Universidad Autónoma
del Estado de México

E-BOOK
QUÍMICA I
1ER. SEMESTRE

Ivón Nohemi Olivares Morón
José Manuel Romero Esquivel
Lourdes Alejandra Figueroa Vilchis
Octavio Cruz Vásquez



ADMINISTRACIÓN UNIVERSITARIA
2021 - 2025

SD

Doctor en Ciencias e Ingeniería Ambientales
Carlos Eduardo Barrera Díaz
Rector

Doctor en Ciencias Computacionales
José Raymundo Marcial Romero
Secretario de Docencia

Doctora en Ciencias Sociales
Martha Patricia Zarza Delgado
Secretaria de Investigación y Estudios Avanzados

Doctor en Ciencias de la Educación
Marco Aurelio Cienfuegos Terrón
Secretario de Rectoría

Doctora en Humanidades
María de las Mercedes Portilla Luja
Secretaria de Difusión Cultural

Doctor en Ciencias del Agua
Francisco Zepeda Mondragón
Secretario de Extensión y Vinculación

Doctora en Ciencias Económico Administrativas
Eréndira Fierro Moreno
Secretaria de Administración

Doctor en Educación
Octavio Crisóforo Bernal Ramos
Secretario de Finanzas

Doctora en Ciencias Administrativas
María Esther Aurora Contreras Lara Vega
Secretaria de Planeación y Desarrollo Institucional

Doctora en Derecho
Luz María Consuelo Jaimes Legorreta
Oficina de la Abogacía General

Licenciada en Comunicación
Ginarely Valencia Alcántara
Directora General de Comunicación Universitaria

Maestra en Salud Animal
Trinidad Beltrán León
Secretaria Técnica de la Rectoría

Doctor en Ciencias Sociales
Luis Raúl Ortiz Ramírez
Director de Centros Universitarios
y Unidades Académicas Profesionales
Región A y Encargado del Despacho Región B

Doctora en Investigación Educativa
Eva Lilia García Escobar
Directora de Estudios de Nivel Medio Superior

QUÍMICA I

DIRECCIÓN DE PUBLICACIONES UNIVERSITARIAS
Editorial de la Universidad Autónoma del Estado de México

Doctor en Ciencias e Ingeniería Ambientales
Carlos Eduardo Barrera Díaz
Rector

Doctora en Humanidades
María de las Mercedes Portilla Luja
Secretaria de Difusión Cultural

Doctor en Administración
Jorge Eduardo Robles Alvarez
Director de Publicaciones Universitarias

Doctora en Investigación Educativa
Eva Lilia García Escobar
Directora de Estudios de Nivel Medio Superior

Maestro en Tecnología Educativa
Alberto Torres Gutiérrez
Director de Educación Continua y Digital

QUÍMICA I

Ivón Nohemi Olivares Morón
José Manuel Romero Esquivel
Lourdes Alejandra Figueroa Vilchis
Octavio Cruz Vásquez

Universidad Autónoma
del Estado de México

"2024, Conmemoración del 60 Aniversario de la Inauguración de Ciudad Universitaria"

Primera edición, Agosto 2024

QUÍMICA I
Libro de texto digital

Autores
Octavio Cruz Vásquez
Plantel "*Cuauhtémoc*" de la Escuela Preparatoria de la UAEMéx
José Manuel Romero Esquivel
Plantel "*Cuauhtémoc*" de la Escuela Preparatoria de la UAEMéx
Ivón Nohemi Olivares Morón
Plantel "*Dr. Pablo González Casanova*" de la Escuela Preparatoria de la UAEMéx
Lourdes Alejandra Figueroa Vilchis
Plantel "*Dr. Ángel Ma. Garibay Kintana*" 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) 722 277 38 35 y 36
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, 2024

ISBN: En trámite

Hecho en México
Made in Mexico

Mensaje

La **Universidad Autónoma del Estado de México,** en la búsqueda permanente de garantizar una educación inclusiva, equitativa y de excelencia, se mantiene a la vanguardia en los avances tecnológicos, desarrollando libros electrónicos (e-book), con el propósito de implicarte interactivamente con los contenidos de las asignaturas que integran el plan de estudios del Bachillerato Universitario.

Nuestro objetivo es contribuir a la formación integral de estudiantes con conocimientos rigurosos, valores humanistas y habilidades digitales, utilizando metodologías activas, que desarrollen el pensamiento crítico y analítico, así como la capacidad de afrontar los retos de la era digital.

Los cambios sociales, ambientales y culturales del mundo contemporáneo presentan serios desafíos al proceso educativo; por ello, nuestra Escuela Preparatoria promueve formas de aprendizaje innovadoras, en las que se desarrollan la comunicación asertiva, la creatividad y el trabajo colaborativo. De este modo buscamos garantizar la impartición de una educación capaz de estimular la curiosidad intelectual de los preparatorianos y la exploración de todos los campos del conocimiento, de modo que cada estudiante sea capaz de ampliar sus horizontes culturales, reconociendo sus habilidades, gustos y aptitudes.

El material educativo que tienes en tus manos ha sido elaborado por docentes de las áreas de conocimiento correspondientes. La creatividad, el pensamiento crítico y el espíritu científico de los colectivos docentes se reúnen en un e-book para facilitar la comprensión de los contenidos y comprometerte con tu aprendizaje.

El libro digital que ahora puedes consultar tiene una estructura lógica de fácil manejo, que te permitirá navegar por los contenidos y recursos académicos que responden a tus necesidades; podrás acceder a ellos desde una computadora, tableta o un teléfono celular.

Te invito a aprovechar al máximo esta nueva experiencia de aprendizaje, disfruta esta herramienta que potenciará tus habilidades digitales, tus conocimientos y tu creatividad.

SOMOS UAEMéx

Patria, Ciencia y Trabajo

Doctor en Ciencias e Ingeniería Ambientales
Carlos Eduardo Barrera Díaz
Rector



Módulo I

Estructura de la materia

Propósito de Módulo

Comprende las interacciones que presenta la materia a partir del conocimiento de sus propiedades, características y estructura para entender los fenómenos naturales.

Presentación

La Universidad Autónoma del Estado de México, a través de la Dirección de Estudios de Nivel Medio Superior está interesada en que, como estudiante de la Escuela Preparatoria comprendas al máximo cada uno de los temas diseñados en el programa de estudio de Química I, misma que compone el campo disciplinar de las Ciencias Naturales, Experimentales y Tecnología.

Como sabes las Ciencias Naturales combinadas con la Ingeniería contribuyen a resolver diversas problemáticas que la sociedad actual exige y por ende impulsan al desarrollo tecnológico del país. Por lo anterior, es importante comprender el vínculo de cada tema con los objetivos que se persiguen, ya que se diseñaron para enriquecer tu aprendizaje y relación con tu vida cotidiana.

La Química es la ciencia que estudia la composición, estructura, propiedades y cambios de la materia.

Esta ciencia tiene una gran herramienta denominada tabla periódica, donde los elementos se organizan en función de sus propiedades.

En este módulo **aprenderemos** que los átomos son las unidades fundamentales de la materia, compuestos por protones, electrones y neutrones. Lo anterior reflejado en la tabla periódica.

Analizaremos la manera en la que se nombran a los diversos **compuestos** químicos y finalmente nos enfocaremos a las **sustancias puras.**

¡Estás listo para comenzar!



Actividad 1.

Evaluación de Diagnóstico
(conocimientos previos)

Antes de comenzar con la revisión de los contenidos del módulo 1 de Química I, te invitamos a responder las siguientes preguntas.
Eso 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 Actividades (Estudiante) y responde a la actividad denominada: M1 Exámen Diagnóstico.

1.1 Materia

Estimadas y estimados estudiantes: en la vida diaria mantienes contacto con sustancias diferentes, todas ellas tienen que ver, en mayor o menor medida, con la **Química.** Si lo reflexionas un poco, en tu baño por ejemplo **(Figura 1),** encontrarás botellas con productos que tienen un uso específico, entre ellos shampoos, jabones líquidos o incluso cremas, y no importa el producto del que se trate, si observas bien la etiqueta, en ella siempre están enunciados los ingredientes que contiene.

Si pensamos un poco en la cocina de tu casa, en ella siempre encontrarás alimentos debidamente envasados, y de igual forma, en la etiqueta de cada uno se especifican los ingredientes que contiene cada uno de los productos. A través del estudio de la **Química** se han podido estudiar no sólo el tipo de ingredientes que deben tener los productos comerciales de uso habitual (por ejemplo jabones, detergentes, cosméticos, entre otros), sino también las cantidades que deben mezclarse para la obtención de ese producto; de modo que esta ciencia tiene una aplicación inmediata en el mundo que nos rodea y nos ayuda a comprender los fenómenos que suceden a cada momento, y también ha servido de mucho en el desarrollo de las nuevas sustancias que han encontrado un aplicabilidad útil en la vida del ser humano.

Este es quizá, tu primer acercamiento al estudio formal de la **Química,** en tu educación básica (primaria y secundaria) has tenido ya la oportunidad de estudiar un poco acerca de esta ciencia y seguro es que recuerdas que:

Figura 1. Los productos comerciales de uso habitual contienen ingredientes y su combinación es objeto de estudio de la química.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

Definición

La **Química** es la ciencia que estudia la **materia,** su **estructura,** su **composición,** sus **transformaciones** y la **energía** implicada en estos cambios.

Para lograr su objetivo, esta ciencia se apoya de otras áreas del conocimiento que se conocen como **ciencias auxiliares,** entre las que se encuentran: las matemáticas, la física, la biología, la geología, la economía, la historia, la astronomía, entre otras. Por su parte, la química se divide en áreas, que de forma común se denominan **áreas de la química** o **ramas de la química, cinco de las más importantes** son:

a) **Química orgánica:** Se enfoca en el estudio de compuestos que contienen al elemento carbono combinado químicamente con otros elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y algunos halógenos (cloro, bromo, yodo y flúor). Esta área se encarga de estudiar combustibles fósiles, fármacos, colorantes, polímeros, entre otros tipos de compuestos.

b) **Química inorgánica:** Implica el estudio de compuestos que surgen de la combinación de los demás elementos de la tabla periódica (excepto el carbono); a esta área concierne el tratamiento con catalizadores, materiales que se usan en electrónica, aleaciones, sales minerales entre otros.

c) **Fisicoquímica:** Busca comprender la materia y su comportamiento, como una consecuencia de unas cuantas leyes físicas fundamentales. En esta área es común abordar el estudio de los compuestos químicos desde el punto de vista energético.

d) **Química analítica:** Se ocupa de la medición y determinación de elementos y compuestos en una muestra de materia específica. Esta área se vale del desarrollo tecnológico y las mejoras en equipos instrumentales para tales mediciones y determinaciones.

e) **Bioquímica:** Se encarga del estudio de la química de los procesos vitales; es decir todo los procesos que ocurren al nivel de las moléculas dentro del cuerpo humano.

La **Química,** como otras ciencias, se encuentra en constante desarrollo y día a día se dan a conocer nuevos avances en cada una de sus áreas. Existe un organismo de carácter internacional llamado *Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada*, o de forma común **IUPAC** (por sus siglas en inglés, International Union of Pure and Applied Chemistry), cuyo objetivo se centra en ser la autoridad mundial en la nomenclatura de los compuestos, la terminología que se usa, los métodos empleados en las mediciones y otros datos que se han evaluado de forma crítica. Así pues, estas nuevas investigaciones y descubrimientos deben seguir las recomendaciones de la IUPAC para que sean considerados como verdaderos. Te recomendamos que visites el sitio web de este organismo para que estés al tanto de las publicaciones, las noticias, eventos y proyectos que se encuentran en desarrollo **https://iupac.org.** A lo largo de este libro mencionaremos algunas reglas y sugerenciasque la **IUPAC** realiza sobre el tratamiento de algunos datos, así como las convenciones que se aceptan para la nomenclatura de compuestos inorgánicos.

Figura 2. Logotipo de la *IUPAC*.

IUPAC

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

Nota. Fuente: https://council.science/es/member/international-union-of-pure-and-applied-chemistry-iupac/

1.1.1 Características, propiedades y clasificación de la materia

Como se mencionó previamente, el objeto de estudio de la Química es la materia, debemos entonces ser capaces de contestar:

a) ¿Cómo está estructurada la materia?

b) ¿Cómo está compuesta la materia? y

c) ¿Qué cambios pueden sufrir la materia?

Antes de que nos enfoquemos en contestar cada una de estas cuestiones, debemos recordar que:

Definición

Materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio (tiene volumen) y que tiene masa.

Ejemplos de materia: desde el dispositivo que usas para leer este libro, nuestro organismo, la ropa e incluso el aire que respiramos. De todos ellos podemos decir que, en efecto, ocupan un lugar en el espacio y poseen masa; sin embargo, surge una pregunta interesante:



¿Podrá existir algo que ocupando un lugar en el espacio no posea masa?

Aunque la respuesta a esta cuestión pueda resultar algo paradójica, lo cierto es que los haces de luz (o también llamados fotones) representan un fenómeno que ocupa un lugar en el espacio y a pesar de esto, no poseen masa, y en consecuencia no es considerado materia.

Podemos aprender acerca de la materia al observar las propiedades que esta presenta, es decir, las características que le dan a cada sustancia una identidad única. Por ejemplo, para identificar a una persona podemos describir su altura, peso, color de cabello, color de ojos, huellas dactilares, e incluso en nuestros días, podríamos tener un patrón de ADN (ácido desoxirribonucleico), estas peculiaridades nos permitirían dar a una persona una identidad única.

Las características propias de una sustancia se agrupan en dos tipos:

Definición

a) **Propiedades físicas:** Son características que una sustancia muestra por sí misma y que pueden observarse sin que haya cambio alguno en la composición de esta. Ejemplos de estas propiedades son: **color, densidad, dureza, temperatura de fusión, conductividad térmica** y **conductividad eléctrica.**

b) **Propiedades químicas:** Son aquellas características de una sustancia que cambian cuando esta interactúa con otra sustancia y que sí implican un cambio en la composición. Ejemplos de propiedades químicas son: **flamabilidad** (cuando un material arde con facilidad), **corrosividad** y la **reactividad con ácidos**.

Los estados de agregación más importantes de la materia, como seguramente podrás recordar, son: **sólido, líquido** y **gaseoso.** Más adelante nos enfocaremos en detallar las características de cada uno de estos, por ahora basta con decir que una sustancia puede pasar de uno a otro estado de agregación dependiendo de las condiciones de presión y temperatura a las que sea sometida.

En función de los tipos de propiedad de la materia, esta puede sufrir también dos tipos de cambio:

a) **Cambio físico:** Ocurre cuando una sustancia cambia cualquiera de sus propiedades físicas y no su composición. Por ejemplo, cuando una cantidad de hielo de agua se derrite (es decir, se funde) algunas de sus propiedades físicas cambian, como su dureza, su densidad y la habilidad que esta tiene para fluir, pero después del cambio sigue siendo agua (pero ahora en el estado líquido), por lo tanto, este es un cambio físico **(Figura 3).**

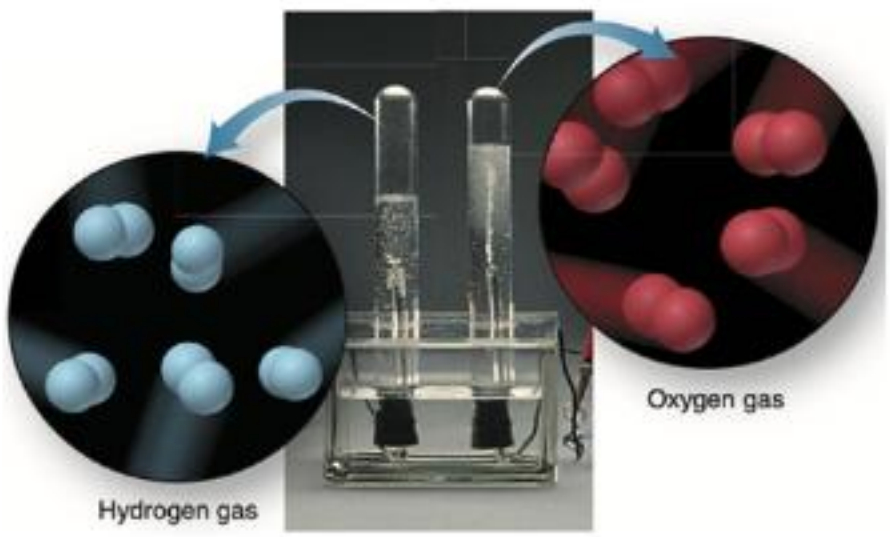
Figura 3. Cuando el hielo se funde forma agua líquida, de modo que experimenta un cambio físico.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

b) **Cambio químico:** También llamado reacción química, es el que ocurre cuando una sustancia se convierte en otra sustancia, es decir, cambia su composición. En el momento en que una cantidad de agua en estado líquido se pone en contacto con corriente eléctrica a través de materiales conductores (como electrodos de cobre) y un arreglo adecuado, el agua se descompone en dos sustancias, oxígeno e hidrógeno gaseosos, lo que significa que ha sufrido una reacción química **(Figura 4).**

Figura 4. Cambio químico.



Nota. Cuando el agua se pone en contacto con corriente eléctrica, esta sufre una descomposición para dar lugar a la formación de dos gases (hidrógeno y oxígeno), de modo que experimenta un cambio químico. Fuente: Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2015.

Si tomaras un trozo de papel y lo dividieras en dos, y luego una de las mitades la dividieras en dos, y así sucesivamente llegarías al grado de obtener un pedazo de papel infinitamente pequeño, pero no podrías seguir con la esta división de forma infinita, llegarías al punto en que obtendrías un trozo de papel tan pequeño como una molécula y después de ese tamaño, si siguieras esta división podrías llegar a la escala de los átomos. De la misma forma en cómo un organismo vivo está constituido por un gran número de células, toda materia está constituido por átomos.

Para su estudio la **materia** puede clasificarse en dos grandes categorías, y a su vez estas categorías dan origen a dos clasificaciones, como se observa en el esquema.

Figura 5. Clasificación de la materia.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Gran parte de la sustancias con las que estamos en contacto diariamente no son químicamente puras: desde el aire que respiramos, la gasolina que se usa en los motores de los autos e incluso algunos líquidos que bebemos, en realidad son una mezcla de diferentes componentes; no obstante, estas mezclas pueden separarse, a través de cambios físicos, en las sustancias puras presentes; es decir, una mezcla de gases como el aire puede filtrarse adecuadamente para dar lugar a la separación de nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, entre otros, y en este sentido estaríamos obteniendo sustancias puras a partir de una mezcla.

Las mezclas pueden ser de dos tipos:

Definición

a) **Mezcla homogénea:** Es aquella en que sus componentes no logran percibirse a simple vista, es decir son uniformes en todos sus puntos. El aire es una mezcla homogénea; cuando un poco de sal o azúcar se disuelven en agua, estas forman también una mezcla homogénea.

b) **Mezcla heterogénea:** Es aquella en que sus componentes pueden percibirse a simple vista, es decir, no poseen la misma composición, propiedades y aspecto en todos sus puntos; de esta forma, la arena, las rocas y la madera son ejemplos de este tipo de mezclas.

Las sustancias puras son materia que tiene características definidas y su composición siempre es la misma no importando de dónde provenga. Por mencionar un ejemplo, la sal de mesa debe ser la misma y tener el mismo sabor no importando el lugar de dónde se extrajo. Seguramente te has percatado que en tu hogar hay instalaciones de agua en que se utilizan tuberías de cobre, el cobre también es una sustancia pura y no difiere de la tubería que hay en casa de otros de tus compañeros. Existen dos tipos de sustancias puras:

Definición

a) **Elementos:** Son sustancias puras que no pueden descomponerse en sustancias más simples y en el nivel molecular están constituidos por un solo tipo de átomo.

b) **Compuestos:** Son sustancias constituidas por dos o más elementos, y como consecuencia a nivel molecular presentan dos o más clases de átomos.

Se pude decir que todo compuesto está conformado por elementos, pero los elementos no son compuestos. Hoy se conocen 118 elementos, contenidos en la Tabla Periódica de los Elementos Químicos que revisaremos, y están distribuidos en el universo. En la corteza terrestre, los elementos más abundantes son: oxígeno, silicio, aluminio, hierro y calcio; y los más importantes por contenerse en los organismos vivos son: oxígeno, carbono e hidrógeno.

Cada elemento se puede abreviar con una o dos letras, esta abreviatura se conoce con el nombre de **símbolo químico.** En muchos de los casos estos símbolos derivan del nombre en inglés del elemento, pero a veces derivan de su nombre en latín o griego. Algunos de los elementos más conocidos y sus abreviaturas se muestran en la siguiente **Tabla 1.**

Tabla 1. Algunos elementos más comunes y sus símbolos.

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Azufre	S	Silicio	Si	Estaño	Sn
Carbono	C	Aluminio	Al	Cobre	Cu
Flúor	F	Bario	Ba	Hierro	Fe
Fósforo	P	Platino	Pt	Sodio	Na
Hidrógeno	H	Calcio	Ca	Plomo	Pb
Nitrógeno	N	Helio	He	Potasio	K
Oxígeno	O	Magnesio	Mg	Plata	Ag
Yodo	I	Cloro	Cl	Mercurio	Hg

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Los átomos de algunos elementos pueden interactuar químicamente (reaccionar) con átomos de otros elementos para generar compuestos. Si, por ejemplo, se coloca en contacto un trozo de sodio metálico (Na) en una atmósfera de cloro gaseoso (Cl_2), de forma espontánea se formará un compuesto que está constituido por ambos elementos y que se denomina cloruro de sodio (NaCl), que es la sal que le agregas a tus alimentos todos los días.

Actividad 2

¡Vamos!



Actividad 2.



La materia

Instrucciones:
Para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

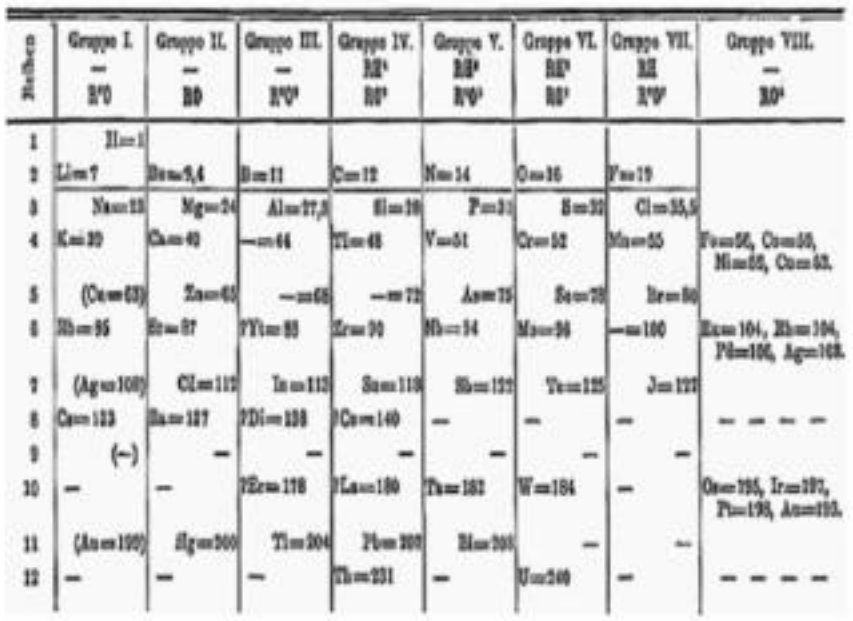
1.1.2 Tabla Periódica

La **tabla periódica** es una representación en que los **elementos químicos** aparecen ordenados de acuerdo con el **número atómico** (número de protones). A su vez, en cada columna se disponen a aquellos elementos con características similares. La primera versión de esta tabla periódica fue propuesta y diseñada por el químico ruso Dimitri Mendeléiev en 1869, vea la **Figura 6.**

Actualmente, la tabla periódica muestra 118 elementos, 94 de forma natural en la Tierra, y el resto se obtuvo sintéticamente. Se constituye de columnas (denominadas "grupos" o "familias") y filas (llamadas "periodos"), véase **Figura 7.**

Los elementos de la tabla periódica se dividen en tres grandes categorías: **metales, no metales** y **metaloides.** Véase **Figura 8.**

Figura 6. Tabla periódica diseñada por Mendeléiev.



Nota. Fuente: Historia National Geographic.

Figura 7. Estructura de la Tabla Periódica.

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Figura 8. Clasificación de los elementos.

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Los metales son los más abundantes y se subdividen en 6 subgrupos (observe la **Figura 9**).

Figura 9. Clasificación de los metales.

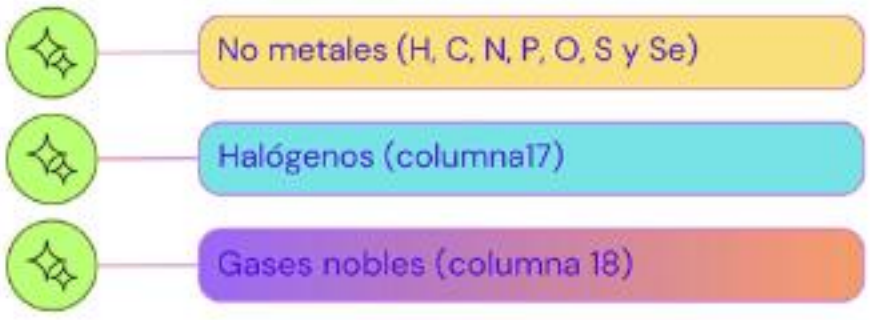


Nota. Fuente: Elaboración propia.

Los **metaloides** son siete de los elementos de la Tabla, distribuidos entre las columnas 13 y 16.

Como podemos apreciar en la **Figura 10,** los **no metales** se subdividen en:

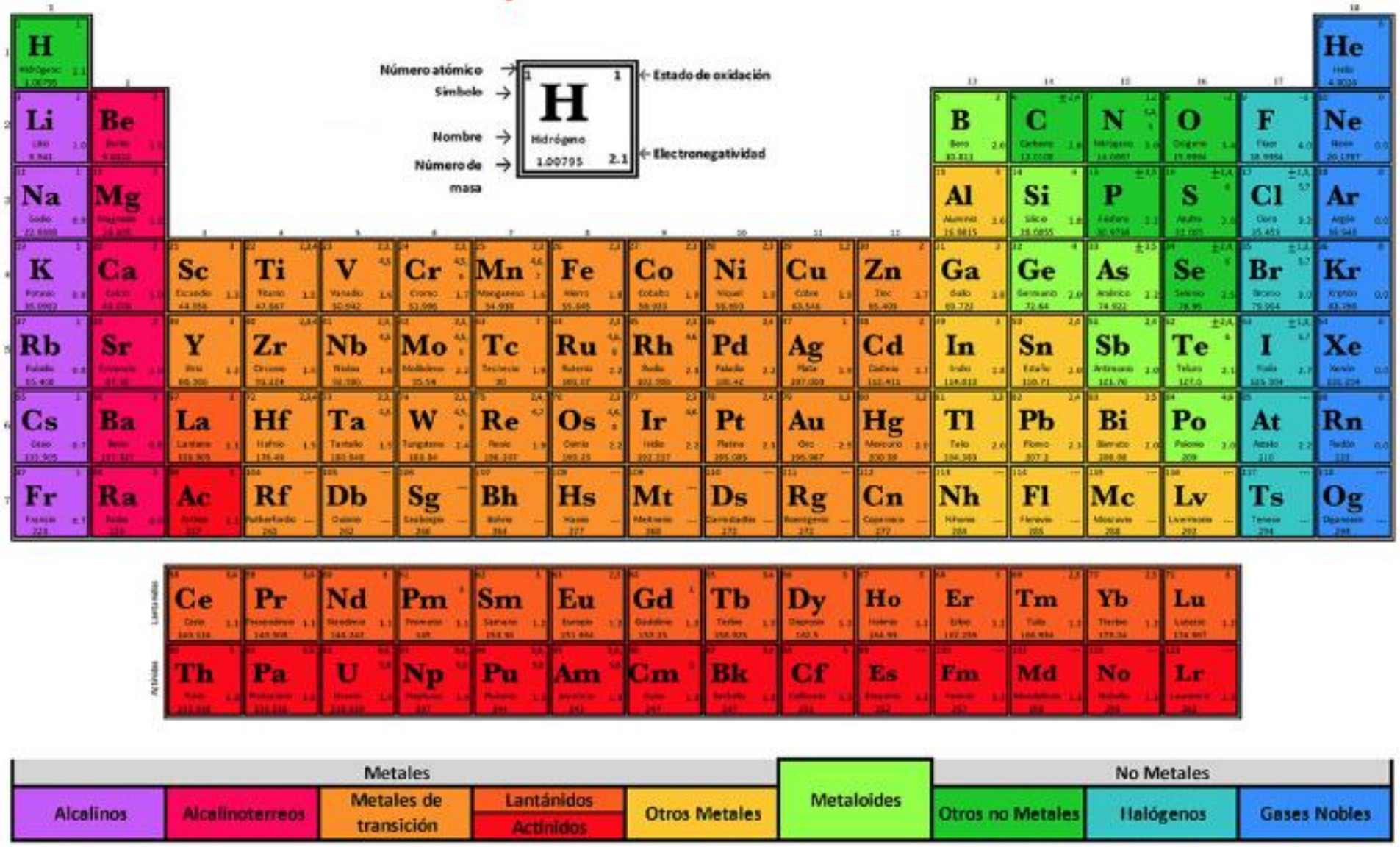
Figura 10. Clasificación de los no metales.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Como te darás cuenta en la **Figura 11,** se muestra la estructura de la tabla periódica actual:

Figura 11. Estructura de la tabla periódica



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Figura 12. Propiedades de un elemento en la tabla periódica.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

La tabla periódica nos proporciona además más información sobre cada uno de los elementos, como por ejemplo: símbolo químico, nombre del elemento, número atómico, número de masa, estados de oxidación, entre otros, que más adelante analizaremos con más detalle (observe la **Figura 12**).

Por lo tanto, la tabla periódica es una herramienta útil que ordena y relaciona las propiedades de los elementos para predecir su comportamiento.

Actividad 3

¡Vamos!

Actividad 3.

La tabla periódica

Instrucciones:
Para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

1.1.3 Átomo: modelos y partículas subatómicas



Como lo aprendiste en el tema anterior, la tabla periódica contiene el símbolo de los diferentes elementos químicos conocidos actualmente. En algún momento pasó por tu mente preguntarte:

¿Qué tienen en común?

¿Qué los hace diferentes?

¿Cómo están formados?

Espero que estas y otras preguntas hayan pasado por tu mente, porque los científicos son muy curiosos y siempre cuestionan todo con el afán de aprender y generar más conocimiento. La respuesta a esas preguntas está, en una palabra: **átomo.**

Definición

Átomo: Es la unidad estructural más pequeña que forma la materia.

Durante cientos de años con base en la observación se consideró que los átomos eran indivisibles. Hoy en día, con los avances de la ciencia y la tecnología, se sabe que el átomo está formado por partículas subatómicas **¿Has oído hablar de ellas?, ¿Sabes su nombre?, ¿Conoces sus propiedades?** Ojalá que hayas respondido de manera afirmativa, de lo contrario no te preocupes, al concluir este tema resolverás correctamente estos y otros planteamientos relacionados con la estructura del átomo.

A partir de finales del siglo XIX se realizaron experimentos que poco a poco llevaron a la concepción de la teoría atómica actual. Así, a lo largo de los años los científicos desarrollaron modelos atómicos con el objetivo de tener una visión de la estructura del átomo, para entender el comportamiento de la materia. Vamos a dar un paseo por la historia de los **modelos atómicos** y, conocerás o recordarás, la respuesta a los planteamientos anteriores.

a) Teoría de los atomistas, Demócrito

En los años antes de Cristo los filósofos de cada época trataban de entender el mundo que les rodeaba y daban explicaciones basados en la observación y registro de datos. Así es como surge el término átomo, descrito por Demócrito quien decía que si se fraccionaba sucesivamente un material se llegaría al punto en el que ya no se podría hacer más pequeño, es decir sería indivisible (de ahí la palabra átomo), **Figura 13.**

Sin embargo, Aristóteles, otro filósofo de la antigüedad con alto renombre no creía que existieran partículas indivisibles, dejando por muchos años abandonada la concepción de la composición atómica de la materia. Las ideas de los filósofos perduraron cientos de años, porque en esa época por cuestiones sociales la gente daba crédito casi incuestionable a los pensadores.

Figura 13. Estructura indivisible de los átomos.



Nota. Fuente: Reyes A. (2024) Creación propia. *Photoshop* (Estructura indivisible de los átomos).

b) Modelo Atómico de Dalton

Fue hasta inicios del siglo XIX cuando John Dalton (1803), basado en los experimentos realizados por los científicos del siglo XVII y haciendo uso de los conocimientos de la época sobre mediciones, retoma la teoría atómica y establece los siguientes postulados:

1. Los elementos están constituidos por partículas extremadamente pequeñas llamadas **átomos** que dan identidad a la materia.

2. Los átomos de un mismo elemento son iguales pero distintos a los átomos de un elemento diferente.

3. Los elementos químicos durante su transformación no se destruyen, sino que generan sustancias diferentes llamadas compuestos.

4. Los elementos de átomos diferentes al combinarse pueden formar distintos compuestos, cada uno con una proporción diferente y constante **Figura 14.**

Con sus postulados Dalton explicaba leyes de la estructura de la materia, existentes en la época.

Figura 14. La combinación de mismos elementos, pero en diferente proporción, generan compuestos diferentes.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

c) Joseph John Thomson

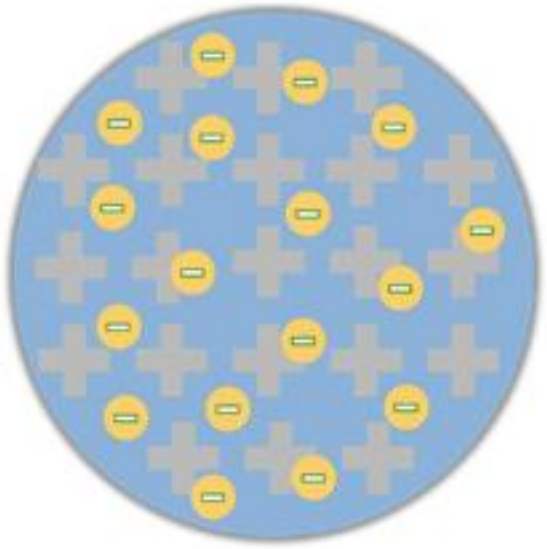
Los años siguieron su curso y con ellos se incrementó el conocimiento de las leyes físicas, la generación de instrumentos de laboratorio y la curiosidad por entender el comportamiento de la materia, cuestionando la veracidad de que el átomo no se podía dividir en partículas más pequeñas.

A mediados del siglo XIX J. J. Thomson realizó experimentos utilizando rayos catódicos (corriente eléctrica que sale del electrodo con carga negativa o cátodo, **Figura 16**. Los rayos catódicos se hicieron pasar por un tubo al vacío (sin aire), dejando sorprendido a Thomson porque esa corriente eléctrica invisible, al pasar hacia el electrodo positivo o ánodo generó fluorescencia.

En ese momento el científico se preguntó **¿Qué pasaría si colocaba dos placas metálicas cargadas eléctricamente, o si acercaba un imán?** Así que implementó estas dos variantes al experimento de rayos catódicos. Como resultado, observó que los rayos catódicos se desviaban antes de llegar al ánodo y se dirigían hacia la placa con carga positiva, lo que le llevo a pensar que los rayos catódicos tenían partículas con carga negativa a las que llamó **electrones.** Además, el trabajo con el imán ayudó a establecer la relación carga-masa, que más adelante permitió conocer la masa de esa partícula subatómica.

Con el resultado de sus experimentos y asumiendo que el átomo natural es eléctricamente neutro, Thomson visualizó al átomo como una esfera de carga positiva en la que se encuentran distribuidos los electrones como si fuera un "pudín de pasas" **Figura 15**. En otras palabras, como una bola de helado de choco chips (vainilla con chispas de chocolate), donde el sabor vainilla es la carga positiva y las chispas los electrones.

Figura 15. Modelo atómico de Thompson de pudín de pasas.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Figura 16. Ejemplo de tubo de rayos catódicos.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial. https://www.bing.com/images

d) Ernest Rutherford

A inicios del siglo XX se tenía conocimiento de la existencia de sustancias radiactivas, es decir átomos que se desintegraban de manera natural generando partículas ***α*** (alfa) con carga positiva. En 1910 Rutherford desarrolló un experimento en el que dirigió partículas alfa hacia una lámina de oro para conocer los ángulos con los que estas partículas eran desviadas.

En sus resultados observó que la gran mayoría de las partículas traspasaba la lámina sin desviarse, un pequeño porcentaje se desviaba un poco, y un porcentaje aún más pequeño regresaba casi en la misma dirección desde la que habían salido. Estos hallazgos le llevaron a rechazar el modelo de Thomson, porque de ser correcto entonces todas las partículas alfa hubieran traspasado la lámina de oro.

En 1911 Rutherford estableció que el átomo estaba mayoritariamente vacío, con una zona donde se concentraba la carga positiva y la mayor parte de su masa, a este espacio le llamó **núcleo.** **Figura 17.** Además, indicó que los electrones se encontraban dispersos en torno al núcleo. Alrededor de 1920 Wilhelm Wien utilizó la palabra **protón** para referirse a la partícula subatómica con carga positiva.

e) Chadwick

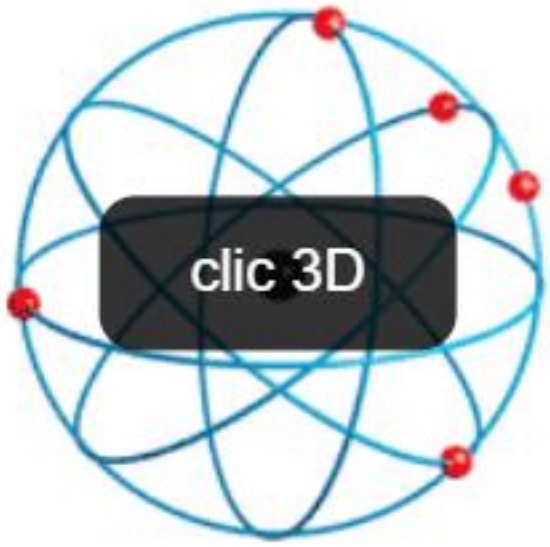
Con el descubrimiento de los protones de carga positiva en el núcleo y de los electrones con carga negativa alrededor de él, se podía explicar que un átomo siempre es neutro (no tiene carga eléctrica). Sin embargo, en los experimentos que se seguían realizando, la masa medida de las sustancias no correspondía con la suma de las masas de electrones y protones.

Ante este escenario James Chadwick realizó un experimento en el que se bombardeó un átomo de Berilio con partículas alfa, lo que llevó al desprendimiento de partículas eléctricamente neutras a las que se les llamó **neutrones.** **Figura 18.**

f) Niels Bohr

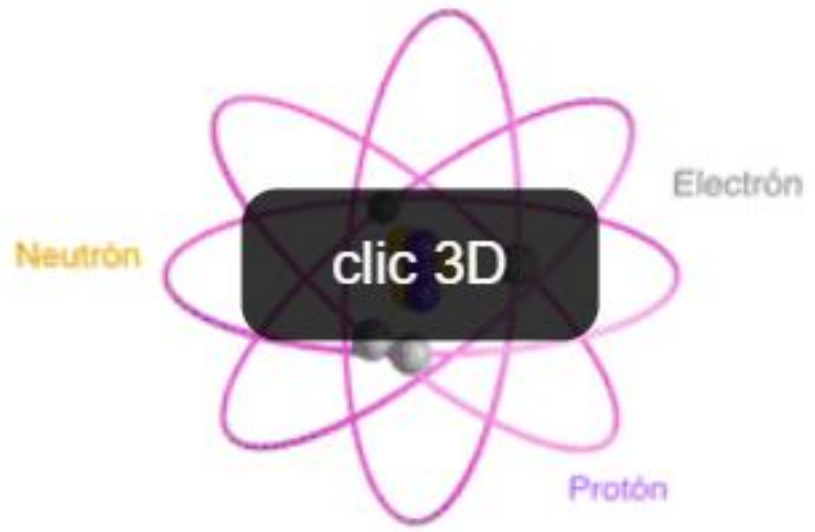
Niels Bohr basado en el modelo de Rutherford propuso un modelo semejante al sistema planetario solar, en dónde cada órbita representa un nivel de energía, **Figura 19.** Sus postulados son:

Figura 17. Modelo de Rutherford, carga positiva concentrada en el núcleo.



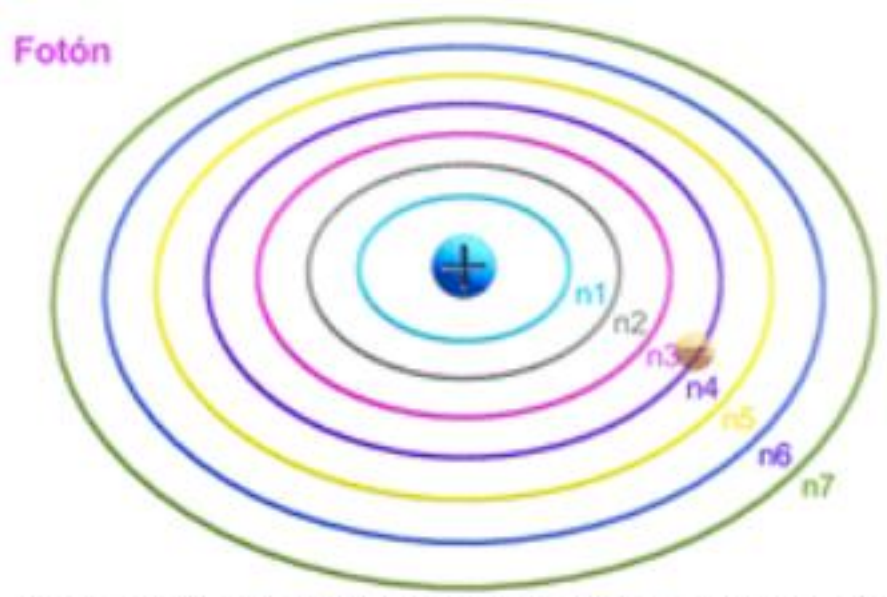
Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. *Cinema 4D* [Modelo de Rutherford, carga positiva concentrada en el núcleo].

Figura 18. Presencia de neutrones en el núcleo.



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. *Cinema 4D* [Presencia de neutrones en el núcleo].

Figura 19. Modelo de órbitas de Bohr, un electrón baja de nivel liberando energía.



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. *Cinema 4D* [Modelo de órbitas de Bohr, un electrón baja de nivel liberando energía].

1. Los electrones están girando alrededor del núcleo en niveles de energía, entre más cerca se está del núcleo se tiene menor energía.

2. Si los electrones están en un nivel de energía permitido o basal no emiten energía.

3. Si el electrón pasa de un nivel de energía superior a uno inferior o viceversa, entonces el electrón emitirá o absorberá energía en forma de un fotón (haz de luz). Se dice que cuando un electrón recibe energía se excita pasando de un nivel superior, mientas que al pasar de un estado superior a uno inferior libera energía.

El modelo atómico de Bohr tiene limitaciones porque sólo podía explicar el espectro de emisión del átomo de hidrógeno, pero no así el de elementos más complejos. No obstante, sirvió de base para la teoría atómica actual al establecer que los electrones giraban alrededor del núcleo del átomo en niveles de energía (representados por números o letras) con una capacidad máxima de electrones como se muestra en la **Tabla 2.**

Tabla 2. Capacidad de electrones de los niveles de energía en el modelo de Bohr

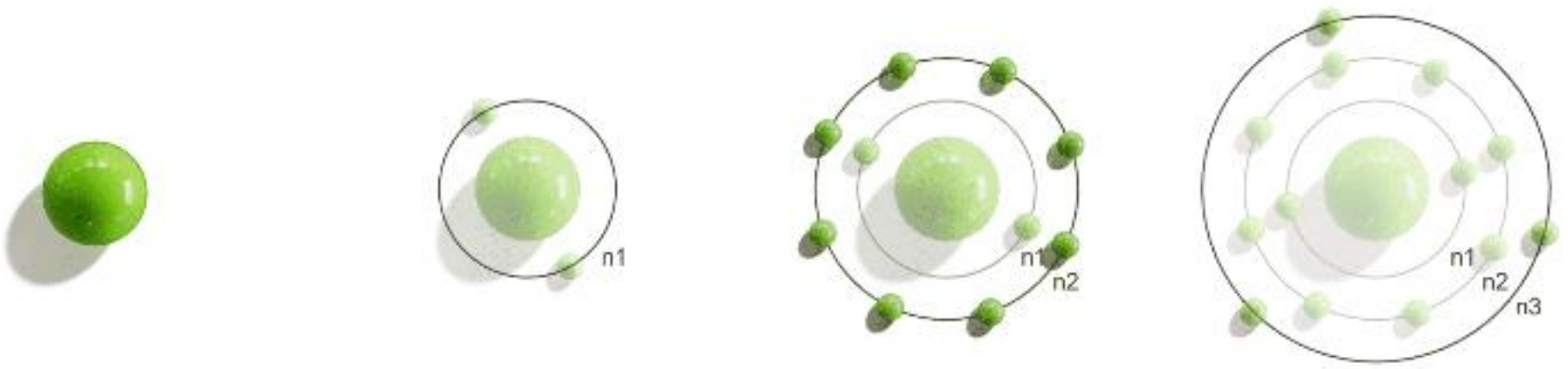
Nivel de energía, *n*		Capacidad de electrones
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	32
6	P	18
7	Q	8

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Ejemplo. Distribución de electrones en el modelo de Bohr

Vamos a desarrollar el modelo de Bohr para un átomo de aluminio que tiene 13 electrones alrededor de su núcleo:

Figura 20. Modelo de Bohr en un átomo de aluminio.



1. Dibuja una esfera pequeña que represente al núcleo.

2. Traza el primer nivel de energía (n_1) y dibuja sobre él 2 electrones, si tienes suficientes. En el Aluminio se tienen que acomodar 13 electrones por lo tanto, n_1 si puede tener 2 electrones.

3. Dibuja el segundo nivel y coloca la cantidad máxima de electrones, si tienes suficientes. Para el Al, falta acomodar 11 electrones por lo tanto, n_2 si puede tener 8 electrones, nota que en este momento están representados 10 de 13 electrones.

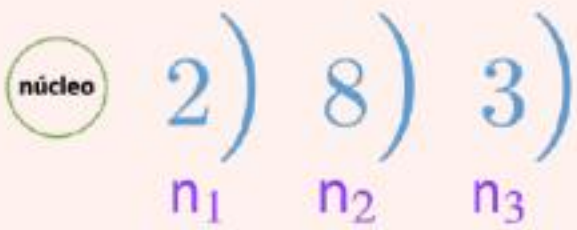
4. Traza n_3 que tiene capacidad máxima de 18 electrones. Ya sólo restan 3 electrones por acomodar.

Entonces, sólo dibuja los que hacen falta.

Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D [Modelo de Bohr en un átomo de aluminio].

NOTA: No puedes pasar al siguiente nivel si no has llenado los niveles previos a su máxima capacidad, considerando que el último nivel de energía no puede tener más de $8e-$ ni el penúltimo más de 18.

Una representación más práctica de representar la distribución de electrones con el modelo de Bohr es utilizar "medias lunas" para representar los niveles de energía y escribir con número la cantidad de electrones en cada nivel, en lugar de dibujarlos. Para el ejemplo del aluminio observa el video dando click **AQUÍ.**



Como puedes observar en el modelo de Bohr el átomo de Aluminio está ocupando tres niveles de energía para acomodar sus 13 electrones, quedando tres electrones en su último nivel de energía, a estos electrones se les conoce como:

Definición

Electrones de valencia: Son los electrones que se encuentran en el último nivel de energía del átomo. Son los responsables de la formación de enlaces químicos porque se pueden perder, ganar o compartir durante la transformación de la materia para formar nuevas sustancias.

Se basa en la mecánica cuántica ondulatoria propuesta, entre otros por Heisenberg (1925) y Schrödinger (1926). Algunos de sus principios fundamentales son:

a) **Principio de dualidad de Broglie** (1923): Los electrones se comportan como partículas (masa) y como ondas (energía).

b) **Principio de incertidumbre de Heisenberg:** No se puede conocer la posición y velocidad de un electrón al mismo tiempo. La región del espacio que rodea al núcleo y en dónde la probabilidad de encontrar al electrón es mayor, se llama orbital.

c) **Principio de Schrödinger:** Establece que la relación entre la energía de un electrón y la distribución de éste en el espacio se da de acuerdo con sus propiedades ondulatorias. En su ecuación aparecen los números cuánticos n, l y m_l.

d) **Principio de Dirac –Jordan:** Considera el número cuántico s, estableciendo con mayor exactitud la distribución de los electrones (Recio del Bosque, 2001).

Espero que con este viaje en el tiempo hayas recordado o aprendido que el átomo está formado por tres partículas subatómicas: El electrón (e^-) que tiene carga unitaria negativa y se encuentra girando alrededor del núcleo en niveles de energía cuantizada según Bohr. El protón (p^+) de carga unitaria positiva que junto con el neutrón (n^0, sin carga) se localizan en el núcleo del átomo, siendo las partículas responsables de la mayor parte de la masa de los elementos.

Actividad 4

¡Vamos!

Actividad 4.

Teorías atómicas

Instrucciones:
A continuación, se colocan algunas preguntas, lee y arrastra la respuesta correcta de la tabla inferior para que los enunciados se complementen correctamente con el autor, modelo atómico o partícula subatómica. Cuidado hay respuestas que se repiten o que no están dentro de las preguntas.

