, se obtiene:

$$-log[\mathrm{H^+}] - log[\mathrm{OH^-}] = 14$$

De acuerdo con las definiciones de pH y pOH, esta expresión se puede escribir como:

$$\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} = 14 \tag{4}$$

Esta relación muestra nuevamente que las concentraciones de los iones $\mathrm{H^+}$ y $\mathrm{OH^-}$ están estrechamente vinculadas y dependen una de otra.

En el laboratorio, el pH de una solución puede determinarse mediante instrumentos electrónicos llamados **potenciómetros** o **medidores de pH**, los cuales proporcionan directamente el valor numérico del pH. También se puede estimar utilizando tiras indicadoras impregnadas con colorantes ácido-base, que cambian de color según la acidez o basicidad de una solución.

A continuación, se presentan algunos ejemplos que ilustran la determinación del pH y la relación entre pH, pOH y concentración iónica.

Ejemplo 26. Determinación del pH

El área de control de calidad de una empresa farmacéutica tomó la muestra de una solución de ácido clorhídrico utilizada para ajustar el pH de una fórmula tópica. La concentración de iones hidrógeno fue de 3.2×10^{-4}M. ¿cuál será el pH de la muestra? Con base en el resultado clasifica la solución como ácida, básica o neutra.

Solución:

Para encontrar el valor de pH, primero debes de identificar los datos que te proporciona el enunciado, incluyendo qué es lo que vas a determinar.

Enseguida visualiza la fórmula que te permitirá encontrar el valor buscado. Finalmente sustituye los valores y realiza las operaciones algebraicas y matemáticas necesarias.

Datos

$[H^+] = 3.2 \times 10^{-4}$

pH = ?

Fórmula

$$pH = -\log [H^+]$$

Sustitución

$$pH = -\log (3.2 \times 10^{-4}) = -(\log 3.2 + \log 10^{-4})$$

$$pH = -(0.51 - 4)$$

$$pH = -(-3.49)$$

$$pH = 3.49$$

El resultado también se puede obtener directamente en la calculadora solicitando el logaritmo negativo de la concentración de iones hidronio.

De acuerdo con la escala de pH y como era de esperarse la solución de ácido clorhídrico es ácida por presentar un pH menor a 7.

Ejemplo 27. Determinación de la concentración de iones hidronio

El vinagre es utilizado para el proceso de conservación de encurtidos como los pepinillos. Al medir el pH del vinagre en la planta de encurtidos se obtuvo un valor de 3.80 ¿cuál es la concentración de iones hidrógeno en la solución?

Solución:

En el planteamiento se conoce el pH de la solución y se quiere determinar la concentración de iones hidrógeno. Se parte la fórmula de pH y se aplica el antilogaritmo haciendo uso de la calculadora.

Datos
$[H^+] = ¿?$
$pH = 3.8$

Fórmula
$$pH = -\log [H^+]$$

Sustitución

$$pH = -\log [H^+] = 3.80$$

Aplicando el antilogaritmo en la expresión resulta:

$$[H^+] = 10^{-3.8}$$

$$[H^+] = 1.58 \times 10^{-4}\ M$$

La concentración de iones hidrógeno (o iones hidronio) resultante es 1.58×10^{-4} M, y aunque parece ser una concentración muy pequeña, es suficiente para clasificar a la solución como ácida.

Ejemplo 28. Determinación del pOH y pH

En una planta procesadora de alimentos se utiliza una solución de hidróxido de sodio para la limpieza de tuberías y tanques por su efectividad para remover grasas y proteínas. Durante la evaluación del área de control de calidad se determinó que la concentración de iones hidróxido de la solución es de 4.7×10^{-3} M ¿cuál será el pH y pOH de la solución, será ácida, neutra o básica según los resultados?

Solución:

La determinación de pH implica primero determinar el pOH y con la ecuación (5) encontrar el pH.

Datos

$[OH^-] = 4.7 \times 10^{-3}$ M

pH =?

Fórmula

$pOH = -\log[OH^-]$

Sustitución

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (4.7 \times 10^{-3})$$

$$pOH = 2.33$$

Utilizando la ecuación (5) se tiene:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 2.33$$

$$pH = \mathbf{11.67}$$

El resultado comprueba que la solución es básica al tener un pH mayor a 7 y estar preparada a base de NaOH.

Es momento de que pongas en práctica tu aprendizaje sobre pH.

Serie de ejercicios 2	Determinación de pH y pOH

Instrucciones: realiza los siguientes ejercicios en tu cuaderno desarrollando el proceso necesario para obtener lo que solicita el enunciado, verifica tus respuestas con tus compañeros y con tu profesor.

1. Un jarabe tiene una concentración de iones hidrógeno de $2.0 \times 10^{-4}\ M$ ¿Qué tipo de solución es? Para saber si la solución es ácida, básica o neutra y sustentar tu respuesta determina el pH.

2. Durante el análisis de laboratorio de un refresco, la concentración de iones hidrógeno fue de 3.2×10^{-3} M. Calcula su pH e indica si el refresco es altamente ácido, moderadamente ácido o poco ácido.