Da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

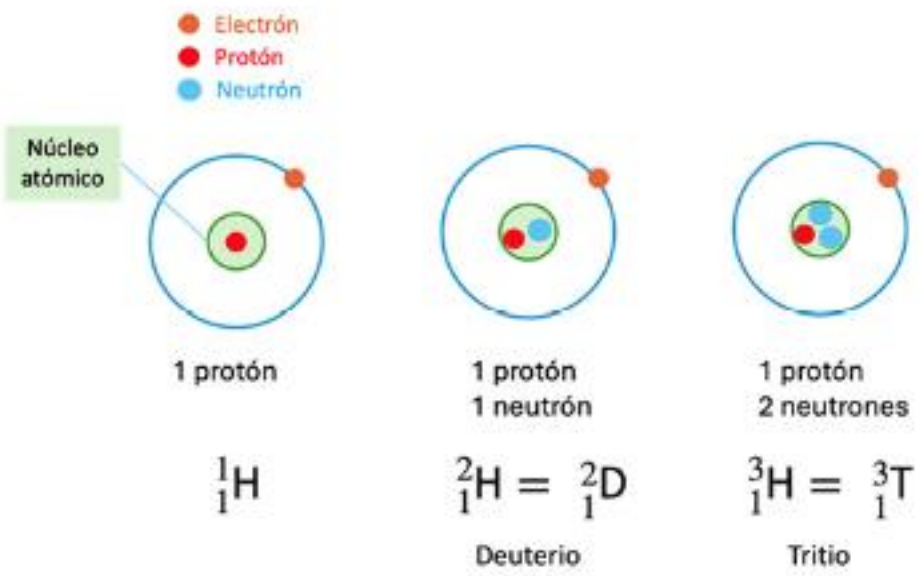
Si te detienes a observar la tabla periódica te darás cuenta de que la masa del átomo es diferente para cada elemento. Esto se debe a que sus núcleos están conformados por distinta cantidad de protones y neutrones. Los átomos de un mismo elemento tienen la misma cantidad de protones, lo que les confiere identidad, es decir, los átomos de diferentes elementos no tendrán la misma cantidad protones como lo muestra el **número atómico.**

Definición

Número atómico: Es la cantidad de protones que tiene un átomo. Se representa con la letra Z. En un átomo neutro (sin carga) también corresponde con la cantidad de electrones.

Además, puedes notar que el número de masa de los elementos no es un valor entero, lo que se debe a que la cantidad de neutrones de un mismo elemento puede variar, dando origen a un **isótopo,** es decir átomos del mismo elemento con diferente número de masa. Se representan con el nombre o símbolo del elemento y su **número de masa.** Por ejemplo, los isótopos del hidrógeno son: hidrógeno 1, hidrógeno 2 e hidrógeno 3 (${}^{1}_{1}\mathrm{H}, {}^{2}_{1}\mathrm{H}$ e ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$), observa la **Figura 21**. A decir verdad, lo que se muestra en la tabla periódica es la masa promedio de la contribución de todos los isótopos de un elemento.

Figura 21. Isótopos del hidrógeno.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Definición

Número de masa: Es la suma de protones y neutrones que hay en un átomo. Se representa con la letra A.

Definición

Isótopo: Son átomos del mismo elemento que tienen la misma cantidad de protones, pero diferente número de neutrones.

Para que comiences a comprender el mundo de la química, es tiempo de que conozcas un poco más sobre las partículas subatómicas de cada elemento químico, es decir saber cuántos protones, electrones y neutrones tienen los átomos de los elementos. Te invito a que tengas cerca de ti, tu tabla periódica, de no hacerlo será como ir al cine a ver una película en tercera dimensión y no llevar lentes especiales.

En la tabla periódica hay dos valores que te van a permitir determinar la cantidad de partículas subatómicas: El número atómico Z y el número de masa A, de sus definiciones se tienen:

$$Z = p^{+} \qquad \text{ecuación (1)}$$

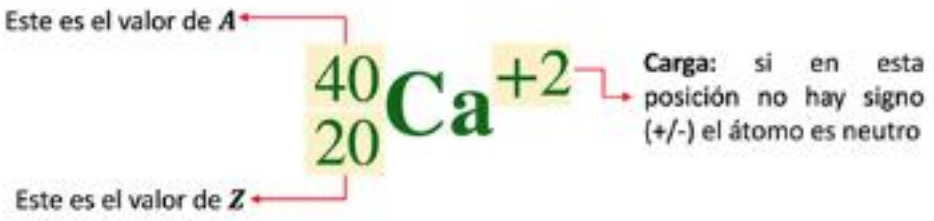
$$A = p^{+} + n^{0} \qquad \text{ecuación (2)}$$

Sustituyendo p^{-} en la ecuación 2 y despejando n^{0}, se obtiene:

$$n^{0} = A - Z \qquad \text{ecuación (3)}$$

Asimismo, de manera convencional los valores de Z y A se representan en el lado izquierdo del símbolo químico, observa la **Figura 22.** Si el átomo está cargado eléctricamente, la carga (+/-) se representa en la parte superior derecha. Mas adelante damos detalle de la carga del átomo.

Figura 22. Representación convencional de número de masa y número atómico.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Ejemplo. Isótopos

$^{18}_{8}O$ De acuerdo con la representación de los valores de A y Z que acompañan al símbolo del oxígeno, se tiene que:

$$A = 18$$
$$Z = 8$$

Solución:

- Como $Z = p^+$, entonces un átomo de oxígeno tiene **8 protones.**

- Para determinar la cantidad de neutrones se aplica la fórmula $n^0 = A - Z$,
  es decir $n^0 = 18 - 8$

  por lo tanto, el oxígeno tiene **10 neutrones**

- Si revisas la tabla periódica, notarás que el número de masa del átomo de oxígeno es 16, y como en este ejemplo $A = 18$, entonces se puede inferir que se trata de un **isótopo de oxígeno.**

- Finalmente, el átomo de oxígeno presentado en este ejemplo es **un átomo neutro** porque no hay signo positivo o negativo en la parte superior derecha del símbolo.

- En un átomo neutro $Z = e^-$, es decir, al átomo neutro de oxígeno tiene **8 electrones.**

Ejemplo. Átomo neutro

Analicemos: Si tu profesor te cuestiona ¿cómo podrías determinar la cantidad de protones, electrones y neutrones que tiene un átomo de plata? en este caso no te están proporcionando el símbolo del elemento, ni su número de masa; ni atómico, entonces **¿de dónde vas a obtener tales valores?**

Solución:

- La información que necesitas está en la tabla periódica, espero que hayas respondido correctamente. En ella encontrarás que el símbolo de la plata es **Ag**, su número atómico es 47 y su número de masa es 108. La información la puedes escribir como:

$$^{108}_{47}Ag$$

- Como $Z = p^+$, se tienen 47 protones

- Para los neutrones se ocupa la fórmula
  $n^0 = A - Z$, es decir
  $n^0 = 108 - 47 = 61$,

  por lo tanto se tienen 61 neutrones.

- Y finalmente, respecto a los electrones, como no se indica que el átomo tenga carga +/- , se asume que el átomo es neutro por lo tanto $Z = e^-$, y se tienen 47 electrones.

En los dos ejemplos anteriores la cantidad de protones y electrones es la misma, por lo que se están neutralizando entre ellos debido a la atracción natural de cargas positivas y negativas. Sin embargo, bajo ciertas circunstancias los átomos pueden **perder o ganar electrones** de su ultimo nivel de energía (**electrones de valencia**), generando átomos con carga llamados **iones,** que pueden ser de dos tipos:

Definición

Ión: Átomos con carga positiva o negativa debido a que ganaron o perdieron electrones.
Catión: Son átomos de carga positiva debido a que perdieron electrones.
Anión: Son átomos con carga negativa porque ganaron electrones.

Ejemplo. Iones

Vamos a determinar la cantidad de electrones, protones y neutrones del $^{23}_{11}Na^{+1}$ y $^{35}_{17}Cl^{-1}$

Solución:

- Observa que en ambos casos se trata de átomos con carga: un catión Na^{+1} y un anión Cl^{-1}. Para conocer la cantidad de neutrones y protones se procede como en los ejemplos 2 y 3, es decir:

- Para el sodio del $^{23}_{11}Na^{+1}$

$$A = 23 \quad Z = 11$$

- Como $Z = p^+$ se tienen **11 protones**

- Aplicando $n^0 = A - Z$

$$n^0 = 23 - 11 = 12,$$

por lo tanto, se tienen **12 neutrones**

- Para determinar la cantidad de electrones debemos partir de que un **catión** tiene carga positiva porque **perdió** electrones. Lo que significa que tiene **menos** electrones que el átomo neutro.

- Entonces $e^- = Z - carga$

$e^- = 11 - 1 = 10$, por lo tanto, se tienen **10 electrones.**

Actividad 5

¡Vamos!

Actividad 5.

Partículas subatómicas

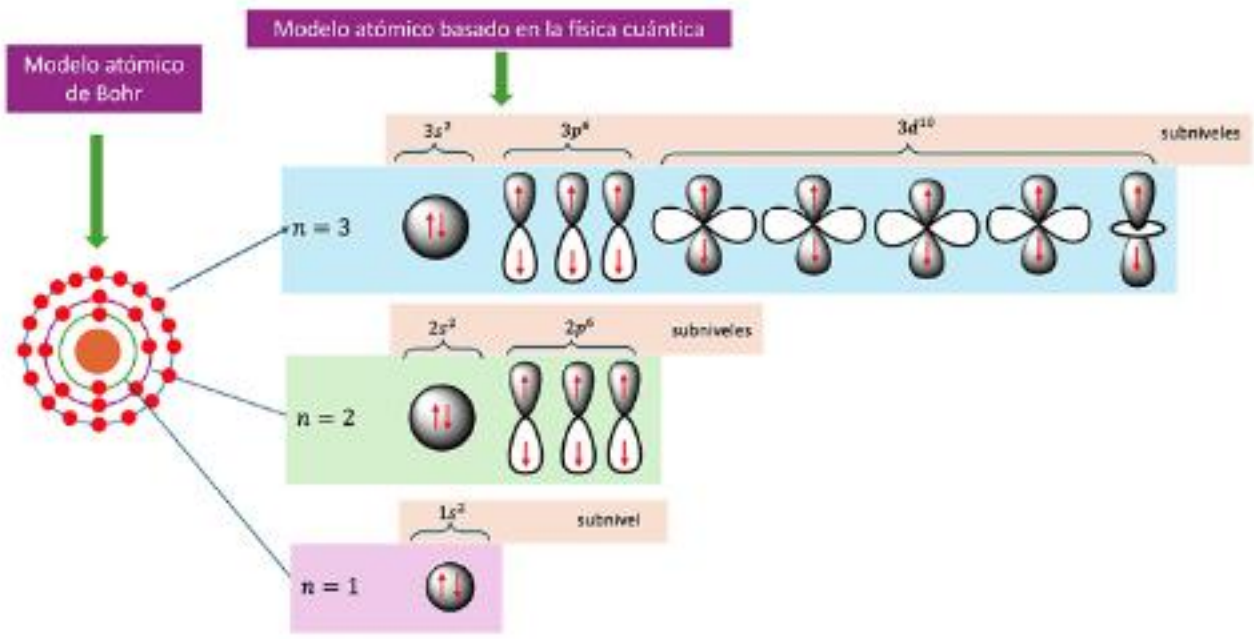
Instrucciones:
Para reforzar lo antes revisado se te pide contestar correctamente cada pregunta del siguiente ejercicio, se recomienda tener la tabla periódica contigo.

Da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

1.1.4 Configuración electrónica

Te invitamos a que observes bien la **Figura 23.** En ella podremos apreciar que cada uno de los niveles energéticos (u órbitas) ahora se divide en subniveles energéticos: por ejemplo, el nivel $n = 1$, posee sólo un subnivel que es el $1s$; el $n = 2$, posee dos subniveles que son el $2s$ y el $2p$; el $n = 3$, contiene a los subniveles $3s$, $3p$ y $3d$, faltan por mostrarse más niveles, pero los veremos más adelante. Por ahora, sí ponemos especial atención a los círculos rojos que representan los electrones en el modelo de Bohr, veremos como en el primer nivel se ubican dos de ellos y cuando pasamos al modelo cuántico, estos electrones se representan con flechas (una apunta hacia arriba y la otra hacia abajo), así pues, se verifica que a lo largo del primer nivel se localizan dos electrones, en el segundo nivel ocho y en el tercero, 18 electrones.

Figura 23. Comparación entre el modelo atómico de Bohr y el modelo cuántico.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

En el modelo cuántico la idea las órbitas desaparece, pero se adopta la idea de los orbitales.

Definición

Un **orbital** es la región tridimensional del espacio con mayor probabilidad de encontrar a un electrón alrededor de un núcleo atómico.

Un orbital puede contener un máximo de dos electrones que se están moviendo tan rápido como la luz. Existen cuatro orbitales diferentes, que se designan por una letra (*s*, *p*, *d* y *f*) y que tienen formas distintas.

Los orbitales s son de forma esférica y hay uno por cada nivel energético, y van aumentando su tamaño a medida que aumentan de nivel de energía (observar la **Figura 24**).

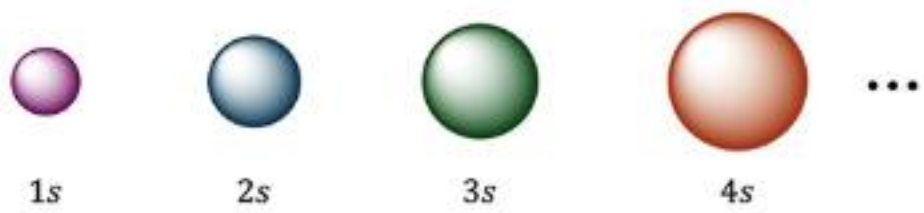


Figura 24. Orbitales *s*, uno por cada nivel de energía.

Nota. Fuente: Elaboración propia.

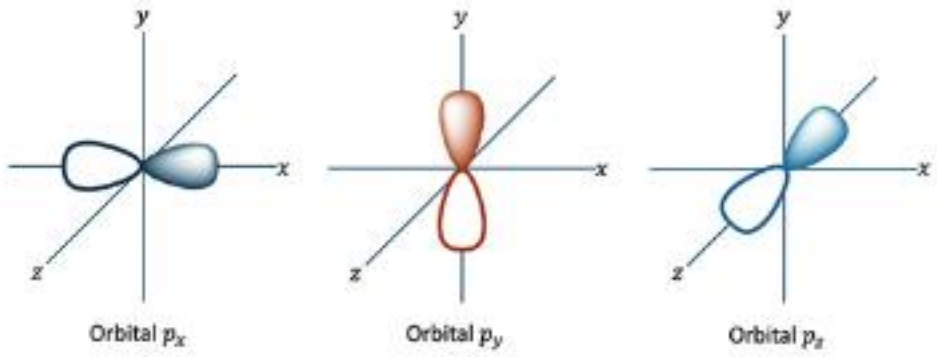


¿Te has preguntado cómo luce un átomo en verdad?

La respuesta a esta cuestión no es un asunto tan sencillo, y aunque el modelo atómico de Bohr representó un gran avance no fue satisfactorio del todo. Recordemos que Niels Bohr suponía que los electrones se encuentran rodeando al núcleo y lo hacían en órbitas de diferente nivel de energía, la teoría atómica basada en la mecánica cuántica revolucionó estas ideas y las conjuntó en un modelo más robusto y concreto, que, entre otras cosas, intenta dar una perspectiva más realista de cómo los electrones se distribuyen alrededor de un núcleo atómico.

Los orbitales *p* tienen dos lóbulos, como puede observarse en la **Figura 25** y existen a partir del segundo nivel de energía en conjuntos de tres, es decir, encontramos un conjunto de orbitales $2p$, $3p$, $4p$, y así sucesivamente. Cada orbital p se orienta en un eje distinto (x, y y z), de modo que se los designa como p_x, p_y y p_z. En total estos orbitales pueden contener un máximo de seis electrones.

Figura 25. Tres orbitales de tipo p por cada nivel de energía.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

La forma y distribución en el espacio de los orbitales d es un poco más complicada (observe bien la **Figura 26**) y existen en un conjunto de cinco orbitales por cada nivel de energía sólo a partir del tercero: $3d$, $4d$, $5d$ y así sucesivamente. En total, estos orbitales pueden contener un máximo de 10 electrones.

Figura 26. Conjunto de cinco orbitales d por nivel de energía.



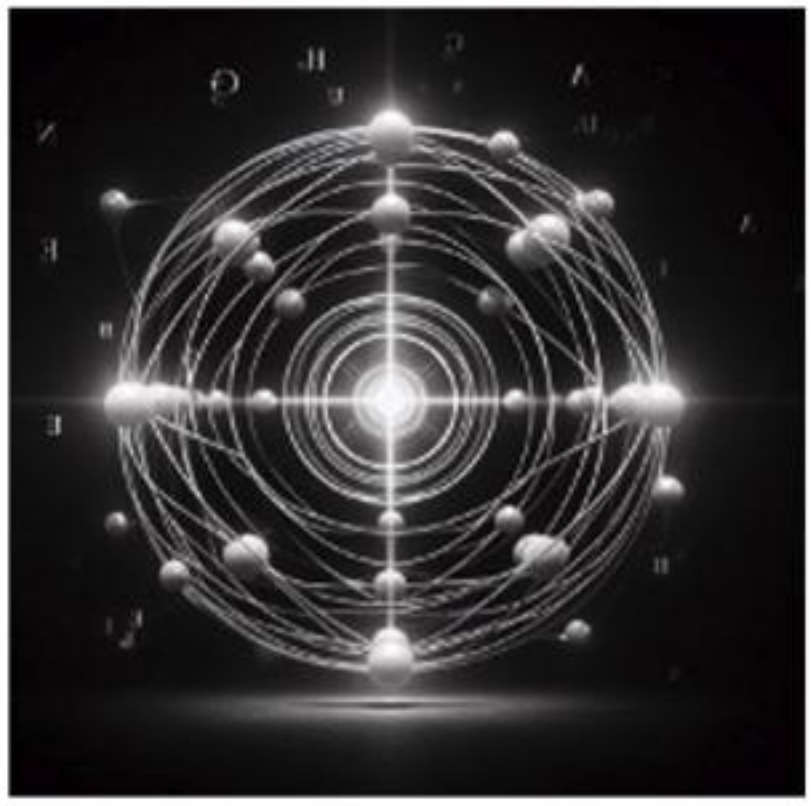
Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

Los orbitales de tipo f (que aquí no se muestran) poseen un número variado de lóbulos y en conjunto son siete, difieren principalmente en la distribución en el espacio y están presentes a partir del cuarto nivel energético ($4f$, $5f$, $6f$…), pueden contener hasta 14 electrones en total.

La forma de interpretar la mecánica cuántica y el avance del conocimiento del modelo atómico actual de Schrödinger y Heisenberg en la década de 1920 encaminó a una percepción que suma conocimientos de la estructura electrónica del átomo y que establece que, en cada nivel energético, los electrones se encuentran distribuidos en diferentes subniveles de energía, estos reciben los nombres de sharp, principal, difusse y fundamental. Simbólicamente se representan por: s, p, d y f.

Para designar la distribución de los electrones en un átomo, o mejor conocida como **configuración electrónica,** se usan los **números cuánticos,** valores que describen las propiedades de un electrón en un átomo.

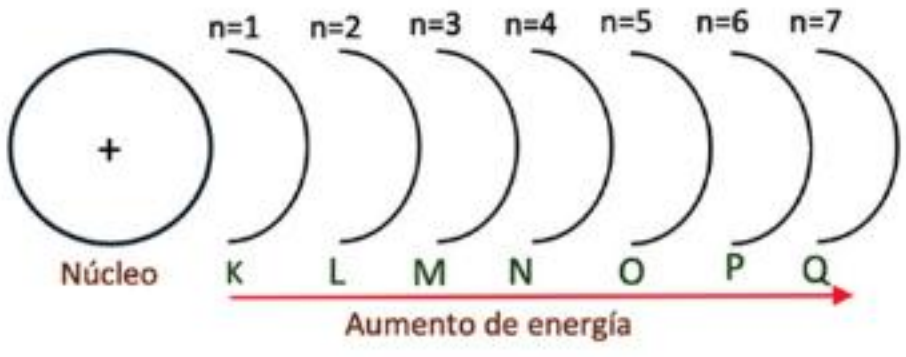
Estos **números cuánticos** desempeñan un rol muy importante en la descripción de los niveles de energía de los electrones y las formas de los orbitales que describen la distribución de los electrones en el espacio, éstos incluyen a:



a. Número cuántico principal

- Se representa con la letra n.
- Determina el nivel de energía en el que se encuentra un electrón.
- Se representa por números enteros y toma valores a partir de 1.
- Se representa mediante letras mayúsculas iniciando con la letra K. **Figura 27.**

Figura 27. Conjunto de cinco orbitales d por nivel de energía.

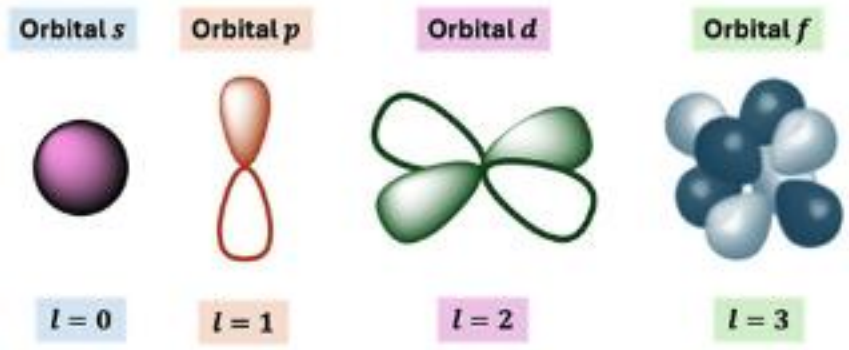


Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

b. Número cuántico secundario

- Se representa con la letra l.
- También se conoce como número cuántico azimutal.
- Determina la forma del orbital. **Figura 28.**
- Toma valores desde 0 hasta $n-1$, es decir, a cada nivel energético le corresponde un número específico de subniveles u orbitales.
- A cada subnivel se le agregan las letras s, p, d y f.

Figura 28. A cada tipo de orbital le corresponde un valor de l.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

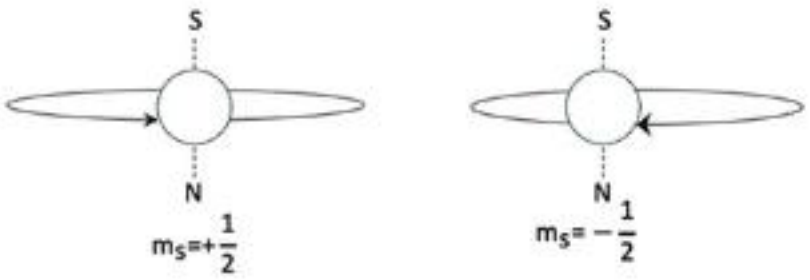
c. Número cuántico magnético

- Se representa por la letra m.
- Determina la orientación del orbital en el espacio.
- Se representa desde $-\infty$ hasta $+\infty$, incluyendo el cero.
- Para orbitales del tipo s, $m = 0$.
- Para orbitales del tipo p, puede tener tres valores, $m = -1$, $m = 0$ y $m = +1$, porque existen tres orbitales de este tipo.
- Para orbitales del tipo d, puede tener cinco valores, $m = -2$, $m = -1$, $m = 0$, $m = +1$ y $m = +2$, porque existen cinco orbitales de este tipo.
- Para orbitales del tipo f, existen siete valores $m = -3$, $m = -2$, $m = -1$, $m = 0$, $m = +1$, $m = +2$ y $m = +3$, porque existen siete orbitales de este tipo.

d. Número cuántico spin

- Se representa por la letra s.
- Describe la rotación del electrón alrededor de su propio eje.
- Puede tener dos valores $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$ representando las dos posibles orientaciones del spin **Figura 29.**

Figura 29. Posibles valores para el número cuántico s.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

Definición

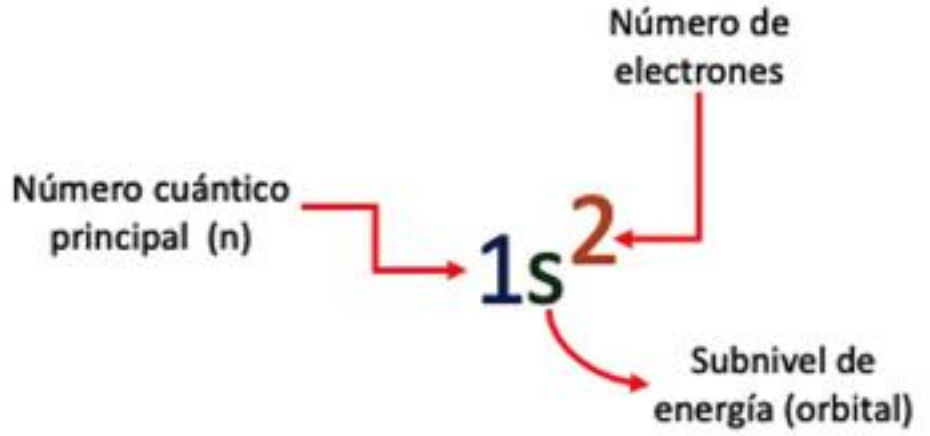
Por lo tanto, la **configuración electrónica** describe cómo los electrones están distribuidos en los niveles de energía y subniveles de un átomo. Puede ser representado de las siguientes formas: a) notación electrónica, y b) Kernel.

a. Notación electrónica:

En este tipo de representación se utilizan **números,** que indican cada uno de los niveles de energía, seguidos de las **letras** (s, p, d y f) que aluden al tipo de subnivel o forma del orbital, y finalmente, **exponentes** que representan el número de electrones existentes en cada subnivel (Véase **Figura 30**).

Lo anterior se ilustra en el siguiente esquema:

Figura 30. Representación de la notación electrónica



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

Para este método se utiliza el principio de construcción Aufbau, cuya ordenación se muestra en la **Figura 31.**

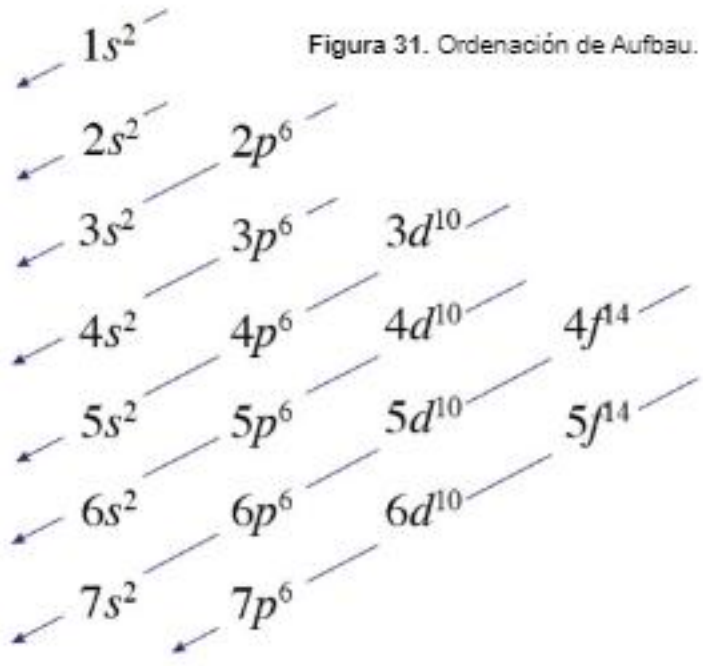


Figura 31. Ordenación de Aufbau.

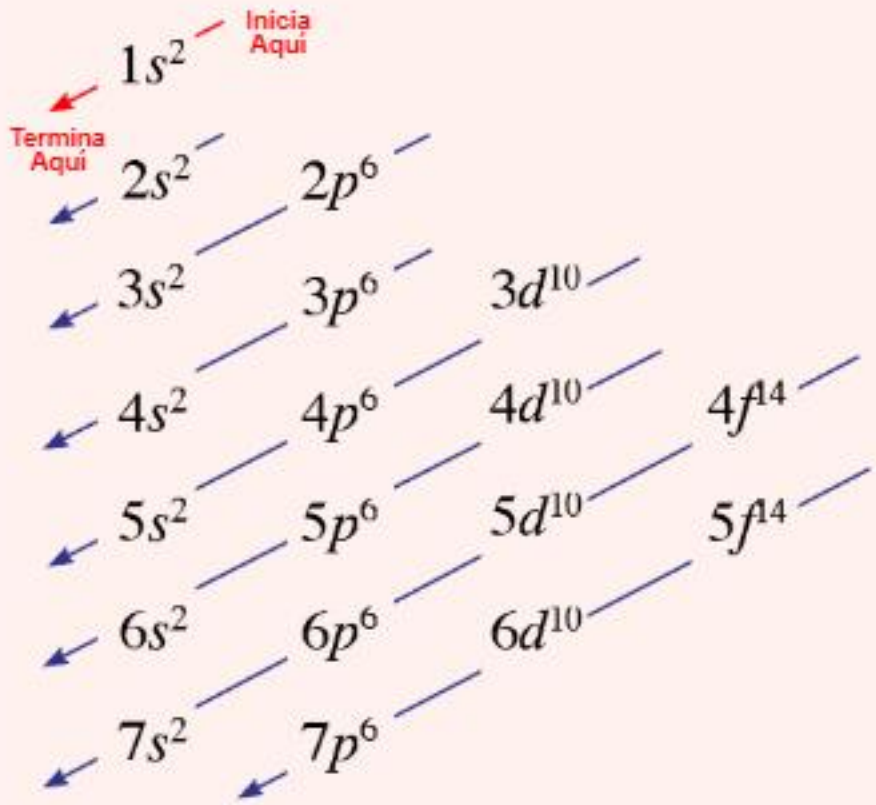
Nota. Fuente: Elaboración propia.

Para colocar los exponentes recuerda que cada subnivel tiene una capacidad máxima de electrones. El orden para realizar la configuración electrónica de un átomo puede realizarse a partir del esquema anterior y siempre comenzando con el **orbital** $1s^2$, como se muestra a continuación:

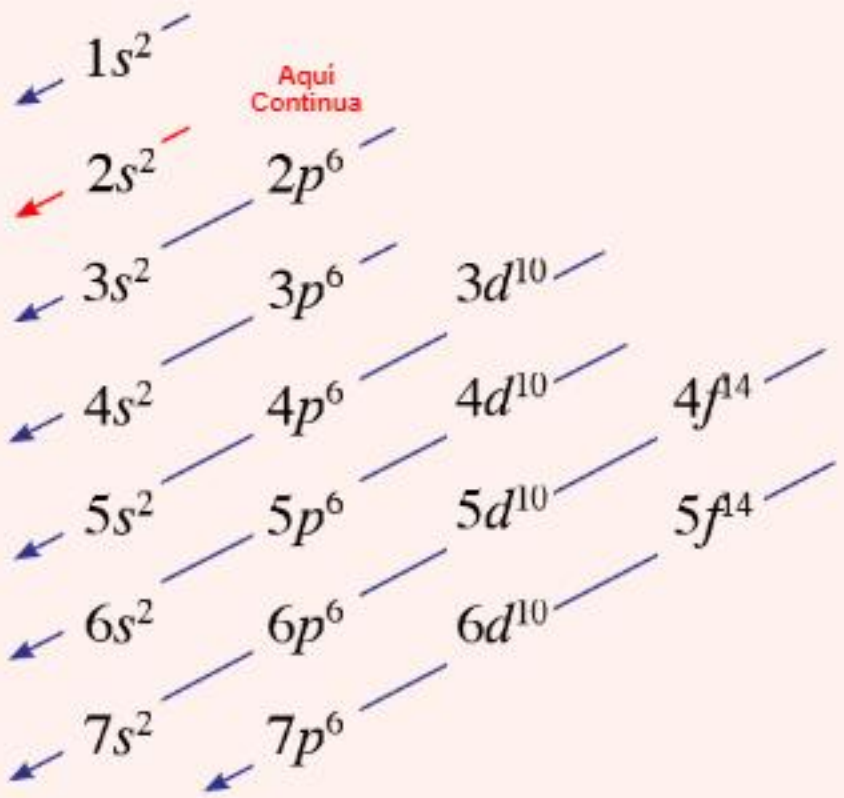
Ejemplo. Configuración electrónica

Escribamos la configuración electrónica para el sodio ($_{11}$Na)

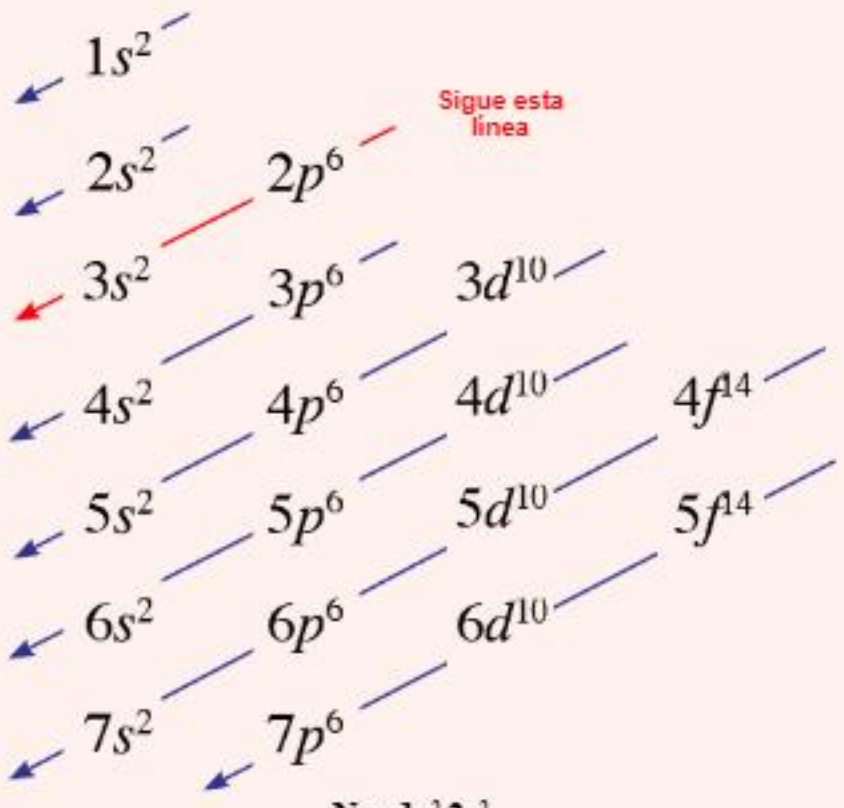
- El número atómo que se muestra es neutro, por lo tanto las cantidades de protones y electrones son la misa y corresponde a 11 electrones, que son los que debemos distrubuir en los subniveles de energía



$_{11}$Na: $1s^2$



$_{11}$Na: $1s^2\,2s^2$



$_{11}$Na: $1s^2\,2s^2$

- Como puedes observar la suma de los exponentes es igual al número de electrones correspondientes al elemento:

$_{11}$Na: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$

Ejemplo. Configuración electrónica

Escribamos la configuración electrónica para el siguiente elemento Titanio (Ti):

- Sabemos que un átomo de este elemento contiene 22 electrones.
- Debemos recurrir al orden de Aufbau para distribuir estos 22 electrones entre los niveles y subniveles de energía.
- Por lo que la configuración electrónica de este elemento es:

$$_{22}\text{Ti: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$$

- Si observas la suma de los exponentes en cada subnivel te darás cuenta de que corresponde con los 22 electrones del titanio.

Ejemplo. Configuración electrónica

Escribamos la configuración electrónica para el siguiente elemento: Selenio (Se)

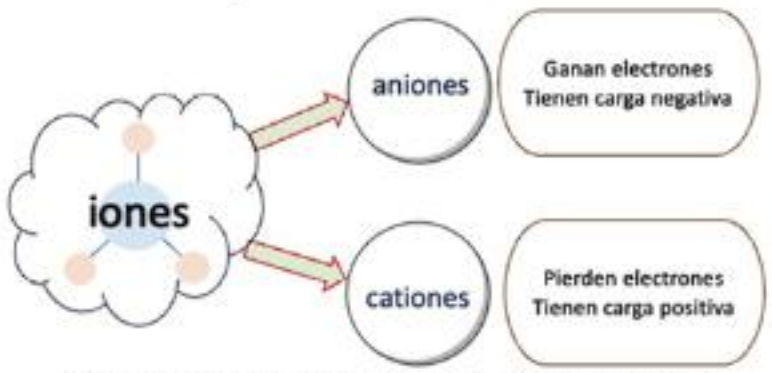
- Sabemos que un átomo de este elemento contiene 34 electrones.
- Debemos recurrir al orden de Aufbau para distribuir estos 34 electrones entre los niveles y subniveles de energía.
- Por lo que la configuración electrónica de este elemento es:

$$_{34}\text{Se: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$$

- Si observas la suma de los exponentes en cada subnivel te darás cuenta de que corresponde con los 34 electrones del Selenio.

También podemos realizar la configuración electrónica con iones, recuerda que:

Figura 32. Clasificación de iones.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

Ejemplo. Configuración electrónica de un catión

Escribamos la configuración electrónica para la siguiente especie: Al^{+3}

- Por principio de cuentas se debe escribir la configuración electrónica normal:

$$_{13}\text{Al: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$$

- El ejemplo solicita la configuración electrónica de un catión Al^{+3} que pierde 3 electrones, y éstos se restarán a los últimos niveles energéticos, por lo tanto, la configuración queda de la siguiente manera.

$$_{13}\text{Al}^{+3}\text{: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$$

Ejemplo. Configuración electrónica de un anión

Escribamos la configuración electrónica para la especie: Se^{-2}

- Por principio de cuentas se debe escribir la configuración electrónica normal:

$$_{34}\text{Se: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$$

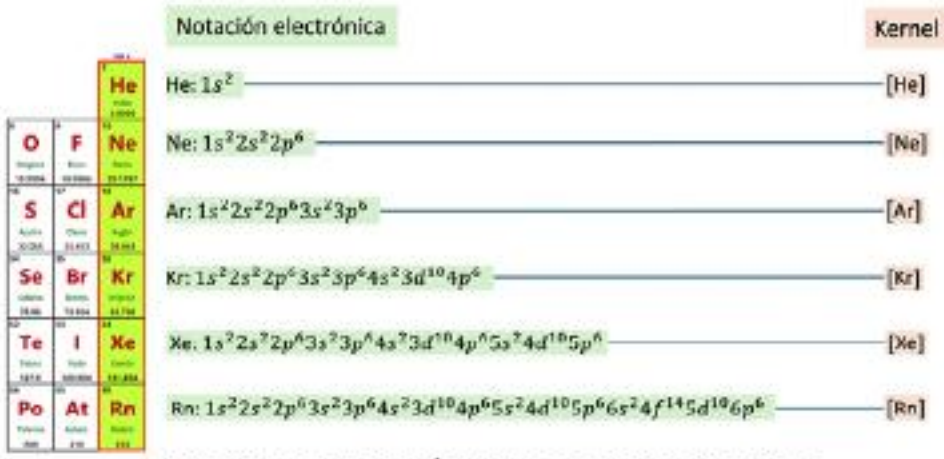
- El ejemplo solicita la configuración electrónica del anión Se^{2-} que gana 2 electrones, y éstos se sumarán a los últimos niveles energéticos. Por lo que esta configuración es:

$$_{34}\text{Se}^{-2}\text{:}1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$$

b. Kernel:

Este método consiste en escribir el símbolo entre corchetes del gas noble inmediato anterior al elemento, seguido del orden de la notación electrónica obtenida por el método Aufbau hasta completar el número de electrones de dicho elemento. **Figura 33.**

Figura 33. Comparación entre la notación electrónica y Kernel.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial https://www.bing.com/images

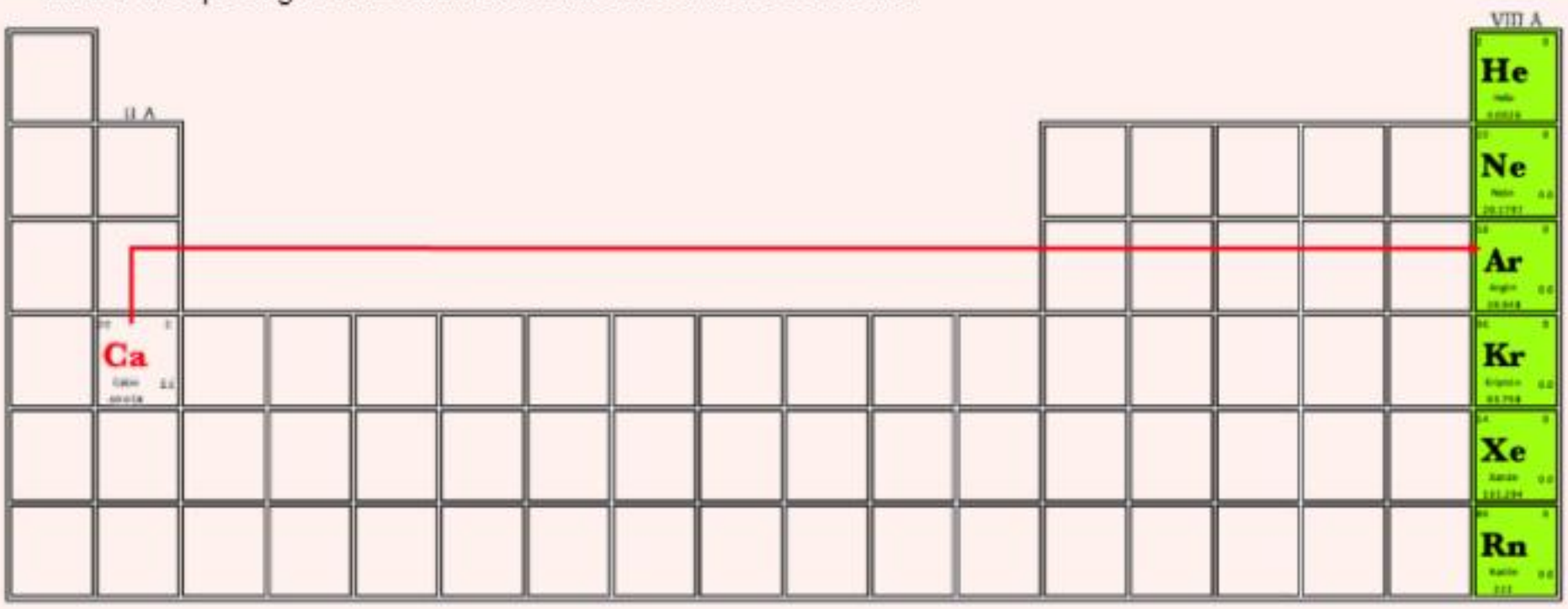
Ejemplo. Configuración con el método Kernel

Escribamos la configuración electrónica, utilizando el método Kernel, para el Ca:

- Como primer paso se escribe la configuración electrónica, utilizando el método de notación electrónica de Aufbau:

$$_{20}\text{Ca: } 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$$

- Posteriormente y utilizando únicamente el grupo (VIII A o gases nobles), se sitúa el elemento en cuestión, al mismo tiempo el gas noble inmediato anterior a dicho elemento:



- La configuración electrónica, debe escribirse colocando el símbolo del gas noble correspondiente entre corchetes, seguido de la configuración electrónica del método Aufbau:

$$_{20}\text{Ca: [Ar] } 4s^2$$

Actividad 6

¡Vamos!



Actividad 6.



Configuración electrónica

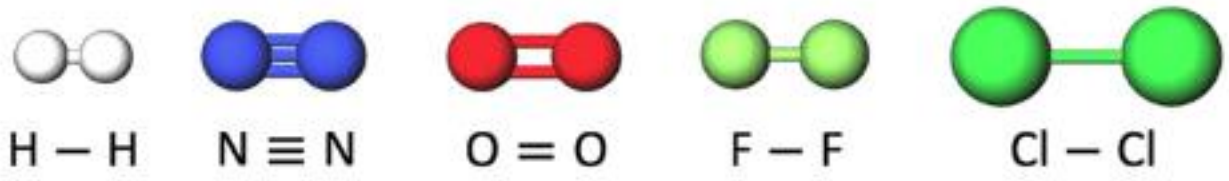
Instrucciones:
Para reafirmar lo aprendido realiza el siguiente ejercicio, lee la pregunta y selecciona la respuesta correcta. Da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

1.1.5 Enlaces químicos: Concepto y tipos

Estando en la cocina de tu hogar, seguramente te has preguntado porqué la sal de mesa y el azúcar son dos sólidos blancos que físicamente se parecen pero de sabor son completamente distintos (uno salado y otro dulce), la respuesta tiene que ver con los enlaces químicos que mantienen unidos a sus átomos. **Figura 34.**

Como se ha mencionado, el átomo es la muestra representativa más pequeña de un elemento; entre todos los elementos que existen en la tabla periódica, sólo los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) se encuentran en la naturaleza como átomos aislados. La mayor parte de los elementos restantes de la tabla periódica se encuentran formando moléculas o iones, ambos se forman a partir de átomos.

Figura 35. Representación de las moléculas diatómicas de algunos gases.

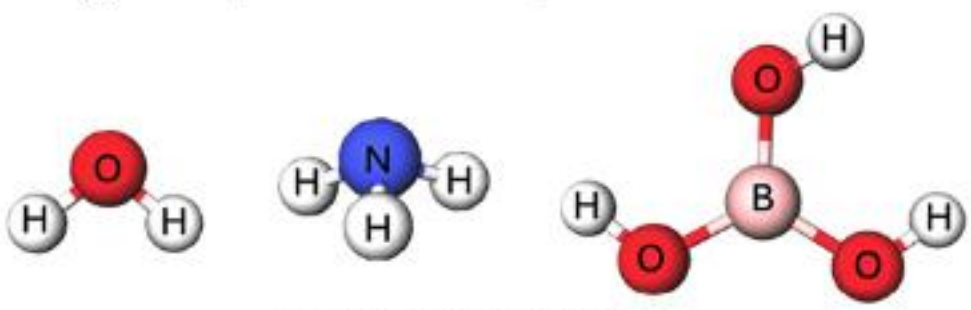


Nota. Fuente: Elaboración propia.

En la definición de molécula **no** se establece que los átomos presentes en ella tengan que ser de elementos distintos, de modo que puede haber moléculas que estén conformadas por átomos del mismo elemento, tal es el caso de los gases diatómicos: hidrógeno (H_2), nitrógeno (N_2), oxígeno (O_2), flúor (F_2) y cloro (Cl_2), que en la naturaleza se encuentran como moléculas diatómicas (que están formadas por dos átomos). Una representación de estos gases se muestra en la **Figura 35,** una diferencia notable en esta representación no sólo es el color que se asignó a los átomos de cada elemento, pero también debe advertirse que los tamaños de las esferas que simulan los átomos también difieren, y en el caso del nitrógeno y oxígeno tenemos una triple y doble raya, respectivamente, que unen a los átomos de las moléculas y que normalmente conocemos como **enlaces químicos.**

También existen moléculas con átomos de elementos diferentes, en la **Figura 36** se muestran las representaciones de los compuestos agua (H_2O), amoniaco (NH_3) y ácido bórico (H_3BO_3).

Figura 36. Representación de moléculas poliatómicas heteronucleares.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Siempre que haya dos o más átomos unidos, decimos que existe un **enlace químico.** De forma general existen tres tipos de enlaces:

Figura 34. Comparación del sabor de agua salada y agua dulce.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial. https://www.bing.com/images

Definición

Molécula: Es un conjunto de dos o más átomos estrechamente unidos a través de un **enlace químico,** que tiene un comportamiento diferente a los átomos de los que se compone.

Definición

a) **Enlace iónico:** Se refiere a las **fuerzas electrostáticas de atracción** que existen entre iones con carga opuesta. Los iones podrían formarse a partir de átomos por la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. Las sustancias iónicas casi siempre son el resultado de la interacción entre metales del extremo izquierdo de la tabla periódica y los no metales del extremo derecho.

b) **Enlace covalente:** Es el resultado de compartir electrones entre dos átomos. Los ejemplos más conocidos de enlaces covalentes se observan en las interacciones de los elementos no metálicos entre sí.

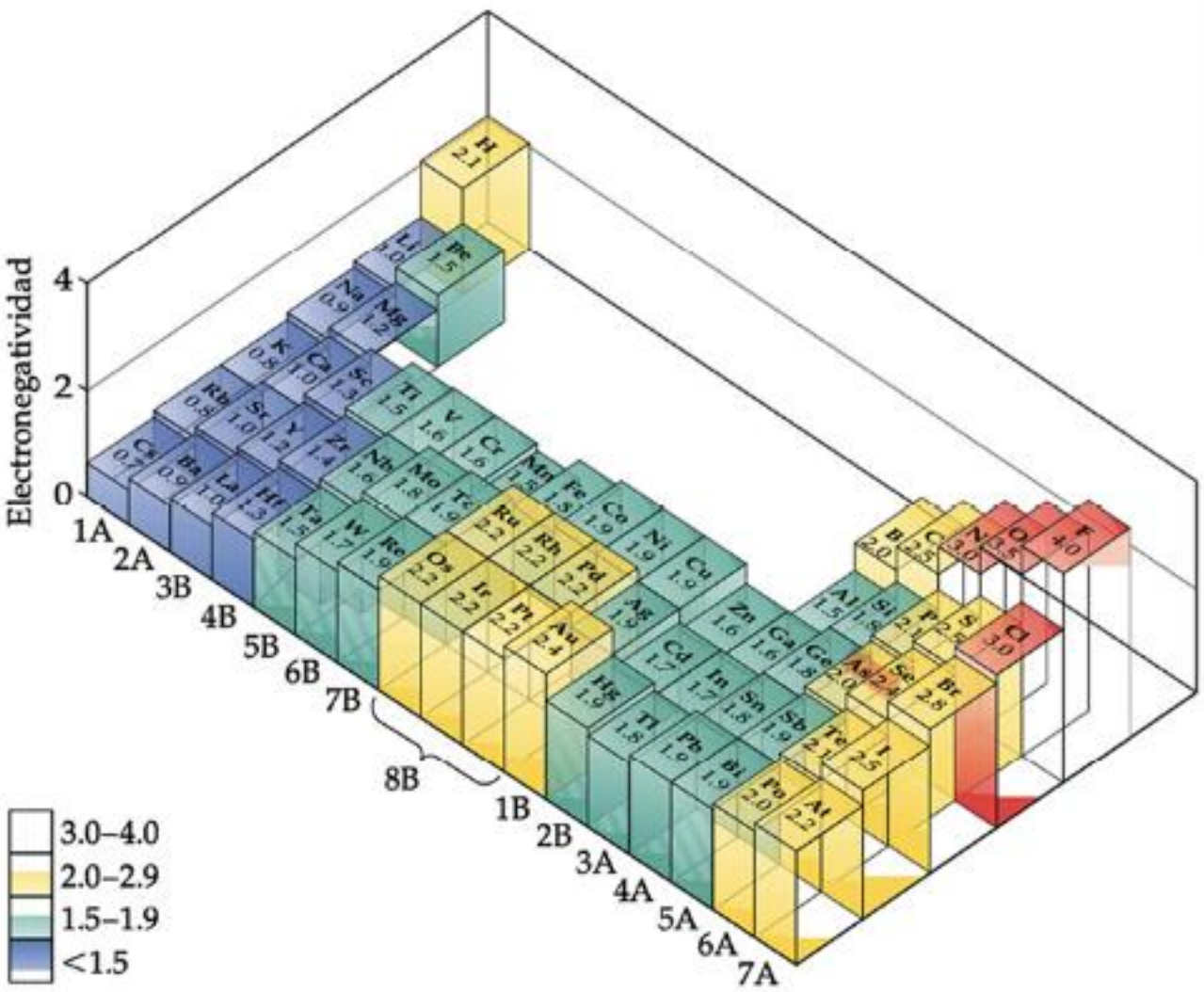
c) **Enlace metálico:** Se encuentran en metales como cobre, hierro y aluminio. En los metales, cada átomo está unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace tienen relativa libertad para moverse dentro de toda la estructura tridimensional del metal. Los enlaces metálicos dan pie a propiedades metálicas típicas como elevada conductividad eléctrica y lustre (Brown, LeMay, Bursten, & Burdge, 2004).

Para determinar el tipo de enlace que se presenta en una molécula es indispensable que recurramos al concepto de:

Definición

Electronegatividad: Capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacía sí. Cuanto mayor sea la electronegatividad de un átomo, mayor será la atracción que este tenga por sus electrones como por los electrones de los átomos vecinos.

Figura 37. Electronegatividades de los elementos. Recuperado Química, la Ciencia Central por (*Brown, LeMay, Bursten, & Burdge, 2004*)



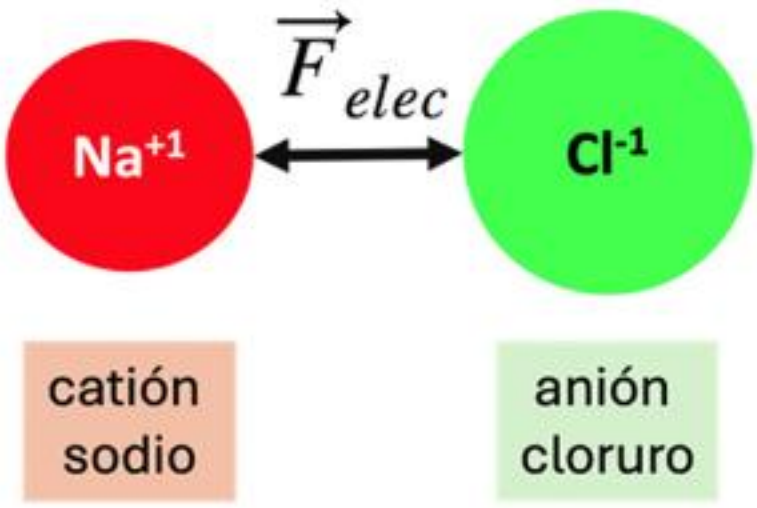
Nota. Fuente: Química, la Ciencia Central por (Brown, LeMay, Bursten, & Burdge, 2004)

Los valores de electronegatividad para cada elemento de la tabla periódica se muestran en la **Figura 37.** Debes observar que el elemento más electronegativo es el Flúor con un valor de 4.0, mientras que el elemento menos electronegativo es el Cesio que tiene una electronegatividad de 0.7.

Las diferencias de electronegatividad que existen entre dos elementos que forman parte de un compuesto son un parámetro que nos ayuda a determinar qué tan iónico o covalente es un enlace químico. Tomemos como referencia un punto importante incluido en el concepto de enlace iónico que establece que, sí en un compuesto se encuentran presentes un elemento metálico con un elemento no metálico, es seguro que tendremos un compuesto que exhiba enlace iónico; sin embargo, debemos cotejar también que la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos sea un valor alto (aproximado a 1.7).

Sí estas dos condiciones se cumplen, entonces es muy probable que ese compuesto **sí presente un enlace iónico;** algo más que debemos tomar en cuenta de este tipo de enlace que siempre sugiere la existencia de iones de carga opuesta, es decir, un catión y un anión que se mantienen unidos por la fuerza de tipo electrostático **Figura 38,** este tema lo verás más adelante en tus cursos de física.

Figura 38. La fuerza electrostática entre iones es la responsable del enlace iónico.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

En contraparte, si en un compuesto se incluyen dos elementos no metálicos y además la diferencia de electronegatividad entre estos es un valor pequeño (menor a 1.7) entonces es muy probable que se trate de un compuesto que presente **enlace covalente.** En este tipo de enlace se sugiere que un par de electrones es compartido entre dos átomos, la representación gráfica de un enlace covalente es a través de un guión medio; en la molécula de hidrógeno, por ejemplo, H–H , este guión medio sugiere que **dos** electrones están siendo compartidos entre los dos átomos.

Revisemos ahora los siguientes ejemplos:

Ejemplo. Electronegatividad en el enlace iónico

Verifiquemos que en el $NaCl$ (cloruro de sodio) está presente el enlace iónico:

Solución

- Lo primero que observamos es que el compuesto contiene un metal, es decir el sodio.
- Posteriormente también se observa que el cloro es un no metal.
- La electronegatividad del cloro es 3.0, mientras que la del sodio es 2.1, al determinar la diferencia (electronegatividad mayor menos electronegatividad menor) se obtiene:

$$3.0 - 0.9 = 2.1 \text{ (un valor mayor que 1.7)}$$

Conclusión:

- El compuesto $NaCl$ sí presenta enlace iónico.

Ejemplo. Electronegatividad en el enlace covalente

Determinemos si el compuesto CH_4 (metano) presenta enlace covalente.

Solución

- Verificamos que en este caso tenemos dos elementos que se clasifican como no metales, el carbono y el hidrógeno.
- La electronegatividad del carbono es 2.5 mientras que la del hidrógeno es 2.1, de tal manera que al obtener la diferencia de electronegatividad:

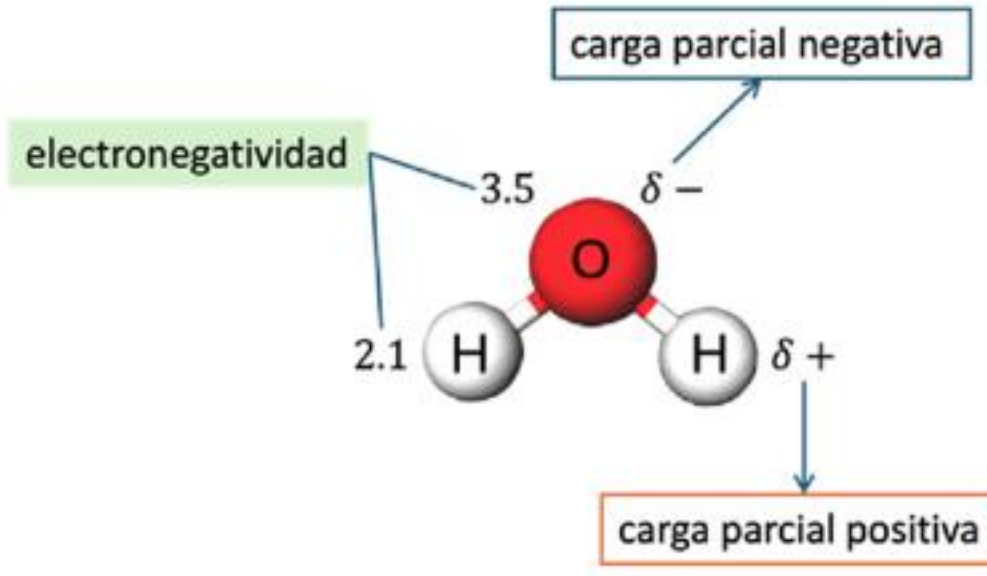
$$2.5 - 2.1 = 0.4 \text{ (un valor menor que 1.7)}$$

Conclusión:

- El compuesto CH_4 sí presenta enlace covalente.

En este momento te podrás preguntar: **¿qué pasaría si se tuvieran dos elementos no metálicos que formen un compuesto y que además exhiban una diferencia de electronegatividad cercana a 1.7?,** este es el caso del compuesto agua (H_2O); si tomamos en cuenta la electronegatividad del oxígeno (3.5) y la del hidrógeno (2.1), la diferencia de electronegatividad es 1.4; este valor sugiere que en la molécula existen enlaces con cierto carácter iónico pero también con un elevado carácter covalente (por tratarse de dos no metales); a este se le conoce como un **enlace covalente polar,** que es una subclasificación del enlace covalente, y se denomina polar porque la diferencia de electronegatividad que existe entre los átomos de oxígeno e hidrógeno simulan un dipolo eléctrico (con dos polos, uno positivo y otro negativo) en que el oxígeno tiene la tendencia a adquirir una carga parcial negativa (que representa con este símbolo, δ–) mientras que el hidrógeno tiende a adquirir una carga parcial positiva (δ+), ver **Figura 39.**

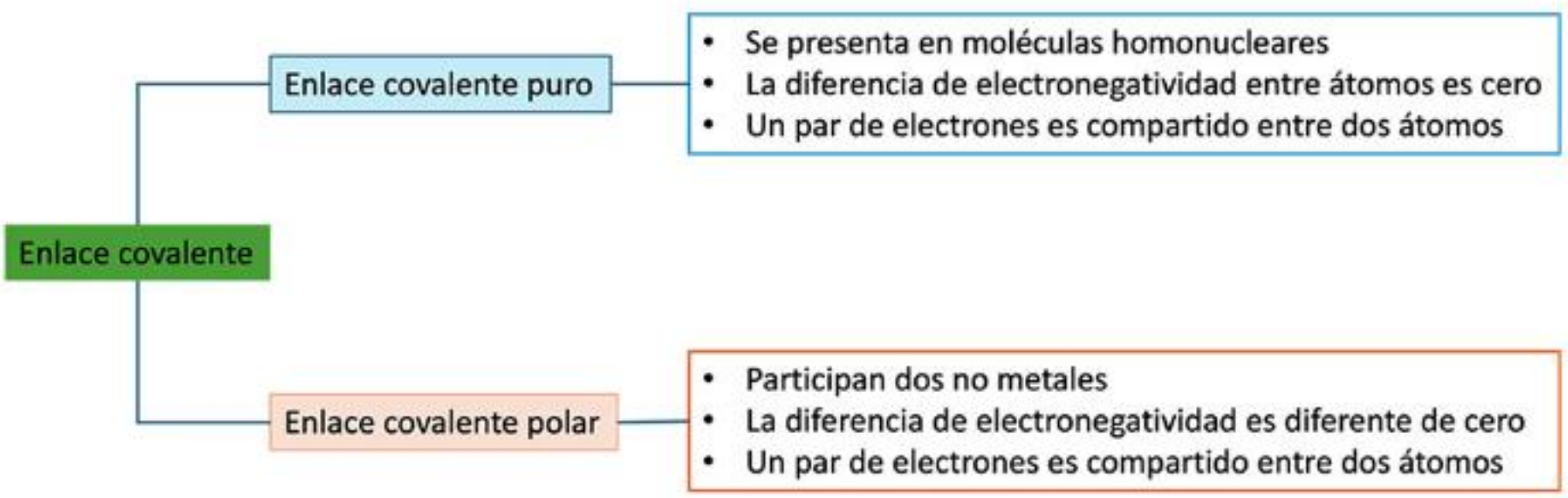
Figura 39. Dipolos de la molécula del agua.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

La otra clase de enlace covalente es el que se denomina **enlace covalente puro,** y éste está presente en moléculas homonucleares, es decir, que están constituidas por un solo elemento, ya hemos mencionado un ejemplo específico de este tipo moléculas: los gases diatómicos, aunque existen otras moléculas como la del fósforo elemental (P_4). En el esquema de la se resumen las características más importantes de los dos tipos de enlace covalente.

Figura 40. Los dos tipos de enlace covalente que pueden tener lugar y sus características.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Actividad 7

¡Vamos!



Actividad 7.



Configuración electrónica

Instrucciones:
En la siguiente actividad se te pide leer cada una de las preguntas y selecciona la respuesta correcta.

Da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

1.2 Sustancias puras

Los **compuestos inorgánicos** se clasifican como **binarios, ternarios** o **poliatómicos** dependiendo de la cantidad de elementos diferentes que los conforman. En este módulo sólo trabajaremos con **compuestos binarios,** aquellos formados por dos elementos químicos diferentes, que atendiendo a la naturaleza de su enlace pueden ser: compuestos iónicos o moléculas.

En un **compuesto iónico** los elementos ganan o pierden electrones de valencia para formar el enlace, la carga que adquieren en este proceso se conoce como **número de oxidación.** El elemento más electronegativo va a ganar electrones generando un anión, mientras que el elemento menos electronegativo los va a perder, para convertirse en catión. Si revisas la ubicación de metales y no metales en la tabla periódica, notarás que los metales tienden a perder electrones al combinarse con un no metal, y este último tiende a ganar electrones.

Por otro lado, las **moléculas** se generan cuando se combinan no metales que comparten electrones. Durante el enlace, el elemento más electronegativo atrae con más fuerza a los electrones del otro elemento, generando a su alrededor una carga parcial o polo negativo, mientras que el no metal menos electronegativo queda con carga parcial positiva. Dentro de estas moléculas tenemos a un grupo especial de sustancias llamadas ácidos, que de manera sencilla podemos decir que son compuestos en los que el Hidrógeno es el catión con numero de oxidación de +1. Los ácidos binarios se conocen como hidrácidos, aunque también existen oxiácidos que no se revisarán en este módulo.

1.2.1. Estructura de Lewis

Casi todo lo que está a nuestro alrededor está formado por moléculas, pero **¿qué permite que se mantengan unidas?**

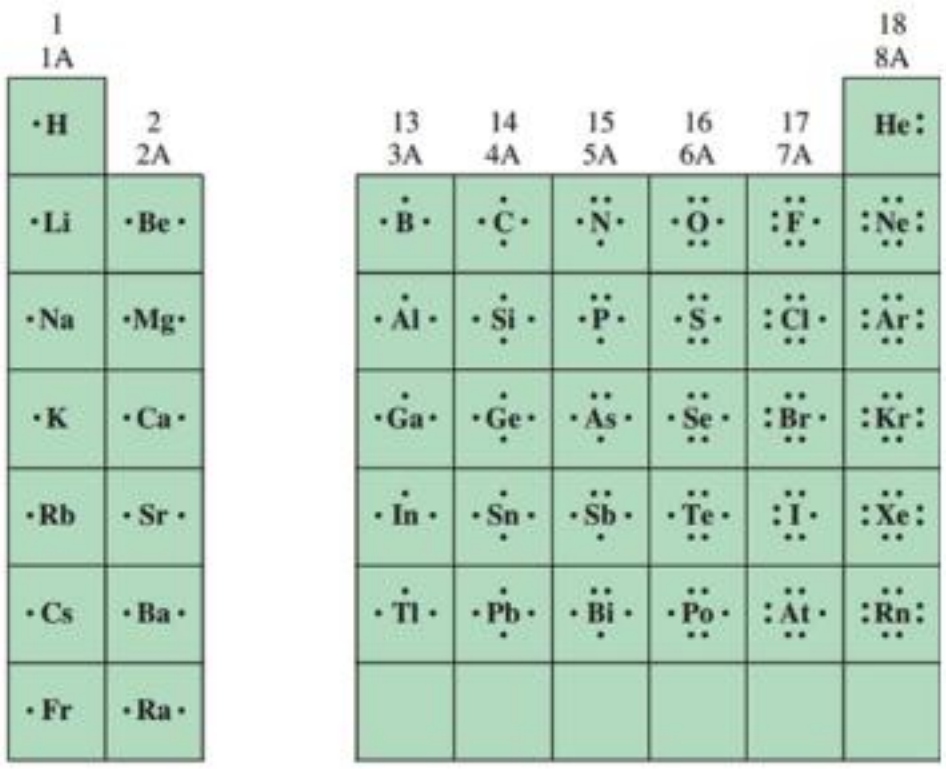
Para entender cómo se forman las moléculas, Gilbert Lewis propuso que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable, esto se logra cuando contiene los mismos electrones que el gas noble más cercano.

Por ejemplo:

Hidrógeno $1s^1$ Configuración menos estable → Anión hidruro $1s^2$ Configuración más estable

Una idea que nos ayuda al representar los átomos y enlaces que se están presentes en una molécula es la de los electrones de valencia; esto lo podemos lograr a través de puntos que simulan los electrones de valencia alrededor del símbolo químico (ver **Figura 41**).

Figura 41. Representación de los electrones de valencia de los elementos.



Nota. Fuente: Modificado de Química por R. Chang y K. A. Goldsby, 2013. McGrawHill.

Definición

La **estructura de Lewis** consiste en representación de los electrones de valencia que participan en el enlace entre los átomos de una molécula. Es útil para explicar propiedades de las moléculas.

Para construir estructuras de Lewis es fundamental conocer la fórmula química del compuesto. Podemos apoyarnos usando el procedimiento que se describe a continuación:

1. Encontrar **el número total de electrones de valencia** (presentes en la capa externa) de los átomos. En **cationes** (iones con carga positiva) sumar un electrón por cada carga positiva (NH_4^+ restamos un electrón); en aniones (iones con carga negativa) restar un electrón por cada carga negativa (CO_3^{-2} se suman 2 electrones).

2. Dibujar una estructura de la molécula tomando en cuenta que el **átomo menos electronegativo** va al centro. Hidrógeno y Flúor suelen ocupar posiciones terminales.

3. Dibujar un enlace covalente sencillo entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean. Completar la configuración electrónica más estable del átomo central y de cada uno de los átomos que lo rodean. Puedes apoyarte usando la **regla del octeto,** la cual indica que los átomos deben tener 8 electrones de valencia rodeándolos; recuerda que esta regla no aplica para el Hidrógeno, Litio y Berilio.

4. Si el átomo tiene menos de 8 electrones, puede formar **enlaces dobles o triples** usando pares libres.

Ejemplo. Estructura de Lewis

Escribamos la estructura de Lewis del NF_3 (trifluoruro de nitrógeno).

Solución

- Obtenemos las configuraciones electrónicas de los átomos para conocer sus electrones de valencia

$$N = [He]2s^2\ 2p^3$$
$$F = [He]2s2\ 2p5$$

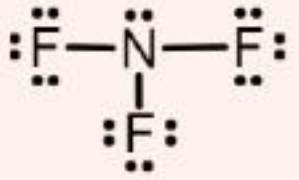
- Por tanto, el nitrógeno tiene 5 electrones de valencia y el flúor tiene 7 electrones de valencia. Entonces:

$$(5e^- \times 1)+(7e^- \times 3) = 26\ e^-$$

- Observamos quién es el átomo menos electronegativo, en este caso, el Nitrógeno tiene una electronegatividad de 3.0, mientras que el Flúor es de 4.0, por tanto, el átomo de N es el menos electronegativo, así que, la estructura será:

F N F
F

- Al final, dibujamos un enlace covalente sencillo entre N y los F y colocamos electrones alrededor de cada átomo hasta completar 8 e– (regla del octeto), recordando que los enlaces tienen 2 electrones.



Conclusión:

- La estructura satisface la regla del octeto.

Escribamos la estructura de Lewis del CCl_4 (tetracloruro de carbono).

Solución

- Obtenemos las configuraciones electrónicas de los átomos para conocer sus electrones de valencia

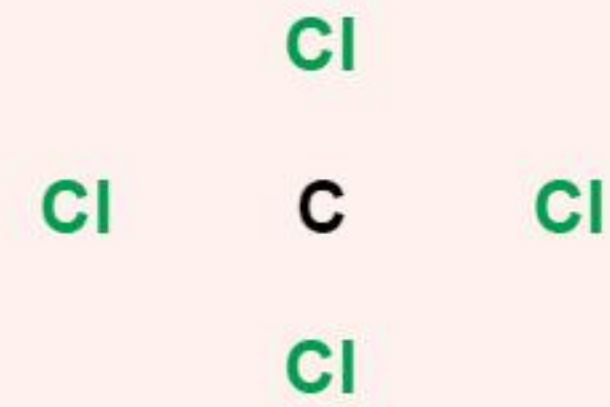
$$C = [He]2s^2\ 2p^2$$
$$Cl = [Ne]3s^2\ 3p^5$$

Por tanto, el carbono tiene 4 electrones de valencia, mientras que el cloro tiene 7 electrones de valencia. Entonces:

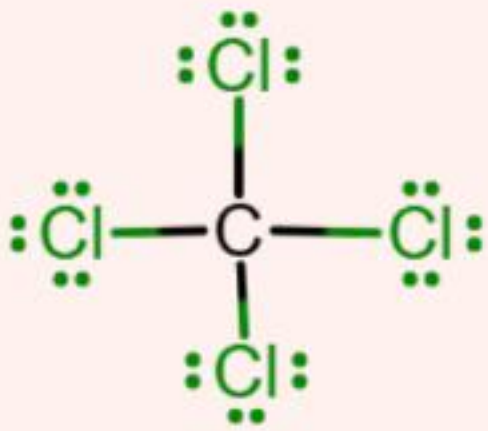
$$(4e^- \times 1) + (7e^- \times 4) = 32\ e^-$$

Observamos quién es el átomo menos electronegativo, en este caso, el Carbono tiene una electronegatividad de 2.5, mientras que el Cloro es de 3.0, por tanto, el átomo de C es el menos electronegativo, así que, la estructura será:

Ejemplo. Estructura de Lewis



- Al final, dibujamos un enlace covalente sencillo entre el átomo de C y los átomos de Cl y colocamos electrones alrededor de cada átomo hasta completar $8e^-$ (regla del octeto), recordando que los enlaces tienen 2 electrones.



Conclusión:
- La estructura satisface la regla del octeto.

Escribamos la estructura de Lewis del CO_2 (dióxido de carbono).

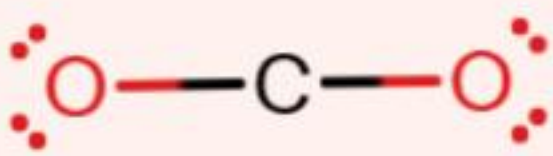
Solución
- Obtenemos las configuraciones electrónicas de los átomos para conocer sus electrones de valencia

$$C = [He]2s^2\ 2p^2$$
$$O = [He]2s^2\ 2p^4$$

- Por tanto, el carbono tiene 4 electrones de valencia, mientras que el cloro tiene 7 electrones de valencia. Entonces:

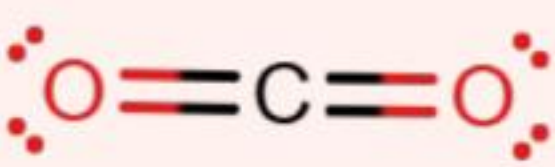
$$(4e^- \times 1) + (6e^- \times 2) = 16e^-$$

- Observamos quién es el átomo menos electronegativo, en este caso, el Carbono tiene una electronegatividad de 2.5, mientras que el Oxígeno es de 3.5, por tanto, el átomo de C es el menos electronegativo, así que, la estructura será:

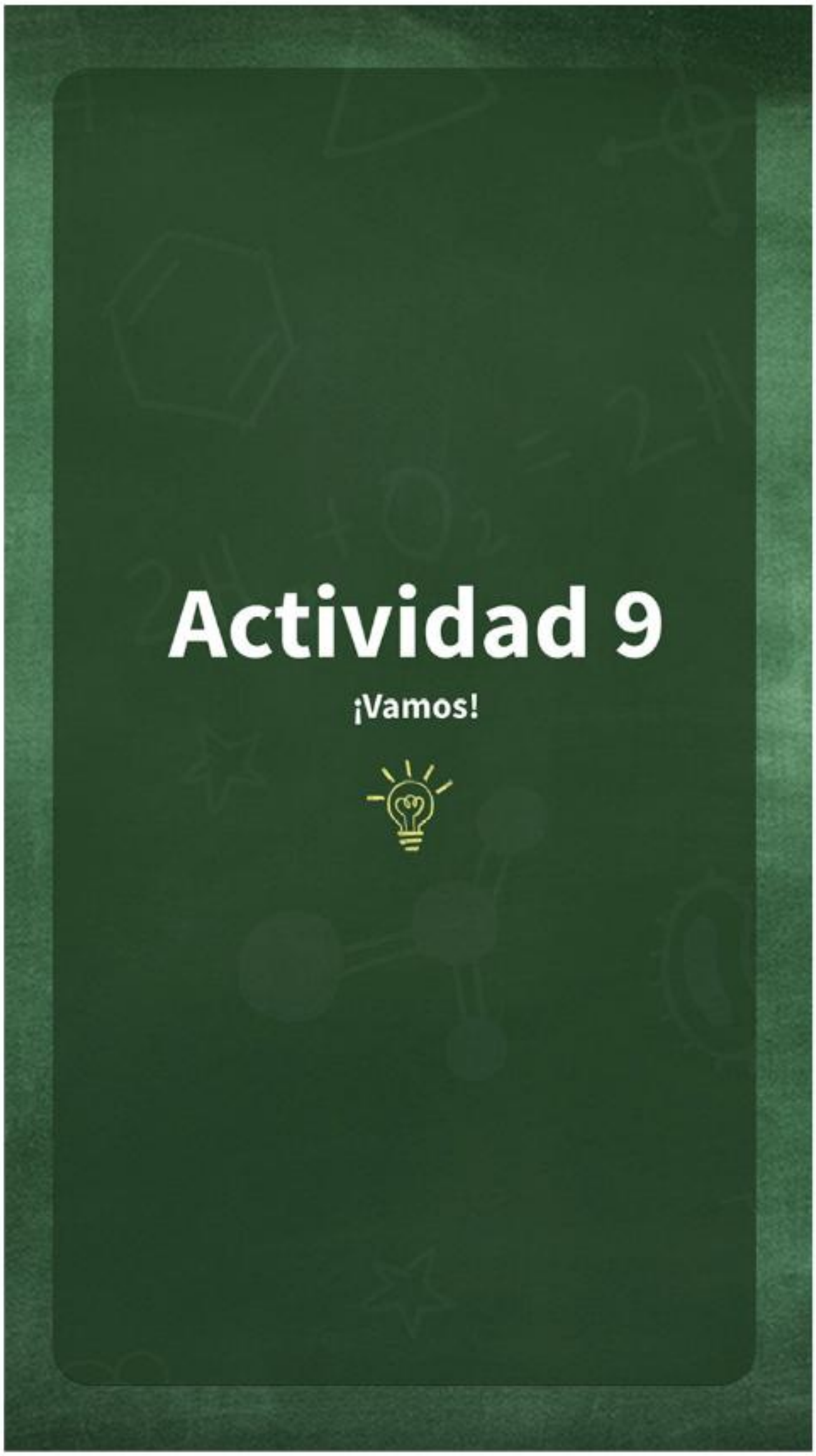


- Dibujamos un enlace covalente sencillo entre el átomo de C y los átomos de O y colocamos electrones alrededor de cada átomo hasta completar $8e^-$ (regla del octeto), recordando que los enlaces tienen 2 electrones.

- Como podemos observar, el átomo de carbono tiene menos electrones, por tanto, necesitamos colocar dos enlaces dobles para completar la regla del octeto.



Conclusión:
- La estructura satisface la regla del octeto.



Actividad 8.

Estructuras de Lewis

Instrucciones:
Descarga el archivo adjunto, dando clic en la imagen, imprímelo y realiza el ejercicio. Escribe la estructura de Lewis para cada uno de los siguientes compuestos. Al finalizar comparte los resultados con tu docente y compañeros.



Actividad 9.

Estructuras de Lewis

Instrucciones:
Es momento de practicar un poco sobre las estructuras de Lewis y algunos compuestos químicos. Da clic en **¡Vamos!** y responde las preguntas del ejercicio, selecciona la respuesta correcta.

1.2.2 Nomenclatura de compuestos binarios



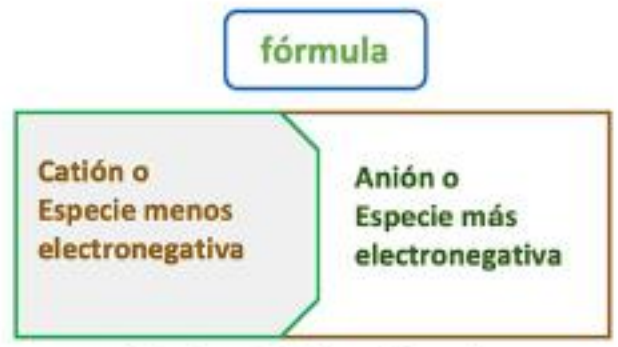
Nuestro día a día está lleno de sustancias, nosotros mismos somos una fábrica impresionante de ellas, por ejemplo, respiramos **Oxígeno** y lo transformamos en **Dióxido de carbono.** Desde la infancia se nos enseña que nuestros dientes necesitan **Flúor** para estar saludables, que el uso excesivo de sustancias como el azúcar y la sal pueden afectar nuestra salud, pero que otras como el agua son indispensables para nuestro organismo. Observa que todas las sustancias mencionadas tienen **un nombre** que nos permite identificarlas y diferenciarlas de otras.

Otro ejemplo lo puedes encontrar en las **etiquetas** de productos alimenticios, de limpieza, cosméticos, medicamentos, etc., que incluyen el **nombre de las sustancias** que contienen. Algunos de esos **nombres** son **"comunes",** es decir no siguen reglas para su construcción; sino que se llaman así por una diversidad de razones como: la fuente de obtención, el nombre de la persona que lo descubrió o inventó, alguna propiedad importante de la sustancia, entre otras.

Sin embargo, así como tu nombre sigue ciertas reglas para escribirse, cada sustancia química tiene su propio nombre, que se genera siguiendo los criterios establecidos por la IUPAC. Este organismo actualmente acepta tres sistemas de nomenclatura: **stock, sistemática** y **tradicional,** que se utilizan en función del tipo de compuesto inorgánico.

Antes de revisar las reglas de nomenclatura, es decir, las reglas para darle nombre a los compuestos, es importante mencionar que estos se representan con fórmulas químicas. Cuando se trata de compuestos inorgánicos, primero se escribe el símbolo del catión o especie menos electronegativa y después el anión o especie más electronegativa, **Figura 42.** También se debe considerar que cada símbolo químico tiene un subíndice que indica la cantidad de átomos presentes en la fórmula. El subíndice con valor de 1 no se escribe. Por ejemplo, en el compuesto NO_2 el subíndice del nitrógeno es 1 y del Oxígeno es 2, lo que indica que se tienen uno y dos átomos respectivamente. En el caso de la estructura del nombre, en los tres sistemas aceptados por la **IUPAC,** generalmente primero se escribe el nombre del anión o y después el nombre del catión.

Figura 42. Estructura de las fórmulas químicas.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Para designar el **número de oxidación** de un catión metálico de una fórmula química, es necesario considerar que todo compuesto químico, por ser una sustancia pura, cumple con el **principio de electroneutralidad,** es decir, no tiene carga neta. Analicemos el siguiente ejemplo:

Ejemplo. Número de oxidación

Vamos a determinar el número de oxidación del catión en el compuesto óxido de oro (I) que tiene la fórmula química: Au_2O.

- El catión de la fórmula es el Oro. Al buscar Au en la tabla periódica notarás que sus posibles números de oxidación son +1 y +3, ¿Cuál número de oxidación está ocupando el Au en este compuesto?

- Para responder, primero contamos la cantidad de cargas negativas, multiplicando la carga del anión O^{-2} por su subíndice, en este ejemplo sería:

$$\text{Oxígeno} = (-2)(1) = -2$$

- Lo que significa que para que el compuesto sea neutro necesitamos dos cargas positivas, es decir, una carga o número de oxidación que al multiplicarse por el subíndice del Oro nos resulte +2.

$$\text{Oro} = (x)(2) = +2$$

- Dónde x, es el número de oxidación que estamos buscando.

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

Es decir, en el Au_2O, el Oro presenta el número de oxidación de +1.

A continuación, enunciaremos algunas de las pautas más importantes en cada uno de los tipos de nomenclatura, y más adelante las pondremos en práctica para cuando asignemos nombre a algunos tipos de compuestos binarios:

Nomenclatura stock:
Utiliza reglas de la nomenclatura tradicional, solamente que se indica bajo el **número de oxidación** del **metal** entre **paréntesis** y en **número romano.** Bajo ciertas condiciones utiliza prefijos para el no metal, además de emplear ocasionalmente prefijos griegos.

Nomenclatura sistemática:
Este sistema de nomenclatura generalmente se utiliza para nombrar **compuestos moleculares** o aquellos que exhiben **enlace covalente,** haciendo uso de prefijos de cantidad, para referirse a los **subíndices** de los elementos que integran el compuesto (véase **Tabla 3**).

Tabla 3. Prefijos usados para denotar cantidad.

Prefijo	Mono	Di	Tri	Tetra	Penta	Hexa	Hepta	Octa	Nona	Deca
Cantidad de átomos	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

Nota. Fuente: Elaboración propia.

El prefijo indica la cantidad de átomos de cada elemento que conforma el compuesto. El prefijo "mono" generalmente no se utiliza para la especie menos electronegativa. Por ejemplo, el nombre de CO_2 es Dióxido de carbono, haciendo referencia a que se tienen dos átomos de oxígeno y un átomo de carbono. El compuesto Cl_2O_7 se llama heptóxido de dicloro.

Nomenclatura tradicional:
Este sistema utiliza **prefijos, sufijos** o terminaciones y **nombres de familias.** El criterio de aplicación es el número de oxidación.

a. Para el caso de los **metales:**
Si tiene **un** solo número de oxidación se antepone la palabra **de** al nombre del metal.

Si tiene **dos** números de oxidación, se emplea el sufijo **oso** para el número de oxidación **menor** e **ico** para el número de oxidación **mayor.**

Si tiene **tres** números de oxidación, se emplean los sufijos y prefijos **hipo … oso** para el número de oxidación **menor,** oso para el número de oxidación intermedio e **ico** para el número de oxidación **mayor.**

Cuando un elemento posee más de tres números de oxidación, se emplean los sufijos **hipo… oso** para el primer número de oxidación, **oso** para los dos números de oxidación siguientes, **ico** para el número de oxidación sucesivo mayor a los anteriores y **per… ico** para el número de oxidación más grande.

b. Para el caso de los **no metales:**
Se emplean prefijos como **hipo** y per y sufijos como **ato** e **ito.**

En la **Tabla 4** se muestra una extensa lista de **cationes** con sus números de oxidación más usuales, y también **aniones** con sus respectivas cargas. Aunque en este curso no se tratará con compuestos que incluyan iones poliatómicos, también en la **Tabla 4.** Tabla de cationes y aniones. **Tabla 4** se muestran algunos de los más comunes, te sugerimos revisarlos a menudo con la intención de que te familiarices con ellos.

Tabla 4. Cationes y aniones.

Cationes

Elemento		Número de oxidación más común	Otros estados de oxidación
H Li Na K Rb Ag	Hidrógeno Litio Sodio Potasio Rubidio Plata	+ 1	
Cu Hg	Cubre Mercurio	+ 1, +2	
Au	Oro	+1, +3	
Be Mg Ca Sr Ba Ra Zn Cd	Berilio Magnesio Calcio Estroncio Bario Radio Zinc Cadmio	+ 2	
Fe Co Pd	Fierro Cobre Paladio	+ 2, + 3	
Sn Pb Ge	Estaño Plomo Germanio	+ 2, + 4	+4, + 5 +4
Al B Ga	Aluminio Boro Galio	+ 3	

Aniones

Monoatómicos

Ion	Nombre
H^{-1}	Hidruro
F^{-1}	Fluoruro
Cl^{-1}	Cloruro
Br^{-1}	Bromuro
I^{-1}	Yoduro
O^{-2}	Óxido
S^{-2}	Sulfuro
Se^{-2}	Selenuro
Te^{-2}	Teleruro
N^{-3}	Nitruro
P^{-3}	Fosfuro
C^{-4}	Carburo

Poliatómicos

Ion	Nombre
NH_4^{-1}	Amonio
CN^{-1}	Cianuro
OH^{-1}	Hidróxido
NO_2^{-1}	Nitrito (sal) Nitroso (ácido)
NO_3^{-1}	Nitrato (sal) Nítrico (ácido)
HCO_3^{-1}	Bicarbonato
HCO_4^{-1}	Bisulfato
MnO_4^{-1}	Permanganato
$CH_3CO_2^{-1}$	Acetato
IO^{-1}	Hipoyodito
IO_2^{-1}	Yodito
IO_3^{-1}	Yodato
IO_4^{-1}	Peryodato
ClO^{-1}	Hipoclorito
ClO_2^{-1}	Clorito
ClO_3^{-1}	Clorato
ClO_4^{-1}	Perclorato
BrO^{-1}	Hipobromito
BrO_2^{-1}	Bromito
BrO_3^{-1}	Bromato
BrO_4^{-1}	Perbromato
SO_4^{-2}	Sulfato (sal) Sulfúrico (ácido)
SO_3^{-2}	Sulfito (sal) Sulfuroso (ácido)
CrO_4^{-2}	Cromato
$Cr_2O_7^{-2}$	Dicromato
PO_4^{-3}	Fosfato
PO_3^{-3}	Fosfito

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Para escribir el **nombre del compuesto** siempre se indica con **el anión y enseguida el catión**. Aunque el orden en que se nombran por lo general no cambia, esto dependerá en gran medida del tipo de nomenclatura que se esté utilizando.

$CaBr_2$	**Bromuro de Calcio**
RbF	**Fluoruro de Rubidio**
$AlCl_3$	**Cloruro de aluminio**

Reglas para la escritura de fórmulas químicas:

Las reglas básicas para escribir una fórmula química son:

- Se unen un ion positivo (catión) con un ion negativo (anión). El positivo del lado izquierdo y el negativo del lado derecho.

$$Ca^{+2} \quad Br^{-1}$$

- Se cruzan los números de oxidación, de tal forma que el número de oxidación del catión pasa como subíndice del anión y viceversa. Ambos números pasan sin carga (signo). Si el número de oxidación es uno no se escribe.

$$CaBr_2$$

- Si ambos iones tienen el mismo número de oxidación, éstos se cancelan (neutralizan) y los iones se escriben tal cual sin sus cargas.

$$Rb^{+1} \quad F^{-1}$$
$$RbF$$

- Si los números de oxidación se cruzan y los que quedan como subíndices resultan ser múltiplos, se simplifican a su mínima expresión, como se hace en una fracción.

$$Sn^{+4} \quad S^{-2}$$
$$Sn_2S_4$$
$$SnS_2$$

- Si uno de los iones, generalmente el negativo, presenta **dos o más elementos** en su conformación, se encierran entre **paréntesis** antes de colocar el subíndice que le corresponda a otro ion. Si el número que va a quedar como subíndice del ion negativo es uno, no es necesario ni poner paréntesis ni el número, se sobrentiende que hay un uno en las expresiones algebraicas.

$$Ca^{+2} \quad NO_3^{-1} \qquad KCrO_4^{-2}$$
$$Ca(NO_3)_2 \qquad K_2CrO_4$$

Para poner en práctica las **reglas para la escritura de fórmulas químicas,** en conjunto con los tipos de **nomenclatura** para **compuestos binarios** primero tenemos que saber que:

Definición

Compuesto binario: Son compuestos que están constituidos por átomos de dos elementos diferentes.

Estos compuestos binarios suelen clasificarse en los tipos que se muestran en la **Figura 43.** Mostraremos cómo se construye el nombre de cada uno de estos tipos en función de las tres nomenclaturas.

Figura 43. Clasificación de compuestos binarios.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

a. Óxidos metálicos

Son combinaciones binarias de **un metal** con **oxígeno,** en las que el oxígeno tiene una **carga de –2.**

Nomenclatura de Stock: Se nombra con las palabras **"óxido de"** y el nombre del **metal** seguido inmediatamente del **número de oxidación** del metal entre paréntesis y con números romanos. Si el número de oxidación del metal es fijo no es necesario especificarlo.

Ejemplo. Nomenclatura de óxidos metálicos

Escribamos el nombre del compuesto MnO_2

- Análisis del estado de oxidación: El oxígeno tiene número de oxidación –2, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+4$	-2
	Mn	O_2

Suma de los estados de oxidación $+4 \quad -4 \quad = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

$$\mathbf{MnO_2}$$

Nomenclatura tradicional: **Óxido Manganoso**
Nomenclatura sistemática: **Dióxido de Manganeso**
Nomenclatura stock: **Óxido de Manganeso (IV)**

Ejemplo. Nomenclatura de óxidos metálicos

Escribamos el nombre del compuesto MgO

- Análisis del estado de oxidación: El oxígeno tiene número de oxidación –2, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+2$	-2
	Mg	**O**
Suma de los estados de oxidación	$+2$	$-2 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

$$\mathbf{MgO}$$

Nomenclatura tradicional: **Óxido Magnésico**
Nomenclatura sistemática: **Monóxido de Magnesio**
Nomenclatura stock: **Óxido de Magnesio**

b. Óxidos no metálicos:

Los óxidos no metálicos también pueden ser llamados **óxidos ácidos o anhídridos** y resultan de la unión de un **no metal** con el **oxigeno.** Para nombrar dichos compuestos se antepone la palabra anhídrido, seguido del nombre del no metal, y la terminación oso o ico, según corresponda.

No metal + Oxígeno ⟶ Óxido No Metálico

Anhídridos	Hipo ⟶ **Oso** (menor número de oxidación)
	Per ⟶ **Ico** (mayor número de oxidación)

Ejemplo. Nomenclatura de óxidos no metálicos

Escribamos el nombre del compuesto CO_2

- Análisis del estado de oxidación: El oxígeno tiene número de oxidación –2, y el número de oxidación del no metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+4$	-2
	C	$\mathbf{O_2}$
Suma de los estados de oxidación	$+4$	$-4 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

$$\mathbf{CO_2}$$

Nomenclatura tradicional: **Anhídrido Carbónico**
Nomenclatura sistemática: **Dióxido de Carbono**
Nomenclatura stock: **Óxido de Carbono (IV)**

Ejemplo. Nomenclatura de óxidos no metálicos

Escribamos el nombre del compuesto SO_3

Análisis del estado de oxidación: El oxígeno tiene número de oxidación –2, y el número de oxidación del no metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+6$	-2
	S	$\mathbf{O_3}$
Suma de los estados de oxidación	$+6$	$-6 = 0$

Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

$$\mathbf{SO_3}$$

Nomenclatura tradicional: **Anhídrido Sulfúrico**
Nomenclatura sistemática: **Trióxido de Azufre**
Nomenclatura stock: **Óxido de Azufre (VI)**

c. Hidruros metálicos

Resultan de la combinación del **hidrógeno** (que en este caso presenta un número de oxidación de -1) con **un metal.**

Se nombran con las palabras **"hidruro de"** y el nombre del **metal.** El número de hidrógenos coincide con el número de oxidación del metal.

Ejemplo. Nomenclatura de hidruros metálicos

Escribamos el nombre del compuesto NaH

- Análisis del estado de oxidación: El hidrógeno tiene número de oxidación –1, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+1$	-1
	Na	H
Suma de los estados de oxidación	$+1$	$-1 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

NaH

Nomenclatura tradicional: **Hidruro de Sodio**
Nomenclatura sistemática: **Monohidruro de Sodio**
Nomenclatura stock: **Hidruro de Sodio**

Ejemplo. Nomenclatura de hidruros metálicos

Escribir el nombre del compuesto CoH_2

Análisis del estado de oxidación: El hidrógeno tiene número de oxidación –1, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+2$	-1
	Co	H_2
Suma de los estados de oxidación	$+2$	$-2 = 0$

CoH_2

Nomenclatura tradicional: **Hidruro Cobaltoso**
Nomenclatura sistemática: **Dihidruro de Cobalto**
Nomenclatura stock: **Hidruro de Cobalto (II)**

d. Hidruros no metálicos

Resultan de la combinación del hidrógeno (que en este caso presenta un número de oxidación de -1) con un no metal. Se nombran con las palabras **"hidruro de"** y el nombre del **no metal.** El número de hidrógenos coincide con el número de oxidación del metal.

Ejemplo. Nomenclatura de hidruros no metálicos

Escribir el nombre del compuesto NH_3

- Análisis del estado de oxidación: El hidrógeno tiene número de oxidación –1, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+3$	-1
	N	H_3
Suma de los estados de oxidación	$+3$	$-3 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

NH_3

Nomenclatura tradicional: **Amoniaco**
Nomenclatura sistemática: **Trihidruro de Nitrógeno**
Nomenclatura stock: **Hidruro de Nitrógeno (III)**

Ejemplo. Nomenclatura de hidruros no metálicos

Escribamos el nombre del compuesto SiH_4

- Análisis del estado de oxidación: El hidrógeno tiene número de oxidación –1, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+4$	-1
	Si	H_4
Suma de los estados de oxidación	$+4$	$-4 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

SiH_4

Nomenclatura tradicional: **Silano**
Nomenclatura sistemática: **Tetrahidruro de Silicio**
Nomenclatura stock: **Hidruro de Silicio (IV)**

e. Sales binarias

Son compuestos formados por **un metal** y un no metal. Se nombra el no metal terminado en **"uro"** seguido de **"de"** y el **nombre del metal.** También se pueden nombran con la raíz del elemento que acompaña al no metal. Regularmente para las sales los no metales del grupo **VII A (Halógenos)** presentan el estado de oxidación –1 y los no metales del grupo **VI A** el estado de oxidación –2.

Ejemplo. Nomenclatura de sales binarias

Escribamos el nombre del compuesto $CaBr_2$

- Análisis del estado de oxidación: El no metal tiene número de oxidación –1, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+2$	-1
	Ca	**Br_2**
Suma de los estados de oxidación	$+2$	$-2 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

$CaBr_2$

Nomenclatura tradicional: **Bromuro de Calcio**
Nomenclatura sistemática: **Dibromuro de Calcio**
Nomenclatura stock: **Bromuro de Calcio**

Ejemplo. Nomenclatura de sales binarias
Escribir el nombre del compuesto Hg2S

- Análisis del estado de oxidación: El no metal tiene número de oxidación –2, y el número de oxidación del metal lo podemos deducir sabiendo que el compuesto es neutro, es decir la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+1$	-2
	Hg_2	**S**
Suma de los estados de oxidación	$+2$	$-2 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

Hg_2S

Nomenclatura tradicional: **Sulfuro Mercuroso**
Nomenclatura sistemática: **Sulfuro de dimercurio**
Nomenclatura stock: **Sulfuro de Mercurio (I)**

f. Hidrácidos

Son combinaciones de **hidrógeno** con **otros elementos,** como los **halógenos** F, Cl, Br, I (cuándo actúan con número de oxidación –1) y con Se, Te y S (cuando actúan con número de oxidación –2). Estos elementos se caracterizan porque al combinarse con agua producen soluciones ácidas, llamándose **hidrácidos.**

Se nombra el no metal terminado en **"uro"** seguido de **"de"** y la palabra **"hidrógeno".** También se pueden nombran con la raíz del elemento que acompaña al hidrógeno. En la nomenclatura tradicional es importante anteponer la palabra **ácido** seguido del nombre del **no metal** suprimiendo la última letra (elementos del grupo VII A) o últimas dos letras (elementos del grupo VI A) reemplazándola por la terminación **hídrico.**

Ejemplo. Nomenclatura de hidrácidos

Escribamos el nombre del compuesto HBr

- Análisis del estado de oxidación: El no metal tiene número de oxidación –1, y el número de oxidación del hidrógeno es +1, por lo tanto, la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+1$	-1
	H	**Br**
Suma de los estados de oxidación.	$+1$	$-1 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

HBr

Nomenclatura tradicional: **Ácido Bromhídrico**
Nomenclatura sistemática: **Bromuro de Hidrógeno**
Nomenclatura stock: **Bromuro de Hidrógeno**

Ejemplo. Nomenclatura de hidrácidos

Escribir el nombre del compuesto H_2S

- Análisis del estado de oxidación: El no metal tiene número de oxidación –2 al estar en el grupo VI A, y el número de oxidación del hidrógeno es +1, por lo tanto, la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

Estado de oxidación	$+1$	-2
	H_2	S
Suma de los estados de oxidación	$+2$	$-2 = 0$

- Ahora si analizamos los tres tipos de nomenclatura tenemos que:

H_2S

Nomenclatura tradicional: **Ácido Sulfhídrico**
Nomenclatura sistemática: **Sulfuro de dihidrógeno**
Nomenclatura stock: **Sulfuro de Hidrógeno**

Actividad 10

¡Vamos!



Actividad 10.



Nomenclatura compuestos binarios

Instrucciones:
Para finalizar, reafirma lo aprendido sobre los compuestos, lee cada una de las preguntas y selecciona la respuesta correcta.

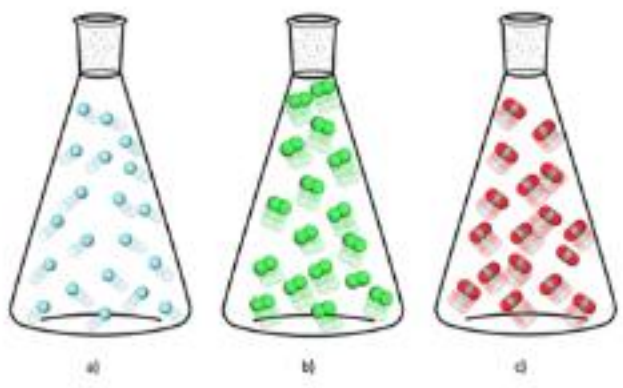
Da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

1.3 Estados de agregación de la materia

La mayor parte de las sustancias en nuestro planeta, pero no todas, pueden existir en estos **tres estados de agregación**. A pesar de que ya hemos mencionado que el nitrógeno usualmente se encuentra en estado gaseoso (N_2), en el laboratorio y a través del uso de determinados equipos (como bombas de vacío) ha sido posible la obtención de nitrógeno líquido y sólido.

Algunas de las **diferencias más notables** entre estos estados de agregación se mencionan a continuación:

Figura 44. Altas velocidades en un a) gas monoatómico, b) gas diatómico y c) gas molecular.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

En un **gas** (que algunas veces también se conoce como **vapor**) no se tiene un volumen ni forma definidos, sino que adquieren la forma del recipiente que los contiene, lo que nos indica que una cantidad fija de gas puede ser comprimido para que ocupe un volumen menor, o expandirse para ocupar un mayor volumen.

Las densidades de un gas son bajas y a nivel molecular, las partículas de este (moléculas o átomos) se encuentran sumamente separadas y se mueven a una velocidad muy alta, y generalmente estas partículas chocan entre sí y con las paredes del recipiente **Figura 44.** Sólo con la finalidad de que lo recuerdes bien, algunos elementos gaseosos se encuentran presentes en la naturaleza como gases diatómicos (N_2, O_2, H_2, Cl_2, F_2) mientras que otros son monoatómicos (gases nobles), pero claro que también existen compuestos gaseosos como el trióxido de azufre (SO_3), el dióxido de carbono (CO_2) y algunos óxidos de nitrógeno (NO, NO_2, etc). Debido la separación entre partículas, se dice que las fuerzas de atracción son bajas y se considera que las interacciones entre moléculas o átomos se dan sólo en colisiones (choques). Un gas puede **licuarse,** es decir, volverse líquido, pero para ello se debe disminuir su temperatura o se le debe aplicar un valor de presión alto, en la siguiente sección se detalla un poco de este aspecto.