3. Una empresa procesadora de lácteos utiliza una solución de hidróxido de sodio para limpieza industrial. El análisis revela una concentración de iones hidróxido de 5.0×10^{-3} M. Determina el pOH y el pH de esta solución.

4. En una práctica de laboratorio en bachillerato, los estudiantes preparan una solución diluida de ácido acético. El profesor indica que su $[H^+]$es de 7.9×10^{-5} M. Calcula el pH de la solución.

5. Una crema cosmética debe mantenerse ligeramente ácida para evitar irritación. En una muestra se determina que la concentración de iones hidronio es de 1.0×10^{-6} M. Calcula el pH y verifica si entra en el rango recomendado de 4.5 a 6.0.

6. El ácido nítrico que es utilizado para la fabricación de fertilizantes. Determina el pH de una disolución que presenta una concentración de iones hidrógeno de 0.76 M.

7. La concentración de iones hidróxido en una muestra de sangre es de $2.5 \times 10^{-7} M$ ¿cuál es el pH de la muestra de sangre?

8. El pH del jugo de naranja fue de 3.33 determina la concentración de iones hidrógeno.

9. En las pruebas de control de calidad un yogurt natural presentó un pH de 4.3. ¿cuál será la concentración de iones hidrógeno en la muestra de yogurt?

10. Una solución oftálmica que debe mantenerse ligeramente ácida presenta un pH de 6.2 ¿cuál es la concentración de iones hidrógeno en la solución?

La siguiente actividad es la versión en línea de la actividad pasada, existen algunos cambios que te permitirán saber si ya tienes dominado el tema, te invitamos a realizarla.



Actividad 10.
Determinación de pH y pOH

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 10.
Determinación de pH y pOH

2.3 Equilibrio Químico y Factores que influyen en él

Los **cambios químicos** implican la transformación de sustancias iniciales en otras diferentes. Este proceso lo identificas perfectamente como una **reacción química** en la que los reactivos se transforman en productos. Incluso sabes que una **ecuación química** es la forma de representar una reacción, y que debe de estar **balanceada**, es decir tener la misma cantidad de sustancia al inicio que al final de la reacción para así, cumplir con la ley de la conservación de la materia. Además, eres capaz de predecir la cantidad de productos que se formará o bien determinar cuánto reactivo se requiere para obtener la cantidad de producto deseada. También identificas que hay sustancias que limitan la cantidad fabricada de producto y otras que quedan en exceso al concluir la reacción.

Por otro lado, ¿recuerdas que las reacciones pueden ser reversibles (⇋) e irreversibles (⟶)? Seguramente sí e incluso recuerdas que esta diferencia la identificamos por la flecha de reacción. Entonces es tiempo de conocer un poco más sobre cómo se llevan a cabo las reacciones reversibles, y que **factores intervienen** en su realización.

En las reacciones reversibles los reactivos inicialmente se transforman en nuevas sustancias llamadas productos, que a su vez se reorganizan para generar a las sustancias que les dieron origen. Este proceso sucede de forma constante hasta el punto en el que la velocidad de reacción en ambas direcciones del cambio es la misma, es decir la velocidad de la reacción directa (que va de reactivos a productos) y la de la reacción inversa (que va de productos a reactivos) es igual, logrando que el sistema cerrado este en equilibrio químico, es decir:



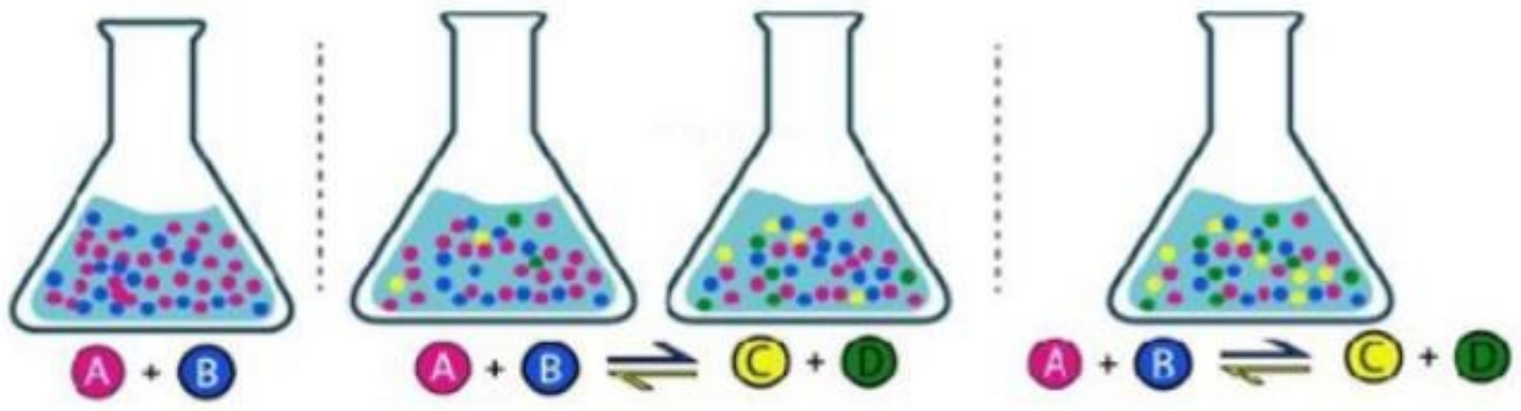
Por ejemplo, cuando el nitrógeno y el hidrógeno reaccionan para formar amoniaco la reacción es reversible, es decir el amoniaco puede descomponerse para regenerar al nitrógeno e hidrógeno iniciales.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightharpoons 2NH_3(g)$$

Equilibrio químico

Es el estado en el que la velocidad de formación de productos (reacción directa) es la misma que la velocidad de regeneración de reactivos (reacción inversa), provocando que la concentración de reactivos y productos permanezca constante en el tiempo.