Los **líquidos** también adoptan la forma del recipiente que los contiene y se considera que son incompresibles, pues a diferencia de los gases no pueden ocupar ni un mayor ni un menor volumen como resultado de la aplicación de una fuerza. Aunque el movimiento de las partículas (átomos o moléculas) de un líquido es veloz, no lo llega a ser tanto como en el caso de los gases. Las fuerzas de atracción entre las moléculas o partículas son las responsables de este estado de agregación; es decir, pensando en moléculas de agua, existe una fuerza de atracción entre ellas a temperatura ambiente, que las hace preferir al estado líquido sobre el estado gaseoso (véase **Figura 45**); pero claro



Seguramente que has visto que en algunos lugares del mundo el agua puede existir como un líquido, por ejemplo, las playas, los ríos y lagos. En algunos otros, el agua existe en el estado sólido, como: en los enormes glaciares de los polos de la Tierra. Y te has preguntado:

¿Qué son las nubes?

Te sorprenderás al saber que las **nubes** no solamente están formadas por vapor de agua, sino que también tiene cantidades importantes de gotas líquidas y cristales de hielo. Las nubes representan un fenómeno por demás interesante en que se manifiestan los tres estados de agregación de la materia (**sólido, líquido** y **gaseoso**) que se esperarían para una sustancia pura, y que en este caso específico es el agua.

que todo líquido puede evaporarse por el aumento en la temperatura, y también todo líquido se puede solidificar por el descenso en la misma. Los únicos dos elementos de la tabla periódica que son líquidos a temperatura ambiente son el Br y el Hg. En la **Tabla 5** se muestran valores a los que, algunas sustancias líquidas, solidifican (T_{fus}) o se evaporan (T_{vap}).

Tabla 5. Temperaturas de fusión y evaporación de algunas sustancias.

Sustancia	Temperatura de solidificación (o fusión) T_{vap}/°C	Temperatura de vaporización (o condensación) T_{vap}/°C
Agua, H_2O	0	100
Alcohol etílico, C_2H_6O	-114.1	78.5
Mercurio, Hg	-38.9	356.7
Bromo, Br_2	-7.2	58

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Los **sólidos** se caracterizan por poseer una forma definida y por su alta dureza (cuando se comparan con líquidos o gases). En la estructura de un sólido los átomos se encuentran sumamente cerca, dado que hay menor movimiento, de forma que la fuerza que los mantiene unidos es grande. La mayor parte de los elementos metálicos, con excepción del Mercurio, son sólidos y muchos de los compuestos iónicos prefieren este estado de agregación a temperatura ambiente, véase la **Figura 46.**

1.3.1 Cambios físicos y químicos de la materia

Muchos de los materiales de los que nos rodeamos, de manera regular sufren cambios. Por ejemplo: un clavo que se oxida, un helado cuando se derrite, la ropa que cambia de color con el tiempo, un huevo al cocerse, la suela de los zapatos se desgasta, entre otros. Como podemos observar, los cambios están presentes en nuestro entorno, sin embargo, no todos los cambios son de la misma naturaleza, por lo que distinguimos entre dos tipos: físicos y químicos.
Los **cambios físicos** no alteran la naturaleza de las sustancias. Por ejemplo: calentar agua hasta que se convierte en vapor, enfriar agua hasta convertirla en hielo, derretir un pedazo de mantequilla, disolver azúcar en agua, etcétera.

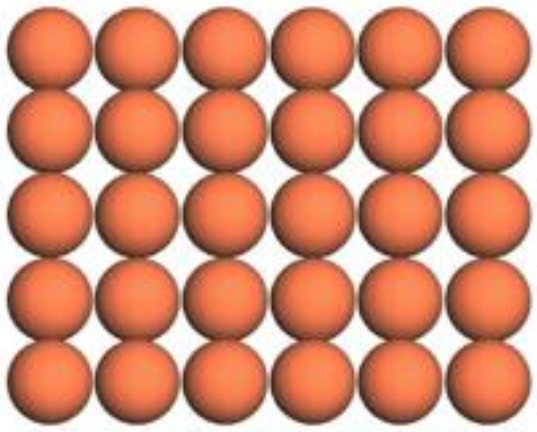
Por otro lado, los **cambios químicos** se refieren a las interacciones entre sustancias químicas que dan origen a otras. Por ejemplo: la oxidación de un clavo, la fermentación de la uva para producir vino, encender un fósforo, quemar madera, entre otros.

Figura 45. Representación molecular de un líquido.



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. *Cinema 4D* [Representación molecular de un líquido].

Figura 46. Representación de un sólido a escala atómica.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Figura 47. Cambios químicos.



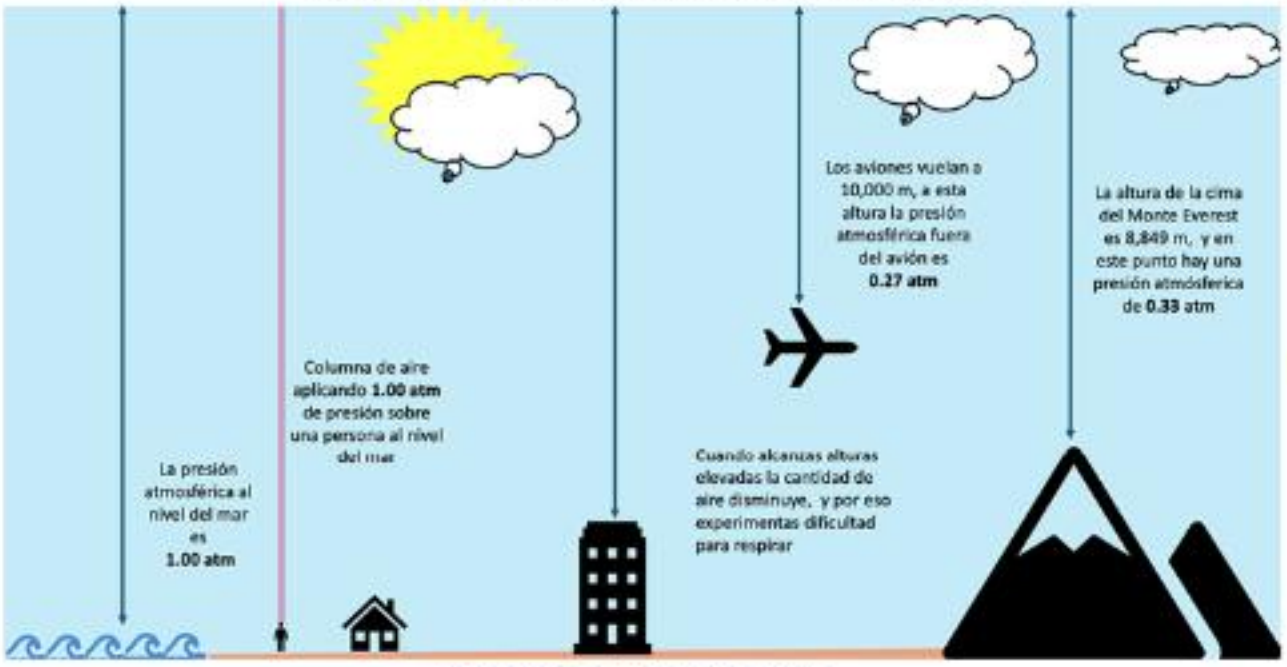
Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial. https://www.bing.com/images

1.3.2 Impacto de la temperatura y la presión sobre los cambios de agregación

Recordemos que:

En todo momento existe una columna inmensa de aire que se extiende hacia arriba desde la superficie de nuestras cabezas hasta donde termina la atmósfera terrestre; indudablemente esta columna está ejerciendo presión sobre nosotros, y si ponemos una sustancia en un recipiente abierto en contacto con el aire, esta sustancia también será sujeto de esta presión del aire o presión atmosférica (véase la **Figura 48**).

Figura 48. Cambio de la presión atmosférica con la altitud.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

La unidad de medida para la presión regularmente es la atmósfera (atm), pero existen otras unidades como el bar (bar), el pascal (Pa), los milímetros de Mercurio (mmHg), los torricellis (torr) y las libras sobre pulgada cuadrada (lb/pulg^2). A continuación, te presentamos algunas equivalencias para que las tengas en cuenta.

$$1\ \text{atm} = 101{,}325\ Pa$$
$$1\ \text{atm} = 760\ \text{mmHg}$$
$$1\ \text{atm} = 760\ \text{torr}$$
$$1\ \text{bar} = 100{,}00\ Pa$$
$$1\ \text{atm} = 14.7\ \text{lb/pulg}^2$$

En **Figura 48** se comparan los valores de la presión atmosférica (medida en atmósferas) para diferentes situaciones; por ejemplo, al nivel del mar la presión es de 1.00 atm, mientras que esta disminuye en lugares tan altos como el exterior de un avión en pleno vuelo y la cima del monte Everest. Una cuestión adicional es que cuando un ser humano se expone a esas alturas regularmente se le dificulta respirar, porque no sólo disminuye la presión que el aire aplica, sino también la cantidad de aire disponible.

El proceso de **ebullición,** o **evaporación,** se refiere al cambio de estado de agregación líquido al gaseoso. Y para que esto suceda, muchas veces es necesario **elevar la temperatura** o **disminuir la presión** ejercida sobre el



¿Sabías que los líquidos no ebullen (o hierven) a la misma temperatura cuando están en la Ciudad de Toluca que cuando se encuentran en alguna playa, por ejemplo, Acapulco?

Esto se debe a la altitud de los lugares, y está estrechamente relacionado con la **presión atmosférica.** En sitios con gran altitud, como la cima Monte Everest (8,849 m sobre el nivel del mar) la temperatura de ebullición del agua es de unos 71°C, mientras que en cualquier playa se espera que el agua ebulla a 100°C. Cuanto más alto es un lugar menor será la temperatura de ebullición de los líquidos.

Definición

Presión: Es una fuerza que actúa de forma perpendicular sobre un área específica.

líquido; si lo analizamos, cada que tomamos una ducha y usamos agua caliente es visible el fenómeno de la evaporación. El proceso contrario a la evaporación es la **condensación,** y para que éste suceda muchas de las ocasiones se debe **disminuir la temperatura y/o aumentar la presión** sobre la superficie de un líquido. La **solidificación** sucede cuando enfriamos un líquido y éste forma una estructura sólida, el proceso contrario es la **fusión,** es decir el paso del sólido al líquido. Finalmente, algunas sustancias gaseosas pasan al estado sólido cuando se someten a presiones altas y temperaturas bajas, este fenómeno se conoce como **deposición;** el fenómeno contrario a este último es la **sublimación,** que implica que un sólido pase al estado gaseoso de forma espontánea, como sucede con el hielo seco y las pastillas aromatizantes que usamos a menudo en el baño de nuestra casa.

El triángulo que se muestra en la **Figura 49,** esquematiza bien los cambios de estados de agregación descritos.

Figura 49. Cambios de estado de agregación.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

1.3.3 Ciclo del agua

El **agua** es el líquido **más importante** en nuestro planeta, no sólo por estar presente sobre la superficie y atmósfera terrestres, sino que también porque presenta **propiedades únicas,** que permiten **funciones biológicas** y su amplio uso como **disolvente;** además es una de las pocas sustancias que de forma natural se puede encontrar en los tres estados de agregación de la materia (**líquido, sólido** y **gaseoso**).

El ciclo del agua es un fenómeno natural que representa la circulación constante del agua entre la atmósfera, la superficie terrestre y los océanos; y desempeña un papel crucial en el equilibrio de nuestro planeta. Se divide en las siguientes etapas (véase la **Figura 50**):

- **Evaporación.** El ciclo comienza cuando el agua presente en la superficie de los océanos, ríos y lagos se evapora debido a la energía solar y asciende a la atmósfera.

- **Sublimación.** El agua pasa directamente del estado sólido al estado gaseoso, ocurre principalmente en las regiones donde la temperatura y la presión permiten que el hielo se convierta en vapor sin derretirse primero. Las montañas pierden la nieve debido a la radiación solar, haciendo que se conviertan en vapor.

- **Condensación.** En la atmósfera, el vapor de agua se enfría y se condensa para formar nubes.

- **Precipitación.** Cuando las gotas de agua en las nubes se vuelven lo suficientemente pesadas, caen como precipitación, en forma de lluvia, nieve, granizo o aguanieve. Este es el proceso que repone las reservas de agua en la superficie terrestre.

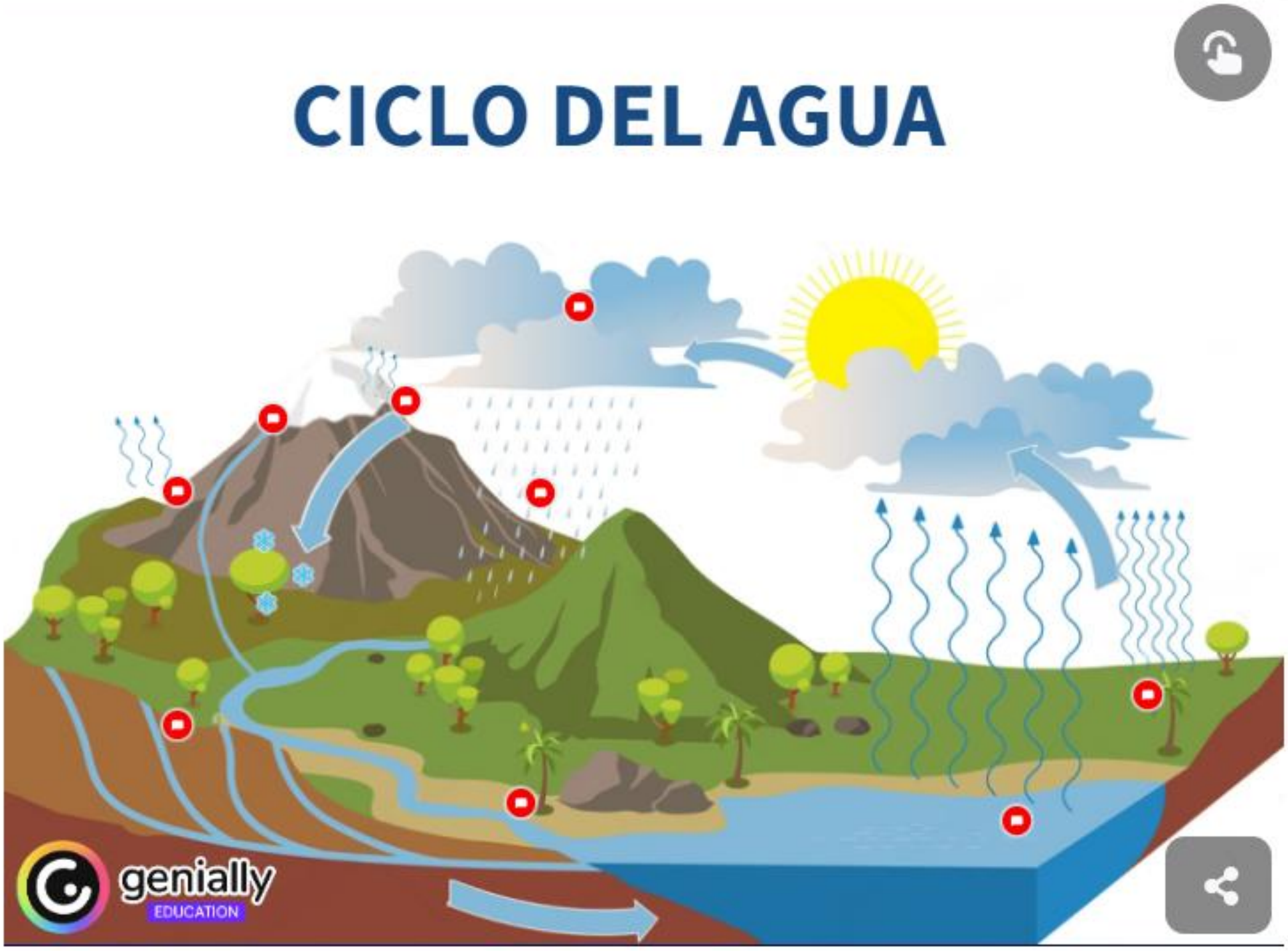
- **Fusión.** El hielo se derrite y se convierte en agua líquida para incorporarse al ciclo.

- **Infiltración.** Parte de la precipitación se infiltra en el suelo, recargando los acuíferos y contribuyendo al suministro de agua subterránea.
- **Flujo superficial.** El exceso de agua en la superficie terrestre fluye hacia arroyos y ríos, y finalmente alcanza

los océanos. Este flujo superficial es esencial para el transporte de nutrientes y la formación de paisajes.

- **Transpiración.** Las plantas absorben agua para vivir, la mayor parte del agua absorbida se pierde hacia la atmósfera.
- **Desublimación** (deposición): Además de la evaporación, el agua también puede pasar de sólido a gaseoso mediante procesos de desublimación.

Figura 50. Ciclo del agua



Nota. Fuente: Reyes, A. (2024). Creación propia. Genially [Ciclo del agua].

1.3.4 Teoría cinético-molecular

Para poder explicar el comportamiento macroscópico de la materia se plantean modelos o teorías del comportamiento a nivel molecular. La **teoría cinético molecular** trata de explicar el **comportamiento de los gases** través del movimiento de las partículas individuales, de ahí el nombre de la teoría ya que la energía cinética es la que manifiesta un objeto en movimiento, en este caso las partículas. Esta teoría se basa en las siguientes consideraciones:

1. La **distancia** que existe entre las partículas de un gas (moléculas o átomos) es tan grande que el volumen que ocupan se considera insignificante (nulo) ante el volumen del recipiente que lo contiene.
2. Las **partículas** de un gas están en **constante movimiento** de forma azarosa y **chocan** con las **paredes** del recipiente que lo contiene provocando la **presión** del gas.
3. Las **partículas** pueden **chocar** unas con otras **transfiriéndose energía** sin que la energía cinética promedio del sistema se altere, por lo que se dice que son **colisiones elásticas.**
4. Entre las **partículas** de los gases **no** existen **fuerzas de atracción** ni de **repulsión.**
5. La **energía cinética promedio** de las partículas del gas **es** directamente **proporcional** a la **temperatura absoluta.**

Como se ha hecho mención antes, una de las **diferencias** más importante entre los **gases, líquidos** y **sólidos** es la distancia entre sus partículas, implicando diferencias en su energía cinética o de movimiento. En los gases la **distancia** de sus partículas es **grande,** por ello su arreglo es desordenado y tienen alta energía cinética. En los líquidos la distancia entre sus partículas es lo **suficientemente corta** como para que exista interacción entre ellas, pero no tan corta que permite que los líquidos fluyan y tomen la forma del recipiente que los contiene, además son prácticamente incompresibles. En los sólidos la **distancia** entre sus partículas es **prácticamente nula,** es decir la energía potencial (del reposo) es mayor que la energía cinética, lo que provoca que el arreglo de sus partículas sea rígido, casi sin posibilidad de movimiento, lo más que pueden hacer es vibrar en su propio lugar.

Podemos establecer una comparación adicional entre los tres estados de agregación tomando en consideración los tipos de movimiento que exhiben las partículas (átomos o moléculas, según corresponda), ya que sabemos que en el estado gaseoso los átomos son libres de **trasladarse** de un punto a otro, también pueden **rotar** y **vibrar.** Estos mismos tipos de movimiento se observan en las moléculas de un líquido, pero claro está que en un menor grado con respecto al estado gaseoso. En cambio, para las partículas en el estado sólido, los movimientos de rotación y traslación están restringidos, y en este caso sólo pueden exhibir movimientos vibracionales, que se aumentan a medida que sube la temperatura del sólido o disminuyen si el sólido se enfría.



¿Alguna vez te has preguntado por qué cuando se están preparando los alimentos percibes el aroma, aunque estes en otra habitación?

Resulta que los vapores (gases) que se generan durante la cocción de los alimentos al ser partículas tan pequeñas tienen la capacidad de fluir y dispersarse a lo largo y ancho del recipiente que los contiene, en este caso en toda la casa. Estas y otras características de los gases se explican con la **teoría cinético – molecular** de los gases

Actividad 11

¡Vamos!



Actividad 11.



Cambios de agregación, ciclo del agua y teoría cenética molecular

Instrucciones:
Para reafirmar los temas revisados se te pide realizar la siguiente actividad. Da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

Resumen del Módulo I

La **Química** es la ciencia que estudia la materia, su estructura, su composición, sus transformaciones y la energía implicada en estos cambios. El objeto de estudio de la Química es la **materia,** definiéndose como todo lo que ocupa un lugar en el espacio (tiene volumen) y tiene masa. Podemos aprender de la materia al observar sus **propiedades,** las cuales pueden ser: físicas (color, densidad, dureza, etc.) y químicas (flamabilidad, corrosividad y reactividad).

En función de los tipos de propiedad de la materia, esta puede sufrir también dos tipos de cambio: **cambios físicos** y **cambios químicos.**

Para su estudio la **materia** puede clasificarse en dos grandes categorías: sustancias **puras** (elementos y compuestos) y **mezclas** (mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas).

Una de las grandes herramientas que utiliza la Química es la **tabla periódica** donde se ordenan los elementos químicos y aparecen ordenados de acuerdo con el número atómico. Actualmente, la tabla periódica muestra 118 elementos, conformada por columnas, a las que se les llama **grupos o familias** donde se disponen a aquellos elementos con características similares y líneas horizontales que se llaman periodos.

La tabla periódica se divide en tres grandes categorías: **metales, no metales** y **metaloides.** Nos proporciona además información propia de cada uno de los elementos, como, por ejemplo: **símbolo químico, nombre** del elemento, **número atómico, número de masa,** estados de oxidación, entre otros.

El **átomo** es la unidad estructural más pequeña que forma la materia, su concepción está asociada a diversas teorías a lo largo del tiempo: para **Demócrito** el término **átomo,** afirmaba que si se fraccionaba un material se llegaría al punto en el que ya no se podría hacer más pequeño, es decir sería **indivisible** (de ahí la palabra átomo).

Dalton, basado en los experimentos realizados, mencionaba que los elementos están constituidos por partículas extremadamente pequeñas llamadas **átomos** que dan **identidad** a la materia y que los átomos de un mismo elemento son iguales pero distintos a los átomos de un elemento diferente, éstos no se destruyen, sino que generan sustancias diferentes llamadas compuestos, cada uno con una proporción diferente y constante.

Thomson realizó experimentos utilizando rayos catódicos que hizo pasar por un tubo al vacío (sin aire), dejándolo debido a que esa corriente eléctrica invisible, al pasar hacia el electrodo positivo o ánodo generaba fluorescencia. Visualizó al átomo como una esfera de carga positiva en la que se encuentran distribuidos los electrones como si fuera un "**pudín de pasas**".

Rutherford desarrolló un experimento en el que dirigió partículas alfa hacia una lámina de oro para conocer los ángulos con los que estas partículas eran desviadas. Estableció que el átomo estaba mayoritariamente vacío, con una zona donde se concentraba la carga positiva y la mayor parte de su masa, a este espacio le llamó **núcleo.**

Chadwick realizó un experimento en el que se bombardeó un átomo de Berilio con partículas alfa, lo que llevó al desprendimiento de partículas eléctricamente neutras a las que se les llamó **neutrones.**

Bohr basado en el modelo de Rutherford propuso un modelo semejante al **sistema planetario** solar, en dónde cada órbita representa un nivel de energía.

La **teoría atómica actual** se basa en la **mecánica cuántica** ondulatoria propuesta por Heisenberg y Schrödinger, que mencionan que los **electrones** se comportan como partículas (masa) y como ondas (energía) y es imposible conocer la posición y velocidad de un electrón al mismo tiempo.

El **número atómico** indica la cantidad de protones que tiene un átomo. Se representa con la letra Z. El **Número de masa:** Es la suma de protones y neutrones que hay en un átomo. Se representa con la letra A.

La **configuración electrónica** describe cómo los **electrones** están distribuidos en los **niveles de energía** y subniveles de un átomo. Puede ser representado por notación electrónica y Kernel.

Para la notación electrónica se utilizan **números,** que indican cada uno de los niveles de energía, seguidos de las **letras** (s, p, d y f) que aluden al tipo de subnivel o forma del orbital, y finalmente, exponentes que representan el número de **electrones** existentes en cada subnivel.

Para la configuración electrónica el método Kernel consiste en escribir el símbolo entre corchetes del gas noble inmediato anterior al elemento, seguido del orden

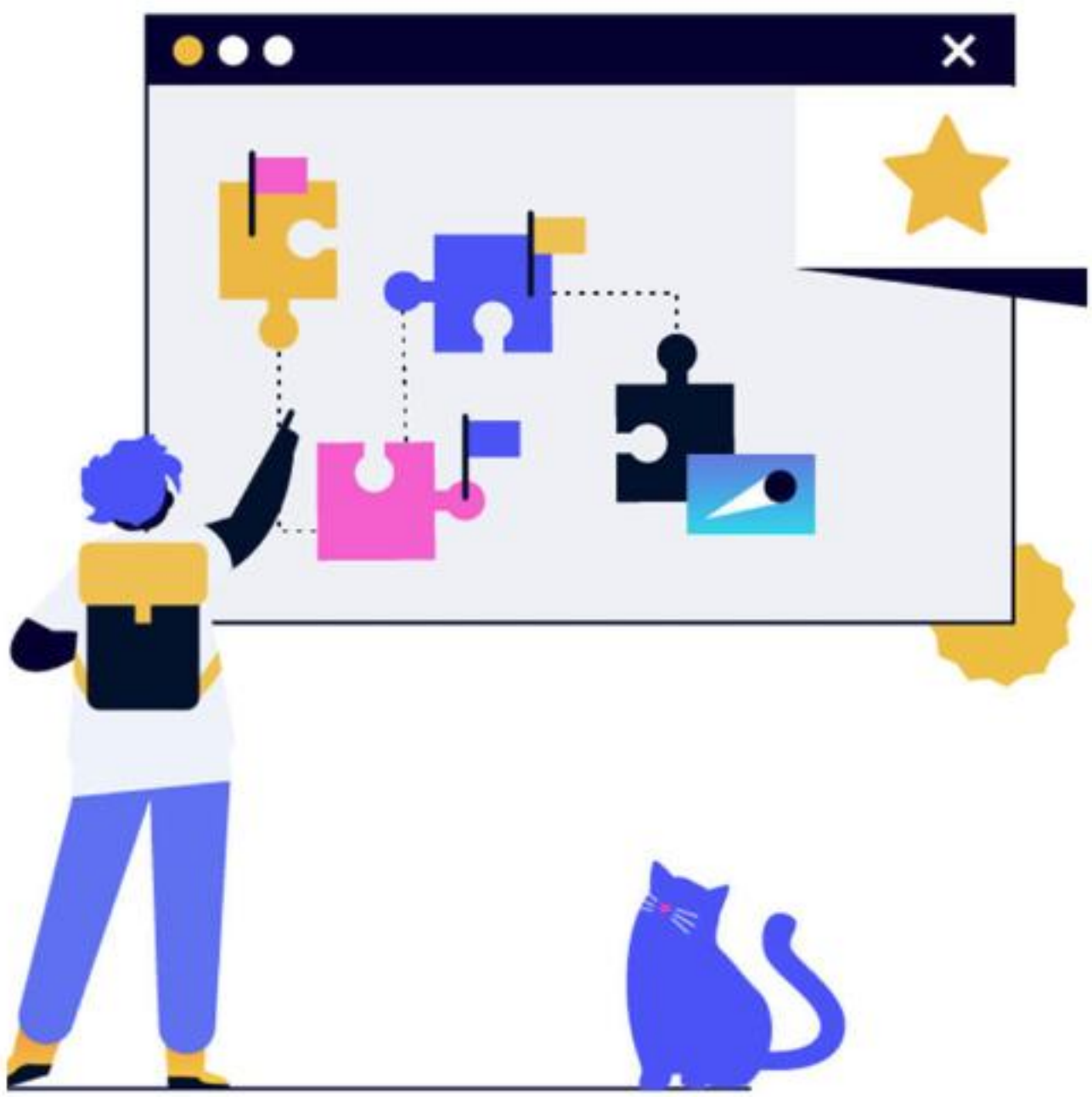
de la notación electrónica obtenida por el método Aufbau hasta completar el número de electrones de dicho elemento.

Recuerda que siempre que haya dos o más átomos unidos, decimos que existe un **enlace químico.** Pudiéndo ser: **enlace lónico** (interacción de un metal y un no metal), **covalente** (compartición de electrones entre dos átomos no metálicos) y/o **metálico** (se encuentra en metales).

Para **finalizar,** sólo nos queda esperar (mencionado en la presentación):

"Que en este módulo **hayas aprendido** que los **átomos** son las **unidades** fundamentales de la **materia, compuestos** por **protones, electrones** y **neutrones;** lo anterior reflejado en la **tabla periódica".**

¡ACTIVIDAD FINAL! DEL MÓDULO I



Es el momento de mostrar y poner a prueba los conocimientos adquiridos en el **Módulo I**
¿Estas listo para escapar?

¡VAMOS!

Actividad 12.

Ejercicio de gamificación

Instrucciones:
Para reforzar los temas vistos en este **Módulo I** se te pide realizar el siguiente ejercicio de gamificación. Da clic en la **imagen** sigue las indicaciones para seleccionar la respuesta correcta.



Actividad 13.

Cuestionario Autoevaluable

Instrucciones:
Como actividad final, se te pide realizar un cuestionario; para comenzar, revisa en la plataforma **SEDUCA** la sección Actividades (Estudiante) y responde a la actividad denominada: M1 Cuestionario Final.

Glosario

Anión: Son átomos con carga negativa porque ganaron electrones.

Átomo: Es la unidad estructural más pequeña que forma la materia.

Bioquímica: Se encarga del estudio de la química de los procesos vitales; es decir todos los procesos que ocurren al nivel de las moléculas dentro del cuerpo humano.

Catión: Son átomos de carga positiva debido a que perdieron electrones.

Compuestos: Son sustancias constituidas por dos o más elementos, y como consecuencia a nivel molecular presentan dos o más clases de átomos.

Compuestos binarios: Compuestos formados por dos elementos químicos diferentes, que atendiendo a la naturaleza de su enlace pueden ser: compuestos iónicos o moléculas.

Configuración electrónica: Es la representación de cómo los electrones están distribuidos en los niveles de energía y subniveles de un átomo.

Electronegatividad: Capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacía sí. Cuanto mayor sea la electronegatividad de un átomo, mayor será la atracción que este tenga por sus electrones como por los electrones de los átomos vecinos.

Electrones de valencia: Son los electrones que se encuentran en el último nivel de energía del átomo. Son los responsables de la formación de enlaces químicos porque se pueden perder, ganar o compartir durante la transformación de la materia para formar nuevas sustancias.

Elementos: Son sustancias puras que no pueden descomponerse en sustancias más simples y en el nivel molecular están constituidos por un solo tipo de átomo.

Enlace covalente: Es el resultado de compartir electrones entre dos átomos. Los ejemplos más conocidos de enlaces covalentes se observan en las interacciones de los elementos no metálicos entre sí.

Enlace iónico: Se refiere a las **fuerzas electrostáticas de atracción** que existen entre iones con carga opuesta. Los iones podrían formarse a partir de átomos por la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. Las sustancias iónicas casi siempre son el resultado de la interacción entre metales del extremo izquierdo de la tabla periódica y los no metales del extremo derecho.

Enlace metálico: Se encuentran en metales como cobre, hierro y aluminio. En los metales, cada átomo está unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace tienen relativa libertad para moverse dentro de toda la estructura tridimensional del metal. Los enlaces metálicos dan pie a propiedades metálicas típicas como elevada conductividad eléctrica y lustre.

Estructura de Lewis: Representación de los electrones de valencia que participan en el enlace entre los átomos de una molécula. Es útil para explicar propiedades de las moléculas.

Ion: Átomos con carga positiva o negativa debido a que ganaron o perdieron electrones.

Isótopo: Son átomos del mismo elemento que tienen la misma cantidad de protones, pero diferente número de neutrones.

Materia: Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio (tiene volumen) y que tiene masa.

Mezcla homogénea: Es aquella en que sus componentes no logran percibirse a simple vista, es decir son uniformes en todos sus puntos. El aire es una mezcla homogénea; cuando un poco de sal o azúcar se disuelven en agua, estas forman también una mezcla homogénea.

Mezcla heterogénea: Es aquella en que sus componentes pueden percibirse a simple vista, es decir, no poseen la misma composición, propiedades y aspecto en todos sus puntos; de esta forma, la arena, las rocas y la madera son ejemplos de este tipo de mezclas.

Molécula: Es un conjunto de dos o más átomos estrechamente unidos a través de un **enlace químico,** que tiene un comportamiento diferente a los átomos de los que se compone.

Número atómico: Es la cantidad de protones que tiene un átomo. Se representa con la letra Z. En un átomo neutro (sin carga) también corresponde con la cantidad de electrones.

Número de masa: Es la suma de protones y neutrones que hay en un átomo. Se representa con la letra A.

Presión: Es una fuerza que actúa de forma perpendicular sobre un área específica.

Orbital: Es la región tridimensional del espacio con mayor probabilidad de encontrar a un electrón alrededor de un núcleo atómico.

Propiedades físicas: Son características que una sustancia muestra por sí misma y que pueden observarse sin que haya cambio alguno en la composición de esta. Ejemplos de estas propiedades son: **color, densidad, dureza, temperatura de fusión, conductividad térmica y conductividad eléctrica.**

Propiedades químicas: Son aquellas características de una sustancia que cambian cuando esta interactúa con otra sustancia y que sí implican un cambio en la composición. Ejemplos de propiedades químicas son: flamabilidad (cuando un material arde con facilidad), **corrosividad** y la **reactividad con ácidos.**

Química: Ciencia que estudia la **materia,** su **estructura**, su **composición,** sus **transformaciones** y la **energía** implicada en estos cambios.

Química orgánica: Se enfoca en el estudio de compuestos que contienen al elemento carbono combinado químicamente con otros elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y algunos halógenos (cloro, bromo, yodo y flúor). Esta área se encarga de estudiar combustibles fósiles, fármacos, colorantes, polímeros, entre otros tipos de compuestos.

Química inorgánica: Implica el estudio de compuestos que surgen de la combinación de los demás elementos de la tabla periódica (excepto el carbono); a esta área concierne el tratamiento con catalizadores, materiales que se usan en electrónica, aleaciones, sales minerales entre otros.

Fisicoquímica: Busca comprender la materia y su comportamiento, como una consecuencia de unas cuantas leyes físicas fundamentales. En esta área es común abordar el estudio de los compuestos químicos desde el punto de vista energético.

Química analítica: Se ocupa de la medición y determinación de elementos y compuestos en una muestra de materia específica. Esta área se vale del desarrollo tecnológico y las mejoras en equipos instrumentales para tales mediciones y determinaciones.



Módulo II

Transformaciones de la materia

Propósito de Módulo

Relaciona los cambios físicos y químicos de la materia como parte de un sistema para comprobar la ley de la conservación de la materia y la energía.

Presentación

En nuestro entorno, como lo vimos en el módulo pasado, la materia sufre dos tipos de cambios: *físicos y químicos*. En un cambio **físico** no existe transformación en la estructura interna de la materia, mientras que en un cambio **químico** existe la formación de nuevas y diferentes sustancias a las originales.

En la materia, como objeto de estudio de la Química, se presentan gran variedad de cambios químicos que tienen relación con la energía y sus manifestaciones. Algunos de ellos incluso puedes observarlos en tu entorno inmediato: tu cuerpo. Por ejemplo, al respirar existe un intercambio gaseoso de Oxígeno y Bióxido de Carbono; al efectuarse el metabolismo, proceso por el cual las células del cuerpo convierten los alimentos en energía, también puedes sentirlo, e incluso mientras sudas. Así podemos seguir hablando de todas esas transformaciones de la materia, que no solo suceden en tu cuerpo sino también en tu entorno, y que se representan con un lenguaje matemático, llamado ecuaciones químicas.

A lo largo del presente módulo **analizaremos** las transformaciones de la materia en su estructura interna, **estudiaremos** los **tipos de reacciones químicas** en virtud de los productos y reactivos que los caracterizan, diferenciaremos los compuestos como sustancias formadas a partir de elementos, los cuales se encuentran en proporciones definidas. De igual forma estudiaremos los tipos de reacciones según su energía, y las clasificaremos en **endotérmicas** y **exotérmicas.** También podrás reconocer la relación de las reacciones químicas y su representación con la Ley de la conservación de la materia y la Ley de la conservación de la energía. Diferenciarás los conceptos de **calor** y **temperatura.** Comprenderás que existen dos tipos de sistemas: el abierto y el cerrado y por último **descubrirás** el maravilloso caso de las **Leyes de la Termodinámica;** un proceso complejo de imaginar, pero con el que convives de manera diaria.

¡Aventúrate en este módulo, que está lleno de retos y cosas nuevas por aprender!

Actividad 1.



Evaluación Diagnóstica
(conocimientos previos)

Antes de comenzar con la revisión de los contenidos del módulo 2 de Química I, te invitamos a responder las siguientes preguntas.
Eso 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 Actividades (Estudiante) y responde a la actividad denominada: M2 Exámen Diagnóstico.

2.1 Reacciones químicas

Con la finalidad de tener un panorama general respecto a las transformaciones químicas que se llevan a cabo en la materia, en la Química utilizamos un lenguaje universal para representar los cambios. Para ello es necesario identificar las sustancias en sus estados inicial y final, sus estados de agregación y conocer las moléculas de las sustancias que las componen.

Comenzaremos por detallar a lo que se refiere cuando hablamos de una reacción química, para ello revisemos los siguientes temas.

2.1.1 Partes de una ecuación química

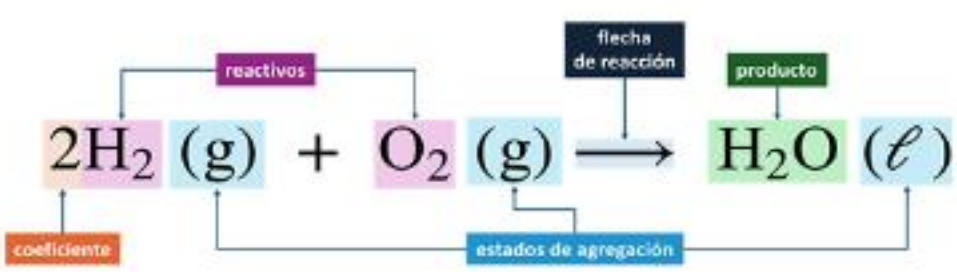


La respiración, de manera inconsciente, es un proceso gaseoso complejo y ordenado, por medio del cual, quizás no lo percibes, pero inhalas O_2 del aire y exhalas bióxido de carbono (CO_2), donde las verdaderas beneficiadas son las células en el cuerpo. Este intercambio es vital para que puedas realizar funciones importantes. La respiración es un cambio químico donde la sustancia inicial es el Oxígeno y mediante una reacción química se produce bióxido de carbono (CO_2).

A los cambios químicos, es decir, los procesos en los que unas sustancias se transforman en otras diferentes, también se les conoce como reacciones químicas.

Las reacciones químicas se representan en forma gráfica a través de **símbolos, fórmulas químicas** y una **flecha** en el sentido de los reactivos hacia los **productos,** que son las nuevas sustancias formadas. Se utiliza el signo más (+) para separar a los **reactivos** o los productos cuando hay dos o más de ellos. Una reacción química (**Figura 1**) puede conformarse por las siguientes partes:

Figura 1. Partes de una reacción química (elaboración propia)



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Definición

Una **reacción química** es un proceso mediante el que una o más sustancias (elementos o compuestos) denominadas reactivos, sufren una transformación para generar sustancias diferentes a las originales, llamadas productos.

Muchas veces utilizamos el lenguaje común para expresar el proceso de transformación de la materia, sin embargo, los químicos recurren a las **ecuaciones químicas** para representar una reacción química.

A continuación, se enlistan las características generales de los componentes de una reacción química (véase **Tabla 1**).

Tabla 1. Características de los componentes de una reacción química

Reactivos	Productos
• Es o son las sustancias iniciales que participan en una reacción química. • Se escriben a la izquierda o antes de la flecha. • También se define como una, dos o más sustancias químicas necesarias para un cambio químico.	• Es o son las sustancias que resultan de la combinación de otras, con características completamente diferentes de las originales. • Se escriben a la derecha o después de la flecha de reacción.

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Algunas reacciones químicas pueden presentar abreviaciones, por ejemplo:

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

La abreviación (g) significa que el estado de agregación de las especies químicas en este proceso es el gaseoso; algunas de las abreviaciones más usuales podemos observarlas en la **Tabla 2.**

Tabla 2. Abreviaciones usuales en reacciones químicas

Abreviación	Significado	Ejemplo
→	reacción irreversible	$Na\ (s) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2NaCl\ (ac)$
⇌	reacción reversible	$N_2\ (g) + 3H_2\ (g) \rightleftharpoons 2NH_3\ (g)$
↓	formación de un precipitado	$AgNO_3\ (ac) + NaCl\ (ac) \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3\ (ac)$
↑	desprendimiento de un gas	$HgO\ (s) \rightarrow Hg\ (\ell) + O_2 \uparrow$
△	energía en forma de calor	$N_2(g) + O_2(g) + \Delta \rightarrow 2\ NO\ (g)$
(s)	sólido	
(ℓ)	líquido	
(g)	gaseoso	
(ac)	solución acuosa	

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Actividad 2

¡Vamos!



Actividad 2.



Reacciones químicas

Instrucciones:
Para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

2.2 Identificación de los tipos de reacciones químicas

Una **reacción química** se lleva a cabo cuando las **moléculas se combinan** provocando un **cambio químico,** en que las moléculas que interactúan se encuentran ahora combinadas de diferente manera, produciendo **nuevas sustancias.** Las reacciones químicas pueden llevarse a cabo a través de moléculas complejas o átomos.

Una forma de clasificar las reacciones químicas es a partir de la manera en que interactúan los reactivos (sustancias iniciales), como se muestra en la **Figura 2:**

Figura 2. Clasificación de las reacciones.

- Reacciones
  - Adición o síntesis
  - Descomposición o análisis
  - Desplazamiento sencillo o sustitución simple
  - Doble sustitución o intercambio iónico
  - Neutralización

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Revisemos a detalle las características de cada uno de los tipos de reacción, para que al final seas capaz de distinguir entre cada una de ellas.



En la vida cotidiana al consumir un alimento ácido, por ejemplo, al beber café en exceso o una comida con bastante picante, sentimos náuseas o molestias estomacales, seguramente tu mamá o familiares han opinado que éstas se contrarrestan utilizando algún medicamento de venta libre. Aunque parezca difícil de creer, dichos medicamentos tienen dentro de sus ingredientes activos, hidróxidos, que, al combinarse con el ácido que se encuentra en el estómago, produce una reacción de neutralización (formando una sal y agua), razón por la cual el alivio es casi inmediato.

Reacciones de adición o síntesis



¿Podrías imaginar que el agua es tan simple y a la vez tan importante?

El agua es una molécula simple, se produce cuando dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno se combinan químicamente.
Sin embargo, esta sencillez en la combinación hace que la vida sea posible.
El agua es una de las sustancias más importantes y existen más de mil millones de billones de litros en el planeta Tierra.
La reacción que hace posible que en este momento estés pensando en un vaso con agua es:

$$H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(\ell)$$

correspondiente a una **reacción de adición o síntesis.**

Definición

Reacción de adición o síntesis: Son aquellas reacciones donde dos o más sustancias reaccionan para dar otra más compleja. Presentan la siguiente ecuación general:

$$A + B \rightarrow AB$$

Donde A y B pueden ser elementos (en cuyo caso también se pueden llamar reacciones de formación de la sustancia "AB") o compuestos.

A continuación, te presentamos algunos ejemplos de reacciones de adición o síntesis

Ejemplo.

$$Fe\,(s) + S\,(s) \rightarrow FeS\,(s)$$

$$N_2(g) + 3H_2\,(g) \rightarrow 2NH_3\,(g)"$$

$$CaO\,(s) + H_2O\,(\ell) \rightarrow Ca(OH)_2\,(s)$$

$$SO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow H_2SO_3(\ell)$$

Observa que todos los casos se obtienen como producto **un solo compuesto.**

Reacciones de descomposición o análisis



¿Qué pasaría si dejas un refresco olvidado y después lo quisieras beber?

Te has imaginado qué pasa cuando compras un refresco, lo destapas y al paso de una semana lo quieres beber de nuevo, ¿crees que aún conserva "el gas"?, ¿sabrá igual?

El ácido carbónico es el responsable de la efervecencia de los refrescos, sin embargo, se descompone con el tiempo en dióxido de carbono y agua, perdiendo algunas características peculiares que sobresalen en los refrescos, debido a la reducción de la presión sobre la superficie del líquido y cierta cantidad de burbujas de dióxido de carbono suben a la superficie, percibiéndose más dulce. La reacción química que produce es:

$$H_2CO_3\,(ac) \rightarrow CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

Definición

Reacciones de descomposición o análisis: Son aquellas donde una sola sustancia da lugar a la formación de dos o más nuevas sustancias, por la acción de algún tipo de factor externo. Su ecuación general es:

$$AB \rightarrow A + B$$

donde "A" y "B" pueden ser elementos o compuestos.

Ejemplo.

$$2\,HgO\,(s) + \Delta \rightarrow 2Hg\,(s) + O_2(g)$$

$$PbCO_3\,(s) + \Delta \rightarrow PbO\,(s) + CO_2\,(g)$$

$$H_2SO_3\,(\ell) + \Delta \rightarrow SO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

$$2KClO_3\,(s) + \Delta \rightarrow 2KCl\,(s) + 3O_2\,(g)$$

Puedes notar que del lado de los **reactivos** en cada una de estas reacciones sólo está presente **un solo compuesto.**

A continuación te presentamos reacciones que se clasifican dentro de este tipo:

Reacciones de desplazamiento sencillo o sustitución simple

Definición

Reacciones de desplazamiento sencillo o sustitución simple: Son aquellas en las que un elemento se sustituye por otro dentro de un compuesto. Su ecuación general es:

$$A + BC \rightarrow AC + B$$

Dicho desplazamiento dependerá de la afinidad electrónica y de la electronegatividad de los elementos implicados. Para tal efecto considera la **Tabla 3:**

Metales	Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	Cu	Hg	Ag	Au
Halógenos	F_2	Cl_2	Br_2	I_2													

Tabla 3. Tabla de reactividad por afinidad.

Por ejemplo, el Litio puede sustituir a todos los elementos que tiene después de él, pero el Oro (Au) no puede sustituir a ninguno de los elementos que tiene antes de él. Lo mismo pasa con el Flúor puede sustituir al Cloro, Bromo, Yodo, pero el Yodo no puede sustituir a ningún elemento que le antecede.

Algunos ejemplos de este tipo de reacciones son:

Ejemplo.

$$Zn\,(s) + CuSO_4\,(s) \rightarrow ZnSO_4\,(s) + Cu\,(g)$$

$$Mg\,(s) + 2\,HCl\,(\ell) \rightarrow MgCl_2\,(s) + H_2\uparrow$$

$$Fe\,(s) + HgS\,(g) \rightarrow FeS\,(s) + Hg\,(s)$$

Observa que en ambos lados de las reacciones químicas hay **un elemento** y **un compuesto.**

Reacciones de doble sustitución o intercambio iónico

Definición

Reacciones de doble sutitución o intercambio iónico: En este tipo de reacciones, existe un intercambio de iones entre los reactivos que conforman la reacción. Su ecuación general es:

$$AB + CD \rightarrow AD + CB$$

Algunos ejemplos de este tipo de reacciones son:

Ejemplo.

$$AgNO_3\,(s) + NaCl\,(s) \rightarrow NaNO_3\,(s) + AgCl\,(s)$$

$$H_2SO_4\,(\ell) + 2NaOH\,(s) \rightarrow Na_2SO_4\,(s) + 2H_2O\,(\ell)$$

$$2NaCl\,(s) + FeO\,(s) \rightarrow Na_2O\,(s) + FeCl_2\,(s)$$

Puedes notar ahora que, en estas reacciones, tanto del lado de los reactivos como en los productos están presentes dos compuestos.

Reacciones de neutralización



¿Has escuchado hablar de la "gastritis"?

Lo más probable es que sí, porque es un malestar muy común en los adolescentes como tú, en adultos e incluso en niños. El estómago produce ácido clorhídrico (HCl) de forma natural para ayudar en la digestión de los alimentos. Nuestro cuerpo fabrica este ácido para favorecer la digestión de los alimentos; sin embargo, cuando este compuesto no es utilizado para digerir los alimentos, puede dañar la mucosa del estómago, o bien si el alimento sin digerir se devuelve hacia el esófago puede provocar reflujo. Afortunadamente, existen medicamentos conocidos como *antiácidos* como el hidróxido de magnesio, el bicarbonato de sodio, etcétera, que pueden ayudar a aliviar estos síntomas. Los antiácidos actúan neutralizando el ácido clorhídrico presente en el estómago, reduciendo así la acidez y proporcionando alivio.

Definición

Reacciones de neutralización: Son reacciones de doble desplazamiento en las que se combina un *ácido* con una *base* para producir una *sal* y *agua*. La ecuación general que caracteriza a estas reacciones es la misma que la ocupada en las de doble desplazamiento:

ácido + **base** → **sal** + **agua**

Algunos ejemplos de este tipo de reacciones son:

Ejemplo.

$$3H_2CO_3\,(ac) + 2Al\,(OH)_3\,(ac) \rightarrow 6Al_2CO_3\,(s) + H_2O\,(\ell)$$

$$2NaOH\,(s) + H_2SO_4\,(ac) \rightarrow Na_2SO_4\,(ac) + 2H_2O\,(\ell)$$

$$2KOH\,(s) + H_2SO_4\,(ac) \rightarrow K_2SO_4\,(ac) + 2H_2O\,(\ell)$$

Actividad 3

¡Vamos!

Actividad 3.

Tipos de reacciones químicas

Instrucciones:
Para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

2.3 Ley de la conservación de la materia

Pero ¿**Qué sucede con la cantidad de sustancia? ¿Se pierde, se genera más?** Cómo recordarás, desde los inicios de la concepción de las teorías atómicas, **Dalton** estableció la ley de la conservación de la masa, que le llevó a establecer que durante la transformación de la materia los átomos no se destruyen o se crean nuevos, sino que se reacomodan para dar origen a nuevas sustancias con propiedades diferentes, pero en esos cambios la cantidad de materia se mantiene constante. Pasados algunos años y basado en un experimento con óxido de mercurio, Lavoisier pudo establecer la **ley de la conservación de la materia que** establece que la materia no se crea ni se destruye solo se transforma.

En el tema anterior revisamos que los cambios químicos de la materia se representan en una ecuación química lo que permite visualizar no solo como se reacomodan los átomos de las sustancias iniciales (reactivos) para formar nuevas sustancias llamadas productos, sino que también muestra la cantidad de reactivos y productos durante la reacción química. En este apartado vas a aprender como demostrar la ley de la conservación de la materia a través del balanceo de una ecuación química.



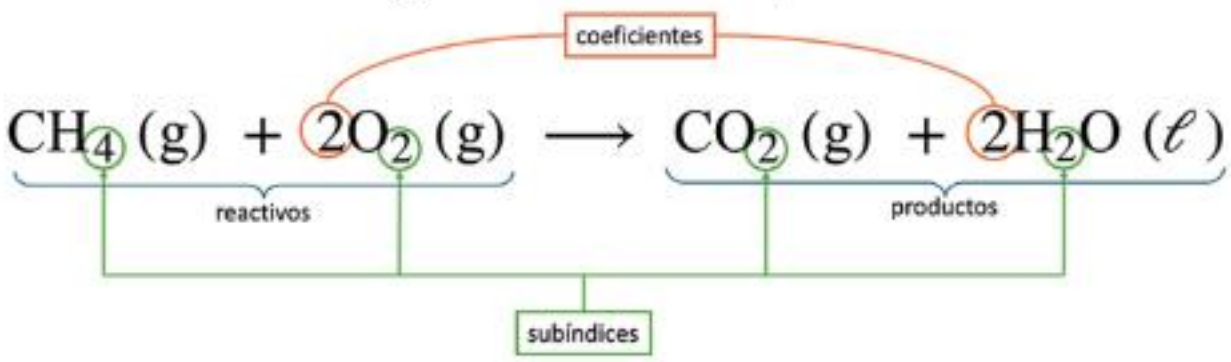
¿Has notado que en tu día a día las cosas cambian?

Si analizamos nuestro entorno, nos daremos cuenta de que la materia cambia constantemente, algunas **transformaciones** son **físicas,** es decir **no se altera la estructura interna de la materia,** como en los cambios de estado de agregación. Sin embargo, existen **cambios en los que se altera la estructura interna de la materia,** como sucede cuando las puertas o ventanas de tu casa con el paso del tiempo se oxidan, o la gelatina que se llena de moho si la conservas a temperatura ambiente por varios días, o bien, la leche que se agria más rápido en temporada de calor, todas estas transformaciones son **cambios químicos.**

2.3.1 Balanceo de ecuaciones por el método de tanteo

Antes de iniciar con la revisión del tema, es importante que tengas presente los conceptos fundamentales de la información que proporciona una **ecuación química.**

Figura 3. Partes de una reacción química



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Recuerda, los componentes de la ecuación química son:

- El signo + permite separar sustancias diferentes. Si solo se tiene un producto o un reactivo, no hay signo +.

- **Coeficientes:** Son los números a la izquierda de cada reactivo o producto (véase **Figura 3**), representan la cantidad de unidades: átomos, moléculas, moles o iones, tanto de reactivos como de productos. Permiten el balanceo de las ecuaciones. El coeficiente 1 no se escribe.

- **Subíndices:** Son los números pequeños ubicados en la parte inferior derecha de cada elemento e indican la cantidad de átomos de cada elemento. El subíndice 1 no se escribe.

Estos dos números, **coeficientes** y **subíndices,** tienen el papel protagónico en el balanceo de una ecuación, pero ¿qué significa balancear una ecuación?

Definición

Balanceo de ecuación: Significa **equilibrar la cantidad** de sustancia que hay en **reactivos** con la cantidad de sustancia que hay en **productos.** Es decir, la cantidad de átomos de cada elemento en los reactivos debe de ser igual a la cantidad de átomos de cada elemento en los productos.

¿Cómo se hace el balanceo de una ecuación?

Existen varios métodos para igualar la cantidad de átomos en una ecuación, como son el método algebraico, el de óxido reducción (redox) y el de tanteo. Independientemente del método utilizado, durante el proceso de balanceo de una ecuación, lo que se hace es modificar el coeficiente de cada sustancia (compuesto o elemento) tanto en reactivos como en productos, para igualar la cantidad de sustancia del antes y después del cambio químico. Pero nunca se deben de modificar los subíndices.

Antes de iniciar con el método de tanteo revisemos cómo se obtiene la cantidad de átomos de cada elemento. Además, debes de tener tu tabla periódica.

Ejemplo. Conteo de átomos

Vamos a contar la cantidad de átomos de los reactivos

$$3H_3PO_4\,(ac) + 2Ca(OH)_2\,(s) \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\,(s) + 6H_2O\,(s)$$

Para el ácido fosfórico (H_3PO_4) tenemos que multiplicar el coeficiente 3 por cada uno de los subíndices del compuesto, recuerda que el subíndice 1 no se escribe, en este ejemplo es el caso del Fósforo.

Ejemplo. Conteo de átomos

$$3H_3PO_4$$
$$H = 3 \times 3 = 9$$
$$S = 3 \times 1 = 3$$
$$O = 3 \times 4 = 12$$

Para el hidróxido de calcio se tiene que considerar que el anión hidróxido (OH^-) se repite dos veces, lo que está indicado por el subíndice 2 que está afuera del paréntesis.

$$2Ca(OH)_2$$
$$Ca = 2 \times 1 = 2$$
$$H = 2 \times 1 \times 2 = 4$$
$$O = 2 \times 2 \times 2 = 8$$

En el **método de tanteo** como su nombre lo indica se tienen que hacer varias pruebas de acierto – error para llegar a los coeficientes que permitan balancear la ecuación. Este método generalmente es útil cuando entre reactivos y productos no existe cambio en el número de oxidación de ningún elemento. Revisemos los pasos generales con algunos ejemplos:

Ejemplo.

Pasos para seguir en el método de tanteo:

$$Cl_2(g) + Sr\,F_4(s) \rightarrow SrCl_4(s) + F_2(g)$$

- Hacer una lista de los elementos presentes en la ecuación, iniciando por metales, después no metales, si la ecuación tiene Hidrógeno y Oxígeno, colocar en penúltimo lugar al Hidrógeno y en último a los átomos de Oxígeno. Hacer la lista con el símbolo de cada elemento, se sugiere colocar la lista debajo de la flecha de reacción de tal manera que se observe la separación entre reactivos y productos.

- Contar la cantidad de átomos de cada elemento multiplicando coeficiente por subíndice de cada elemento. Recuerda el coeficiente y subíndice de valor 1, no se escribe

$$Cl_2(g) + Sr\,F_4(s) \rightarrow SrCl_4(s) + F_2(g)$$

Ejemplo.

1	**Sr**	1
4	**F**	2
2	**Cl**	4

Observa que:

- De **Sr** la cantidad de átomos esta balanceada, hay un átomo tanto en reactivos como en productos.

- La cantidad de átomos de Cloro y de Flúor no es la misma en reactivos que en productos, por lo que se tendrán que buscar los coeficientes que permitan igualarla. Para esto, en la parte de la ecuación donde se tenga menos cantidad de átomos preguntamos ¿Qué número (coeficiente) multiplicado por el subíndice de cada elemento nos permite igualar la cantidad de átomos? Hacer esta pregunta tantas veces como sea necesario para balancear la ecuación.

$$2\,Cl_2\,(g) + SrF_4\,(s) \longrightarrow SrCl_4(s) + 2\,F_2\,(g)$$

- En este ejemplo, como se tiene menos Flúor en los productos, el coeficiente que balancea la ecuación es 2. En el caso del Cloro se tienen menos átomos en los reactivos, el coeficiente que balancea la ecuación es 2.

$$2\,Cl_2\,(g) + Sr\,F_4\,(s) \rightarrow SrCl_4(s) + 2F_2(g)$$

	1	**Sr**	1	
	4	**F**	~~2~~	4
4	~~2~~	**Cl**	4	

- De modo que la reacción balanceada y el número de átomos de cada elemento en esta es:

$$2Cl_2(g) + SrF_4(s) \rightarrow SrCl_4(s) + 2F_2(g)$$

1	**Sr**	1
4	**F**	4
4	**Cl**	4

- En una reacción un mismo elemento puede estar presente en dos sustancias del mismo lado de la ecuación, observa la reacción de descomposición del hidróxido de plomo (II):

$$Pb\,(OH)_2\,(s) \rightarrow PbO_1\,(s) + H_2O_1\,(\ell)$$

Ejemplo.

- Como se mencionó anteriormente, cuando el subíndice de un elemento es uno, este no se coloca; en esta reacción lo incluimos para no pasar desapercibido que en los productos el Oxígeno está tanto en el óxido de plomo (II) como en el agua, en este caso se hace el conteo de átomos en cada compuesto y se suman para obtener la cantidad total.

$$Pb(OH)_2\,(s) \rightarrow PbO_1\,(s) + H_2O_1\,(\ell)$$

1	**Pb**	1
2	**H**	2
2	**O**	1 + 1 = 2

- De modo que, la reacción balanceada es:

$$Pb(OH)_2\,(s) \rightarrow PbO\,(s) + H_2O\,(\ell)$$

Ahora consideremos el caso de la reacción de doble sustitución entre el cloruro de aluminio y agua:

$$AlCl_3\,(s) + H_2O\,(\ell) \rightarrow Al\,(OH)_3\,(ac) + HCl\,(ac)$$

1	**Al**	1
3	**Cl**	1
2	**H**	3 + 1 = 4
1	**O**	3

- En la ecuación el Aluminio se coloca en primer lugar porque es metal, enseguida el Cloro por ser no metal, posteriormente el Hidrógeno y al final Oxígeno.

- Con el conteo inicial se observa que la cantidad de átomos de Aluminio está balanceada, entonces se continúa con el balanceo de átomos de Cl, como hay menos Cloro en los productos se modifica el coeficiente del HCl:

$$AlCl_3(s) + 3\,H_2O\,(\ell) \longrightarrow Al(OH)_3\,(ac) + 3\,HCl\,(ac)$$

1	**Al**	1
3	**Cl**	3
6	**H**	3 + 3 = 6
3	**O**	3

Ejemplo.

- Como puedes observar, al escribir el coeficiente 3 para balancear la cantidad de átomos de Cloro, se tiene que volver a contar la cantidad de átomos de Hidrógeno, porque el coeficiente que se modificó también afecta a este elemento.
- Además, en algunas ecuaciones como esta, al balancear la cantidad de átomos de un elemento, en automático se balancea la de otro, como sucedió con el oxígeno al colocar el coeficiente 3 para balancear al hidrógeno.
- La reacción balanceada entonces queda como sigue:

$$AlCl_3\,(s) + 3H2O\,(\ell) \rightarrow Al(OH)_3\,(ac) + 3HCl\,(ac)$$

En los ejemplos anteriores se observa que en ningún momento se modificó el subíndice de los elementos. Además, los coeficientes que se van agregando siempre se colocan al inicio de la fórmula del compuesto.

Da clic **aquí** para ver un vídeo referente a este tema.

Actividad 4

¡Vamos!

Actividad 4.

Balanceo de ecuaciones

Instrucciones:
Para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

2.4 Introducción a la termodínamica

La próxima ocasión que comas un helado te invitamos a reflexionar al respecto de lo que sucede con éste cuando lo pones en tu boca. En principio, comemos alimentos fríos ante la necesidad de frescura en un día caluroso, pero:

A la Química, como a la Física, les concierne el estudio de los fenómenos que tienen relación con las cantidades de energía y lo hacen a través de la:

Definición

Termodinámica: Es el área de la ciencia que se encarga del estudio de la energía, el calor y el trabajo, así como los cambios que estos producen en un sistema.

La palabra **termodinámica** proviene de los vocablos griegos *thermos* que significa **calor** y *dinamos* que quiere decir **poder** o **fuerza.** Algunas cuestiones que le interesa estudiar a la termodinámica, de forma regular, tienen que ver con la energía que disipa una reacción, con el cambio de temperatura que puede experimentar un cuerpo cuando se lo pone en contacto con una fuente de calor o cuando un cuerpo se enfría.

La termodinámica se sustenta en cuatro principales leyes que se conocen como, la **Ley Cero,** la **Primera Ley,** la **Segunda Ley** y la **Tercera Ley de la termodinámica.** Cada una de estas leyes tiene consideraciones importantes que nos permiten entender mejor los fenómenos, físicos y químicos, que suceden día a día. En este apartado estudiaremos un poco acerca de la **Ley Cero** que tiene que ver con el concepto de temperatura y de la **Primer Ley** que se relaciona con la conservación de la energía.



Qué pasa si el helado está muy frío?

La extraña sensación en la parte superior de nuestra cabeza es bastante común, y en este caso se debe a la diferencia de temperaturas entre nuestro cuerpo y el helado. La temperatura corporal de una persona sana es aproximadamente 37°C, mientras que el helado que ingerimos se puede encontrar entre 0 y -5°C, ante este hecho habrá una diferencia de temperaturas de unos 40°C. Este y todos los fenómenos relacionados con la temperatura y el intercambio de energía entre cuerpos y/o sustancias también son un campo de estudio de nuestra asignatura.

2.4.1 Conceptos de sistema, calor y temperatura

Aunque seguramente los hemos mencionado ya en varias ocasiones a lo largo de este texto, no hemos definido algunos conceptos importantes como:

Definiciones

La **energía** de un cuerpo es la capacidad que este tiene para realizar un trabajo.

El **calor** es la energía que se transfiere de un cuerpo que se encuentre a mayor temperatura hacia otro que se encuentre a menor temperatura.

Definiciones

El **trabajo** es la energía que se transfiere entre dos cuerpos, sustancias o el sistema y sus alrededores, cuando existe una fuerza que provoca un desplazamiento.

Sistema: Es la parte del universo que se encuentra bajo estudio y está delimitada de los alrededores a través de paredes.

Temperatura: Es la propiedad que nos permite saber cuándo un cuerpo se encuentra en equilibrio térmico con otro, es decir, no fluye energía en forma de calor de uno a otro.

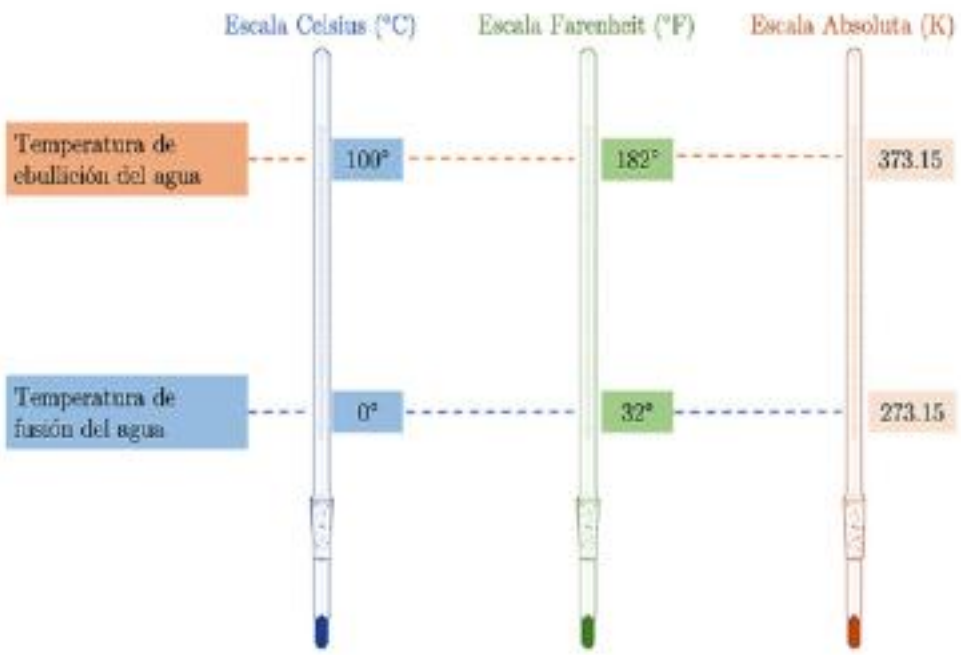
La **Ley cero de la Termodinámica** establece que cuando dos cuerpos se encuentran a la misma temperatura, ellos se hallan en **equilibrio térmico.** Para medir la temperatura utilizamos de forma habitual **termómetros,** muchos de ellos están construidos de un tubo capilar de vidrio que en su interior contienen Mercurio en estado líquido. Es a través de la dilatación y contracción del mercurio y la escala representada en el termómetro, que podemos determinar el valor de la temperatura de un cuerpo; sin embargo, debemos considerar que existen diversas escalas en las que se puede medir un valor de temperatura, por ejemplo, las escalas **Celsius, Fahrenheit** y **absoluta.**

La **escala Celsius,** que mide la temperatura en grados Celsius (°C), toma como referencia para el valor de 0°C0°C la temperatura de fusión del agua pura, y como el valor de 100°C la temperatura de ebullición de esta.

La **escala Fahrenheit** cuyos valores se reportan en grados Fahrenheit (°F) y que se usa en Estados Unidos, toma como referencia los mismos procesos que la escala Celsius, sin embargo, les da otro valor, 32°F para la fusión del agua pura, mientras que la evaporación tiene el valor de 212°F.

Por último, en la **escala absoluta** se reportan los valores de temperatura en Kelvin (K). Y en esta escala, las temperaturas de fusión y evaporación del agua adoptan los valores 273.15 y 373.15 K, respectivamente. Se denomina escala absoluta debido a que da referencia del cero absoluto en el valor de la temperatura que pueden tener los cuerpos. Observa la **Figura 4,** en ella se muestra una comparación entre las tres escalas de temperatura.

Figura 4. Comparación entre escalas de temperatura.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Para realizar las conversiones de valores de temperatura entre estas tres escalas, se utilizan las siguientes expresiones:

$$T_{°F} = 1.8T_{°C} + 32° \quad (1)$$

$$T_{°C} = 5/9\ T_{°F} - 32° \quad (2)$$

$$T_{K} = T_{°C} + 273.15 \quad (3)$$

En donde:

$T_{°F}$ = es la temperatura en la escala Fahrenheit
$T_{°C}$ = es la temperatura en la escala Celsius
T_{K} = es la temperatura en la escala absoluta

A continuación, ejercitaremos con el uso de las ecuaciones (1), (2) y (3) en la resolución de problemas que tienen relación con la conversión entre escalas de temperatura.

Ejemplo.

Una persona adquirió un horno en una tienda en línea; sin embargo, se enfrenta al problema de que este aparato está programado en el sistema inglés. Quiso hornear un pastel a 180°C, pero no sabe a qué valor corresponde en la escala Fahrenheit. ¿Podríamos ayudarla?

Ejemplo.

- Para realizar la transformación de 180°C a la Fahrenheit necesitamos usar la ecuación (1), de modo que:

$$T_{°F} = 1.8(180) + 32° = 356°F$$

- La persona tiene que programar la temperatura del horno en 356°F.

La Rosilla es una zona ubicada en el municipio de Guanaceví, en el estado de Durango, México. Esta región se ha vuelto famosa por el clima extremoso, pues se han registrado temperaturas de hasta −6.7°F. ¿A qué valor en la escala Celsius corresponde este dato?

- Para saber a qué valor corresponde el dato de −6.7°F en la escala Celsius debemos usar la ecuación (2):

$$T_{°C} = 5/9\ (-6.7-32°) = -21.5°C$$

- De esta manera, se concluye que la temperatura de la región de la Rosilla corresponde a −21.5°C.

La temperatura a la que se encuentra el Helio líquido es de aproximadamente −269°C, mientras que el Nitrógeno líquido tiene una temperatura de −195.8°C. Determinemos a qué temperatura en la escala absoluta corresponden estos valores:

- Para saber la temperatura en la escala Kelvin a partir de los datos en la escala Celsius debemos hacer uso de la ecuación (3); por ejemplo, la temperatura del Helio líquido es:

$$T_K = -269 + 273.15 = 4.1\ K$$

- Ahora determinemos la temperatura en K, del Nitrógeno líquido:

$$T_K = -195.8 + 273.15 = 77.35\ K$$

Así como la IUPAC, establece las reglas para el uso correcto de símbolos y de la nomenclatura en el área de la Química, el Sistema Internacional de Unidades de Medida (SI), reconoce y establece que la temperatura debe reportarse en la escala absoluta. Existen dos valores de temperaturas que son siempre valores de referencia, el primero de ellos es 298.15 K y el segundo, 310.65 K. ¿A qué valores en la escala Celsius corresponden estos datos?

Ejemplo.

- Para realizar estas conversiones debemos hacer uso de la ecuación (3) resolviendo la expresión para la $T_{°C}$, de modo que para el valor de 298.15 K

$$T_K = T_{°C} + 273.15 \rightarrow T_{°C} = T_K - 273.15$$
$$T_{°C} = 298.15 - 273.15 = 25.0°C$$

- La temperatura de 310.65 K en la escala Celsius, resulta:

$$T_{°C} = 310.65 - 273.15 = 37.5°C$$

- Las temperaturas resultantes son 25.0°C y 37.5°C, que corresponden a la temperatura ambiente y la temperatura corporal promedio del ser humano.

Aunque como vimos en las ecuaciones (1), (2) y (3), **no existe** una expresión para realizar conversiones de forma directa entre las **escalas Fahrenheit** y la **absoluta,** una alternativa para realizar estos cambios es convertir primero a la escala Celsius y posteriormente a la cualquier de las otras dos escalas. Pongamos en práctica esta estrategia.

Ejemplo.

La temperatura a la que solidifica el Mercurio líquido oscila entre los 234.31 K, averigüemos a qué temperatura en la escala Fahrenheit corresponde este valor.

- Primero, tenemos que transformar la temperatura a la escala Celsius a través de la fórmula (3):

$$T_{°C} = T_K - 273.15 = 234.31 - 273.15 = -38.84°C$$

- Posteriormente, podemos usar la ecuación (1), para determinar el valor de la temperatura en la escala Fahrenheit:

$$T_{°F} = 1.8T_{°C} + 32 = 1.8(-38.84) + 32 = -37.91°F$$

2.4.2 Tipos de sistemas: cerrado y abierto

Cuando se habla de sistemas como parte de estudio de la termodinámica, tenemos también que diferenciar entre varios tipos:

a) **Sistema abierto:** Es aquel tipo de sistema que permite el **paso** de **energía** a través de sus paredes y además la **entrada** y **salida** de **materia.** Casi todo lo que podemos investigar representa un sistema abierto, desde una taza de café que no está tapada, un vaso de agua e incluso un matraz en que se lleva a cabo una reacción que eventualmente desprende energía y vapores.

b) **Sistema cerrado:** Es el sistema en que es **posible** la **transferencia** de **energía** a través de las paredes de este, pero **no** de **materia.** Ejemplos de un sistema cerrado podrían ser: una botella de agua con tapa, un tanque estacionario de gas y hasta los productos que se compran envasados en el supermercado.

c) **Sistema aislado:** Es aquel en que no es posible la transferencia ni de **materia** ni de **energía.** Este es el tipo de sistema menos común, pero un buen acercamiento son los termos que usamos para mantener calientes algunos líquidos y las hieleras que nos permiten mantener fríos algunos alimentos.

En la **Figura 5,** podemos apreciar que un ejemplo de sistema abierto es una taza de café, mientras que un sistema cerrado está representado por una botella con agua y finalmente un sistema aislado es un termo.

Figura 5. Ejemplos de los tipos de sistemas.







Los anteriores son sólo algunos de los conceptos más importantes para iniciar el estudio de la termodinámica, y aunque parecen sencillos, debemos tener cuidado al usarlos; por ejemplo, aunque los términos de **calor** y **trabajo** hacen referencia a una cantidad de energía, no podemos considerarlos como tal, sino como un mecanismo por el cual se transfiere energía. Una **analogía** con esto es, por ejemplo, si vas a un supermercado y en el momento de pagar tus artículos no tienes suficiente dinero en efectivo, puedes pagar a través de tarjeta de débito o crédito, en sí estas tarjetas no son dinero, pero te ayudan a transferir dinero. De la misma manera, el calor y el trabajo no son energía, pero ayudan en el proceso de transferir energía.

Actividad 5

¡Vamos!



Actividad 5.



Conceptos de sistema, calor y temperatura

Instrucciones:
Para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

2.4.3 Primera Ley de la Termodinámica

El **calor,** como otras manifestaciones de la **energía,** se mide en **Joules** (J), pero no son las únicas unidades de medida, también se puede medir en **calorías** (cal); y claro que se tiene una equivalencia entre las dos unidades: $1\ \text{cal} = 4.184\ \text{J}$. Es habitual encontrar la cantidad de energía expresada en kilojoules (kJ), y/o kilocalorías (kcal), también vale la pena mencionar que estas son múltiplos de las cantidades presentadas previamente, es decir, $1\ \text{kJ} = 1000\ \text{J}$ y además, $1\ \text{kcal} = 1000\ \text{cal}$.

La cantidad de calor (q) que un cuerpo puede ceder a otro, o a sus alrededores, depende directamente de la masa (m) que tiene el cuerpo, es decir, si la masa que tiene es grande, la cantidad de calor también lo será. Aunque, también depende de la temperatura que tiene inicialmente (T_1) y la que adopta una vez que se ha establecido el **equilibrio térmico** (T_2), es decir:

$$q = m \cdot C_e \cdot (T_2 - T_1) \qquad (4)$$

En esta ecuación:

- q es la cantidad de calor en Joules (J)
- m es la masa del cuerpo en gramos (g)
- T_1 es la temperatura inicial del cuerpo en °C
- T_2 es la temperatura final del cuerpo °C
- C_e es el calor específico en $\text{J}/(\text{g} \cdot °\text{C})$

Antes de poner en práctica la ecuación (4), tenemos que introducir el concepto de:

Definición

Calor específico (C_e)**:** Es la cantidad de energía en J necesaria para elevar en 1°C la temperatura de 1g de una sustancia en particular.

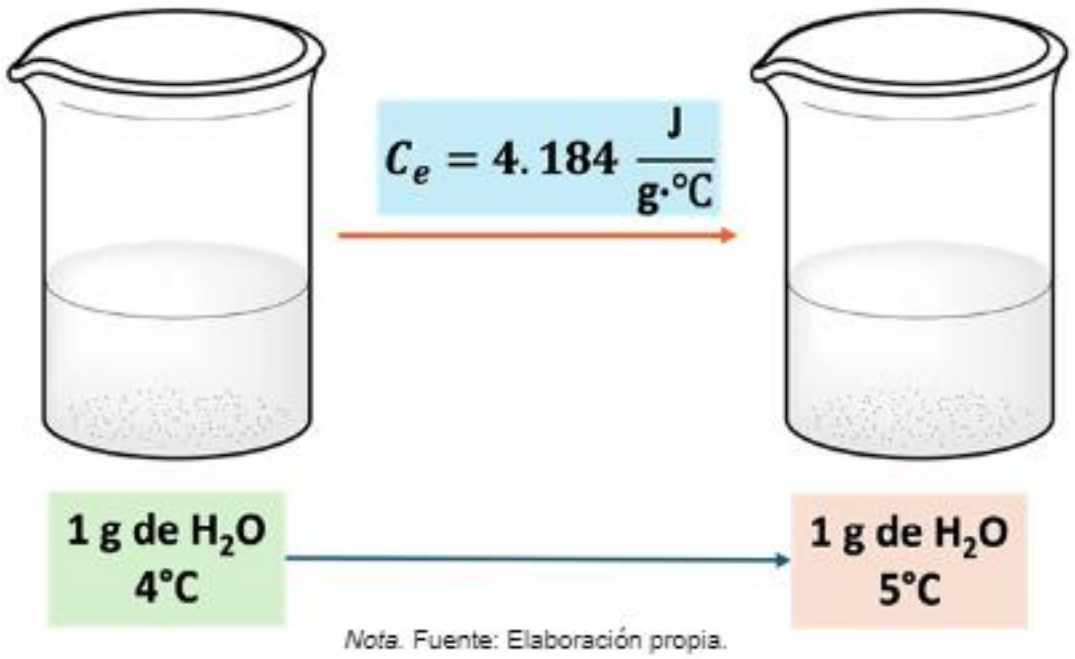
Para entender mejor este concepto, consideremos la **Figura 6,** en ella se muestra un recipiente que contiene 1 g de agua que inicialmente se encuentra a 4°C, para favorecer que la temperatura de ese mismo gramo de agua se incremente a 5°C es necesario aplicarle 4.184 J, este es el valor del calor específico del agua. Si se tuvieran 2 g de agua, para elevar la temperatura de 4 a 5°C, se necesitarían ahora $2(4.184\ \text{J}) = 8.368\ \text{J}$. Cada sustancia tiene su propio valor de calor específico y en la tabla **Tabla 4** se muestran algunos valores que pertenecen a algunos compuestos y/o elementos más usados. Para usar estos valores debes poner especial atención en el estado de agregación de las sustancias.



¿Te has preguntado por qué cuando calientas una rebanada de pizza, al comerla tienes la sensación de que el queso está más caliente que el pan?

Como se ha mencionado antes, el calor es una manifestación de la energía que pasa de un cuerpo a otro debido a la diferencia de temperaturas que existe entre ellos. El hecho de percibir caliente el trozo de pizza cuando lo comemos implica que está a una temperatura mayor, y, de hecho, nos está cediendo energía; la razón de sentir que un ingrediente nos cede más energía que otro se debe a la propiedad de las sustancias que se denomina calor específico, este concepto y más cuestiones referentes con el calor, los abordaremos más adelante.

Figura 6. Representación esquemática del calor específico del agua.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Tabla 4. Calores específicos* para algunas sustancias de uso común a 25°C y 1.00 bar

Sustancia	$C_e / \frac{J}{g \cdot °C}$	Sustancia	$C_e / \frac{J}{g \cdot °C}$	Sustancia	$C_e / \frac{J}{g \cdot °C}$
$H_2O(\ell)$	4.184	H_2O (s)	2.093	H_2O (g)	1.864
Etanol, C_2H_5OH (ℓ)	2.376	Al (s)	0.897	CO_2 (g)	0.853
Benceno, C_6H_6 (ℓ)	1.737	Fe (s)	0.449	He (g)	5.193
Acetona, C_3H_6O (ℓ)	2.168	Au (s)	0.129	N_2 (g)	1.040
Br_2 (ℓ)	0.139	Cu (s)	0.385	O_2 (g)	0.918
Hg (ℓ)	0.226	Pb (s)	0.130	Ar (g)	0.522

Nota. Fuente: Elaboración propia. con datos tomados y ajustados a las cantidades de masa a partir de NIST Chemistry Webbook (https://webbook.nist.gov/chemistry/)

Aunque en la tabla anterior se dan a conocer los valores los calores específicos en las unidades $\frac{J}{g \cdot °C}$, también son posibles otras unidades para esta propiedad como $\frac{cal}{g \cdot °C}, \frac{J}{g \cdot K'}, \frac{kj}{kg \cdot °C}$ en incluso otras combinaciones, que son utilizables para algunas situaciones específicas en que la masa, la temperatura o la energía se expresen en unidades diferentes a las expresadas para la ecuación (4). Ahora sí, resolvamos juntos algunos problemas:

Ejemplo.

Un matraz contiene 250 g de agua líquida inicialmente a 25°C, ¿Cuánta energía en forma de calor es necesario aplicarle para que su temperatura se incremente a 80°C?

- Para responder a esta pregunta debemos usar la ecuación (4), considerando que la masa del agua líquida es $m = 200$ g, el calor específico (a partir de la **Tabla 4**) es $C_e = 4.184 \frac{J}{g \cdot °C}$; la temperatura inicial es $T_1 = 25$ °C y la temperatura final, $T_2 = 80$ °C; de modo que, al sustituir estos valores en la ecuación, se obtiene:

Ejemplo.

$$q = m \cdot C_e \cdot (T_2 - T_1) = (200\text{g}) \left(4.184 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot {}^\circ\text{C}}\right) (80{}^\circ\text{C} - 25{}^\circ\text{C}) = 46{,}024\ \text{J}$$

- En otras palabras, podemos decir que para calentar $200\ \text{g}$ de agua líquida desde $25{}^\circ\text{C}$ hasta $80{}^\circ\text{C}$ es necesario invertir $46{,}024\ \text{J}$, esta cantidad es positiva porque se necesita agregar esta energía al agua líquida.

Ejemplo.

Un trozo de hierro de $350\ \text{g}$ se encuentra al rojo vivo a $450{}^\circ\text{C}$, cuando esta pieza toca la una superficie fría se enfría, liberando calor, hasta una temperatura de $40{}^\circ\text{C}$. ¿Cuánta energía en forma de calor habrá liberado esta pieza del metal?

- Nuevamente tenemos que hacer uso de la ecuación (4), en este caso la masa de la pieza metálica es $m = 350\ \text{g}$, el calor específico del hierro, consultado en la **Tabla 1** es $C_e = 0.449 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot {}^\circ\text{C}}$, la temperatura inicial de esta pieza metálica es $T_1 = 450{}^\circ\text{C}$, puesto que está caliente. El problema sugiere que la temperatura del hierro tiene que disminuir hasta alcanzar un valor de $T_2 = 40{}^\circ\text{C}$. Al sustituir estos valores en la ecuación, se obtiene:

$$q = m \cdot C_e \cdot (T_2 - T_1) = (350\text{g}) \left(0.449 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot {}^\circ\text{C}}\right) (40{}^\circ\text{C} - 450{}^\circ\text{C}) = -64{,}432\ \text{J}$$

- Note que ahora la cantidad de calor $-64{,}432\ \text{J}$, posee signo negativo, esto quiere decir que el calor ha sido cedido por parte de la pieza metálica. Esto también significa que el calor liberado ha sido absorbido por otra parte del universo, seguramente la superficie fría sobre la que se colocó el metal.

Como seguramente lo habrás notado, estos ejercicios resueltos representan un claro ejemplo de fenómenos **endotérmico** y **exotérmico**, respectivamente. Algo que tenemos que aclarar es que estos también hacen referencia a cambios físicos, que implican solamente el calentamiento o enfriamiento de un cuerpo, el calor que está implicado en estos se conoce regularmente como **calor sensible,** es decir:

Definición

Calor sensible: Es la cantidad de calor que se mide en el calentamiento o enfriamiento de un cuerpo, y puede determinarse a partir de la ecuación (4).

Es necesario hacer la diferenciación que el **calor sensible** tiene con respecto al calor que se denomina:

Definición

Calor latente: Es la cantidad de calor que se mide en los cambios de estado de agregación a la temperatura en que se llevan a cabo. Es decir, se puede tener un calor latente de vaporización, de fusión, de sublimación y también de los procesos contrarios, a las temperaturas en las que suceden estos cambios.

El **calor latente,** que también se representa con q y que se puede diferenciar sólo por las condiciones en que es medido, puede calcularse a partir de la siguiente expresión:

$$q = m \cdot \lambda \qquad (5)$$

En esta ecuación:

q = calor latente en J de la sustancia que cambia de estado de agregación
m = masa de la sustancia en g que cambia de estado de agregación
λ = calor latente específico de la sustancia en $\frac{J}{g}$

El valor de λ depende de cada sustancia y del cambio de estado que se considere. En la **Tabla 5** se concentran algunos datos para λ del proceso de fusión (λ_{fus}) y vaporización (λ_{vap}) de compuestos y elementos de uso común. En esta misma tabla se muestran los valores correspondientes de las temperaturas de fusión (T_{fus}) y vaporización (T_{vap}).

Tabla 5. Calores latentes específicos para la fusión y vaporización de algunas sustancias.

Sustancia	$T_{fus}/^{\circ}C$	$\lambda_{fus}/\frac{J}{g}$	$T_{vap}/^{\circ}C$	$\lambda_{vap}/\frac{J}{g}$
Al	658	395	2467	10520
Ca	851	233	1487	4030
Cu	1083	205	2595	4790
H_2O	0.0	334	100	2260
Fe	1530	267	2735	6340
Hg	−39.8	11	357	292
CH_4	−182	58.6	−164	531
Benceno, C_2H_6	5.48	127	80.1	395
Etanol, C_2H_5OH	−117	109	78.3	855
Acetona, C_3H_6O	−95	98.4	56	501

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Algo más que debemos precisar es que, el calor latente de los procesos como la condensación (λ_{cond}) y la solidificación (λ_{solid}), adquieren el valor negativo de sus procesos contrarios, es decir: $\lambda_{solid} = -\lambda_{fus}$ y $\lambda_{cond} = -\lambda_{vap}$.

Ahora sí, estamos listos para realizar el cálculo del calor latente de algunas sustancias:

Ejemplo.

¿Cuánta energía en forma de calor es necesario aplicar a $750\ g$ de hielo de agua a $0°C$, para propiciar que se fundan completamente a esta temperatura?

- El problema nos indica que se tiene una masa de hielo de agua $m = 750\ g$, y que se se va fundir (pasará del estado sólido al líquido) a la temperatura de $0°C$. Si observamos la **Tabla 5**, el valor que corresponde al calor específico de fusión para el agua es $\lambda_{fus} = 334\ \frac{J}{g}$, de modo que al aplicar la ecuación (5), se obtiene:

$$q = m \cdot \lambda_{fus} = (750g)\ (334\ \frac{J}{g}) = 250500\ J$$

Ejemplo.

- Como se puede observar el calor que se requiere agregar a 750 g de hielo de agua para poderse fundir es una cantidad relativamente grande, en estos casos sería conveniente reportar el resultado en kJ; observa la siguiente conversión:

$$250500\ \text{J}\left(\frac{1\ \text{kJ}}{1000\ \text{J}}\right) = 250.5\ \text{kJ}$$

- De modo que la cantidad de calor de latente requerida para fundir 750 g de hielo de agua es **250.5** kJ

Ejemplo.

Determinemos la cantidad de calor que se desprende en la solidificación de 45g de cobre líquido que se encuentran a 2595°C.

- En este enunciado se da a conocer que se tiene una masa de cobre líquido igual a $m = 455$ g a la temperatura de fusión 2595°C, que es la misma temperatura a la que este elemento solidifica; como sabemos, la fusión y la solidificación son procesos inversos, de modo que el calor latente del primero es el negativo del segundo, es decir: $\lambda_{solid} = -\lambda_{fus} = -205\ \frac{\text{J}}{\text{g}}$; recordemos que este último dato lo extrajimos de la **Tabla 5.** De modo que al aplicar la ecuación (5):

$$q = m \cdot \lambda_{solid} = (45\text{g})\left(-205\frac{\text{J}}{\text{g}}\right) = -9225\ \text{J}$$

- De modo que, al solidificarse **45 g** de cobre líquido desprenden una cantidad de –9225 J , el signo negativo denota que este es un proceso exotérmico.



¿Cómo podemos calcular la energía que liberan o que necesitan las reacciones químicas cuando se llevan a cabo?

Para poder contestar esta pregunta debemos considerar la **Primera Ley de la Termodinámica** que establece que: **la energía interna (*U*) de un sistema siempre se conserva, a menos que varíe por la acción de dos mecanismos: el calor y/o el trabajo.** Aunque de momento sólo hemos hecho referencia a **sistemas abiertos** en que puede entrar o salir energía de este en forma de calor, lo cierto es que también se le puede *agregar o quitar* **energía en forma de trabajo.**

Las **sustancias** que participan en una **reacción química** actúan como **depósitos de energía** (o reservorios), lo que significa que alguna cantidad de energía puede ser añadida o removida de un sistema si aparecen o desaparecen ciertas sustancias en el curso de una reacción química, o también si aumenta o disminuye la energía cinética de los átomos o partículas de las sustancias químicas. **Un aumento de la energía cinética** de los átomos en una sustancia puede deberse a un simple **aumento en la temperatura,** pues las partículas se pueden **trasladar,**

rotar y/o **vibrar** con mayor facilidad; y del mismo modo, si una sustancia baja su temperatura, la energía cinética de las partículas tenderá a disminuir, provocando que toda manifestación de energía en un sistema también disminuya, o en otras palabras la energía interna del sistema, U, decrece.

Mientras que un sistema es sujeto de una modificación, sufre también un cambio en su energía interna que se denota por ΔU, es decir, cierta cantidad de energía puede ser transferida del sistema a los alrededores, o de los alrededores al sistema:

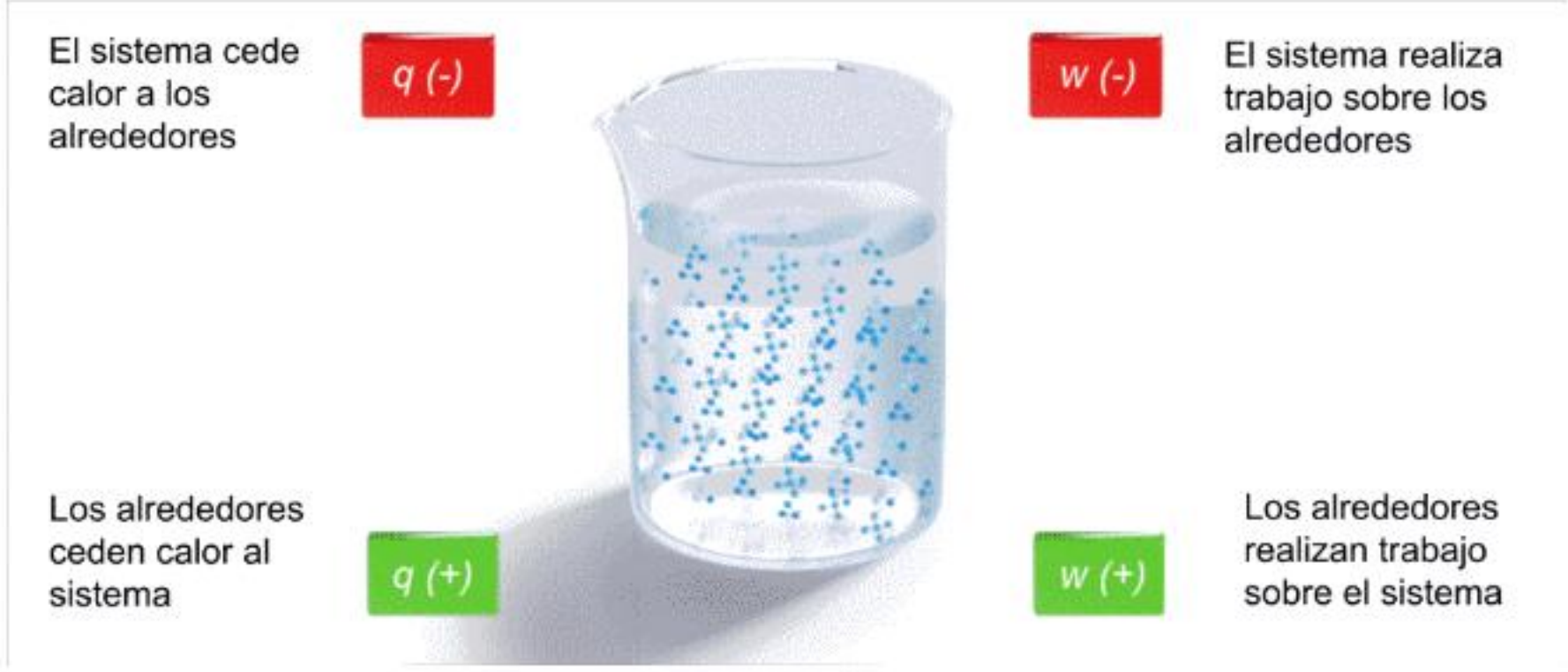
- Esta transferencia puede ser hacia el sistema **cuando absorbe calor** (q), o cuando los alrededores aplican cierta cantidad de **trabajo sobre el sistema** (w), en este sentido, decimos que la energía interna del sistema aumenta (observe la **Figura 7**).

- Si, por el contrario, el sistema transfiere **calor hacia los alrededores** o el **sistema realiza trabajo sobre los alrededores,** la energía interna del sistema decrece.

$$\Delta U < 0$$

Sistema termodinámico

Figura 7. Variación de la energía interna de un sistema termodinámico



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Variación de la energía interna de un sistema termodinámico].

La relación que existe entre el cambio de la energía interna de un sistema, ΔU, el calor y el trabajo para un sistema termodinámico es:

$$\Delta U = q + w \qquad (6)$$

Justo como lo puedes observar en la **Figura 7,** la energía interna de un sistema termodinámico aumenta si se aplica energía en forma de calor, $(+q)$ o si los alrededores realizan trabajo $(+w)$ sobre el sistema, la energía interna del sistema disminuye si es el sistema el que realiza trabajo sobre los alrededores o si el sistema cede energía en forma de calor hacia los alrededores. En termodinámica no nos interesamos en cuanto vale la energía absoluta de un sistema termodinámico, pero sí en la variación de la energía interna.

Ejercitemos un poco con algunos ejemplos relacionados con la Primera Ley:

Ejemplo.

Un sistema termodinámico implica una reacción química en que se desprenden 600 J de energía en forma de calor, y para que tome lugar esta reacción se requiere aplicarle un trabajo de 300 J, ¿cuál es la variación de la energía interna (ΔU) de esta reacción?

- En el problema se menciona que se tiene un sistema termodinámico que considera una reacción química.

Ejemplo.

- Nos menciona además que en este cambio químico se desprenden $600\ J$ de energía en forma de calor, de modo que poder decir que $q = -600\ J$
- También se aclara que para que la reacción tomara lugar se tuvo que haber aplicado sobre el sistema termodinámico un trabajo igual a $w = +300\ J$
- De modo que al sustituir estos dos valores en la ecuación (6), se obtiene:

$$\Delta U = q + w$$
$$\Delta U = -600J + 300\ J = -300\ J$$

El valor que se obtiene para el cambio de la energía interna de este sistema es de $-300\ J$ lo que indica que la energía interna de la reacción química ha disminuido.

Ejemplo.

Un sistema termodinámico implica un recipiente que contiene una muestra de $70\ g$ de agua que se calienta desde $20°C$ hasta la temperatura de ebullición de esta sustancia $(100°C)$, permitiendo que se evapore completamente. Si para que todo el proceso tome lugar se requieren de aplicarle a este sistema $181.7\ kJ$, y, cuando se forma el agua gaseosa esta sustancia se expande realizando un trabajo sobre los alrededores. ¿Cuál es el valor del trabajo realizado por el sistema si después de este proceso la energía interna del mismo ha aumentado en $179.2\ kJ$?

- El problema hace referencia a que se tiene un proceso de cambio de estado de agregación de una cantidad de agua. Y se da a conocer la cantidad de energía en forma de calor necesaria para calentar esta cantidad de agua y provocar que se evapore, $q = 181.7\ kJ$.
- Posteriormente, se hace mención de que al expandirse esta cantidad de agua en el estado gaseoso realiza un trabajo sobre los alrededores, cuyo valor se desconoce.

Ejemplo.

- Finalmente se da a conocer que el sistema tiene un cambio de energía interna igual a $\Delta U = 179.2\ kJ$.
- Se puede resolver la ecuación (6) para la cantidad de trabajo:

$$\Delta U = q + w \rightarrow w = \Delta U - q$$
$$w = 179.2\ kJ - 181.7\ kJ = -2.5\ kJ$$

- Se obtiene una cantidad de trabajo negativa lo que sugiere que, en efecto, el sistema realiza trabajo sobre los alrededores.

2.4.4 Tipos de reacciones según su energía: endotérmicas y exotérmicas

En la Química utilizamos la propiedad conocida como **entalpía,** H, para describir termodinámicamente los procesos físicos o químicos. **El cambio de entalpía** es definido como la cantidad de **calor** medida en un proceso que se realiza a **presión constante,** una cuestión que en un laboratorio es muy común, pues los recipientes en que se llevan a cabo las reacciones están generalmente abiertos y expuestos a la presión atmosférica.

Este **cambio de entalpía** es especialmente útil cuando se quiere predecir si una reacción química tiene carácter **endotérmico** o **exotérmico.** Para cada sustancia pura, elementos o compuestos, se ha medido experimentalmente el parámetro conocido como **entalpía de formación,** $\Delta_f H$. Con ayuda de ésta se estima cuánta energía se libera o se necesita en una reacción. Para una reacción exotérmica, la entalpía tiene un valor negativo, mientras que para una reacción endotérmica tiene un valor positivo.

Actividad 6

¡Vamos!

Actividad 6.

Primera ley de la termodinámica

Instrucciones:
Para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

Resumen del Módulo II

La materia presenta cambios químicos a los que se les conoce también como reacciones químicas, en ellas las sustancias iniciales llamadas reactivos se transforman en nuevas sustancias conocidas como productos, que tienen características distintas a las originales.

Los cambios químicos se representan en ecuaciones químicas utilizando los símbolos y fórmulas de las sustancias implicadas en la reacción, así como distintas connotaciones que proporcionan información referente a las características de la reacción como el estado de agregación de los reactivos y productos.

Las ecuaciones también permiten clasificar a las reacciones bajo ciertos criterios, por ejemplo, con base en las características de los reactivos y productos como son: reacciones de adición o síntesis, descomposición o análisis, desplazamiento sencillo o sustitución simple, doble sustitución o intercambio iónico y neutralización.

Con una ecuación química también es posible verificar la Ley de la conservación de la materia al mostrar la cantidad molar de las sustancias y modificar los coeficientes de la ecuación por medio de distintos métodos de balanceo de ecuaciones químicas como el método de tanteo.

La termodinámica, se ocupa de estudiar la energía en reacciones y los cambios de temperatura. Se basa en cuatro leyes principales: la Ley Cero, la Primera Ley, la Segunda Ley y la Tercera Ley. En este texto, nos centramos en la Ley Cero, que trata sobre la temperatura, y en la Primera Ley, que aborda la conservación de la energía.

Además, se definen términos clave como energía, calor, trabajo y sistema y se muestran las diversas escalas como Celsius, Fahrenheit y Kelvin utilizadas para representar la Temperatura, dando ejemplos de cómo pasar matemáticamente de una escala a otra.

En termodinámica se distinguen distintos tipos de sistemas, es decir, la parte del universo que se encuentra bajo estudio y está delimitada de los alrededores a través de paredes se subdivide en sistema abierto, cerrado y aislado.

El calor, como otras manifestaciones de la energía, se mide en Joules (J) y en calorías (cal), asimismo el calor específico (C_e) es la cantidad de energía en J necesaria para elevar en $1°C$ la temperatura de $1\ \text{g}$ de una sustancia en particular.



Actividad 7.

Ejercicio de gamificación

Instrucciones:
Para reforzar los temas vistos en este **Módulo II** se te pide realizar el siguiente ejercicio de gamificación, sigue las indicaciones para seleccionar la respuesta correcta. Da clic en **¡Vamos!** para comenzar con el ejercicio.



Actividad 8.

Cuestionario Autoevaluable

Instrucciones:
Como actividad final, se te pide realizar un cuestionario; para comenzar, revisa en la plataforma **SEDUCA** la sección Actividades (Estudiante) y responde a la actividad denominada: M2 Cuestionario Final.

Glosario

Balanceo de ecuación: Es un método para equilibrar la cantidad de sustancia que hay en reactivos con la cantidad de sustancia que hay en productos.

Calor: Es la energía que se transfiere de un cuerpo que se encuentre a mayor temperatura hacia otro que se encuentre a menor temperatura.

Calor específico (C_e)**:** Es la cantidad de energía en Joules necesaria para elevar en $1°C$ la temperatura de $1\ g$ de una sustancia en particular.

Calor latente: Es la cantidad de calor que se mide en los cambios de estado de agregación a la temperatura en que se llevan a cabo.