Es importante entender que el hecho de que las concentraciones permanezcan constantes no significa que la concentración de reactivos sea igual que la de los productos, sino que cada una conserva su propia concentración a lo largo del tiempo. También se debe asimilar que el llegar al estado de equilibrio no implica que la reacción haya terminado, sino que existe una transformación contante en ambos sentidos, por lo que se dice que el equilibrio es dinámico y no estático. Asimismo, el equilibrio está desplazado a la derecha si en el sistema hay más productos que reactivos, cuando esto sucede, la reacción favorece la generación de productos. Por el contrario, si se favorece la producción de reactivos, entonces el equilibrio está desplazado hacia la izquierda.



En este punto cabe resaltar que el equilibrio puede ser alterado por factores externos llamados perturbaciones del sistema, como puede ser un cambio en la concentración de reactivos o productos, la presión, volumen o temperatura del sistema. La modificación provocará la alteración del equilibrio favoreciendo la reacción directa o inversa, como respuesta del sistema a contrarrestar los efectos de la perturbación, hasta que nuevamente se alcance el equilibrio, como lo establece el Principio de Le Chatelier que revisaremos a continuación.

2.3.1 Concepto de Principio Le Chatellier y Constante de Equilibrio

Una reacción reversible se representa con una doble flecha que indica que el cambio puede suceder de forma directa (de reactivos a productos) o inversa (de productos a reactivos), y se puede representar como:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

En donde a, b, c y d, representan los coeficientes de la ecuación, mientras que A, B, C, D, las sustancias que participan en la reacción. Inicialmente los reactivos se transforman en productos a una velocidad cada vez más rápida. En cuanto la cantidad de productos es suficiente, empiezan a reaccionar para formar a los reactivos, hasta el punto en que la velocidad de reacción en ambas direcciones es la misma. En una reacción reversible, a temperatura constante, cuando el sistema ha alcanzado el equilibrio, la relación entre ambas reacciones (directa e inversa) se representa por la constante de equilibrio.

Constante de equilibrio

Es el cociente de la multiplicación de la concentración de los productos entre el producto de la concentración de los reactivos, elevados a sus coeficientes estequiométricos correspondientes.

$$Kc = \frac{[Productos]}{[Reactivos]} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

En la expresión matemática de la constante de equilibrio Kc, los coeficientes de la ecuación se convierten en exponentes de la sustancia respectiva. Los corchetes representan la concentración de reactivos y productos en mol/litro. En el caso de los gases la constante de equilibrio también se puede representar por las presiones parciales en atmósferas (atm) en dónde la constante de equilibrio se representaría como Kp. No obstante, en este libro se trabajará con la concentración en moles por litro.

Además, considerando que los líquidos y sólidos no se ven afectados por los cambios de presión y su compresión es casi nula (debido a que sus partículas están muy próximas entre sí), en la contante de equilibrio no se representa la concentración de sólidos y líquidos en estado puro, sólo la de aquellas especies que son susceptibles de modificar su concentración.
Cuando la reacción reversible está formada por sustancias en el mismo estado de agregación se habla de un sistema en equilibrio homogéneo, mientras que las ecuaciones con sustancias en diferente estado de agregación generan sistemas en equilibrio heterogéneos, en los que la constante de equilibrio no expresa a las sustancias en estado sólido ni líquido puros, a menos que se encuentren en medio acuoso (ac).

El siguiente ejemplo muestra la forma en la que se representa la constante de equilibrio en la fabricación de amoniaco, y de la descomposición del carbonato de calcio.

Ejemplo 29. Representación de la constante de equilibrio

a. El amoniaco NH_3es un gas incoloro de olor penetrante e irritante, utilizado en gran medida para la fabricación de fertilizantes nitrogenados. El amoniaco se forma por la combinación de nitrógeno con hidrógeno como se muestra en la siguiente ecuación, representa la constante de equilibrio de la fabricación de amoniaco.

$$N_2\,(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Solución:

Para representar la constante de equilibrio es necesario que tengas presente que los reactivos se presentan del lado izquierdo de la ecuación, y los productos del lado derecho.
También debes cuidar que las fórmulas y símbolos estén escritos de forma correcta, y finalmente verificar que la ecuación este balanceada, en caso contrario proceder a balancearla por el método de tu preferencia.

En este ejemplo la ecuación se encuentra balanceada, por lo tanto, para representar la constante de equilibrio basta con colocar la fórmula del amoniaco en el numerador, con el coeficiente como exponente, y los reactivos en el denominador, cada una con su exponente respectivo. Además, no olvides escribir la fórmula de la sustancia entre corchetes, es decir:

$$Kc = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Observa que en los reactivos se tienen dos sustancias, por lo tanto, cada una se representa entre corchetes, multiplicando su concentración.

b. El carbonato de calcio es un sólido blanco de naturaleza cristalina. Se encuentra ampliamente distribuido en la naturaleza como en las rocas sedimentarias caliza y mármol, así como en la estructura de conchas marinas, corales y cáscara de huevo. Cuando se somete a altas temperaturas se descompone dando lugar a un equilibrio químico heterogéneo representado por la ecuación:

$$\boldsymbol{CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO\,(s) + CO_2(g)}$$

Solución

En este ejemplo la ecuación esta balanceada, sin embargo, se debe tener cuidado en el estado de agregación, dado que el carbonato de calcio y el óxido de calcio están en estado sólido no deben de ser representados en la constante de equilibrio, por tanto:

$$Kc = [CO_2]$$

Observa que el coeficiente estequiométrico del CO_2 es uno, por tanto, no se coloca exponente en la expresión de la Kc.

Antes de que se revisen los aspectos cuantitativos de la constante de equilibrio y sus implicaciones, es oportuno que practiques con su representación con los siguientes ejercicios.

Serie de ejercicios 3	Representación de la constante de equilibrio

Instrucciones: para cada una de las reacciones representa la constante de equilibrio, no olvides verificar que la ecuación este balanceada, revisa tus respuestas con tus compañeros y tu profesor(a).

$2NO_2(g) \leftrightharpoons N_2O_4(g)$

$N_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons NO(g)$

$$SO_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons 2SO_3(g)$$

$$N_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons NO(g)$$

$$HF(ac) \leftrightharpoons H^+(ac) + F^-(ac)$$

De forma esquemática y cualitativa es suficiente con representar la constante de equilibrio, no obstante, es posible determinar experimentalmente la concentración de las sustancias al alcanzar el equilibrio, y obtener el valor de Kc.

Ejemplo 30. Determinación de la constante de equilibrio

a. El ácido yodhídrico es un ácido fuerte de gran utilidad en la industria química para la fabricación de intermediarios. En un recipiente cerrado y a temperatura constante la fabricación de ácido yodhídrico alcanza su equilibrio con las concentraciones que se indican:

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI\ (g)$$

$[H_2] = 0.20\ mol/l$

$[I_2] = 0.20\ mol/l$

$[HI] = 1.60\ mol/l$

Determina la constante de equilibrio para el sistema:

Solución

Primero revisa que la ecuación este escrita y balanceada correctamente, después verifica el estado de agregación de las sustancias, y representa la constante de equilibrio.

$$Kc = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Ahora sustituye el valor de la concentración de cada una de las sustancias:

$$Kc = \frac{[1.6]^2}{[0.2][0.2]}$$

$$Kc = \frac{2.56}{0.04} = 64$$

¿Qué significa ese resultado?

Si se analiza la expresión matemática de la constante de equilibrio, cuanto mayor sea el producto del numerador, mayor será el valor de Kc, favoreciendo la reacción directa, por el contrario, entre mayor sea el producto de los reactivos (denominador) menor será el valor de Kc, favoreciendo la reacción inversa (de productos a reactivos).

En este ejemplo el valor de la Kc es mayor de 1, por lo tanto, se **favorece** la generación de **ácido yodhídrico** bajo las condiciones indicadas.

b. Es posible que en ocasiones no se cuente con la concentración molar, sino que se conozca la cantidad de moles de las sustancias. En estos casos, será necesario que se proporcione el tamaño del recipiente dónde se realiza la reacción, de tal forma que se pueda determinar la concentración molar.

El dióxido de nitrógeno NO_2 es un agente oxidante que se puede generar durante la combustión de combustibles fósiles, afectando la calidad del aire, y la salud humana causando irritación de la función pulmonar. Supongamos que en un recipiente cerrado de 10L se establece el equilibrio para la reacción de descomposición del gas:

$$2NO_2(g) \rightleftharpoons 2NO\,(g) + O_2(g)$$

Determina la constante de equilibrio Kc, si cuando el sistema alcanza el equilibrio se tienen las siguientes cantidades:

$[NO_2] = 0.40\ mol$

$[O_2] = 0.30\ mol$

$[NO] = 0.60\ mol$

Solución

- Primero se determina la concentración de cada sustancia en mol/l

$$[NO_2] = \frac{0.40\ mol}{10L} = 0.04\ M$$

$$[O_2] = \frac{0.30\ mol}{10L} = 0.03\ M$$

$$[NO] = \frac{0.60\ mol}{10L} = 0.06\ M$$

- Después se verifica que la ecuación esté balanceada y se escribe la expresión de la constante de equilibrio con las sustancias de la ecuación:

$$Kc = \frac{[NO]^2[O_2]}{[NO_2]^2}$$

- Ahora es tiempo de sustituir la concentración en la expresión anterior y realizar las operaciones correspondientes:

$$Kc = \frac{[0.06]^2[0.03]}{[0.04]^2} = \frac{0.000108}{0.0016} = 0.0675$$

Es momento de que pongas a prueba tu aprendizaje resolviendo algunos ejercicios similares para determinar la constante de equilibrio.