Calor sensible: Es la cantidad de calor que se mide en el calentamiento o enfriamiento de un cuerpo.

Energía: Es la capacidad que tiene un cuerpo para realizar un trabajo.

Ley de la conservación de la materia: Establece que la materia no se crea ni se destruye solo se transforma.

Productos de una reacción: Son las sustancias que resultan de la combinación de otras, con características completamente diferentes a las originales. Se escriben a la derecha o después de la flecha de reacción.

Reacción química: Es un proceso mediante el cual una o más sustancias (elementos o compuestos) denominadas reactivos, sufren una transformación para formar sustancias diferentes a las originales, llamadas productos.

Reactivos: Sustancias iniciales que participan en una reacción química. En una reacción irreversible se escriben a la izquierda o antes de la flecha.

Reacción de adición o síntesis: Son aquellas reacciones donde dos o más sustancias reaccionan para generar una sola sustancia más compleja.

Reacción de doble sustitución o intercambio iónico: En este tipo de reacciones, existe un intercambio de iones entre los reactivos que conforman la reacción.

Reacción de desplazamiento sencillo o sustitución simple: Son aquellas en las cuales un elemento se sustituye por otro dentro de un compuesto.

Reacciones de descomposición o análisis: Son aquellas donde una sola sustancia da lugar a la formación de dos o más nuevas sustancias, por la acción de algún tipo de factor externo.

Reacciones de neutralización: Son reacciones de doble desplazamiento en las que se combina un ácido con una base para producir una sal y agua.

Sal: Es un compuesto iónico cuyo catión es el metal que proviene de una base y su anión de un ácido.

Sistema: Es la parte del universo que se encuentra bajo estudio y está delimitada de los alrededores a través de paredes.

Sistema abierto: Es aquel tipo de sistema que permite el paso de energía a través de sus paredes y además la entrada y salida de materia.

Sistema aislado: Es aquel en que no es posible la transferencia ni de materia ni de energía.

Sistema cerrado: Es el sistema en el que es posible la transferencia de energía a través de las paredes de este, pero no de materia.

Trabajo: Es la energía que se transfiere entre dos cuerpos, sustancias o el sistema y sus alrededores, cuando existe una fuerza que provoca un desplazamiento.

Termodinámica: Es el área de la ciencia que se encarga del estudio de la energía, el calor y el trabajo, así como los cambios que estos producen en un sistema.

Temperatura: Es la propiedad que nos permite saber cuándo un cuerpo se encuentra en equilibrio térmico con otro, es decir, no fluye energía en forma de calor de uno a otro.



Módulo III

Química, ambiente y energía

Propósito de Módulo

Comprende que la naturaleza es un sistema en el que se transforma la materia por medio de la energía.

Presentación

La Química desempeña un papel fundamental en el cuidado del medio ambiente, las formas de producción de energía y el cumplimiento a las exigencias para solucionar un gran número de desafíos ambientales. La energía como propiedad de la materia juega un papel fundamental en la capacidad para producir cambios, ya sea en forma o composición, lo que permite analizar y detallar de forma más sencilla dichas transformaciones.

En el desarrollo de este módulo analizaremos las formas y manifestaciones de energía, pondremos énfasis en la energía térmica y en el movimiento, y dónde pueden llevarse a cabo.

Comprenderemos las leyes de los gases ideales y su relación con las fuerzas de atracción molecular.

Para finalizar relacionaremos la interacción del carbono con el ambiente, su ciclo, los flujos y conservación de la materia y energía.

¡Estás listo para seguir descubriendo más cosas!



Actividad 1.

Evaluación Diagnóstica
(conocimientos previos)

Antes de comenzar con el contenido de este módulo, te invitamos a responder las siguientes preguntas. Eso te ayudará a descubrir los conocimientos previos que tienes sobre nuestra unidad de aprendizaje, al mismo tiempo le permitirá a tu docente conocer tus fortalezas y debilidades en ella.

Para comenzar con el ejercicio, revisa en la plataforma **SEDUCA** la sección Actividades (Estudiante) y responde a la actividad.

3.1. Energía

En el módulo anterior iniciaste con el estudio de algunos conceptos clave relacionados con la energía: **calor y trabajo,** que son mecanismos por medio de los cuales ésta se puede transferir. Ambos son una constante en tu vida. Hablando de calor, **¿por qué las bebidas calientes se sirven en vasos de unicel?** Así es, una de las razones es para evitar que el calor queme tu mano, ya que el unicel sirve como una pared aislante que retrasa o impide la transferencia de **energía térmica**, o **alguna vez te has preguntado ¿por qué las ollas y sartenes de cocina tienen agarraderas de plástico?,** efectivamente es por la misma razón. Otra manifestación de la energía es el **movimiento,** como cuando aplicas una fuerza en los pedales de una bicicleta provocando que cambie de posición de un lugar a otro. Veamos los conceptos de estas dos formas de manifestación de energía.



¿En ocasiones sientes que no tienes energía para realizar tus actividades diarias?

Despiertas cansado, sin ganas de levantarte, quizás no estas listo para ir a la escuela y menos para estudiar y realizar las múltiples actividades que tienes por hacer. Tal vez te hizo falta dormir un poco más y estás desvelado con falta de "energía". O bien, trascurrido el día al regresar del colegio sientes que necesitas descansar un poco para "recargar tu batería". Estas situaciones de tu día a día están relacionadas con la energía y sus distintas manifestaciones.

3.1.1 Concepto y manifestaciones (energía térmica, energía de movimiento)

Pese a que en muchas ocasiones utilizamos de manera informal el término "energía" y lo asociamos a las "ganas" o motivación para realizar una actividad, en realidad no existe mucha diferencia con la definición formal, la cual indica que:

Definición

La **energía** es la capacidad que tiene un cuerpo para realizar un trabajo.
A su vez,
El **trabajo** es la energía que se transfiere entre dos cuerpos, sustancias o el sistema y sus alrededores, cuando existe una fuerza que provoca un desplazamiento.

La **energía** puede manifestarse en múltiples formas, por citar algunas: la energía **química,** que se almacena en la pila de tu celular; la energía **eléctrica,** que tiene múltiples usos como el alumbrado de los espacios; la energía **térmica,** por ejemplo, para la cocción de alimentos, y la energía **solar** que cada vez tiene más usos como **energía limpia,** por mencionar uno, en los calentadores solares que han desplazado poco a poco al boiler (calentador de agua para uso doméstico) a base de combustibles fósiles. La lista es grande, sin embargo, en este apartado nos enfocaremos principalmente en:

- Energía térmica
- Energía cinética o de movimiento



¿Alguna vez has tenido fiebre?

La elevación de la temperatura corporal por encima de los valores normales es un reflejo de la alteración de los procesos fisiológicos, como una medida de protección y defensa del cuerpo ante agentes externos que lo dañan, por ejemplo medicamentos y microorganismos. Si bien, existen medicamentos conocidos como **antipiréticos** que permiten **regular la temperatura** corporal, también existen tratamientos alternativos y complementarios para tal fin, por ejemplo un baño con agua tibia (casi fría), o bien, un paño de agua (trozo de tela) en la frente, ombligo y pies, que tienen como fundamento **la transferencia de energía térmica** entre un cuerpo y otro. En este sentido se puede decir que:

Definición

La **energía térmica o energía** calórica se refiere a la energía interna contenida en un sistema termodinámico y que es responsable de su temperatura.

Termodinámica: Es la rama de la ciencia que estudia la manera en la que el calor se transmite entre diferentes sistemas.

Si bien, en líneas anteriores se describieron algunas situaciones en que se pone de manifiesto la energía térmica, lo interesante es que tú descubras en el entorno la presencia de este tipo de energía; al respecto puedes reflexionar sobre situaciones como: en invierno **¿Por qué utilizas prendas más abrigadoras que en primavera?, ¿Por qué los alimentos conservan sus características por más tiempo si se almacenan en el refrigerador?,** la energía térmica **¿Influye en el sabor de los alimentos?.**

En realidad cualquiera de estas preguntas tiene que ver con el movimiento de las partículas de las sustancias que estan contenidas en todo cuerpo, pero:

Definición

Energía cinética: Es la energía de un cuerpo debido a su movimiento, y queda determinada por la masa y la velocidad del cuerpo.

Cuando queremos que un cuerpo avance lo más rápido posible es necesario aplicar una fuerza, lo que implica realizar un trabajo. Como resultado, existe una transferencia de energía a dicho cuerpo y se moverá con una velocidad constante. A la energía transferida se le denomina energía cinética y resulta de la masa y velocidad que alcanza.



¿Sabes por qué sucede el movimiento?

En inicio debemos entender que el movimiento es el cambio de posición de un cuerpo respecto a una posición inicial. Si el cuerpo es por ejemplo, una bicicleta, un automóvil o un avión, tal vez te sea fácil identificar que para que ellos cambien su posición necesitan una fuerza que provoque el movimiento. Así, la acción de tus piernas, la gasolina o el diésel transfieren la energía necesaria para mover el cuerpo, resultando determinada velocidad en función de la masa de este. A esta energía del movimiento se le conoce como energía cinética, que se define como:

Actividad 2

¡Vamos!

Actividad 2.

Energía, conceptos y manifestaciones

Instrucciones:
Para reforzar el tema y los conceptos tratados previamente, es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

3.1.2 Teoría cinética de los gases

Una gran variedad de sustancias presentes en nuestra vida cotidiana son gases, por ejemplo:

a. El CO_2, que es uno de los principales responsables del **calentamiento global,**
b. el aire, que es una mezcla de gases presente en la atmósfera,
c. el gas natural, que se usa como combustible para la calefacción, cocina y generación de electricidad.

Todos los gases tienen la característica de que pueden mezclarse por completo, a menos de que reaccionen entre sí.

Definición

La **teoría cinética molecular** es un modelo microscópico que tiene el propósito de explicar y describir de manera detallada las leyes de los gases.

Dicha teoría se basa en los siguientes postulados:

Figura 1. Movimiento de las moléculas. Elaboración propia



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Movimiento de las moléculas].

a. Los gases están conformados de partículas (átomo o moléculas) que se mueven de manera constante, viajando en línea recta y modificando su dirección cuando chocan unas con otras, o también cuando chocan con las paredes del recipiente que las contiene (**Figura 1**).

Figura 2. Volumen real de las moléculas de gas .elaboración propia



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Volumen real de las moléculas de gas].

b. El volumen real de las moléculas es insignificante en comparación con la distancia entre ellas. (**Figura 2**)



¿Sabías que el efecto de humo de los cocteles es producido por un cambio de estado de agregación?

En fechas recientes, en algunos restaurantes las guarniciones de cóctel son adornos que le aportan sabor y presencia a una bebida, algunos de ellos utilizan el hielo seco que es dióxido de carbono en el estado sólido y que genera un efecto de humo. Cuando éste se mezcla con la bebida, se calienta y se sublima, es decir, su estado de agregación cambia de sólido a gas, formando una niebla y adicionalmente refresca la bebida; es importante no masticarlo, ingerirlo o tocarlo, porque puede provocar quemaduras importantes.

Figura 3. Colisiones de partículas elaboración propia



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Colisiones de partículas].

Figura 4. Moléculas que exhiben colisiones elásticas. Elaboración propia

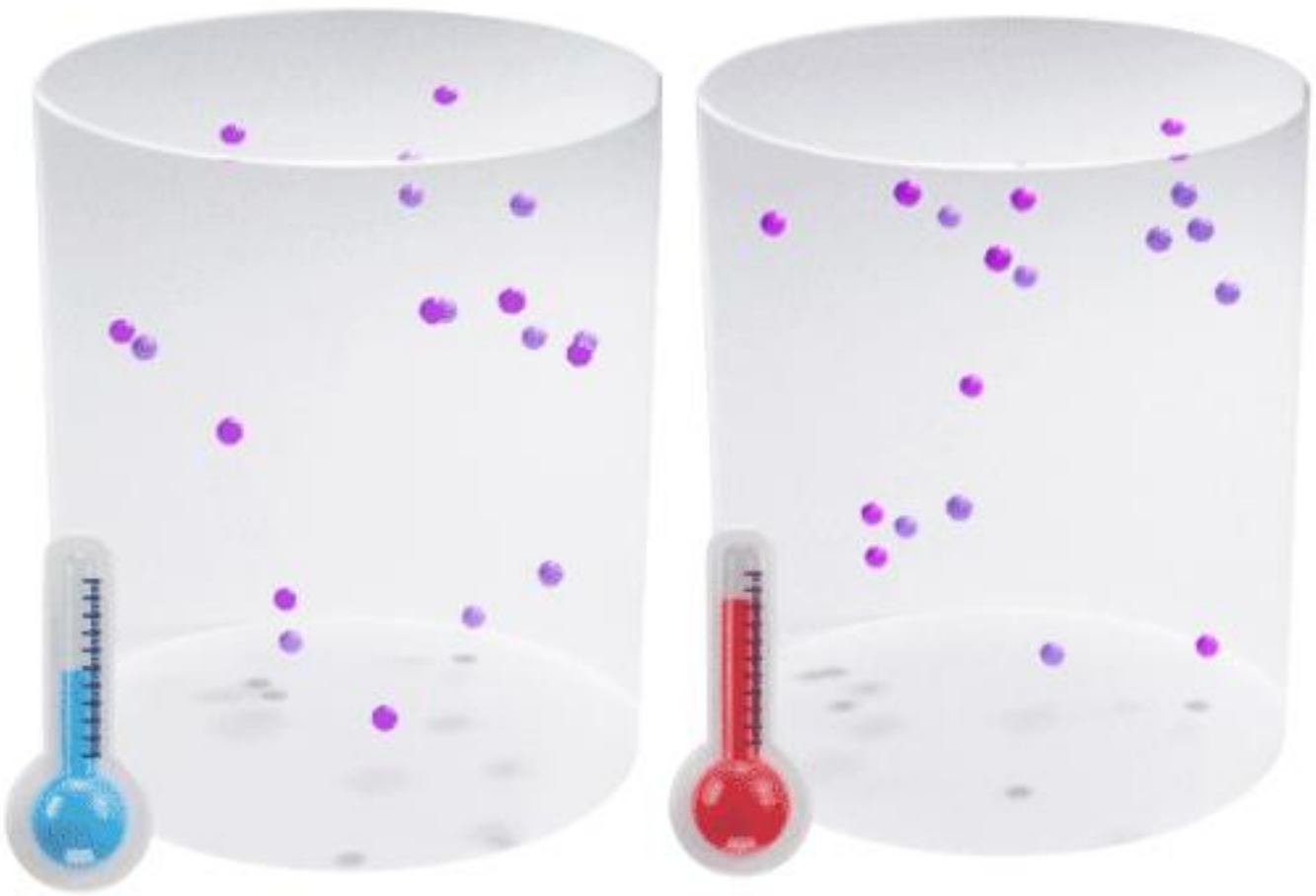


Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Colisiones de partículas].

c. La presión ejercida por un gas dentro de un recipiente resulta de las colisiones de las partículas con las paredes de dicho recipiente. (**Figura 3**).

d. Las moléculas de gas no ejercen fuerzas de atracción ni repulsión entre ellas ni sobre las paredes del recipiente; por lo tanto, sus colisiones no implican pérdida de energía y son consideradas elásticas. (**Figura 4**).

Figura 5. Energía cinética en los gases elaboración propia



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Energía cinética en los gases].

e. La energía cinética media de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta del gas. (**Figura 5**)

3.1.3 Efecto de la presión, volumen y temperatura en los gases



Ley de Charles

En 1787, Jack Charles, matemático francés, logró experimentar la elevación de globos aerostáticos, partiendo de ahí el estudio de la expansión de gases con el incremento de temperaturas. Con estos experimentos demostró que la velocidad de la expansión de un gas por el aumento de temperatura era constante, debido a que la presión se mantiene constante.

Por lo anterior:

Definición

La **Ley de Charles** establece que el volumen de un gas en un recipiente cerrado es directamente proporcional a la temperatura del recipiente, cuando la presión es constante, es decir:

- Si la temperatura **aumenta,** el volumen **aumenta.**
- Si la temperatura **disminuye,** el volumen **disminuye.**

Traducido al lenguaje matemático, lo anterior se refleja en la siguiente relación:

$$V \propto T \qquad (1)$$

En donde $\propto$ representa el símbolo de proporcionalidad, de modo que la expresión (1), no debe ser considerada como una ecuación. Para convertir una proporcionalidad como (1) en una ecuación, se debe insertar una **constante de proporcionalidad,** k:

$$V = k \cdot T \qquad P \text{ es constante} \qquad (2)$$

Reordenando la expresión anterior se obtiene,

$$\frac{V}{T} = k \qquad (3)$$

es decir, a medida que aumenta la temperatura el volumen se incrementa en forma proporcional. La relación entre el volumen y la temperatura de un gas también se puede representar considerando las condiciones inicial y final de un gas como se muestra en la ecuación (4).

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad \text{para una masa definida a presión constante} \qquad (4)$$

En esta ecuación:

V_1 es el volumen inicial (L, cm^3)
T_1 es la temperatura inicial (K)
V_2 es el volumen final (L, cm^3)
T_2 es la temperatura final (K)

Es importante considerar que las temperaturas deben estar en la escala absoluta. Pongamos en práctica la **ley de Charles** en los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1. Ley de Charles

Una muestra de nitrógeno ocupa 250 mL a 526°C ¿Cuál será la temperatura en °C, que deberán ocupar 500 mL, si la presión del gas no cambia?

• Como se observa en el enunciado del problema los datos que se proporcionan son:

$$V_1 = 250 \text{ mL}$$
$$T_1 = 526°C$$
$$V_2 = 500 \text{ mL}$$
$$T_2 = ¿?$$

• De la Ecuación (4) se tiene:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

• Despejando T_2, que es la incógnita, la ecuación luce de la siguiente manera:

$$T_2 = \frac{V_1 \cdot T_1}{V_2} \qquad (5)$$

• Antes de ocupar la ecuación (5), se debe convertir la temperatura en la escala absoluta "K" :

$$T_K = T_{°C} + 273.15$$
$$T_K = 526 + 263.15$$
$$T_K = 799.15 \text{ K}$$

• Sustituyendo los datos tenemos:

$$T_2 = \frac{(250 \text{ mL})(799.15 \text{K})}{500 \text{ mL}}$$

$$T_2 = \frac{199\,787.5 \text{ mL K}}{500 \text{ mL}} = 399.57 \text{ K}$$

• Como la temperatura se solicita en °C el resultado anterior debe de convertirse a escala absoluta de K:

$$T_{°C} = T_K - 273.15$$
$$T_{°C} = 399.57 - 273.15$$
$$T_{°C} = 126.42°C$$

Ejemplo 2. Ley de Charles

Se tiene un gas a una presión constante, ocupando un volumen de 23 cm^3 a una temperatura de 69°C. ¿Qué volumen ocupará el gas a una temperatura de 13°C?

• Los datos que se proporcionan en el enunciado del problema son:

$$V_1 = 23 \text{ cm}^3$$
$$T_1 = 69°C$$
$$T_2 = 13°C$$
$$V_2 = ¿?$$

• De la Ecuación (4) se tiene:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

• Despejando a V_2, que es la incógnita de la ecuación, queda de la siguiente manera:

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} \qquad (6)$$

• Es importante considerar convertir ambas temperaturas a escala absoluta:

$$T_{1K} = T_{1°C} + 273.15 \qquad T_{2K} = T_{2°C} + 273.15$$
$$T_{1K} = 69 + 273.15 \qquad T_{2K} = 13 + 273.15$$
$$T_{1K} = 342.15 \text{ K} \qquad T_{2K} = 286.15 \text{ K}$$

• Sustituyendo los datos tenemos en la ecuación (6):

$$V_2 = \frac{(23 \text{ cm}^3)(286.15 \text{K})}{342.15 \text{ K}} = 19.23 \text{ cm}^3$$

Actividad 3

¡Vamos!

Actividad 3.

Teoría cinética y ley de Charles

Instrucciones:
Para reforzar el tema y los conceptos tratados previamente, es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.



Ley de Boyle

En 1662, el científico Irlandés Robert Boyle, experimentaba comprimir aire en un tubo, su experimento consistía en introducir aire al final de un tubo cerrado en forma de J. Al agregarse mercurio por el extremo abierto, aumentaba la presión del gas en el extremo cerrado. Boyle observó que, al aumentar la presión, el gas comprimía su volumen a la mitad y así sucesivamente.

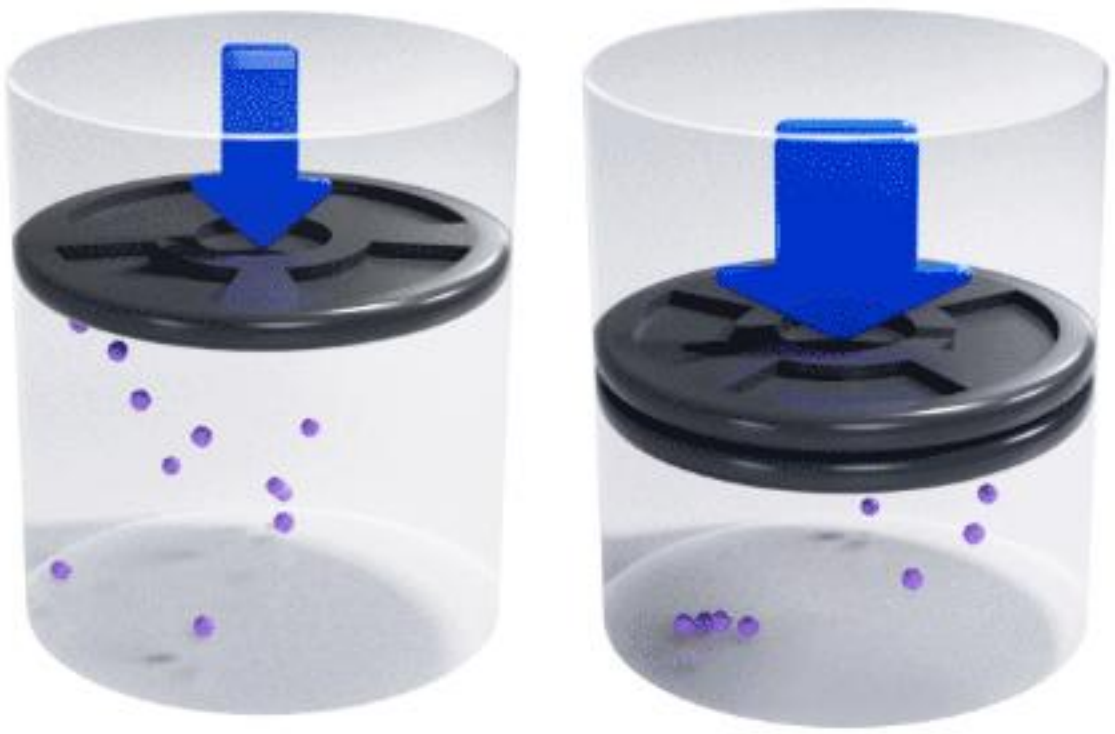
Por lo anterior:

Definición

La ley de Boyle: Establece que, a temperatura constante, el producto de la presión y el volumen de una muestra determinada de gas siempre tenía la misma cantidad.

Es decir:
- A menor presión, mayor volumen.
- A mayor presión, menor volumen.

Figura 6. La presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente.



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [La presión de gas en un recipiente cerrado].

Traducido al lenguaje matemático, lo anterior se refleja en la siguiente relación:

$$V \propto \frac{1}{P} \tag{7}$$

Nuevamente, para convertir la expresión (7) en una ecuación, es necesaria la inserción de una constante de proporcionalidad, k:

$$V = k\left(\frac{1}{P}\right) \qquad T \text{ constante} \tag{8}$$

Reordenando la expresión anterior se obtiene,

$$k = P \cdot V \tag{9}$$

es decir, a medida que **aumenta la presión** el **volumen disminuye** de manera **inversamente proporcional.** La relación entre la presión y el volumen de un gas también se puede representar a partir de la comparación de las condiciones inicial y final de un gas como se muestra en la ecuación (10).

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \qquad \text{para una masa definida a temperatura constante} \tag{10}$$

En esta ecuación:

V_1 es el volumen inicial (L, cm^3)
P_1 es la presión inicial (atm, mmHg)
V_2 es el volumen final (L, cm^3)
P_2 es la temperatura final (atm, mmHg)

Ejemplo 1. Ley de Boyle

Una muestra de un gas ocupa 18 L a una presión de 3.5 atm. ¿Cuál será su volumen si la presión aumenta a 6.5 atm?

• Los datos que se proporcionan en el planteamiento son:

$V_1 = 18$ L
$P_1 = 3.5$ atm
$P_2 = 6.5$ atm
$V_2 = ¿?$

• De la Ecuación (10) se tiene la siguiente fórmula:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

• Despejando V_2, que es la incógnita, la ecuación queda de la siguiente manera:

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} \qquad (11)$$

• Sustituyendo los datos en la Ecuación (11) tenemos:

$$V_2 = \frac{(3.5 \text{ atm})(18 \text{ L})}{6.5 \text{ atm}} = 9.69 \text{ L}$$

Ejemplo 2. Ley de Boyle

Una muestra de nitrógeno gas ocupa "10 L" a una presión de "750 mmHg." ¿A qué presión ocupará un volumen de "45 L" , si la temperatura es constante?

• Como se observa en el enunciado del problema los datos que se proporcionan son:

$V_1 = 10$ L
$P_1 = 750$ mmHg
$V_2 = 45$ L
$P_2 = ¿?$

• De la ecuación (10),

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Ejemplo 2. Ley de Boyle

• Despejando a P_2, que es la incógnita, la ecuación queda de la siguiente manera:

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2} \qquad (12)$$

• Sustituyendo los valores tenemos:

$$P_2 = \frac{(750 \text{ mmHg})(10 \cancel{\text{L}})}{45 \cancel{\text{L}}} = 166.66 \text{ mmHg}$$

Ejemplo 3. Ley de Boyle

Una muestra de oxígeno ocupa 5 L a una presión de 6080 mmHg ¿A qué presión (en atm) ocupará un volumen de 25 L, si la temperatura es constante? Considere que 1 atm = 760 mmHg.

• Como se observa en el enunciado del problema los datos que se proporcionan son:

$V_1 = 5$ L
$P_1 = 6080$ mmHg
$V_2 = 25$ L
$P_2 = ¿?$

• Para obtener el valor de P_2 se utiliza la Ecuación (12)

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2}$$

• Sustituyendo los datos tenemos:

$$P_2 = \frac{(6080 \text{ mmHg})(5 \cancel{\text{L}})}{25 \cancel{\text{L}}} = 1216 \text{ mmHg}$$

• Como el resultado se solicita en atm, entonces se debe de hacer la conversión,

$$P_2 = 1216 \cancel{\text{mmHg}} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{mmHg}}} \right) = 1.6 \text{ atm}$$

Como se revisó en líneas anteriores, de acuerdo con la teoría cinético molecular, **las partículas de un gas** están en **constante movimiento,** chocando unas con otras y contra las paredes del recipiente que lo contiene, lo que genera cierto valor de presión. Si la temperatura se mantiene constante, la energía cinética o del movimiento no se altera y las partículas cambian de posición a la misma velocidad. Sin embargo, si se modifica la temperatura, el movimiento aumenta o disminuye dependiendo si el recipiente se calienta o enfría, respectivamente. En otras palabras, cuando un gas se calienta aumenta la frecuencia de choque entre sus partículas y las paredes del recipiente, provocando un aumento en la presión, es decir:

Definición

La ley de Gay Lussac establece que, a volumen constante, la presión de un gas es **directamente proporcional** a su temperatura absoluta.

Es decir:
- A **menor presión, menor temperatura.**
- A **mayor presión, mayor temperatura.**

Las expresiones matemáticas que definen la Ley de Gay Lussac son:

$$P \propto T \qquad (13)$$

También se puede expresar como
:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \qquad (14)$$

En esta ecuación:

P_1 es la presión inicial (atm)
T_1 es la temperatura inicial (K)
P_2 es la presión final (atm)
T_2 es la temperatura final (K)

Para el uso de la ecuación de la Ley de Gay Lussac, debes de tener en cuenta que:

• La temperatura siempre debe de utilizarse en kelvin.

• Las unidades de medida de la presión pueden ser diferentes a las indicadas en la lista anterior, lo importante es que las unidades de medida de las condiciones iniciales sean congruentes con las de las condiciones finales.

Ahora sí, resolvamos juntos algunos problemas:



Ley de Gay Lussac

¿Por qué los envases de aerosol deben alejarse de zonas de calor intenso? Existen productos de uso cotidiano contenidos en un envase a alta presión, a los que de manera común se les conoce como aerosoles. Algunos ejemplos son fijadores de cabello, perfumes, desodorantes, pinturas, encendedores de bolsillo, medicamentos, entre otros.
En realidad, el término aerosol corresponde a las finas gotas de sustancia que se generan al presionar la válvula dosificadora de producto, algunos de los cuales son gases condensados que, de aumentar la temperatura del recipiente, se incrementará de manera proporcional su presión provocando la explosión del envase, tal como lo establece la Ley de Gay Lussac.

Ejemplo 1. Ley de Boyle

Un cilindro con fijador de cabello en aerosol tiene una presión de 4.0 *atm* a 28°C, ¿Qué presión habrá en el cilindro si alcanza una temperatura de 350°C?

• Lee detenidamente el texto del planteamiento para encontrar los **datos** que te proporciona:

$P_1 = 4.0 \text{ atm}$
$T_1 = 28°C$
$T_2 = 350°C$
$P_2 = \ ¿?$

• Identifica la fórmula que te lleva a la solución. Como el enunciado relaciona temperatura y presión, y el recipiente es un contenedor cerrado (el volumen permanece constante) entonces la fórmula a utilizar es la de la Ley de Gay Lussac, Ecuación (14).

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

• Como en la ecuación la variable de interés (P_2 = presión final) no está despejada, entonces se debe de despejarla respetando las reglas algebraicas.

$$P_2 = \frac{T_2 \cdot P_1}{T_1} \qquad (15)$$

• Antes de sustituir los datos en la Ecuación (15), se debe de convertir la temperatura a K.

$T_1 = 28°C + 273 = 301 \text{ K}$ $\qquad$ $T_2 = 550°C + 273 = 823 \text{ K}$

• Sustituyendo los datos en la Ecuación (15), se tiene:

$$P_2 = \frac{(4.0 \text{ atm})(823 \text{ K})}{(301 \text{ K})}$$

$$P_2 = \frac{3292 \text{ atm } \cancel{\text{K}}}{301 \ \cancel{\text{K}}}$$

$$P_2 = 10.93 \text{ atm}$$

3.1.4 Ley de los gases ideales

En el tema anterior conociste el efecto de la presión, temperatura y volumen sobre el comportamiento de un gas, así como la relación que existe entre dos de estos parámetros a la vez. Es decir, en la Ley de Charles vinculaste el efecto de la temperatura sobre el volumen que ocupa el gas a presión constante; en la Ley de Boyle observaste que el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre este cuando no hay modificación de la temperatura, y finalmente, en la Ley de Gay Lussac la relación entre la presión y la temperatura a volumen constante. De manera aislada todas estas leyes son de utilidad para conocer el comportamiento de los gases ideales. Sin embargo, existe una ley que relaciona las variables de presión (P), volumen (V), temperatura (T) y cantidad de sustancia (n) haciendo uso de una constante de proporcionalidad R como se muestra en las siguientes ecuaciones:

Al integrar las tres ecuaciones fundamentales de las variables que modifican el comportamiento de los gases, obtenemos la ecuación de la **ley de los gases ideales:**

$$PV = nRT \qquad (18)$$

En esta ecuación:

P es la presión (atm)
V es el volumen ocupado por el gas (L)
n es la cantidad de sustancia (mol)
T es la temperatura (K)
R es la constante de proporcionalidad o constante de los gases
$0.0821 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$ o $8.314 \frac{J}{mol \cdot K}$

Para el uso de la ecuación de la Ley de los gases ideales, debes de tener en cuenta que:

- La temperatura siempre debe de utilizarse en Kelvin.
- Las unidades de medida de la cantidad de sustancia, volumen, presión y temperatura, si bien pueden ser diferentes a las indicadas en la lista anterior, lo importante es que sean congruentes con las unidades de medida de la constante R.

Ahora sí, resolvamos juntos algunos problemas:

Ejemplo 1.

Un tanque cilíndrico que está a una presión de 0.7 atm a 19°C contiene cierta cantidad de nitrógeno gaseoso que ocupa un volumen de 160 L. Determinar la cantidad moles de nitrógeno que se tienen en el tanque.

- Lo primero que tienes que hacer es leer detenidamente el texto del planteamiento para encontrar los datos que te proporciona:

$P = 0.7$ atm
$T = 19°C$



¿Qué es un gas ideal?

Como se mencionó en la teoría cinético molecular existen consideraciones que permiten comprender las propiedades y el comportamiento de los gases. En este sentido, un gas ideal es aquel que cumple con tales condicionantes: el volumen de las partículas de un gas es despreciable comparado con el volumen del recipiente que lo contiene, los choques de las partículas son elásticas y no existen fuerzas de atracción ni repulsión entre ellas. En contraparte, aquel gas que no cumple con las especificaciones mencionadas se denomina **gas real.**

Ejemplo 1.

$V = 160\ \text{L}$
$n = ¿?$

Además, debes de tener presente el valor de la constante de los gases. En este ejemplo, considerando las unidades de medida de la presión, volumen y temperatura, se debe de usar el valor de $\text{R}= 0.0821\ \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$

• Enseguida tienes que identificar la fórmula que te lleva a la solución. Si la variable de interés no está despejada, entonces debes de despejarla respetando las reglas algebraicas.

$$PV = nRT$$

• De la fórmula se conoce el valor de P, V, R y T. Lo que se busca es n, por lo tanto,

$$n = \frac{PV}{PT}$$

• Antes de sustituir los datos en la fórmula, debes de verificar la congruencia de unidades de medida. En este ejemplo, si comparas las unidades de medida de R con las unidades de los datos, notarás que la temperatura no es congruente, entonces debes de convertir la temperatura a K.

$$T = 19\ ^\circ\text{C} + 273 = 292\ \text{K}$$

• Sustituyendo

$$n = \frac{(0.7\ \text{atm})(160\ \text{K})}{(0.0821\ \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}})(292\ \text{K})}$$

$$n = \frac{112\ \text{atm}\ \cancel{\text{L}}}{23.97\ \frac{\cancel{\text{L}}\text{atm}}{\text{mol}\cancel{\text{K}}}}$$

$$n = 4.67\ \text{mol}$$

Actividad 4

¡Vamos!



Actividad 4.



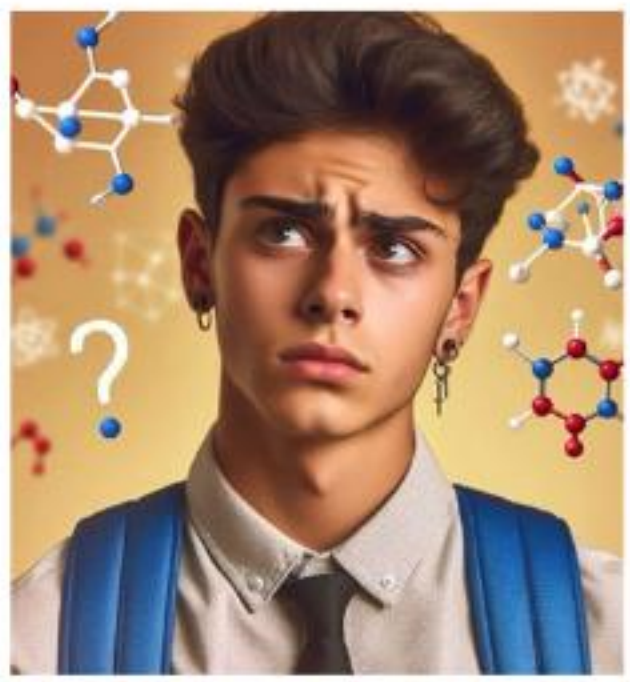
Leyes de los gases

Instrucciones:
Para reforzar el tema y los conceptos tratados previamente, es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

3.2. Fuerza de atracción molecular

¿Por qué la banca en la que te sientas todos los días es sólida?, o ¿Por qué el aire que respiramos se encuentra en estado gaseoso mientras que el agua que bebemos es líquida a temperatura ambiente?

Aunque ya hemos mencionado algunas características de cada estado de agregación de la materia, en este apartado trataremos de explicar por qué algunas sustancias presentan un estado de agregación preferido, y lo haremos a través de las interacciones entre las partículas que componen determinada sustancia. Las interacciones intramoleculares y las interacciones intermoleculares son como hilos invisibles que unen moléculas y partículas en una misma sustancia; estos hilos invisibles toman más sentido si los explicamos como fuerzas diminutas que actúan cooperativamente volviéndose tan importantes que es imposible dejarlas de tomar en cuenta.



3.2.1 Enlaces intramoleculares: enlace iónico y enlace covalente



¿Has escuchado acerca de los mega cristales de la mina de Naica?

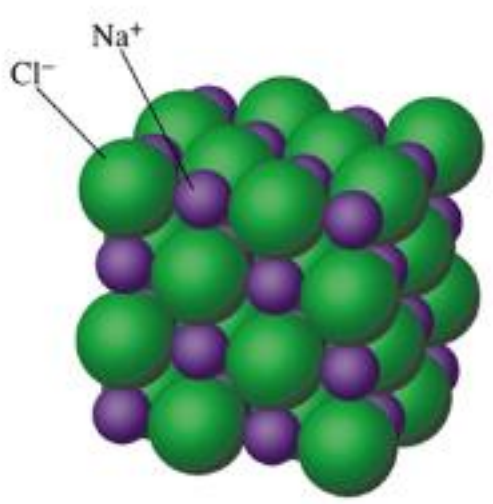
En una pequeña localidad llamada Naica que pertenece al estado mexicano de Chihuahua se encuentra una cueva que llama la atención por su majestuosa belleza constituida por gigantescos cristales de un mineral llamado selenita, estos cristales llegan a medir diez metros de longitud y hasta un metro de ancho. La selenita está estructurada por cationes Ca^{+2} que se encuentran en conjunto con aniones poliatómicos sulfato (SO_4^{-2}). Quizá para ti sea algo evidente, pero estos cristales se encuentran en el estado sólido, y para que se conserven en este estado de agregación debe existir una fuerza inmensa que mantenga unidos los cationes y aniones antes descritos.

Como ya se mencionó antes, **los enlaces iónicos** son interacciones electrostáticas fuertes entre iones de carga opuesta. Estos enlaces son fundamentales en la determinación del estado de agregación de muchas sustancias y en la formación de estructuras cristalinas.

En el estado sólido, los enlaces iónicos son responsables de mantener unidos los iones en una red tridimensional ordenada, formando estructuras cristalinas sólidas. Esta disposición ordenada de **iones** en la red cristalina confiere a las **sustancias iónicas** propiedades como alta **dureza, puntos de fusión** y **ebullición elevados,** y baja **conductividad eléctrica** en estado sólido.

En la **Figura 7** se muestra la estructura cristalina del cloruro de sodio. Se puede apreciar que cada esfera en color morado (cationes Na^{+1}) está rodeada

Figura 7. Estructura cristalina del NaCl.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

por esferas de color verde (aniones Cl^{-1}), esta repetición sumamente ordenada hace posible que puedan existir los cubos perfectos de los cristales de este compuesto.

Cuando algunas **sustancias iónicas** se disuelven en un disolvente polar como el **agua,** la interacción con este medio hace que los enlaces iónicos se rompan y los iones se dispersan en la solución, este fenómeno se conoce como **disociación;** por ejemplo, para el cloruro de magnesio ($MgCl_2$) este proceso se representa de la siguiente forma:

$$MgCl_2(s) \xrightarrow{H_2O} Mg^{+2}(ac) + 2\,Cl^{-1}(ac)$$

Los símbolos $Mg^{+2}(ac)$ y $Cl^{-1}(ac)$ denotan que ahora los cationes magnesio y los aniones cloruro se encuentran en disolución acuosa y que están rodeados por un gran número de moléculas de agua, de modo que ya no se encuentran en contacto aniones y cationes como sí lo estaban en la estructura cristalina sólida. El proceso de disociación da lugar a propiedades como la capacidad de conducción eléctrica de las soluciones iónicas.

Definición

Electrolito: Se refiere a la disolución acuosa de un compuesto iónico que además de contener iones se comporta como un material conductor de la corriente eléctrica.

Sin embargo, también existen sales inorgánicas que, aunque están compuestas por iones, cuando se colocan en agua no se pueden disociar, pues la interacción entre los respectivos cationes y aniones es tan grande que las moléculas del medio no pueden provocar la ruptura de la atracción electrostática entre ellos, tal es el caso del yoduro de plomo (IV), el cloruro de plata, entre otros; es decir, no es posible escribir un proceso de disociación para estos dos compuestos cuando se colocan en medio acuoso.

En resumen, los enlaces iónicos desempeñan un papel fundamental en la determinación de las propiedades y el estado de agregación de las sustancias, tanto en estado sólido como en solución, lo que los hace de gran importancia en la química y en numerosas aplicaciones industriales y biológicas.

La energía que poseen los **enlaces covalentes,** por su parte, puede ser estimada a través de un proceso como el que se muestra a continuación para el agua gaseosa:

$$H_2O\,(g) \longrightarrow 2H(g) + O\,(g)$$

En el lado de los productos de la reacción mostrada, no existen enlaces, estas especies que se observan en realidad no son elementos; recordemos que tanto el oxígeno como el hidrógeno se presentan en la naturaleza como moléculas diatómicas, $O_2\,(g)$ y $H_2\,(g)$. El hecho de que en la reacción se muestren átomos individuales para el oxígeno como para el hidrógeno indica que los elementos se encuentran **atomizados,** de hecho, estos átomos que a simple vista parecen sencillos son especies que requirieron de una energía altísima para mostrarse tal cual, y que también son sumamente reactivos. Para poder favorecer que 1 g de agua gaseosa se atomice se requieren al menos 51.5 kJ que, aunque te parezca que es una energía pequeña, en realidad es muy alta.

En conclusión, romper los enlaces de un compuesto covalente implica una energía elevada, y para ello habrá que llegar hasta el punto de generar elementos atomizados del lado de los productos de esta reacción. Un ejemplo más de este proceso se muestra a continuación para el compuesto que se denomina metano (CH_4):

$$CH_4\,(g) \longrightarrow C(g) + 4\,H\,(g)$$

3.2.2 Enlaces intermoleculares: puentes de hidrógeno, interacciones dipolo-dipolo y fuerzas de Van der Waals

En este apartado trataremos con las interacciones intermoleculares que se definen como:

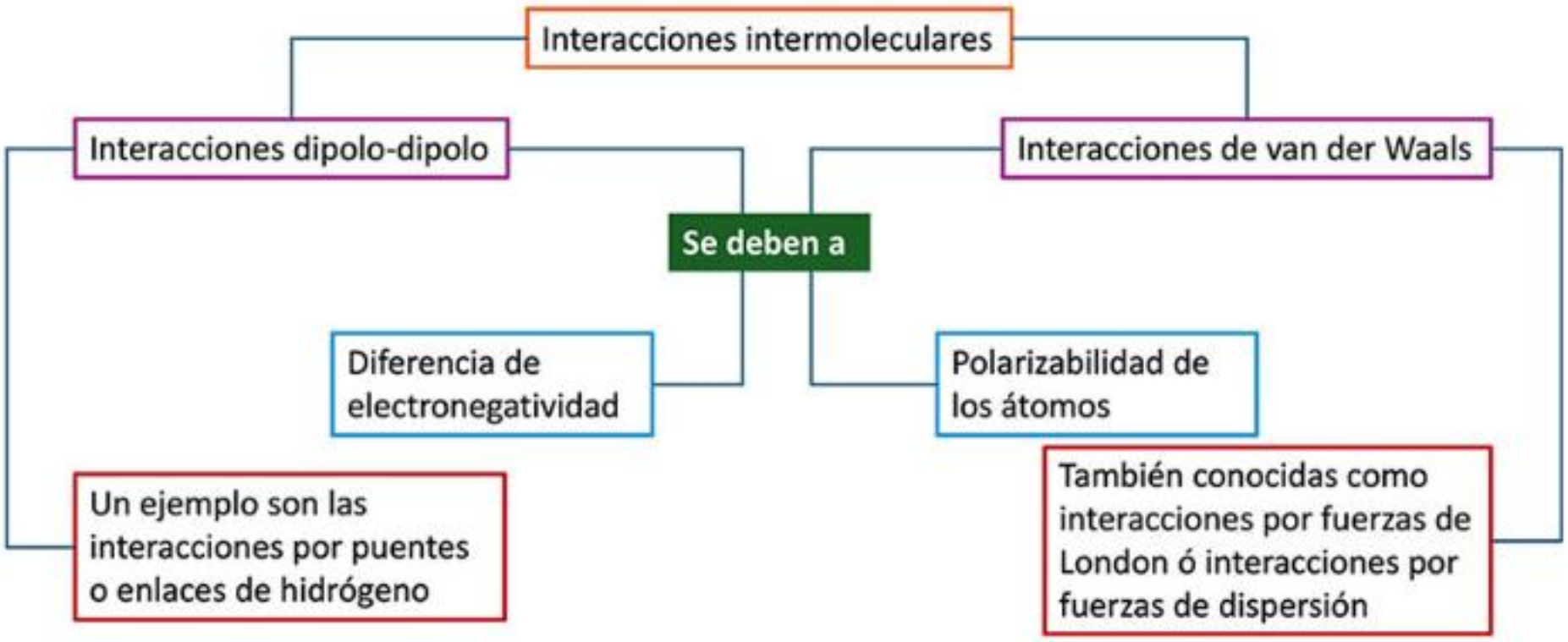
Definición

Interacciones intermoleculares: Son las interacciones atractivas que se llevan a cabo entre partículas individuales (átomos, moléculas o iones) que pertenecen a una misma sustancia, a partir de estas interacciones se pueden explicar los estados de agregación. Siempre son el resultado de fuerzas actuando sobre los átomos.

En el esquema de la **Figura 8** se explica de manera clara la clasificación de las interacciones entre moléculas. Es importante notar que estas interacciones se dividen en dos

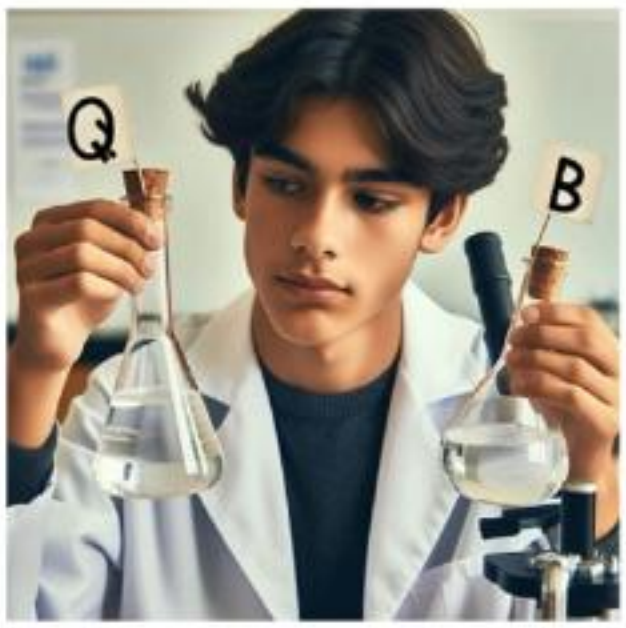
grupos principales: las interacciones dipolo-dipolo y las interacciones de van der Waals. Cada una de estas surge de diferentes fenómenos. Mientras que la diferencia en electronegatividades y la aparición de cargas eléctricas parciales en átomos de una molécula son cruciales para las interacciones dipolo-dipolo, las interacciones de van der Waals están relacionadas con las fuerzas de dispersión y la polarizabilidad de los átomos presentes en una molécula.

Figura 8. Interacciones intermoleculares y su clasificación.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Es importante destacar que las fuerzas de dispersión (también conocidas como fuerzas de London) son responsables de las interacciones de van der Waals, mientras que las fuerzas de atracción eléctrica entre los dipolos de las moléculas originan las interacciones dipolo-dipolo. En términos generales, "toda fuerza da lugar a una interacción".



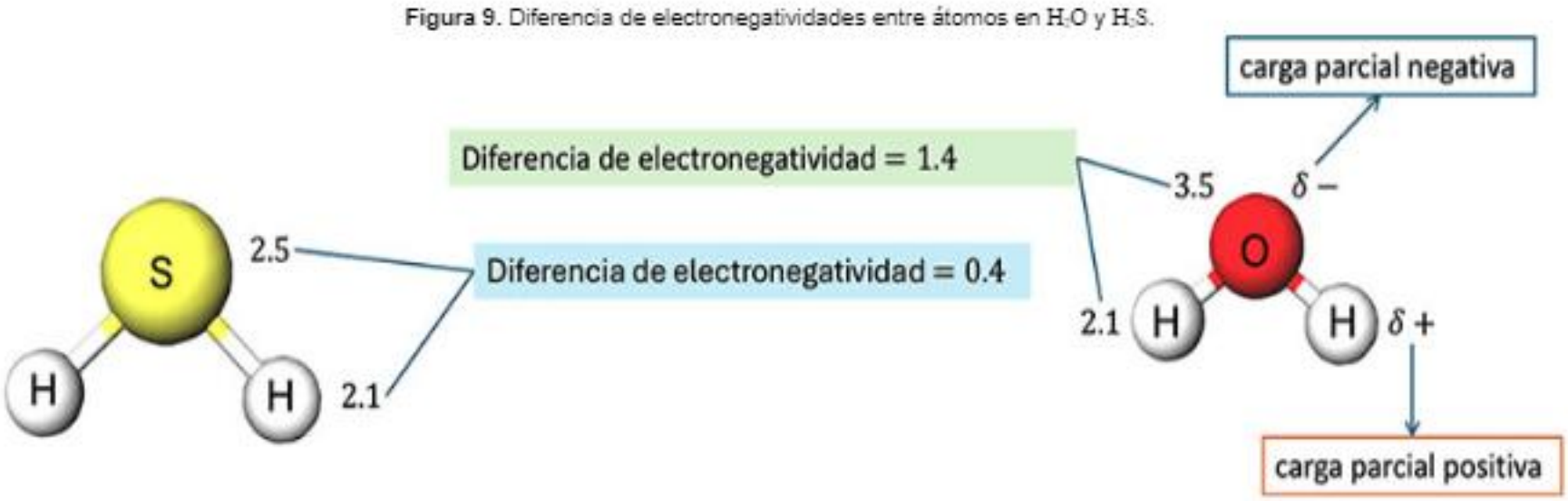
Aunque está claro que un elemento como el Argón no puede tener moléculas porque es un gas que en la naturaleza se encuentra como gas monoatómico, a las interacciones que se observan entre sus átomos, sobre todo cuando este elemento se encuentra en estado líquido, se les suele llamar también **interacciones intermoleculares.**

En la tabla periódica, como ya se ha indicado, se agrupan los elementos en una misma familia pues sus características químicas se parecen demasiado. Pensemos, por ejemplo, en el caso del oxígeno y el azufre, ambos pertenecen al grupo 16 (familia VI A), y se conoce que los dos elementos pueden formar los compuestos: H_2O (ℓ) y H_2S (g), agua y sulfuro de hidrógeno, respectivamente. En este sentido, azufre y oxígeno cumplen con el requisito de reaccionar de forma muy similar ante el elemento hidrógeno, sin embargo, el producto formado con oxígeno es un líquido a temperatura ambiente, mientras que el que contiene azufre, es un gas.