Serie de ejercicios 4	Representación de la constante de equilibrio

Instrucciones: lee detenidamente cada uno de los enunciados y realiza lo necesario para determinar el valor de la constante de equilibrio, analiza el resultado y redacta una conclusión en la que señales si se favorece la reacción directa o inversa, justificando tu respuesta.

1. En el equilibrio de la reacción de fabricación de ácido yodhídrico se tienen las siguientes cantidades en un recipiente cerrado de 5.0 L. Determina la constante de equilibrio e interpreta el resultado para la ecuación de equilibrio correspondiente.

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI\ (g)$

$[H_2] = 0.5\ \text{mol}$

$[I_2] = 0.5\ \text{mol}$

$[HI] = 4.0\ \text{mol}$

2. Determina la constante de equilibrio e interpreta el resultado para la ecuación:

$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

$[NO_2] = 0.40\text{M}$

$[N_2O_4] = 0.20\text{M}$

3. Determina la constante de equilibrio e interpreta el resultado para la ecuación:

$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2\ (g)$

$[PCl_5] = 0.50M$

$[PCl_3] = 0.30M$

$[Cl_2] = 0.30M$

4. Determina la constante de equilibrio e interpreta el resultado para la ecuación:

$N_2\ (g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

$[N_2] = 0.10M$

$[H_2] = 0.30M$

$[NH_3] = 0.60M$

5. Determina la constante de equilibrio e interpreta el resultado para la ecuación de la generación de trióxido de azufre, si en un recipiente cerrado de 2.0L, al alcanzarse el equilibrio se tienen las siguientes cantidades.

$SO_2(g) + O_2(g) \leftrightharpoons 2SO_3(g)$

$[SO_2] = 0.4\ mol$

$[O_2] = 0.2\ mol$

$[SO_3] = 0.6\ mol$

En los ejemplos anteriores se conocía la concentración de las sustancias que participan en la ecuación, y a partir de ellas se obtenía la constante de equilibrio. Sin embargo, uno de los usos que se le puede dar a la constante de equilibrio, es conociendo su valor a ciertas condiciones, determinar la concentración de algunas de las sustancias de la reacción.

Ejemplo 31. Usos de la constante de equilibrio

a. Bajo ciertas condiciones la constante de equilibrio de la fabricación de ácido yodhídrico (HI) es Kc= 50, si cuando el sistema alcanza el equilibrio, la concentración de hidrógeno y yodo es de 0.2M ¿cuál será la concentración de HI en el estado de equilibrio?

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI\ (g)$

Solución

Primero se representa la constante de equilibrio a partir de la ecuación balanceada

$$Kc = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Después se sustituyen los valores en la expresión anterior

$$50 = \frac{[HI]^2}{[0.2][0.2]}$$

Despejar la concentración desconocida y obtener el resultado

$$[\boldsymbol{HI}]^2 = \boldsymbol{50\ x\ 0.04 = 2.0}$$

$$\sqrt{[\boldsymbol{HI}]^2} = \sqrt{\boldsymbol{2.0}}$$

$$[\boldsymbol{HI}] = \boldsymbol{1.41M}$$

En los sistemas en equilibrio químico las condiciones de presión, volumen, temperatura y concentración permanecen constantes mientras el sistema no sea alterado. Cuando una reacción reversible ha alcanzado su equilibrio químico, la velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa, por lo que la concentración de reactivos y productos permanece constante en el tiempo.

Sin embargo, en este estado de equilibrio si se altera alguna de las condiciones, el sistema es perturbado provocando un estrés que deriva en la respuesta del sistema favoreciendo la dirección directa o inversa, hasta que se alcance nuevamente el equilibrio. Esta respuesta del sistema en equilibrio al ser sometido a un estrés se le conoce como **principio de LeChatelier**.

Principio de LeChatelier

Si un sistema en equilibrio es sometido a estrés por la alteración de alguna sus condiciones externas (presión, volumen, temperatura, concentración) el sistema responderá favoreciendo la reacción que contrarreste el impacto del estrés. Si la alteración tarda un tiempo prolongado, se alcanzará un nuevo equilibrio.

Durante el estrés del sistema es posible predecir la dirección hacia la cual se desplazará el equilibrio (directa o inversa) si se conoce el cociente de reacción **Q** y se compara con la constante de equilibrio Kc.

El cociente de reacción es una expresión matemática que se calcula a partir de las concentraciones de las sustancias en un momento determinado, no necesariamente en el equilibrio, y permite conocer el estado del sistema y su tendencia de cambio.

Para la ecuación general:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

el cociente de reacción se expresa como:

$$Q = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Como se observa, la expresión matemática de Q es la misma que la de Kc; la diferencia está en que Q se calcula con concentraciones en cualquier instante, mientras que Kc sólo se obtiene cuando el sistema se encuentra en equilibrio químico. Si se calculara Q usando concentraciones de equilibrio, entonces Q= Kc. Por lo tanto, comparar los valores de Q y Kc permite predecir la dirección en la que el sistema se desplazará para contrarrestar el efecto del estrés al que ha sido sometido.

Cuando Q es menor que Kc, hay menos productos de los que debería haber en el equilibrio, por lo tanto, el sistema de equilibrio avanzará hacia la derecha para favorecer la formación de productos. Si Q es mayor que Kc, hay menos reactivos de los que debería haber en el equilibrio, por lo tanto, el sistema de equilibrio avanzará hacia la izquierda para favorecer la formación de reactivos.

De forma general el equilibrio del sistema se puede alterar por cambios en:

- La concentración de reactivos o productos
- La presión o volumen en sistemas con reacciones de gases
- La temperatura

Para analizar el efecto de la modificación de las condiciones externas de la reacción es de gran utilidad tener presente la expresión matemática de la constante de equilibrio y la ecuación general.

$$Reactivos \rightleftharpoons Productos$$
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$Kc = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = \frac{[productos]}{[reactivos]}$$

Cambio en la concentración

Tomando como referencia la expresión matemática de Kc, es posible entender que si se agrega más producto el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para disminuir la cantidad adicionada, por el contrario, si se agrega más reactivo el desplazamiento será hacia la derecha para consumir el reactivo agregado. Por el contrario, si se elimina producto el equilibrio se desplazará hacia la derecha para favorecer la generación de éste, mientras que si se elimina reactivo se favorecerá la reacción inversa.

En términos de Q y Kc, si se agrega más producto, Q > Kc, provocando que la reacción inversa sea más rápida. Si se agregan más reactivos, Q < Kc y se favorece la reacción directa hasta que el equilibrio se restablece. Ahora bien, si se eliminan productos, Q < Kc, favoreciéndose la reacción directa. Si se eliminan reactivos, Q > Kc, y se favorece la reacción inversa. Durante la modificación en la concentración de reactivos o productos, sólo cambia el cociente de reacción Q, mientras que la constante de equilibrio Kc no se sufre alteraciones.

Cambio en la presión y volumen

Si recordamos la ley general de los gases ideales es fácil observar que una variación en el volumen modifica la presión y la concentración del gas.

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

Si el volumen disminuye, tanto la concentración (n/V) como la presión aumentarán; si por el contrario el volumen aumenta, la concentración y la presión disminuirán. En cualquier caso, el equilibrio se desplazará hacia el lado de la reacción que tenga menor o mayor número de moles de las sustancias en estado gaseoso, respectivamente. Respecto de los sólidos y líquidos puros los cambios de presión no modifican su concentración debido a que casi no se comprimen.

Tomemos como ejemplo la fabricación de amoniaco. Si la presión del sistema aumenta al disminuir el volumen del recipiente, el equilibrio se desplazará a la derecha, que es en donde hay menor cantidad de moles, ya que esto reducirá la presión total del sistema.

$$1N_2\,(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Reactivos: $1 + 3 = 4\,moles$

Productos: $2\,moles$

Si por el contrario la presión del sistema disminuye al aumentar el volumen del recipiente, el equilibrio se desplazará a la izquierda, que es en donde hay mayor cantidad de moles, favoreciendo la cantidad de reactivos.

Si el número de moles de gas es igual en ambos lados de la ecuación, un cambio de presión no provoca desplazamiento del equilibrio.

Cambio en la temperatura

Como te habrás dado cuenta en los planteamientos sobre equilibrio químico y la constante de equilibrio, se hace énfasis en la temperatura a la cual se presenta el equilibrio. Esto se debe a que es el único factor externo que modifica el valor de Kc. Un cambio en la temperatura no solo desplaza el equilibrio, sino que también altera la posición del equilibrio final al cambiar el valor de la constante de equilibrio. Para apreciar el efecto de la temperatura sobre el equilibrio químico es necesario tener presente la diferencia entre una reacción exotérmica y endotérmica.

Las reacciones exotérmicas son aquellas que liberan calor durante el cambio, por lo que el calor se considera como un producto de reacción, generando una diferencia de entalpia de reacción negativa.

$$A + B \rightleftharpoons C + calor$$

En la reacción exotérmica si aumenta el calor el equilibrio se desplazará hacia la reacción inversa, tratando de eliminar el calor que se tiene en exceso. Dado que se favorece la generación de reactivos, los valores de Kc disminuyen cuando la temperatura aumenta en las reacciones exotérmicas. Si la temperatura disminuye, el equilibrio se desplazará a la derecha tratando de recuperar el calor que se elimina.

Las reacciones endotérmicas son aquellas que absorben calor durante el cambio, por lo que el calor se considera como un reactivo de reacción, presentando una diferencia de entalpia de reacción positiva.

$$A + B + calor \rightleftharpoons C + D$$

En la reacción endotérmica si aumenta el calor el equilibrio se desplazará hacia la derecha. Dado que se favorece la generación de productos, el valor de Kc aumenta cuando se incrementa la temperatura en una reacción exotérmica. Si la temperatura disminuye, el equilibrio será a favor de la reacción inversa.