¿Cómo podemos explicar esta importante diferencia?

Para responder esta pregunta es imprescindible considerar primero la diferencia de electronegatividades entre los átomos de H y O, y también entre H y S. Como se aprecia en la **Figura 9,** esta diferencia de electronegatividades en el agua permite que en sus moléculas se originen pequeñas cargas eléctricas (cargas parciales) o comúnmente llamados dipolos eléctricos; este hecho no puede observarse para el sulfuro de hidrógeno, pues la diferencia de electronegatividades entre sus elementos es un valor muy pequeño.

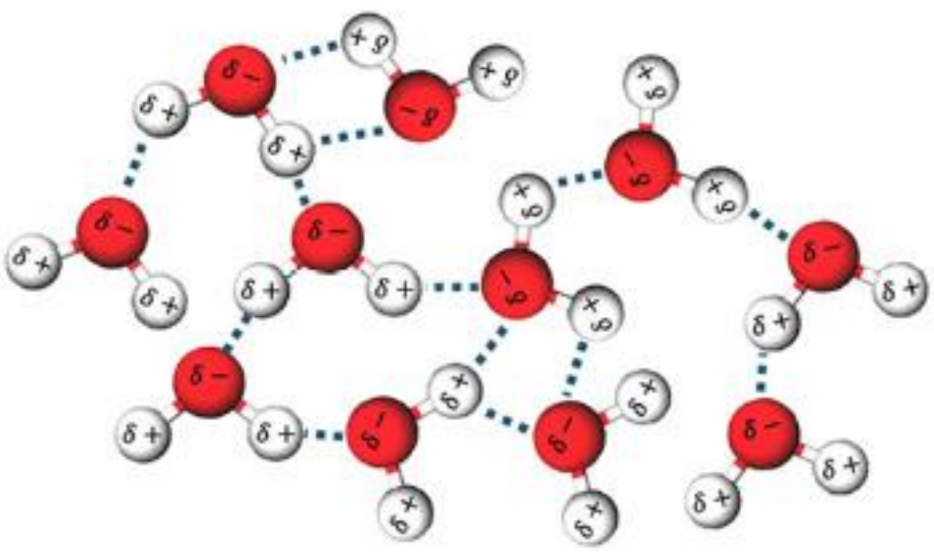
Figura 9. Diferencia de electronegatividades entre átomos en H_2O y H_2S.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Como seguramente recuerdas, cuando se habla de cargas eléctricas, se dice que las cargas de signo igual se repelen mientras que las cargas de signo opuesto se atraen; este enunciado viene a colación debido a que se espera que las cargas parciales de una molécula de agua se atraigan con las cargas parciales de otra, esta fuerza de atracción es la principal contribución para que existan las interacciones intermoleculares llamadas p**uentes de hidrógeno,** o también denominadas **enlaces de hidrógeno,** tal y como se muestra en la **Figura 10.**

Figura 10. Representación de los enlaces o puentes de hidrógeno.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

En esta representación las esferas de color rojo simbolizan los átomos de oxígeno mientras que las blancas a los átomos de hidrógeno. Las líneas punteadas en color azul representan las atracciones entre moléculas vecinas, que en el caso particular del agua permiten que este compuesto se presente en el estado líquido a la temperatura ambiente, mientras que este tipo de interacción no se verifica en el sulfuro de hidrógeno, y por ello este permanece en el estado gaseoso a 25°C.

Definición

Puentes o enlaces de hidrógeno: Son las interacciones intermoleculares originadas en moléculas que contienen hidrógeno y algún otro elemento, en que se generen cargas parciales como resultado de la diferencia de electronegatividades.

Aunque no hablaremos mucho al respecto, tenemos que mencionar que gracias a las interacciones por enlace de hidrógeno es que el material genético de las células, particularmente el ácido desoxirribonucleico (ADN) puede encontrarse en forma de una doble hélice.

Se ha mencionado en repetidas ocasiones que algunas sustancias elementales se encuentran en la naturaleza como gases diatómicos, como el hidrógeno y el oxígeno. Otras sustancias, como el trióxido de azufre (SO_3) y el dióxido de carbono (CO_2), son poliatómicas y también se encuentran en estado gaseoso a temperatura ambiente.

Además, existen los gases nobles, que se caracterizan por ser monoatómicos. Claramente ninguna de las sustancias descritas presentan enlaces de hidrógeno que nos ayudaran explicar que estos son líquidos a temperatura ambiente. Aunque en el módulo 1 se ha explicado que un gas puede transformarse al estado líquido bajo condiciones específicas de presión y temperatura, entonces:



¿a través de qué tipo de interacciones explicamos que estos gases y moléculas poco polares existen en estado líquido?

La respuesta a esta pregunta se centra en las **fuerzas de dispersión:**

Definición

Fuerzas de dispersión: son fuerzas de atracción débiles que resultan de la atracción del núcleo de un átomo, que contiene carga positiva, por los electrones de otro átomo en moléculas o partículas cercanas.

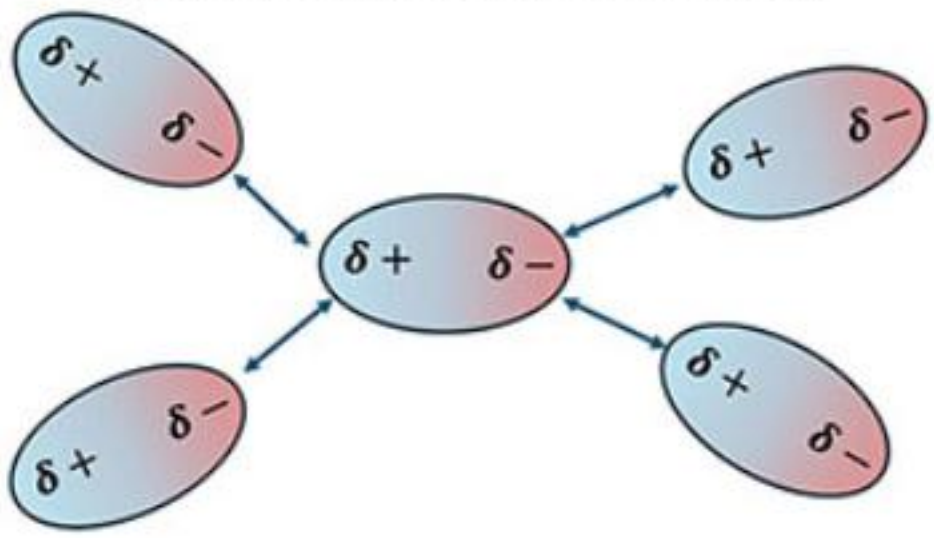
Las fuerzas de dispersión causan que los átomos tengan dipolos temporales (dipolos inducidos), esto se debe a que los electrones de un átomo son atraídos por el núcleo de un átomo vecino, cuando esto sucede se dice que los átomos sufren **polarización.**

Definición

Polarización: deformación de la nube de electrones alrededor del núcleo de un átomo por la presencia cercana de una especie que, puede o no, tener carga eléctrica neta.

En la **Figura 11,** podemos observar una representación bastante básica de cómo se llevarían a cabo estas interacciones por dispersión. En la imagen se nota la presencia de dipolos, positivo y negativo en una misma partícula. La diferencia más notable con respecto a los dipolos que se muestran en las interacciones por enlace de hidrógeno es que ahora estos no se deben a la diferencia de electronegatividades.

Figura 11. Representación de las interacciones por dispersión.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Actividad 5

¡Vamos!



Actividad 5.



Fuerzas intra e intermoleculares

Instrucciones:
Para reforzar el tema y los conceptos tratados previamente, es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

3.3 Interacción del carbono con el ambiente

El elemento más abundante en la Tierra es el Hierro. Representa aproximadamente el 35% de la masa total del planeta y se encuentra principalmente en el núcleo terrestre y en minerales como la hematita y la magnetita. Sin embargo, si nos referimos a la corteza terrestre, el Oxígeno es el elemento más abundante, principalmente en forma de óxidos. Y aunque el Carbono no es tan predominante como el Hierro o el Oxígeno. En la corteza terrestre, el Carbono se encuentra principalmente en forma de compuestos, como carbonatos en rocas sedimentarias y en combustibles fósiles como el carbón, el petróleo y el gas natural. Además, el carbono es un componente fundamental de la vida en la Tierra, ya que forma la base de las moléculas orgánicas, incluyendo proteínas, lípidos, carbohidratos y ácidos nucleicos, de modo que su importancia en la vida y en los procesos geológicos es fundamental.



¿Sabías que todo lo que puedes observar en la imagen está compuesto de Carbono?

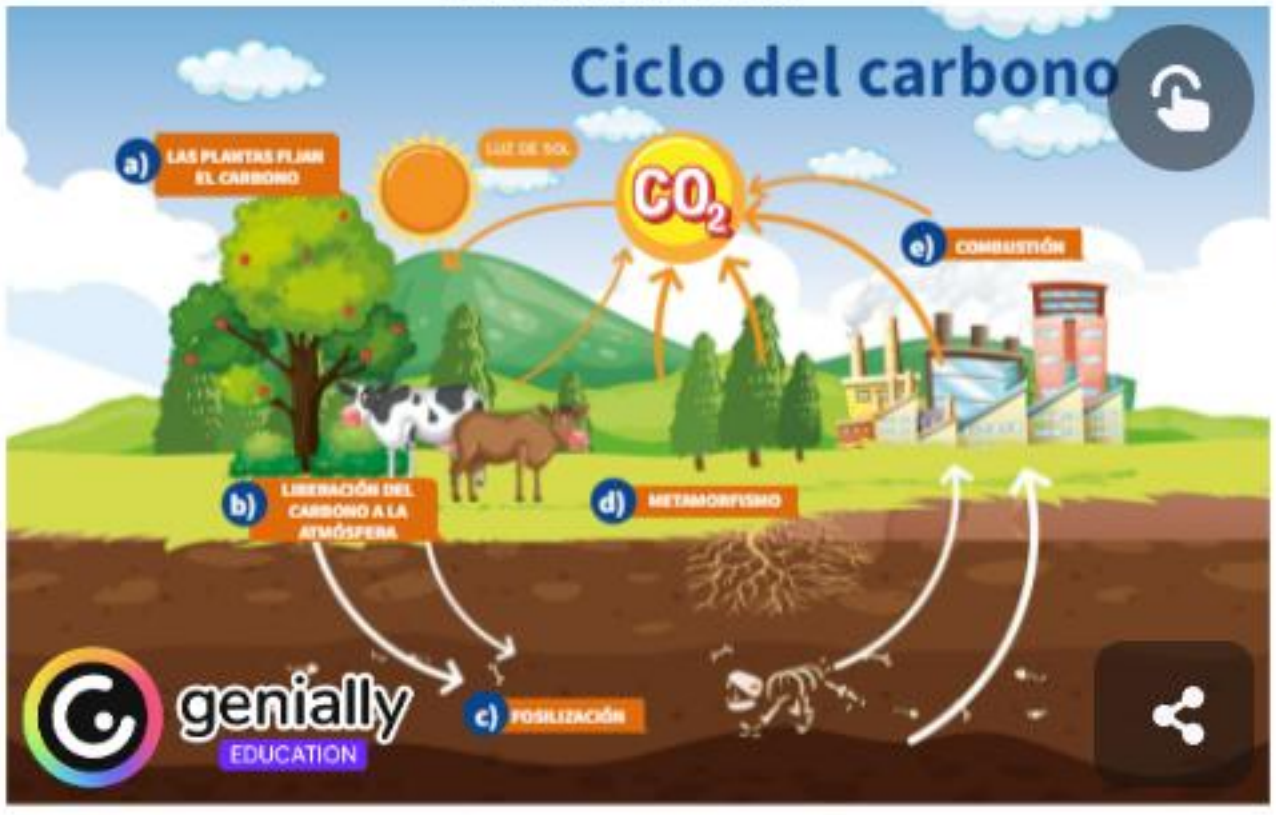
El carbono es un elemento imprescindible para los seres vivos, lo podemos encontrar en la estructura de todas las **moléculas orgánicas** como los azúcares (también llamados carbohidratos), proteínas, lípidos y ácidos nucleicos. Aunque también forma parte de algunos compuestos inorgánicos que han estado presentes en la Tierra desde su origen, y que se encuentran en constante transformación.

3.3.1 Ciclo del carbono

El **Ciclo del Carbono** describe el movimiento y la transformación de este elemento a través de diferentes reservorios en el ambiente, incluyendo la atmósfera, los océanos, la biosfera y la litosfera.

Este ciclo es crucial para mantener el equilibrio climático y el funcionamiento de los ecosistemas; a través del siguiente esquema podrás observar las diferentes fases que lo componen.

Figura 12. Ciclo del carbono.



Nota. Fuente: Reyes, A. (2024). Creación propia con información de: Genially [Ciclo del carbono]. https://concepto.de/ciclo-del-carbono/

Fases del Ciclo del Carbono

- **Fijación del Carbono:** El dióxido de carbono (CO_2) es absorbido por las plantas y algas durante un proceso llamado fotosíntesis, que veremos más adelante, donde se convierte en carbohidratos.
- **Liberación a la atmósfera:** Los animales consumen plantas y otros organismos para obtener energía de carbohidratos, lípidos y otros **compuestos orgánicos,** liberando CO_2 a la atmósfera durante la respiración, al descomponer los carbohidratos para obtener energía. Cuando los organismos mueren, el carbono contenido en sus tejidos puede ser liberado de nuevo al ambiente mediante la descomposición.
- **Fosilización:** Parte del carbono puede ser enterrado en sedimentos marinos, formando eventualmente combustibles fósiles a lo largo de millones de años, como el carbón, el petróleo y el gas natural.
- **Metamorfismo:** Se libera CO_2 a partir de rocas carbonatadas cuando se deslizan sobre el manto terrestre.
- **Combustión:** La quema de combustibles fósiles (como el petróleo, el gas natural y el carbón) libera grandes cantidades de CO_2 a la atmósfera, contribuyendo al aumento del efecto invernadero y al cambio climático.



¿Sabías que los océanos son como gigantescas "aspiradoras" que ayudan a limpiar el aire que respiramos?

Sí, es cierto. Los océanos no solo son lugares increíbles llenos de vida, sino que también son superhéroes secretos que luchan contra el cambio climático. ¿Cómo lo hacen? Bueno, resulta que las plantas y el fitoplancton en los océanos tienen un superpoder llamado "pump de carbono biológico". Este proceso les permite absorber toneladas de dióxido de carbono de la atmósfera, como si estuvieran chupando pajitas gigantes. Y lo más loco es que cuando estas plantas mueren, ¡su carbono se hunde hacia el fondo del océano como un tesoro perdido en el mar! Así es como los océanos nos ayudan a mantener el equilibrio en nuestro planeta y a mantener el aire más limpio para todos nosotros. ¡Los océanos son geniales, ¿verdad?!

3.3.2 Fotosíntesis

Hemos hablado sobre la importancia del Carbono en la vida en la Tierra, ahora estudiaremos cómo este elemento es absorbido y fijado en un proceso llamado fotosíntesis, y también veremos cómo se vuelve la parte fundamental en la obtención de la energía química presente en algunas moléculas como la glucosa.

Definición

Fotosíntesis: proceso en el cual la energía solar se convierte en energía química. De manera general, la reacción balanceada es:

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

dióxido de carbono + agua ⟶ glucosa + oxígeno

La fotosíntesis se divide en dos etapas principales: la fase luminosa y la fase oscura (o ciclo de Calvin).

Fase Luminosa

En esta fase, las moléculas de clorofila presentes en las células vegetales capturan la energía luminosa del sol.

Esta energía se utiliza para dividir moléculas de agua (H_2O) en Oxígeno (O_2) e iones Hidrógeno, también llamados protones (H^-).

Gracias a estos procesos se producen dos moléculas que tienen la capacidad de generar energía: ATP (Adenin Trifosfato) y NADPH (Nicotinamida adenina dinucleótido fosfato reducido) que son utilizados en la fase siguiente.

Fase Oscura

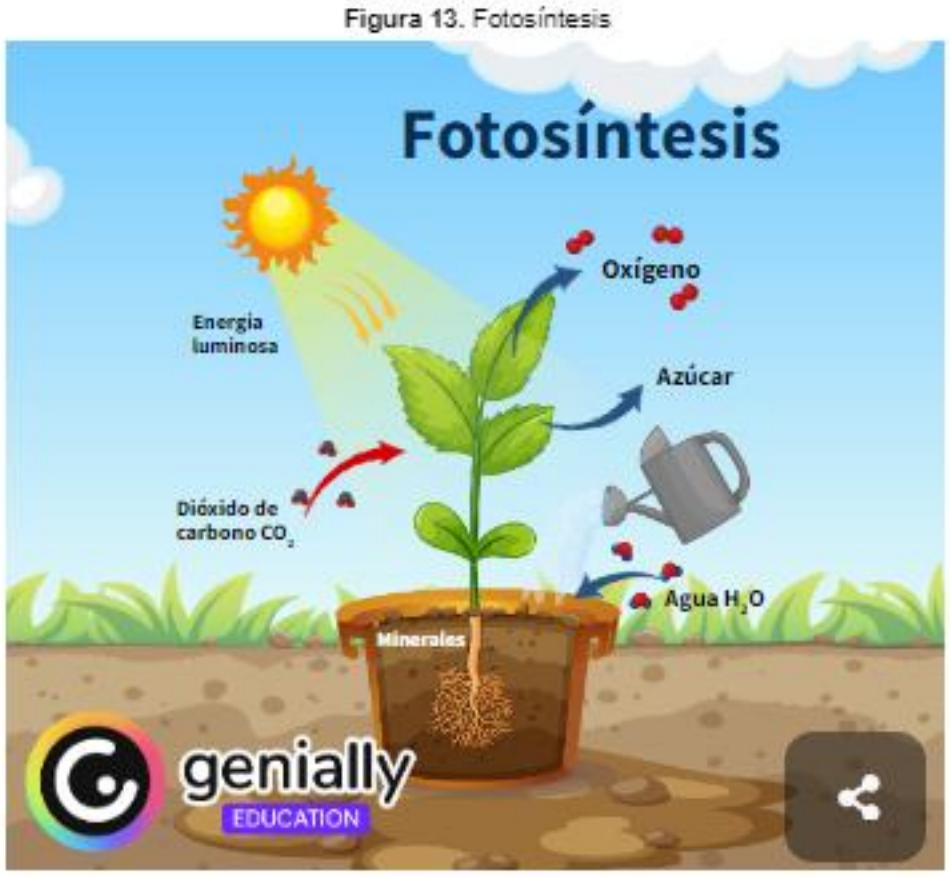
En esta fase, el ATP y el NADPH producidos en la fase luminosa se utilizan para convertir el dióxido de carbono (CO_2) en moléculas de glucosa ($C_6H_{12}O_6$).

La glucosa resultante es utilizada por la planta como fuente de energía, y materia prima para crecer y desarrollarse.

¿Sabías que puedes ver la fotosíntesis en acción?

Da clic **AQUÍ** para ver el video.

Figura 13. Fotosíntesis



Nota. Fuente: Reyes, A. (2024). Creación propia con información de: Genially [Fotosíntesis]. https://concepto.de/fotosintesis/

3.3.3 Respiración e intercambio gaseoso de O_2 a CO_2



Los carbohidratos (glucosa), producida por las plantas durante la fotosíntesis, además de otras moléculas como proteínas y lípidos son esenciales para los animales, incluidos nosotros, como fuente primaria de energía. Pero, ¿Cómo obtenemos esta energía? Cuando consumimos alimentos, nuestro cuerpo la descompone mediante varios procesos para producir energía en forma de ATP, usada para todas las actividades de la célula, desde movernos hasta pensar.

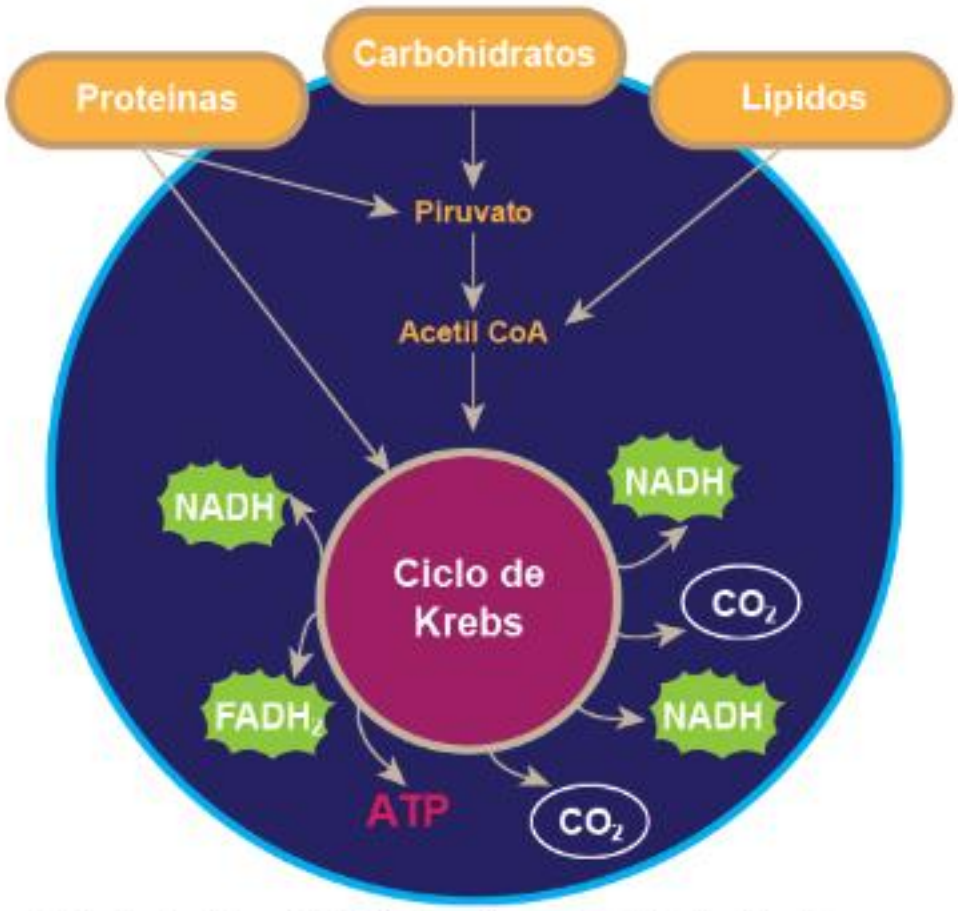
El primer paso consiste en descomponer los carbohidratos y proteínas en moléculas de piruvato; la degradación de lípidos y el piruvato se transforman en Acetil Coenzima A, esta molécula entra a un proceso llamado ciclo de Krebs, donde descompone el piruvato para formar ATP, NADH, $FADH_2$ y desechar el Carbono sobrante en forma de CO_2. En la **figura 14** puedes ver un esquema del proceso.

Las moléculas de NADH y $FADH_2$ se oxidan (es decir, pierden electrones) para generar la energía suficiente para producir moléculas de ATP dentro de las centrales eléctricas de la célula (mitocondrias) a partir de la unión de Adenina Difosfato (ADP) y Pi (fósforo inorgánico). El Oxígeno que tomamos del aire cuando respiramos (O_2) es necesario para tomar estos electrones resultantes de la oxidación y producir H_2O.

Las reacciones generales son:

$$NADH + H^- + 2ADP + 2Pi + O_2 \longrightarrow NAD^- + 3\,ATHP + 3H_2O$$
$$FADH_2\ 2ADP + 2Pi + O_2 \longrightarrow FAD^- + 3\,ATP + 3H_2O$$

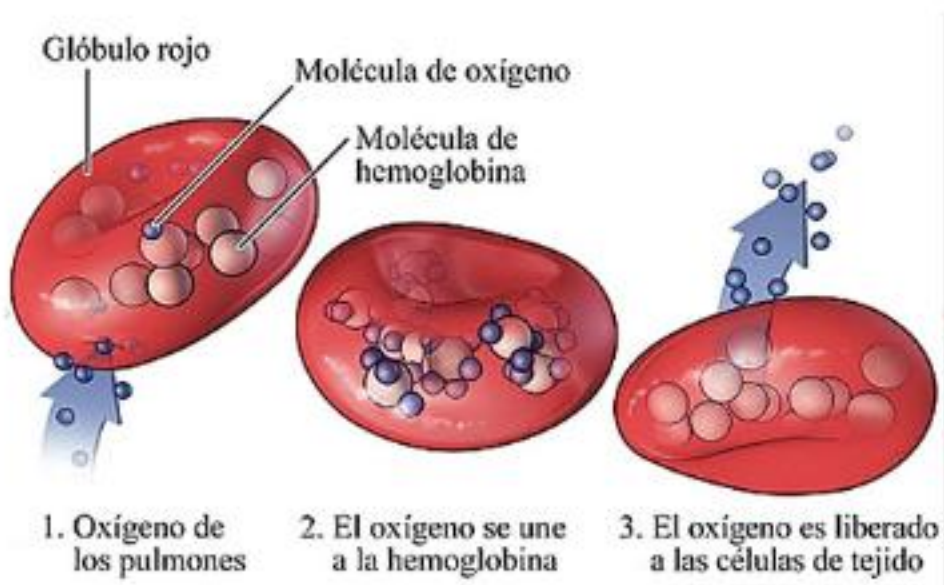
Figura 14. Proceso de obtención de energía y producción de dióxido de carbono



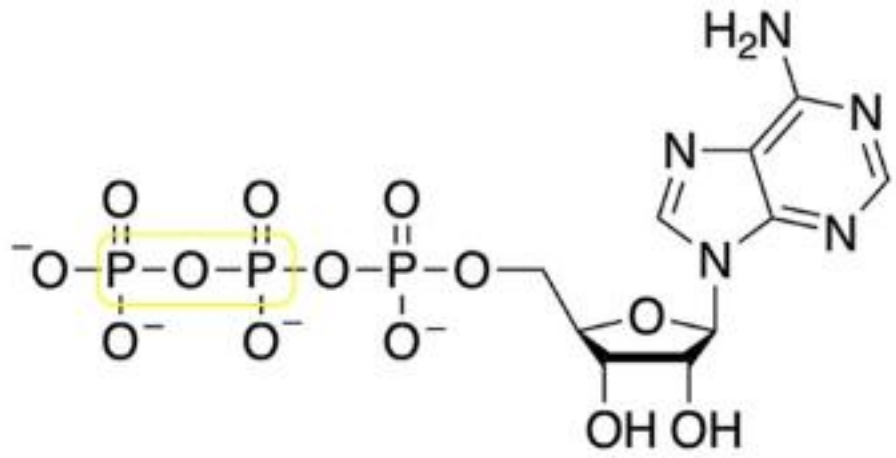
Nota. Fuente: López, K. (2024). Creación propia. Adobe Illustrator [Proceso de obtención de energía y producción de dióxido de carbono].

Como puedes observar, el O_2 es sumamente importante para nosotros así que cuando respiramos, necesitamos obtener O_2 del aire, mientras que debemos desechar CO_2 de la descomposición de nutrientes, de modo que se realiza un intercambio gaseoso de O_2 a CO_2, este proceso inicia en los pulmones, donde ingresa a capilares sanguíneos interactuando con la hemoglobina; la sangre viaja por todo el cuerpo, intercambiando el O_2 que requieren las células por CO_2 de desecho. Finalmente, cuando la sangre regresa a los pulmones, libera el CO_2 permitiendo que salga en la exhalación

Figura 15. Captura y liberación de Oxígeno por células de la sangre.



Nota. Fuente: Elaboración propia. Modificado de: Healthwise.



¿Por qué decimos que el Adenin Trifosfato nos sirve para generar energía?

La molécula que observas es el Adenin Trifosfato, el enlace que observas entre un átomo de fósforo y un oxígeno es un enlace de alta energía, es decir, cuando se rompe libera $-30.5\ \frac{kJ}{mol}$ lo que permite brindar energía en otras reacciones que el cuerpo realiza. De modo que usamos esta molécula para guardar la energía producida y ocuparla cuando lo requerimos. ¡La naturaleza es impresionante!

3.3.4 Reacción de combustión



¿Te has preguntado alguna vez cómo funcionan los automóviles?

La gasolina se mezcla con aire en una cámara de combustión y se enciende gracias a una chispa eléctrica generada por la batería, liberando energía en forma de calor que impulsa los pistones para convertirla en trabajo, permitiendo el funcionamiento del automóvil, los gases producidos se eliminan en las válvulas de escape.

Definición

Reacción de combustión: implica la oxidación de un combustible, que es un compuesto orgánico como propano, gasolina, metano, etcétera, en presencia de Oxígeno (O_2) con liberación de energía y la producción de dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

La ecuación química general para la combustión de la mayoría de los combustibles es representada de la siguiente mantera:

$$\textbf{combustible} + O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) + \textbf{energía}$$

De forma habitual los **combustibles** son aquellas sustancias que arden fácilmente en presencia de oxígeno, este último se considera el **comburente de la reacción,** ya que sin él el proceso de la combustión no se efectúa.

Estas reacciones ocurren con **compuestos orgánicos,** gran parte de ellas con **hidrocarburos,** que contienen en su estructura solamente Carbono e Hidrógeno y que son considerados combustibles fósiles pues son derivados del petróleo. Una situación preocupante acerca de la combustión de hidrocarburos es la gran cantidad de CO_2 que se produce como resultado, pues este gas se considera uno de los principales causantes del efecto invernadero y la inversión térmica, que se han suscitado a nivel global en últimas décadas.

Una vez que conocemos la fórmula química de algún combustible, podemos proceder a balancear esta reacción, para esto revisemos algunos ejemplos:

Ejemplo

El butano (C_4H_{10}) es un componente del gas natural que se usa para cocinar. Escribe la ecuación balanceada por la combustión del butano.

• Primero, tenemos que escribir la ecuación de la reacción de combustión, sabiendo que el **combustible** es el compuesto C_4H_{10}, y que los productos que se esperan de esta reacción son $CO_2\,(g)$ y $H_2O\,(\ell)$, de modo que:

$$C_4H_{10}\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

• Luego, sugerimos que se balancee el número de átonos de carbonos en el lado de los productos colocando un coeficiente **4** al CO_2:

Ejemplo

$$C_4H_{10}\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 4CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

• Es conveniente ahora balancear el número de átomos de hidrógeno, observando que en los reactivos tenemos 10 y en los productos sólo 2, y para tal efecto, se coloca un coeficiente **5** al lado del H_2O:

$$C_4H_{10}\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 4CO_2\,(g) + 5H_2O\,(\ell)$$

• Finalmente tenemos que balancear el número de átomos de oxígeno, debes advertir ahora que en el lado de los productos tenemos 13 átomos (8 en la especie CO_2 y 5 en el H_2O), de modo que en el lado de los reactivos se colocaría como coeficiente $\frac{13}{2}$ al lado del O_2, lo que conduce a:

$$C_4H_{10}\,(g) + \tfrac{13}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow 4CO_2\,(g) + 5H_2O\,(\ell)$$

• Quizá no te resulta cómodo tratar con una reacción balanceada en que se tienen coeficientes en forma de fracción (situación que es perfectamente válida en la Química), por lo cual te resultaría conveniente multiplicar todos los coeficientes de la reacción por el número del denominador en la fracción ($\frac{13}{2}$); es decir, para el caso particular de la reacción que estamos balanceansdo este número es **2**, esta multiplicación se representa a continuación:

$$2C_4H_{10}\,(g) + 2\tfrac{13}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow 2(4)CO_2\,(g) + 2(5)H_2O\,(\ell)$$

• El resultado final es la siguiente reacción balanceada:

$$2C_4H_{10}\,(g) + 13O_2\,(g) \longrightarrow 8CO_2\,(g) + 10H_2O\,(\ell)$$

• Verifica que en esta reacción se tiene el mismo número de átomos de cada especie en ambos lados (reactivos y productos):

$$2C_4H_{10}\,(g) + 13O_2\,(g) \longrightarrow 8CO_2\,(g) + 10H_2O\,(\ell)$$

$$8 - C - 8$$
$$20 - H - 20$$
$$26 - O - 26$$

Ejemplo

El etanol (C_2H_6O) es un líquido que se puede utilizar como combustible en una lámpara de alcohol. Escribamos la ecuación balanceada para la combustión de este compuesto.

• Primero, tenemos que escribir la ecuación de la reacción de combustión, sabiendo que el **combustible** en este caso es el compuesto $C_2H_6O\ (\ell)$, y que los productos que se esperan de esta reacción son $CO_2\ (g)$ y $H_2O\ (\ell)$, de modo que:

$$C_2H_6O\ (\ell) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$$

• A continuación, sugerimos que se balacee el número de átonos de carbonos en el lado de los productos colocando un coeficiente **2** al CO_2:

$$C_2H_6O\ (\ell) + O_2\ (g) \longrightarrow 2CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$$

• Procedemos ahora balancear el número de átomos de hidrógeno, observando que en los reactivos tenemos 6 y en los productos sólo 2, de modo que se coloca un coeficiente **3** al lado del H_2O:

$$C_2H_6O\ (\ell) + O_2\ (g) \longrightarrow 2CO_2\ (g) + 3H_2O\ (\ell)$$

• Debemos percatarnos ahora al balancear los átomos de oxígeno, que en el lado de los reactivos ambas especies contienen a este elemento de modo que, los 7 atómos mostrados en los productos (4 en el CO_2 y 3 en el H_2O), quedarían balanceados en repartiendolos de la siguiente forma en los reactivos: un coeficiente **3** al lado del $O_2\ (g)$ y el coeficiente 1 al lado del $C_2H_6O\ (\ell)$:

$$C_2H_6O\ (\ell) + 3O_2\ (g) \longrightarrow 2CO_2\ (g) + 3H_2O\ (\ell)$$

• Finalmente verificamos que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación química:

$$C_2H_6O\ (\ell) + 3O_2\ (g) \longrightarrow 2CO_2\ (g) + 3H_2O\ (\ell)$$

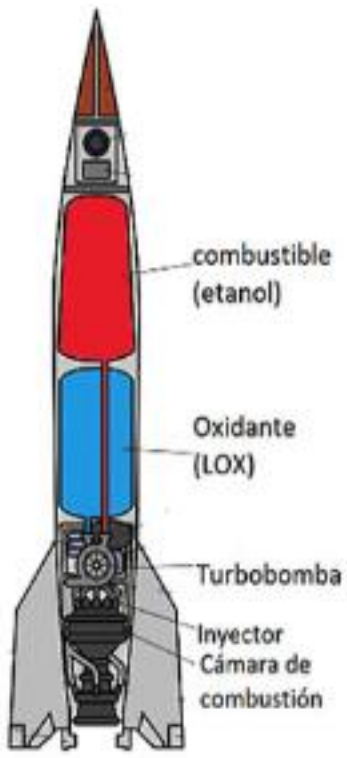
2 – C – 2
6 – H – 6
7 – O – 7

Como hemos visto, para que una reacción de combustión se produzca necesitamos Oxígeno (O_2), pero si no hay Oxígeno en el espacio:

¿Cómo es posible que los cohetes puedan funcionar fuera de la tierra?

¡Llevan su propio agente oxidante en depósitos especiales! Algunos de ellos, guardan Oxígeno en forma líquida, otros ocupan un agente oxidante diferente como difluoruro de oxígeno, nitrato de amonio u óxido de nitrógeno.

Figura 16. La combustión.



Nota. Fuente: Duarte, C. 2023. Introducción a los motores cohete. Agencia Espacial Mexicana, 138 (1). https://haciaelespacio.aem.gob.mx/revi stadigital/articul.php?interior=813

Uno de los aspectos más relevantes acerca del uso de los combustibles es la gran **energía** que producen por cada gramo de compuesto que se quema; por ejemplo, la **gasolina** que se usa en los autos está constituida en un gran porcentaje de octano cuya fórmula química es C_8H_{18}. Al quemar un gramo de esta sustancia se producen **−46,660 J** de energía en forma de **calor,** la razón por la que esta cantidad tiene un signo negativo es por que se trata de una reacción exotérmica, a continuación representamos esta reacción de combustión en la que se expresa esta cantidad de energía liberada:

$$2C_8H_{18}\ (\ell) + 25O_2\ (g) \longrightarrow 16CO_2\ (g) + 18H_2O\ (\ell)$$

$$\Delta_c H = -46{,}660\ \frac{J}{g}$$

Recordarás que en el módulo pasado hicimos referencia al símbolo del **cambio de entalpía** en una reacción, en este caso la entalpía de combustión tiene su propia simbología ($\Delta_c H$) y con base en su valor se determina qué tan bueno es un combustible. La entalpía de combustión por gramo de sustancia para algunos compuestos se muestra en la **Tabla 1.** Observe detalladamente que estos combustibles generan una gran cantidad de energía por cada gramo de sustancia que se quema.

Tabla 1. Entalpías de combustión para algunos combustibles

Nombre	Fórmula	$\Delta_c H / \frac{J}{g}$
Propano	C_3H_8 (g)	– 50 345
Butano	C_4H_{10} (g)	– 49 504
Hexano	C_6H_{14} (ℓ)	– 48 308
Acetileno	C_2H_2 (g)	– 49 928

Nota. Fuente: Elaboración propia.

Realicemos algunos ejemplos interesantes con estas cantidades.

Ejemplo

El gas acetileno es usado como un agente fundente de metales debido a que su combustión genera una flama con una altísima temperatura (aproximadamente 2000°C). ¿Cuánta energía en forma de calor se generará al quemar 500 g de esta sustancia?

• Observemos en la **Tabla 1** que la entalpía de combustión para esta sustancia es de – 49 928 J por cada gramo de sustancia que se quema, de modo que para determinar la cantidad de energía en forma de calor para los 500 g de acetileno, necesitamos realizar la siguiente operación:

$$500 \text{ g de } C_2H_2 \left(\frac{-49\,928 \text{ J}}{1 \text{ de } C_2H_2}\right) = -24\,964\,000 \text{ J}$$

• La cantidad de energía en forma de calor que se genera es – 24 964 000 J.

Actividad 6

¡Vamos!





Actividad 6.

Interacción del carbono con el ambiente

Instrucciones:
Para reforzar el tema y los conceptos tratados previamente, es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

Resumen del Módulo III

En los anteriores temas revisamos conceptualizaciones referidos a la **energía**, considerada como la capacidad de realizar trabajo. Pudiste descubrir dos clases de energía: la **cinética** es la de un cuerpo en movimiento, determinada por su masa y velocidad, y la **térmica** es la interna que determina la temperatura de un sistema.

El comportamiento de los gases es estudiado por la **teoría cinética** de los gases a través de diferentes leyes: la Ley de Boyle establece que, a temperatura constante, la presión y el volumen de un gas son inversamente proporcionales. La Ley de Charles dice que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura a presión constante, y la ley de Gay-Lussac afirma que la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura a volumen constante.

También se explicó sobre los estados de **agregación de las sustancias,** las cuales tienen una estrecha relación con las fuerzas intra e intermoleculares. Las fuerzas de dispersión, por su parte, son atracciones débiles entre átomos cercanos. Los puentes de hidrógeno son interacciones entre moléculas con hidrógeno y elementos electronegativos.

Revisamos que el carbono es un elemento esencial en la **materia orgánica y los combustibles fósiles,** el ciclo del carbono describe su circulación entre fuentes inorgánicas y orgánicas, implicando procesos como fotosíntesis y respiración y descubriste que la respiración celular descompone compuestos orgánicos para producir energía, liberando dióxido de carbono.

Por último, se explicó que que un **combustible** son aquellas sustancias que arden fácilmente en presencia de oxígeno, este último se considera el comburente de la reacción, ya que sin él el proceso de la combustión no se efectúa.

No olvides, el uso de los combustibles es la gran **energía** que producen por cada gramo de compuesto que se quema, por ejemplo, la gasolina que se usa en los autos está constituida en un gran porcentaje de octano cuya fórmula química es C_8H_{18}



Actividad 7.

Ejercicio de gamificación

Instrucciones:
Para reforzar los temas vistos en este **Módulo III** se te pide realizar el siguiente ejercicio de gamificación, sigue las indicaciones para seleccionar la respuesta correcta. Da clic en **Empezar** para comenzar con el ejercicio.



Actividad 8.

Cuestionario Autoevaluable

Instrucciones:
Como actividad final, se te pide realizar un cuestionario; para comenzar, revisa en la plataforma **SEDUCA** la sección Actividades (Estudiante) y responde a la actividad denominada: M3 Cuestionario Final.

Glosario

Carbono: elemento esencial que forma la base de toda la materia orgánica, entre ella los cuerpos de los organismos, y es un componente clave de los combustibles fósiles.

Ciclo del carbono: la compleja circulación del carbono entre fuentes inorgánicas y orgánicas dentro del medio ambiente.

Dióxido de carbono: compuesto presente en la atmósfera que es absorbido por organismos fotosintéticos para formar moléculas orgánicas y luego es liberado nuevamente en la atmósfera a través de procesos como la respiración y la descomposición.

Energía: es capacidad que tiene un cuerpo para realizar un trabajo.

Energía cinética: es la energía de un cuerpo debido a su movimiento, y queda determinada por la masa y la velocidad del cuerpo.

Energía térmica o cálorica: se refiere a la energía interna contenida en un sistema termodinámico y que es responsable de su temperatura.

Electrolito: se refiere a la disolución acuosa de un compuesto iónico que además de contener iones se comporta como un material conductor de la corriente eléctrica.

Fotosíntesis: proceso en el que se usa la energía de la luz solar para transformar el dióxido de carbono de la atmósfera en materia orgánica que alimenta las redes tróficas.

Fuerzas de dispersión: son fuerzas de atracción débiles que resultan de la atracción del núcleo de un átomo, que contiene carga positiva, por los electrones de otro átomo en moléculas o partículas cercanas.

Interacciones intermoleculares: son las interacciones atractivas que se llevan a cabo entre partículas individuales (átomos, moléculas o iones) que pertenecen a una misma sustancia, a partir de estas interacciones se pueden explicar los estados de agregación. Siempre son el resultado de fuerzas actuando sobre los átomos.

Ley de Boyle: es la ley que establece que, a temperatura constante, el producto de la presión y el volumen de una muestra determinada de gas siempre tenía la misma cantidad.

Ley de Charles: es la ley que establece que el volumen de un gas en un recipiente cerrado es directamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la presión es constante.

Ley de Gay-Lussac: es la ley que establece que, a volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Polarización: deformación de la nube de electrones alrededor del núcleo de un átomo por la presencia cercana de una especie que, puede o no, tener carga eléctrica neta.

Puentes o enlaces de hidrógeno: Sson las interacciones intermoleculares originadas en moléculas que contienen hidrógeno y algún otro elemento, en que se generen cargas parciales como resultado de la diferencia de electronegatividades.

Reacción de combustión: implica la oxidación de un combustible, que es un compuesto orgánico como propano, gasolina, metano, etcétera, en presencia de Oxígeno (O_2) con liberación de energía y la producción de dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

Respiración celular: proceso por el que los organismos descomponen los compuestos orgánicos para producir energía aprovechable y liberan dióxido de carbono en la atmósfera como subproducto.

Teoría cinética molecular: Es un modelo microscópico que tiene el propósito de explicar y describir de manera detallada las leyes de los gases.

Termodinámica: Es la rama de la ciencia que estudia la manera en la que el calor se transmite entre diferentes sistemas.

Trabajo: Es la energía que se transfiere entre dos cuerpos, sustancias o el sistema y sus alrededores, cuando existe una fuerza que provoca un desplazamiento.



Módulo IV

Aplicaciones de la Química

Propósito de Módulo

Reconocer la importancia y las aplicaciones de la química en materiales de uso cotidiano.

Presentación

Como te has podido dar cuenta a lo largo de este curso, la Química es una ciencia cuya finalidad no solo es la de descubrir, sino también, crear, innovar y aplicar a las necesidades de tu vida cotidiana.

El papel de la Química, en el campo de las ciencias experimentales, ciencia y tecnología, genera un compromiso y responsabilidad, presente en cualquier acción que todos desempeñemos; sin ella, muchos de los hechos no vislumbrarían a la vista de los demás. La Química contribuye a satisfacer necesidades y generar oportunidades de mejora para las sociedades, desde la elaboración de medicamentos hasta la valoración de materiales y la secuenciación de procedimientos y técnicas de manera general.

En este último módulo revisaremos algunos efectos ambientales que actualmente estamos experimentando, como son el calentamiento global y el efecto invernadero, sus causas y consecuencias. La clasificación de las mezclas y su aplicación en la vida cotidiana.

También está presente el tema de cantidad de materia y partes por millón. Y finalmente revisaremos algunos productos sintéticos y la Nanotecnología aplicada a la Química.

¡Falta poco y esto último te sorprenderá!

Actividad 1.



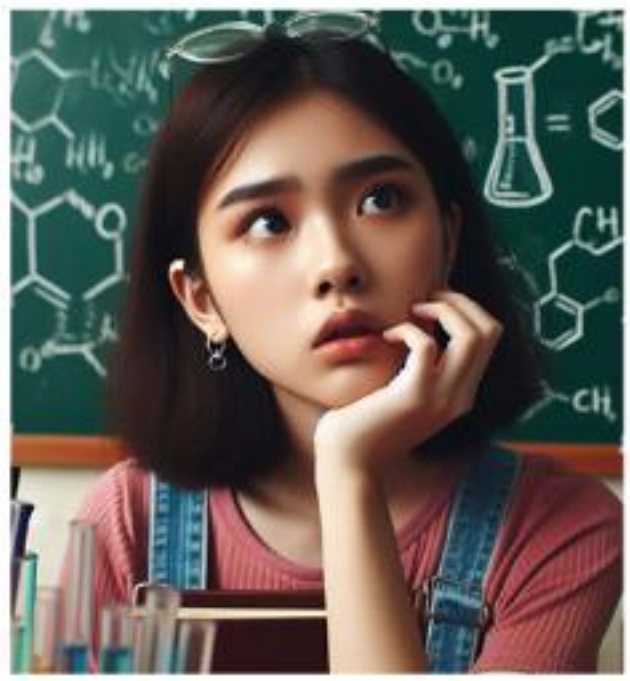
Cuestionario
(conocimientos previos)

Antes de comenzar con los contenidos de este módulo, te invitamos a responder las siguientes preguntas. Eso te ayudará a descubrir los conocimientos previos que traes sobre nuestra asignatura, al mismo tiempo le permitirá a tu docente conocer tus fortalezas y debilidades en ella.

Para comenzar con el ejercicio, revisa en la plataforma **SEDUCA** la sección Actividades (Estudiante) y responde a la actividad.

4.1 Efecto invernadero

¿Alguna vez te has preguntado qué contiene el aire que respiramos y cómo estos componentes afectan nuestro planeta?



El aire que respiramos está compuesto principalmente por aproximadamente 78% de nitrógeno y alrededor de un 21% de oxígeno. Sin embargo, también contiene una variedad de otros gases en cantidades mucho más pequeñas, incluidos el dióxido de carbono (CO_2), el metano (CH_4), y el vapor de agua (H_2O). Aunque estos gases representan solo una fracción minúscula de la atmósfera, desempeñan un papel crucial en el equilibrio térmico de nuestro planeta. Por ejemplo, el CO_2 y el metano son **gases de efecto invernadero** que atrapan el calor en el ambiente, ayudando a mantener temperaturas adecuadas para la vida en la Tierra.

Es propicio que ahora consideremos que:

Definición

La **atmósfera** terrestre es una capa de aire formada por numerosas capas en función de la temperatura, gracias a este manto (ver **Figura 1**).

Figura 1. Atmósfera de la Tierra.



Nota. Fuente: NASA, 2022, https://science.nasa.gov/earth/10

El **efecto invernadero** es el **calentamiento** que se produce cuando ciertos gases de la atmósfera de la Tierra **retienen el calor.** Estos gases dejan pasar una parte de la luz y reflejan otra, además, mantienen el calor como las paredes de cristal de un invernadero. Este fenómeno es de suma importancia a nivel astro-geológico pues permite un rango de temperatura sobre la superficie de los planetas capaz de almacenar agua en sus tres estados, favoreciendo con

Figura 2. Foto de la Tierra.



Nota. Fuente: NASA, 2022, https://science.nasa.gov/earth/10

ello la presencia de vida en los mismos. Los principales gases participantes que favorecen este efecto son el dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4) y óxido nitroso (N_2O), que guardan estrecha relación con la vida y sus ciclos dentro del planeta.

¿Alguna vez has visto cómo funciona un invernadero?, es muy similar a la función que realiza la atmósfera en la Tierra, en la siguiente imagen (**Figura 3**) podrás observar un esquema sencillo del efecto invernadero.

Figura 3. Efecto invernadero.



Nota. Fuente: DiarioECO 2019 https://www.diario.eco

¿Has escuchado acerca de la terraformación de planetas?

Muchas agencias espaciales se han planteado generar atmósferas artificiales en diferentes planetas como Marte para conseguir las condiciones necesarias para poder ser habitable, basándose en los principios del efecto invernadero.



(Jakosky, B.M., Edwards, C.S. Inventory of CO2 available for terraforming Mars. *Nat Astron* **2**, 634–639 (2018). https://doi.org/10.1038/s41550-018-0529-6)

4.1.1 Calentamiento global

Definición

El **calentamiento global** es un fenómeno causado por el **aumento de gases de efecto invernadero** en la atmósfera, además de la aparición de nuevos entre los que destacan: los gases fluorados como los hidrofluorocarbonos, los perfluorocarbonos, los clorofluorocarbonos, el hexafluoruro de azufre (SF_6) y el trifluoruro de nitrógeno (NF_3).

Estos **gases** atrapan el **calor** de modo que, como consecuencia **aumentan** la **temperatura** media de la Tierra. Este incremento de temperatura tiene importantes efectos sobre los ciclos naturales, como el ciclo del agua y el ciclo del carbono, y afecta la circulación de materia y energía en el planeta. Además, estos cambios traen consigo alteraciones tanto físicas como químicas en los ecosistemas.



¿Qué efectos puede tener el calentamiento global?