Actividad 11.
Principio de Le Chatelier

Instrucciones: realiza la siguiente actividad, para iniciar da clic **aquí**.

Actividad 11.
Principio de Le Chatelier



Actividad 12.
Ejercicio Autoevaluable

Instrucciones: para reforzar los contenidos revisados en el Módulo II, realiza el siguiente ejercicio autoevaluable.

Ingresa a la plataforma SEDUCA, accede a la sección Actividades (Estudiante) y responde la actividad titulada MII Ejercicio Autoevaluable.

Resumen

Una forma de relacionar lo que se mide, con la cantidad de partículas que participan en una reacción química, es la **cantidad de sustancia** que se mide en **mol**. La parte de la química que se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en una reacción química es la estequiometría. La masa molar es la que se usa para medir reactivos, preparar soluciones o analizar cuánto producto puede formarse en una reacción química. La **masa microscópica de un átomo** y la **masa macroscópica de un mol** se relacionan a través del número de Avogadro. De esta relación emerge una magnitud que es de suma importancia para la química: **la masa molar** que actúa como una herramienta práctica para transformar lo que ocurre entre partículas microscópicas en cantidades que podemos pesar y manejar experimentalmente. En el caso de los elementos químicos la masa molar se obtiene de la tabla periódica, para los compuestos se hace la suma de la masa molar de cada átomo que participa en la fórmula. La masa molar permite transformar unidades de medida entre masa, moles y número de partículas. El número de Avogadro nos permite contar cuántas de esas partículas, átomos o moléculas, hay en un mol de cualquier sustancia.

Una ecuación química no solo nos dice qué **sustancias reaccionan** y **qué sustancias se forman**; también nos revelan en **qué proporciones**. Cada coeficiente que precede a una fórmula química indica cuántas partículas (átomos o moléculas) participan en la reacción, y cuántos moles de cada sustancia se necesitan o se producen. Estas relaciones también se pueden escribir en forma de **factores de conversión**, los cuales permiten convertir la cantidad de una sustancia en la cantidad correspondiente de otra, siguiendo la proporción indicada por la ecuación química.

En el laboratorio y en los procesos reales, es común **que una sustancia** esté presente en **mayor cantidad** que otra. Cuando esto sucede, no todos los reactivos se consumen totalmente, y la **cantidad de producto que se forma depende solo de uno de ellos**, llamado **reactivo limitante**. Aquel que se consume por completo durante la reacción y que, por lo tanto, limita la cantidad de producto que puede formarse. Por el contrario, el reactivo que no se consume por completo en la reacción se conoce como reactivo en exceso.

En muchos casos no es suficiente conocer únicamente la cantidad total de una sustancia, sino que resulta necesario saber **qué fracción de esa masa corresponde a cada uno de los**

elementos que la constituyen. Esta información es especialmente importante para **identificar sustancias**, **comparar composiciones químicas** y evaluar la **pureza de un compuesto.**

La **composición porcentual** de un compuesto expresa la **proporción en masa** que aporta cada elemento respecto a la masa total del compuesto. La **fórmula mínima indica en qué proporción se combinan los elementos y** suele obtenerse a partir de datos experimentales, como la **composición porcentual.** La **fórmula molecular** indica el **número real de átomos de cada elemento** que forman una molécula del compuesto, utilizando la masa molar.

Por otro lado, el concepto de **concentración** permite expresar la relación entre el soluto y la solución de **forma cuantitativa**. En este curso se empleará principalmente la **concentración molar** o **molaridad de una solución**, por ser una de las unidades más utilizadas en química y especialmente útil para el estudio de reacciones en solución, a pesar de que existen otras formas de representarla. La **molaridad (M)** se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de disolución.

Las soluciones pueden presentar un **carácter ácido o básico**, propiedad que depende directamente de la concentración de ciertos iones presentes en el medio acuoso. Comprender este comportamiento resulta muy importante, ya que los ácidos y las bases desempeñan un papel central tanto en procesos naturales como en aplicaciones tecnológicas. Los ácidos y las bases son sustancias que se distinguen entre sí por sus propiedades y reacciones. En disoluciones acuosas la acidez no se debe a la presencia de protones libres, sino a la **concentración de iones hidronio**

De acuerdo con la teoría de **Arrhenius**, un **ácido** es una sustancia que, al disolverse en agua, **incrementa la concentración de iones hidrógeno,** H^+; mientras que, una **base** es una sustancia que, al disolverse en agua, **incrementa la concentración de iones hidróxido**, OH^-. **Johannes Brønsted** y **Thomas Lowry** propusieron una teoría basada en la **transferencia de protones**, la cual permite describir reacciones ácido-base tanto en disolución acuosa como en otros medios. Se estableció una escala sencilla y práctica conocida como **escala de pH** para saber que tan básica o ácida es una solución. **El pH** Es el logaritmo negativo de la concentración molar de iones hidronio.

Los **cambios químicos** implican la transformación de sustancias iniciales en otras diferentes. Este proceso lo identificas perfectamente como una **reacción química** en la que los reactivos se transforman en productos. En las reacciones reversibles los reactivos inicialmente se transforman en nuevas sustancias llamadas productos, que a su vez se reorganizan para generar a las sustancias que les dieron origen. Este proceso sucede de forma constante hasta el punto en el que la velocidad de reacción en ambas direcciones del cambio **es la misma**, logrando que el sistema cerrado este en equilibrio químico.

En una reacción reversible, a temperatura constante, cuando el sistema ha alcanzado el equilibrio, la relación entre ambas reacciones (directa e inversa) se representa por la constante **de equilibrio**. Uno de los usos que se le puede dar a la constante de equilibrio, es conociendo su valor a ciertas condiciones, determinar la concentración de algunas de las sustancias de la reacción.

Sin embargo, en este estado de equilibrio si se **altera** alguna de las condiciones, el sistema es perturbado provocando un estrés que deriva en la respuesta del sistema **favoreciendo** la dirección directa o inversa, hasta que se alcance nuevamente el equilibrio. Esta respuesta del sistema en equilibrio al ser sometido a un estrés se le conoce como **principio de LeChatelier**.

Glosario

- **Ácido (Brønsted-Lowry):** especie química que dona protones o iones hidrógeno en una reacción química.
- **Anfiprótico:** sustancia que tiene la capacidad de donar y aceptar protones.
- **Anfótero:** sustancia que actúa como ácido y como base.
- **Base (Brønsted-Lowry):** especie química que acepta protones o iones hidrógeno en una reacción química.
- **Constante de equilibrio:** es el cociente de la multiplicación de la concentración de los productos entre el producto de la concentración de los reactivos, elevados a sus coeficientes estequiométricos correspondientes.
- **Constante del producto iónico:** es el producto de la concentración molar de los iones H_3O^+ y OH^- a una específica.
- **Composición porcentual:** la composición porcentual de un compuesto expresa la proporción en masa que aporta cada elemento respecto a la masa total del compuesto. Es decir, en qué porcentaje se encuentra presente cada uno de los elementos que constituyen un compuesto dado.
- **Disolvente:** el disolvente es la sustancia que, en una disolución, se encuentra en mayor proporción y que actúa como le medio en el cual se dispersan las demás sustancias.
- **Equilibrio químico:** es el estado en el que la velocidad de formación de productos (reacción directa) es la misma que la velocidad de regeneración de reactivos (reacción inversa), provocando que la concentración de reactivos y productos permanezca constante en el tiempo.
- **Estequiometría:** es la parte de la química que se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en una reacción química.
- **Fórmula mínima:** la fórmula mínima, también conocida como fórmula empírica, expresa la relación más sencilla de números enteros entre los átomos de los elementos presentes en un compuesto.
- **Fórmula molecular:** la fórmula molecular indica el número real de átomos de cada elemento que forman una molécula del compuesto. En muchos casos, la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula mínima, lo que permite pasar de una a otra mediante un factor.
- **Masa molar (M):** se refiere a la masa de un mol de partículas de una misma sustancia.
- **Mol:** un mol de cualquier sustancia posee exactamente $\mathbf{6.02214076 \times 10^{23}}$ partículas, cantidad que se conoce de forma habitual con el nombre de número de Avogadro, y se representa con el término $\boldsymbol{N}_A$.
- **Molaridad:** la molaridad (M) se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de disolución.
- **pH:** es el logaritmo negativo de la concentración molar de iones hidronio.
- **Principio de LeChatelier:** si un sistema en equilibrio es sometido a estrés por la alteración de alguna sus condiciones externas (presión, volumen, temperatura, concentración) el sistema responderá favoreciendo la reacción que contrarreste el impacto del estrés. Si la alteración tarda un tiempo prolongado, se alcanzará un nuevo equilibrio.
- **Reacción ácido-base (Brønsted-Lowry):** es aquella en la que se produce la transferencia de un protón desde un ácido hacia una base.
- **Reactivo en exceso:** es el reactivo que se encuentra en mayor cantidad de la necesaria y que no se consume totalmente.
- **Reactivo limitante:** el reactivo que se consume por completo durante la reacción y que, por lo tanto, limita la cantidad de producto que puede formarse.
- **Soluto:** el soluto es la sustancia que se disuelve en el disolvente y que se encuentra en menor cantidad.

- **Solución:** es una mezcla homogénea formada por dos o más sustancias, en la que uno de los componentes se encuentra distribuido de manera uniforme dentro de otro.

- **Solución neutra:** solución en la que la concentración de iones hidronio e hidróxido es la misma.

Referencias

- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. (2014). Química: La ciencia central (12.ª ed.). Pearson Educación.
- Castellan, G. W. (1978). Fisicoquímica (2.ª ed.). Editorial Reverté.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017). Química (12.ª ed.). McGraw-Hill Interamericana.
- Silberberg, M. S. (2015). Química (7.ª ed.). McGraw-Hill Interamericana.
- Whitten, K. W., Davis, R. E., Peck, M. L., & Stanley, G. (2015). Química (10.ª ed.). Cengage Learning.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2015). Química (9.ª ed.). Cengage Learning.