El calentamiento global afecta significativamente el **ciclo del agua;** a medida que la temperatura global aumenta, se incrementa la tasa de evaporación de los cuerpos de agua. Esto lleva a:

a. **Mayor evaporación:** más agua se evapora de los océanos, lagos y ríos, aumentando la cantidad de vapor de agua en la atmósfera.

b. **Precipitaciones extremas:** con más vapor de agua en la atmósfera, las lluvias y tormentas pueden ser más intensas y frecuentes, lo que puede causar inundaciones en algunas regiones.

c. **Derretimiento de glaciares:** las altas temperaturas causan el derretimiento de glaciares y casquetes polares, contribuyendo al aumento del nivel del mar (ver **Figura 4**).

Has notado que últimamente los días son más calurosos?

No es solo tu imaginación: el planeta realmente se está calentando. Los veranos son más largos y calurosos, los inviernos menos fríos, y estamos presenciando un aumento en eventos climáticos extremos, como tormentas intensas, inundaciones y sequías. Este fenómeno, conocido como calentamiento global, está transformando nuestro planeta. En este apartado, exploraremos este peligroso fenómeno.

Figura 4. Derretimiento de glaciares.



Nota. Fuente: National Geographic





¿Qué efectos puede tener el calentamiento global?

También puede afectar el ciclo del carbono de diferentes maneras:

a. **aumento del CO_2 atmosférico**: la quema de combustibles fósiles y la deforestación liberan grandes cantidades de CO_2, un gas de efecto invernadero que contribuye al calentamiento global.

b. **acidificación de los océanos**: el CO_2 absorbido por los océanos forma ácido carbónico, lo que lleva a la acidificación del agua marina. Esto afecta a organismos marinos como los corales y moluscos, que dependen del carbonato de calcio para formar sus conchas y esqueletos.

c. **cambios en la fotosíntesis:** las plantas pueden aumentar la fotosíntesis con más CO_2 disponible, pero el cambio climático también puede alterar los patrones de lluvia y la disponibilidad de agua, afectando negativamente a los ecosistemas.

Actividad 2

¡Vamos!



Actividad 2.

Efecto invernadero y calentamiento global

Instrucciones:
para reforzar los temas visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

4.1.2 Lluvia ácida

Figura 5. Arco de la Independencia.



Nota. Fuente: Mendoza, 2015. 105 años, el Arco de la Indepedencia luce como un estorbo.

¿Sabías que la lluvia ácida puede disolver lentamente monumentos históricos?

Imagina que una estatua famosa o un edificio antiguo empieza a desintegrarse poco a poco como si fuera de azúcar. Esto se debe a que los materiales de los que está construido son susceptibles al deterioro que causa la lluvia ácida, que no solo afecta la naturaleza, sino también las obras hechas por el ser humano. ¡Descubramos cómo sucede esto y por qué es tan importante entender sus efectos!

La **lluvia ácida** es un fenómeno ambiental que incluye además otras formas de precipitación, como la nieve, el granizo, la niebla, e incluso las partículas secas que se depositan sobre la superficie terrestre. La lluvia ácida **resulta** de la combinación **contaminantes atmosféricos** con el vapor de agua en la atmósfera, dando lugar a **ácidos** que caen con la precipitación.

La formación de la lluvia ácida se debe principalmente a que en la atmósfera están presentes algunas sustancias como el dióxido de azufre (SO_2) y óxidos de nitrógeno (NO_x) que son gases con Nitrógeno y Oxígeno en diferentes proporciones, por ejemplo, el óxido nítrico (NO) y el dióxido de nitrógeno (NO_2); compuestos emitidos por diversas fuentes, tanto naturales como generadas por el hombre.

Las emisiones de compuestos que conforman la lluvia ácida de forma natural provienen principalmente de tres fuentes:

a. las erupciones volcánicas liberan grandes cantidades de dióxido de azufre y otros gases a la atmósfera,
b. los incendios forestales emiten óxidos de nitrógeno debido a la combustión de biomasa, y finalmente
c. la descomposición de la materia orgánica siempre libera gases sin embargo, la descomposición de la misma en suelos con alto contenido en azufre, ambientes anaeróbicos (en ausencia de Oxígeno, O_2) o una acumulación por eventos cataclismos que tienen como resultado una emisión de altos niveles de los compuestos integrales de la lluvia ácida.

Por otra parte, las fuentes generadas por el hombre de los compuestos causantes de la lluvia ácida en orden de magnitud son:

a. la agricultura, debido al uso extensivo de fertilizantes nitrogenados,
b. la quema de combustibles fósiles, carbón, petróleo y gas natural, tanto en las centrales eléctricas y la industria, como en la vida diaria mediante los vehículos de motor, siendo las principales fuentes de emisión de dióxido de azufre y óxidos de nitrógeno y,
c. los procesos industriales, principalmente la fundición de metales y la producción de cemento, que liberan grandes cantidades de estos contaminantes.

Figura 6. Erupción volcánica.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial. https://www.bing.com/images

Figura 7. Quema de combustibles fósiles.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial. https://www.bing.com/images

Una vez que los contaminantes son emitidos a la atmósfera, reaccionan con el vapor de agua y otros químicos presentes para formar ácidos. Los dos ácidos más comunes son el **ácido sulfúrico** (H_2SO_4) y el **ácido nítrico** (HNO_3). Ahora surge la pregunta **¿cuáles son estas reacciones químicas que ayudan a la formación de la lluvia ácida?**

El dióxido de Azufre (SO_2) puede oxidarse en la atmósfera para formar trióxido de azufre (SO_3), que a su vez reacciona con agua (H_2O) para formar ácido sulfúrico (H_2SO_4):

$$SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

Por otro lado, los óxidos de nitrógeno pueden reaccionar con agua para formar ácido nítrico (HNO_3):

$$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$$

La lluvia ácida tiene efectos negativos sobre el ambiente, suele dañar las hojas de las plantas, reducir su capacidad de fotosíntesis y debilitar su resistencia a enfermedades y condiciones climáticas adversas. También puede acidificar el suelo, lo que lleva a la pérdida de nutrientes importantes como el Calcio y el Magnesio y movilizar metales tóxicos, afectando el crecimiento de las plantas y con ello las actividades agrícolas y forestales.

Por otra parte, también afecta los mantos acuíferos y sus ecosistemas, disminuyendo el pH en los cuerpos de agua, causando la muerte de los diferentes seres vivos que habitan ahí, así como alterar las cadenas alimenticias acuáticas. Asimismo, el pH también aumenta la acidez del agua, permitiendo la disolución de los metales como el aluminio presente en los suelos y rocas, los cuales suelen ser letales para los organismos acuáticos.

En humanos, puede provocar la sensación de ardor en la piel; con una exposición prolongada puede causar la quemadura en los tejidos; asimismo los óxidos de nitrógeno y el dióxido de azufre pueden irritar el tracto respiratorio, causando enfermedades como el asma, la bronquitis y otras afecciones pulmonares.

Finalmente, la lluvia ácida afecta significativamente las estructuras construidas por el ser humano. Los materiales como el mármol, la piedra caliza y ciertos metales se corroen más rápidamente en presencia de ácidos por su interacción con el carbonato de calcio, dañando edificios históricos, monumentos y otras infraestructuras.

Actividad 3

¡Vamos!

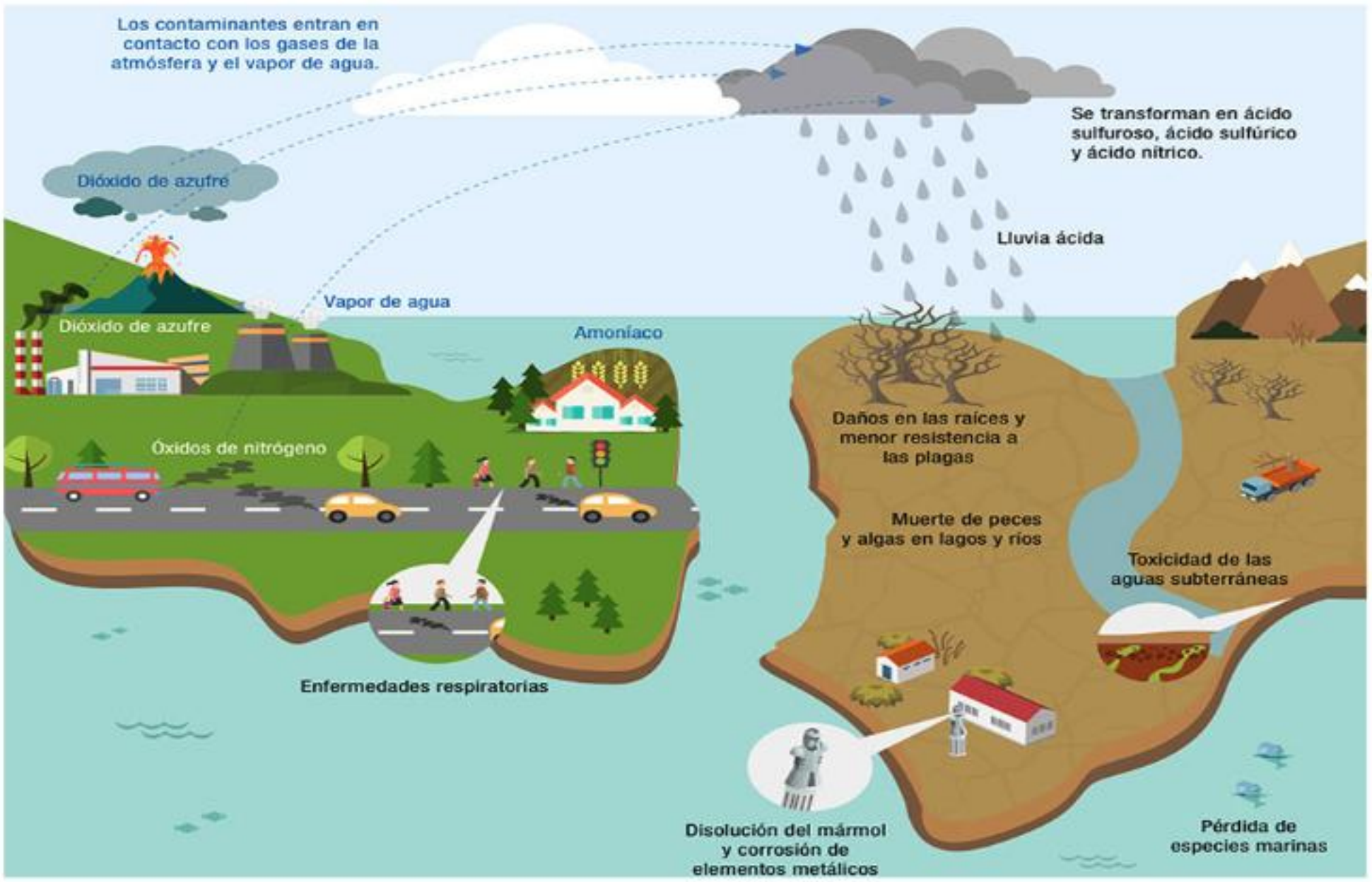
Actividad 3.

Lluvia ácida

Instrucciones:
tomando como referente la lectura que acabas de realizar revisemos los conceptos centrales de la lluvia ácida. Da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

En la imagen de la **Figura 8**, podrás observar un esquema donde se resumen las causas y consecuencias de la lluvia ácida

Figura 8. Causas y consecuencias de la lluvia ácida.



Nota. Fuente: Elaboración propia con inteligencia artificial. https://www.bing.com/images

Si es tan grave, ¿se han tomado medidas para mitigarla?

Afortunadamente sí, existen diversas medidas regulatorias como normativas de emisión y acuerdos de cooperación; sin embargo, ante el creciente aumento de la población y nuestro impacto en el ambiente es necesario recurrir a otras medidas apoyadas por la tecnología, actualmente se ha desarrollado depuradores de gases de combustión, catalizadores selectivos, y combustibles más limpios para reducir la emisión de gases compuestos con azufre y nitrógeno, así como el desarrollo de motores más eficientes y el cambio de fuentes de energía en los mismos para disminuir la emisión general de gases.



Actividad 4

¡Vamos!

Actividad 4.

Causas y consecuencias de la lluvia ácida

Instrucciones:
para reforzar los temas vistos es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

4.2 Mezclas

En el módulo uno revisamos que de acuerdo con su composición la materia se divide en sustancias puras y mezclas. También sabes que cuando dos o más sustancias puras se combinan químicamente forman nuevas sustancias llamadas productos, que tienen características diferentes a las sustancias iniciales.



Actividad 5.

Ubicación de las mezclas en la composición de la materia

Instrucciones:
Revisemos que tanto recuerdas sobre la clasificación de la materia, para que ubiques a las mezclas y su clasificación según su apariencia. Da clic en **¡Vamos!** para acceder a la actividad y arrastra la palabra a su ubicación correcta en el mapa conceptual.

Cuando dos o más sustancias se combinan no siempre llegan al punto de formar nuevas sustancias, al respecto **has notado cuando colocas en un mismo recipiente agua, azúcar y café, el azúcar a pesar de que ya no la puedes ver, sigue siendo dulce, y el café no pierde su olor y sabor característico.** Eso se debe a que no siempre la unión de dos o más sustancias genera nuevas sustancias, sino que solo se **mezclan.**

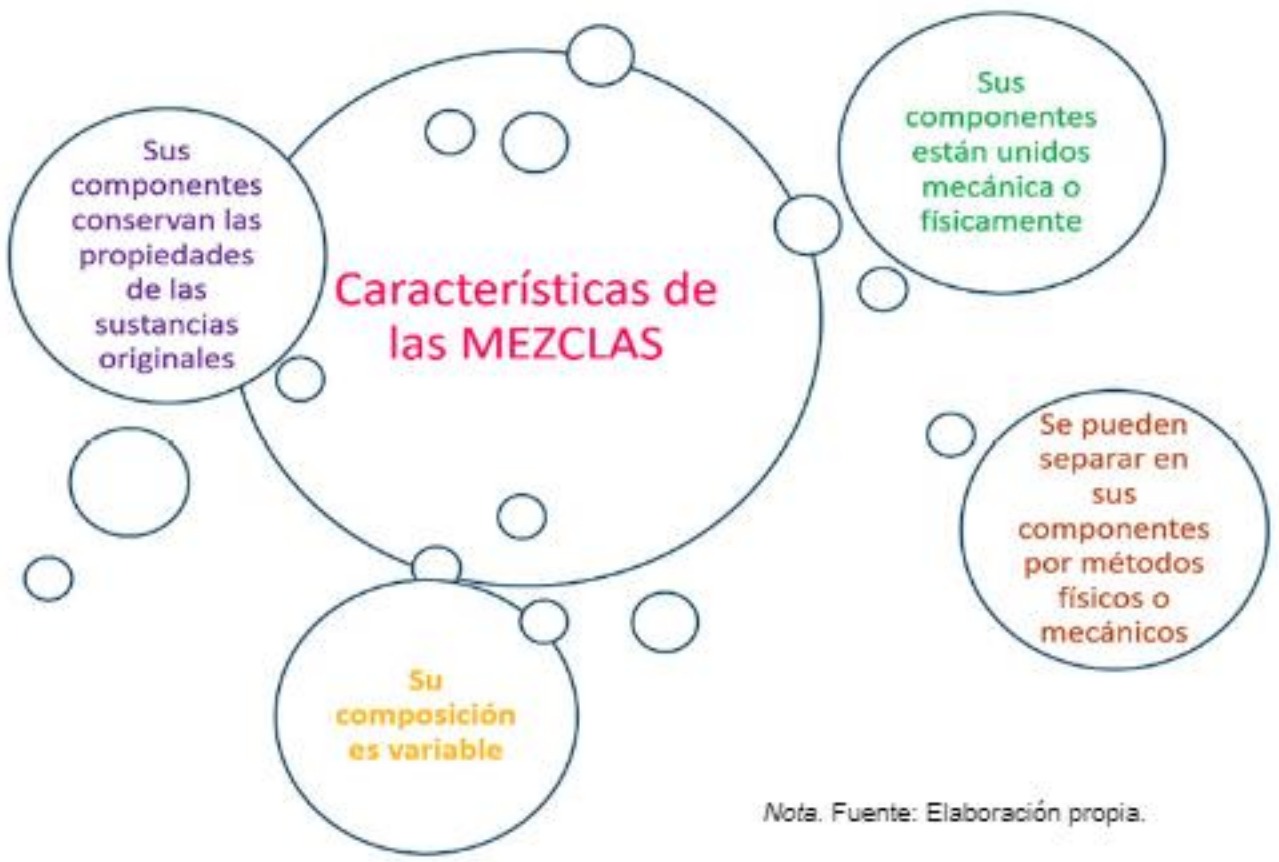


Definición

Una **mezcla** es la unión física de dos o más sustancias puras en proporciones variables, sin que éstas pierdan su identidad ni sus propiedades originales.

Es decir, en la formación de una **mezcla** no se presenta ningún cambio o reacción química, por lo que no se altera la estructura interna de la materia ni se generan nuevas sustancias, en la **Figura 9** se muestran algunas de sus características distintivas.

Figura 9. Características de las mezclas.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

4.2.1 Clasificación

Seguramente recordarás que, de acuerdo con la **apariencia** de sus fases, las mezclas se clasifican en: **mezclas homogéneas,** aquellas en las que a simple vista no se distinguen sus componentes. Por lo tanto, se habla de que presentan **una sola fase,** como sucede con la mezcla de **alcohol con agua,** un **refresco, agua con azúcar,** etc. Mientras que en las mezclas heterogéneas sus componentes se distinguen con facilidad, siendo una ensalada, como: **agua con aceite** y arena con agua, algunos de sus ejemplos más comunes.

Sin embargo, **atendiendo al tamaño de las partículas** de la fase dispersa las mezclas se clasifican en:

Figura 10. Clasificación de las mezclas según su tamaño de partícula.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Definición

En el lenguaje de las mezclas es común el término **fase** para referirse a la **región de la mezcla** que tiene sus propias características físicas y químicas.

En nuestro día a día tenemos contacto con un sinfín de mezclas, así, por las mañanas es común que la gente se tome una disolución de café o un té con o sin azúcar. Hay quienes prefieren un coloide como la leche o una gelatina. Mientras que otras personas necesitan de una suspensión como parte de algún tratamiento médico, e incluso si al salir de casa hay un remolino, la atmósfera tendrá partículas de polvo suspendidas. Si bien todas las mezclas comparten las características mostradas en la **Figura 9,** también cada una de ellas tiene propiedades específicas que permite distinguirlas entre sí. A continuación, revisaremos las características y algunos ejemplos de los tres tipos de mezclas.

4.2.2 Soluciones

Definición

Solución: es una mezcla homogénea en la que un **soluto** se dispersa en un **solvente** para formar una sola fase en la que no es posible distinguir los componentes que la integran.
Soluto (s): es el componente o componentes que se encuentran en menor proporción formando la fase soluble.
Solvente (s): es el componente o componentes que se encuentran en mayor proporción en la mezcla.

Dependiendo del estado de agregación resultante de la mezcla, las soluciones pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas. Así, las **amalgamas** son **soluciones sólidas** que se forman por la **aleación** física del **mercurio** con otros metales como plata, estaño, zinc y cobre, entre otros. Al combinarse los metales generan propiedades propias de la mezcla sin que cada elemento químico pierda sus características propias. En la amalgama el mercurio representa poco más de la mitad de la composición de la mezcla por lo que es el **solvente,** el resto de los componentes representan al **soluto.**

Una **solución líquida** de uso común es el refresco preparado con ingredientes como CO_2, que se disuelve en el agua generando agua carbonatada para darle el efecto burbujeante, benzoato de sodio como conservador y diversos colorantes, saborizantes y edulcorantes que no distingues a simple vista porque están mezclados de forma homogénea con el agua que actúa como disolvente, en la mayoría de los casos.

También existen las **soluciones gaseosas** como el aire de la atmósfera, que es una mezcla formada principalmente por nitrógeno (78%) y oxígeno en un 21%, el 1% restante corresponde a otros gases como dióxido de carbono, monóxido de carbono, etc.

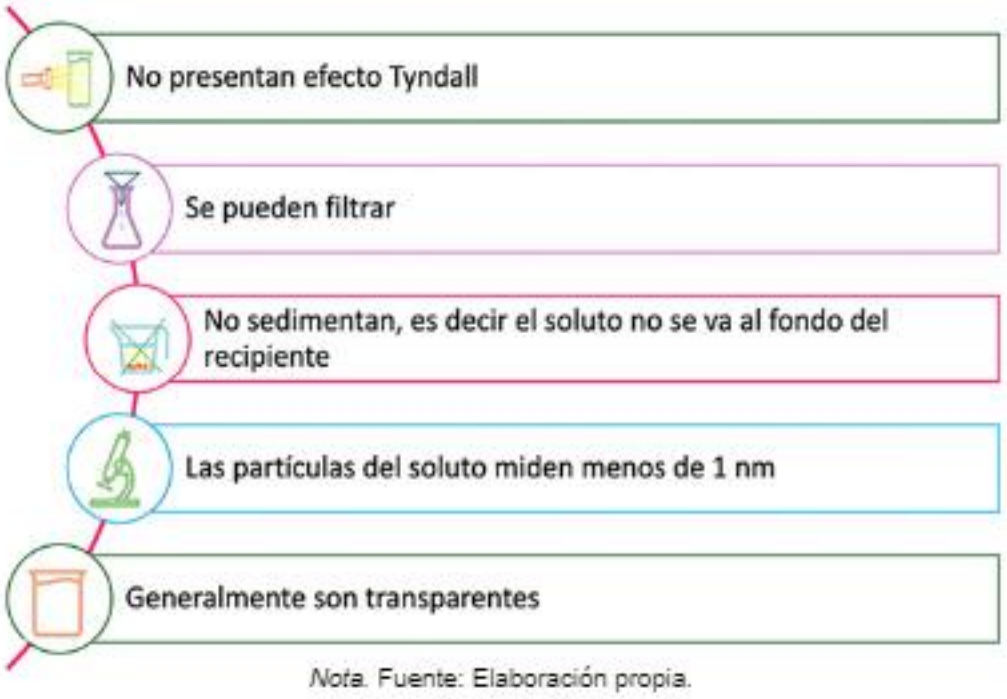
Las **características** generales de las soluciones se muestran en la **Figura 11,** más adelante se explicará el efecto Tyndall.



A ti o a algún familiar ¿les han colocado una amalgama? ¿Conoces los ingredientes de un refresco?, ¿has sentido el aire en tu rostro en un día ventoso?

Como puedes apreciar las sustancias mencionadas tienen algo en común, son **mezclas homogéneas** porque no se distinguen los componentes que las integran, es decir, presentan una sola fase independientemente del estado de agregación en el que se encuentre la mezcla. Ahora bien, atendiendo al tamaño de sus partículas, las tres mezclas (amalgama, refresco y aire) corresponden a una **solución,** definida como:

Figura 11. Características de las disoluciones.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

4.2.3 Coloides

La mezcla indicada de polvo disperso en aire corresponde a un coloide, que se puede definir como:

Definición

Coloide: es una mezcla en la que el soluto o fase dispersa tiene un tamaño de partícula entre uno y cien nanómetros, que se suspenden en la fase dispersora.

En las mezclas coloidales se utilizan los términos **fase dispersa** y **fase dispersora**, en lugar de soluto y solvente, respectivamente; la integración de ambas fases se denomina sistema de dispersión. Algunas dispersiones reciben un nombre específico en función del estado de agregación de las fases.



Figura 12. Tipos de sistemas coloidales.

Nota. Fuente: Elaboración propia.



Alguna vez has estado en un cuarto oscuro en el que un rayo de luz pasa por una rendija, ¿qué se observa con ese rayo de luz?

Efectivamente, es posible observar las **partículas** de polvo que están dispersas en el aire, las cuales describen un movimiento aleatorio y desordenado, debido al choque de las partículas, que se conoce como **movimiento Browniano,** en honor a Robert Brown quién lo describió.

Como puedes observar en los distintos tipos de sistemas coloidales, su apariencia física es homogénea, no obstante, al observarlos al microscopio son heterogéneas.

A diferencia de las soluciones, los **coloides** presentan **efecto Tyndall,** es decir las pequeñas partículas suspendidas tienen el tamaño suficiente para desviar los rayos de luz que inciden sobre la mezcla. Sin embargo, no son tan grandes como para vencer a la gravedad y sedimentarse.

4.2.4 Suspensiones

Definición

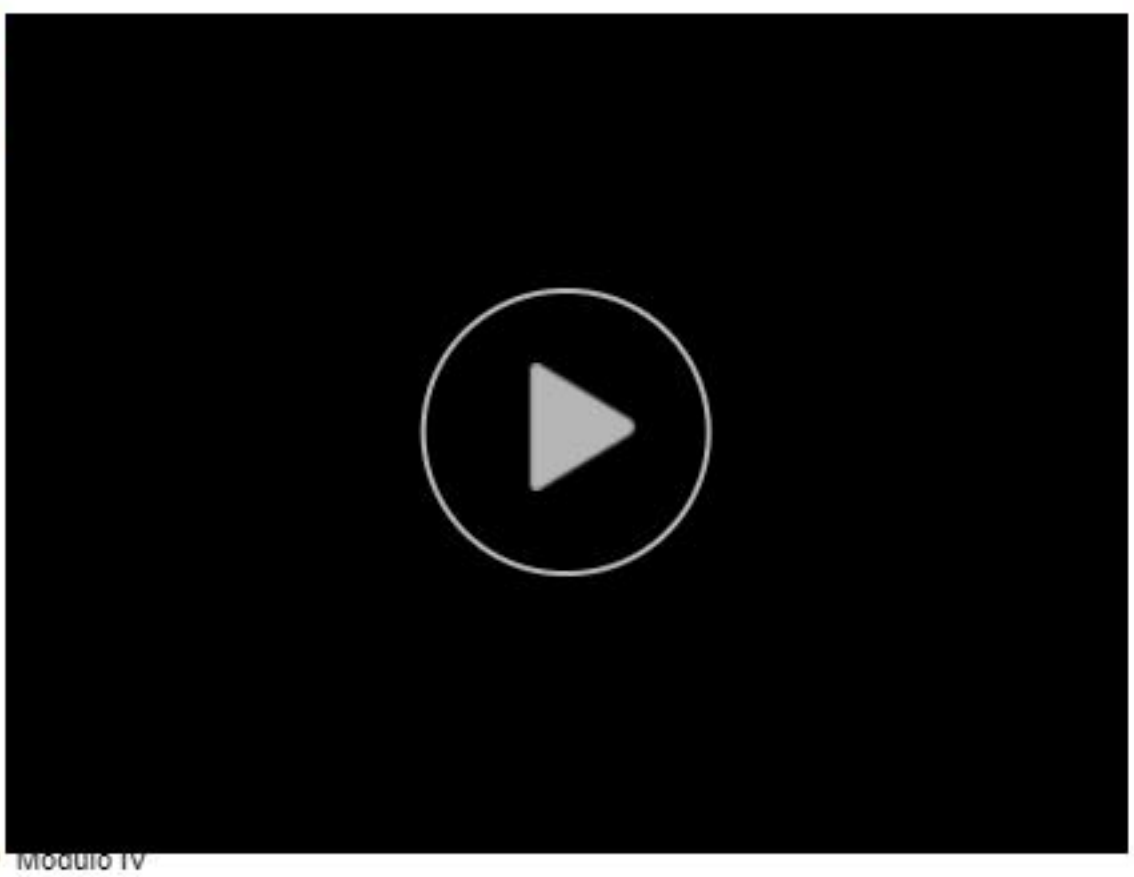
Suspensión: es una mezcla en la que una sustancia en polvo o en partículas pequeñas se dispersa en un líquido quedando suspendidas con tendencia a sedimentar como efecto de la fuerza de gravedad.



A diferencia de las soluciones y los coloides, las **partículas** de la fase dispersa son de **mayor tamaño,** por lo que es posible observarlas a simple vista y en algunas ocasiones con ayuda del microscopio. Además, cuando las suspensiones están en **reposo** (sin movimiento) las partículas de **la fase dispersa** se van hacia el fondo del recipiente que los contiene (sedimenta). Si se agita la mezcla las partículas nuevamente se suspenden. Razón por la cual, por ejemplo, cuando estás tomando un medicamento en forma de suspensión se tiene la indicación de agitar antes de ingerir. La sangre también es una suspensión si se considera que el paquete globular (células de eritrocitos, leucocitos y plaquetas) está suspendido en el plasma. Si dejas la sangre en reposo, después de un tiempo se separarán sus componentes por efecto de la gravedad, proceso que se puede acelerar con el método de separación de mezclas llamado centrifugación, obsérvalo en el siguiente **video.**

¿Has notado que cuando el agua de tamarindo se queda en la jarra sin mover por un tiempo, la pulpa de tamarindo se va al fondo del recipiente?

Lo mismo ocurre en el mar, cuando viene una ola se mezclan la **arena** y el **agua salada,** quedando el agua turbia porque las partículas de arena quedaron suspendidas, si no llega otra ola, después de unos segundos la arena regresa a su lugar y el agua salada nuevamente queda traslúcida. Esto sucede porque la mezcla formada es una **suspensión.**



Nota. Fuente. Olivares, M. I. N. (2024) Centrifugación de suspensiones. Creación propia [Video].

Actividad 6

¡Vamos!

Actividad 6.

Soluciones y coloides

Instrucciones:
para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

4.3 Cantidad de materia

4.3.1 Composición porcentual: m/m, m/v, v/v

Recordemos que una disolución está compuesta por un **soluto** y un disolvente, entendiéndose como soluto a la sustancia que se disuelve (**se encuentra en menor proporción**) y se combina con otra sustancia, llamada disolvente (**se encuentra en mayor proporción**).

Definición

La **composición porcentual** es la forma de expresar la relación que existe del soluto en cien partes de disolución. Es importante mencionar que dichas partes pueden expresarse en unidades de masa o volumen.

Las fórmulas para determinar la composición porcentual son:

$$\%\frac{m}{m} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa de la disolución (g)}} \times 100$$

Ecuación 1

$$\%\frac{m}{v} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{volumen de la disolución (mL)}} \times 100$$

Ecuación 2

$$\%\frac{v}{v} = \frac{\text{volumen del soluto (mL)}}{\text{volumen de la disolución (mL)}} \times 100$$

Ecuación 3

Analicemos los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1. Concentración porcentual $\frac{m}{m}$

Se desea preparar una disolución sólida con 20 g de azúcar y 15 g de sal. Determine la composición porcentual % $\frac{m}{m}$.

Solución:

Paso 1. Primero revisamos los **datos** que el problema nos proporciona, para este ejemplo:

20 g de azúcar
15 g de sal

Paso 2. Se identifica como soluto aquel que está en menor proporción de masa, por lo tanto sería la sal y como disolvente es azúcar, pues está en mayor proporción.

Paso 3. Como el enunciado no indica la masa de la disolución, se calcula de la siguiente manera:

masa de la disolución = masa del soluto + masa del disolvente

masa de la disolución = 20 g + 15 g = 35 g



La receta de los refrescos de cola, ¿es realmente secreta?

Si lees las letras chiquitas en un envase de este famoso refresco, podrás darte cuenta de que se indican los ingredientes. Existen muchas historias que dicha "receta mágica" se encuentra resguardada en una bóveda secreta y que solo dos personas conocen los ingredientes que la componen, sin embargo, tú que has bebido dicho refresco ¿crees que realmente algún laboratorio no haya analizado dicha sustancia? ¿podrías identificar alguno de sus ingredientes?

Ejemplo 1. Concentración porcentual $\frac{m}{m}$

Paso 4. Aplicando la Ecuación 1 tenemos:

$$\%\frac{m}{m} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa de la disolución (g)}} \times 100 = \left(\frac{15}{35}\right) \times 100 = \mathbf{42.85\%}$$

Por lo tanto, la composición porcentual de dicha solución es de **42.85%.**

Ejemplo 2. Concentración porcentual $\frac{m}{v}$

Se desea preparar una disolución sólido-líquido con 40 g de café soluble y 200 mL de disolución de agua hirviendo. Determine la composición porcentual $\%\frac{m}{v}$.

Solución:

Paso 1. Revisamos los datos que el problema nos proporciona, para este ejemplo:

40 g de café soluble
200 mL de agua

Paso 2. Se identifica como soluto aquel que tiene la menor proporción, este caso el café soluble y como disolvente es el agua, pues tiene mayor cantidad.

Paso 3. Aplicando la Ecuación 2 tenemos:

$$\%\frac{m}{v} = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{volumen de la disolución (mL)}} \times 100 = \left(\frac{40}{200}\right) \times 100 = \mathbf{20\%}$$

Por lo tanto, la composición porcentual de dicha solución es de **20%.**

Ejemplo 3. Concentración porcentual $\frac{v}{v}$

¿Qué volumen de agua, en mililitros, deberá agregarse a 300 mL de alcohol para producir una bebida alcohólica al $15\%\frac{v}{v}$?

Solución:

Paso 1. Primero debemos revisar los datos que el problema nos proporciona, para este ejemplo:

300 mL de alcohol
$15\%\frac{v}{v}$

Paso 2. En este caso nos proporcionan información de la cantidad de soluto existente y el porcentaje en volumen.

Paso 3. Despejando el volumen de la disolución a partir de la Ecuación 3 tenemos:

$$\%\frac{v}{v} = \frac{\text{volumen del soluto (mL)}}{\text{volumen de la disolución (mL)}} \times 100 =$$

$$\text{volumen de la disolución (mL)} = \frac{\text{volumen del soluto (mL)}}{\%\frac{v}{v}} \times 100$$

$$\text{volumen de la disolución (mL)} = \left(\frac{300}{15}\right) \times 100 = 2000 \text{ mL}$$

Por lo tanto, el volumen de dicha solución es de **2000 mL.**

4.3.2 Partes por millón

Definición

Las **partes por millón (ppm)** es una unidad de medida de concentración que se refiere a la cantidad de sustancia que existe por cada millón de unidades.

La fórmula utilizada para calcular las partes por millón (ppm) es:

$$ppm = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa de la disolución (g)}} \times 10^6$$

Ecuación 4

Analicemos los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1. Partes por millón

¿Cuántas partes por millón (ppm) están presentes en una disolución con que tiene 100 g de soluto contenida en 150 g de solvente?

Paso 1. Primero revisamos los datos que el problema nos proporciona, para este ejemplo:

100 g de soluto
150 g de solvente

Paso 2. Se identifica como soluto aquel que está en menor proporción de masa, y como disolvente el de mayor proporción.

Paso 3. Como el enunciado no indica la masa de la disolución, se calcula de la siguiente manera:

masa de la disolución = masa del soluto + masa del disolvente

masa de la disolución = 100 g + 150 g = 250 g

Paso 4. Aplicando la Ecuación 4 tenemos:

$$ppm = \frac{100}{250} \times 10^6$$

ppm = 400 000



Las partes por millón (ppm) están hasta en la pasta de dientes.

Los dentríficos, comúnmente, llamados pastas dentales, no solo están diseñadas para limpiar tus dientes, además funcionan también como anticaries, cosméticas y de conservadores. A partir de los 6 años, es importante cepillarse al menos dos veces al día con un dentífrico con 1450 ppm de fluór, cantidad equiparable al tamaño de un chícharo

Actividad 7

¡Vamos!

Actividad 7.

Composición porcentual y Partes por millón (ppm)

Instrucciones:
para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

4.4 Aplicaciones de la Espectrofotometría



Seguramente recordarás del **módulo I** que una de las áreas de estudio de la Química se centra en la medición y determinación de elementos y compuestos en alguna muestra; en efecto la Química Analítica se vale de **herramientas tecnológicas** y de algunos **instrumentos** para saber la concentración de sustancias que pueden provenir de alimentos, de cuerpos de agua, de minerales que se extraen del suelo, del cuerpo humano e incluso de otros planetas y cuerpos celestes. A través, de **técnicas analíticas** se han hecho importantes avances en el área de la salud, pues el uso de estas ha permitido saber parámetros significativos de sustancias que están relacionadas con enfermedades de carácter crónico como la diabetes, la hipertensión, el cáncer, entre otras.

Dentro de las técnicas analíticas destacan:

a) **Técnicas cromatográficas:** se usan para favorecer la separación de algunas mezclas en sustancias más simples como elementos y compuestos. Estas técnicas son especialmente útiles en la industria petroquímica y para el análisis de contaminantes ambientales.
b) **Técnicas espectroscópicas:** hacen uso la interacción de la luz con los compuestos y/o elementos en disolución para poder conocer su concentración.
c) **Técnicas electroquímicas:** hacen uso de la interacción de la materia (compuestos y elementos) con la corriente eléctrica para determinar la concentración.
d) **Técnicas de difracción y dispersión de la radiación:** hacen uso de la interacción de la radiación (como rayos X, rayos catódicos o incluso rayos láser) que se usan para conocer de forma estructural a los materiales.

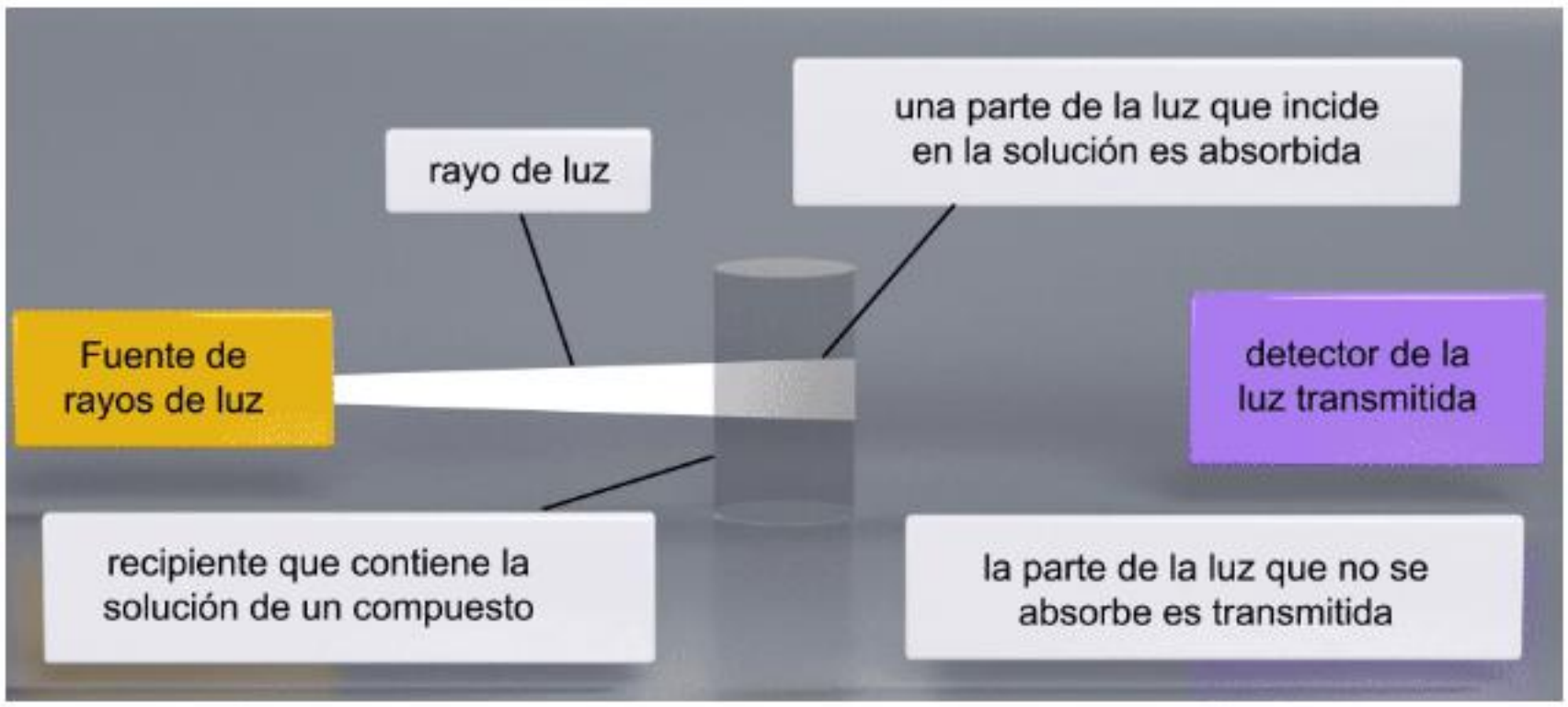
Dentro de las **técnicas espectroscópicas** se considera a la **espectrofotometría.** Cuya definición se muestra a continuación:

Definición

Espectrofotometría: es un conjunto de técnicas analíticas que miden la cantidad de luz absorbida por una sustancia, generalmente en disolución. Estas técnicas se utilizan para identificar y cuantificar sustancias basándose en sus propiedades de absorción de luz.

Los equipos que realizan este tipo de análisis se denominan **espectrofotómetros,** y en estos se hace pasar un rayo de luz (de determinado color) a través de una solución que contiene un compuesto específico, parte de la luz es absorbida por el compuesto y la parte que no se absorbe se deja pasar para ser cuantificada (ver **Figura 13**). La parte de luz absorbida por la solución se conoce con el nombre de **absorbancia,** en tanto que la parte de luz que no se absorbe se conoce como **transmitancia.** Un aspecto importante del rayo de luz que incide sobre la muestra es que posee una longitud de onda característica (λ_o), los rayos de la luz azul tienen una $\lambda_o = 470 \times 10^{-9}\,\mathrm{m}$, mientras que la luz roja tiene una $\lambda_o = 750 \times 10^{-9}\,\mathrm{m}$, así cada color de luz tiene una longitud de onda distinta

Figura 13. Esquema de un espectrofotómetro.



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Esquema de un espectrofotómetro].

Una relación matemática que nos ayuda en este tipo de análisis es la denominada **ley de Lambert-Beer:**

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot c$$

Ecuación (5)

En donde:

- A = absorbancia de la solución (sin unidades de medida)
- ε = coeficiente de absortividad molar en $\frac{L}{mol \cdot cm}$
- c = concentración molar de la solución en $\frac{mol}{L}$
- l = longitud de paso óptico y es equivalente a la longitud del lado del recipiente que contiene la solución.

Cada compuesto tiene su propio coeficiente de absortividad molar que se determina con una luz de determinado color; por ejemplo para la hemoglobina, que es el compuesto al que se debe el color rojo de la sangre, tiene un valor de $\varepsilon = 14.000 \frac{L}{mol \cdot cm}$ que fue determinado usando una luz verde ($\lambda_o = 520 \times 10^{-9}$ m). Al respecto del uso de la ecuación (5), sólo podremos decir de momento que la absorbancia aumenta si la concentración de la especie lo hace.

En conclusión, la espectrofotometría, que implica la absorción de energía en forma de radiación por parte de las sustancias, es una técnica que nos apoya en la determinación de la concentración de determinadas sustancias que se encuentran en disolución.

4.4.1 Turbidimetría



Alguna vez te has preguntado ¿por qué el cielo es azul?

El cielo es azul debido a un fenómeno llamado dispersión de la luz. La luz del sol parece blanca, pero en realidad está compuesta por muchos colores diferentes, como los del arcoíris: rojo, naranja, amarillo, verde, azul, índigo y violeta. Cuando la luz del sol entra en la atmósfera de la Tierra, choca con las moléculas de aire y otras partículas pequeñas. La luz se dispersa en todas las direcciones. Sin embargo, no todos los colores se dispersan de la misma manera. Durante el día, cuando el sol está alto en el cielo, la luz azul se dispersa en todas direcciones y llena el cielo. Es por eso que vemos el cielo de color azul. Este fenómeno se llama **dispersión de Rayleigh.**

Definición

Dispersión de luz: es un fenómeno óptico que ocurre cuando la luz se desvía en direcciones distintas al pasar a través de un medio y que puede ocurrir por razones diversas, como las interacciones con las partículas o debido a las irregularidades del medio por el cual la luz se propaga.

Este fenómeno explica por qué podemos ver la trayectoria de la luz a través de un medio que contiene partículas suspendidas. La dispersión ocurre cuando la luz interactúa con partículas que son de tamaño comparable a la longitud de onda de la luz visible, es decir, las partículas coloidales. Al dispersarse, la luz se desvía de su trayectoria original, haciendo que las partículas en el aire o en un líquido se vuelvan visibles.

Un ejemplo cotidiano de este fenómeno es la luz del sol atravesando una habitación polvorienta, o un haz de luz de una linterna atravesando una niebla. En ambos casos, la dispersión de la luz por las partículas en suspensión hace que podamos ver tanto el haz de luz como las partículas dispersas.

Este tipo de interacción entre la luz y la materia tiene múltiples aplicaciones prácticas, desde la determinación de la pureza del aire hasta el análisis de la composición de soluciones en laboratorios mediante técnicas de espectroscopia. La dispersión de la luz no solo nos permite entender mejor fenómenos naturales, sino que también es una herramienta valiosa en la ciencia y la tecnología. La dispersión de la luz está estrechamente relacionada con la turbidimetría.

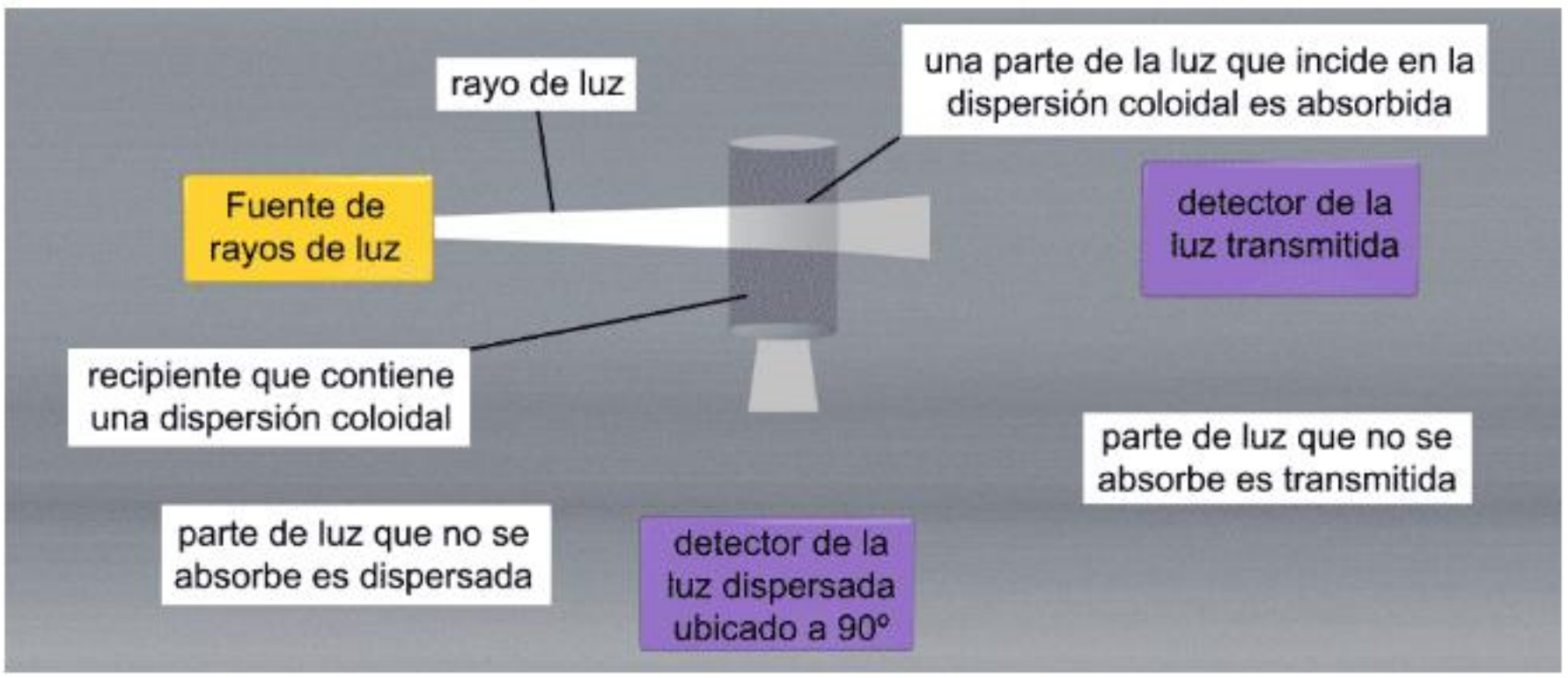
Definición

Turbidimetría: es una técnica analítica utilizada para medir la turbidez de una dispersión, es decir, cuán "nublada" u "opaca" está debido a la presencia de partículas suspendidas. La turbidimetría se basa en la dispersión de la luz por estas partículas.

La turbidimetría mide la cantidad de luz que es dispersada o absorbida por partículas en suspensión en un medio. Cuantas más partículas haya y más grandes sean, mayor será la dispersión y la turbidez de la solución.

El esquema de un turbidímetro se parece mucho al de un espectrofotómetro, sin embargo, cambia en el sentido de que se tienen dos detectores, uno para medir la cantidad de luz transmitida y el otro para medir la cantidad de energía que fue dispersada (o modificada en su dirección); este segundo detector se ubica a 90° del recipiente que contiene la dispersión (véase la **Figura 14**).

Figura 14. Esquema de un turbidímetro.



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Esquema de un turbidímetro].

4.4.1.1 Efecto Albedo



¿Te has preguntado por qué es importante usar protección ocular especial en lugares nevados?

En lugares donde hay mucha nieve, como las montañas o regiones muy frías, la luz del sol puede reflejarse en la nieve y ser muy brillante, lo que puede lastimar los ojos y dificultar ver claramente. Por eso, es relevante proteger nuestros ojos usando gafas especiales que evitan este deslumbramiento cuando estemos en sitios nevados. Lo mismo sucede cuando "hace mucho sol" y decidimos qué ropa ponernos. Si usamos ropa de colores claros, como blanco o amarillo, la mayor parte de la luz del sol que nos llega se refleja en la ropa, lo que nos ayuda a sentirnos más frescos. En cambio, si usamos ropa oscura, como negra o azul oscuro, esa luz solar se absorbe más en la ropa y nos "hace sentir más calor"

Definición

El **albedo** es un concepto clave en la química ambiental y en el estudio de los sistemas climáticos de la Tierra. Se refiere a la **capacidad** de una superficie para **reflejar** la **radiación solar** que incide sobre ella. La palabra "albedo" proviene del latín "albus", que significa "blanco", que da referencia de la alta reflectividad de las superficies claras.

Todos los días, nuestro **planeta** recibe una gran cantidad de **energía** del **Sol,** parte de esta energía se queda en la Tierra y otra parte (cerca del 30%) es reflejada de vuelta al espacio, vea la **Figura 15**. Comprender el efecto albedo, que es la medida de esta reflexión, es esencial para analizar los procesos de calentamiento y enfriamiento del planeta. Esto es especialmente importante para abordar problemas ambientales como el cambio climático.

Figura 15. Albedo planetario.



Nota. Fuente: López, A. (2024). Creación propia. Cinema 4D & After Effects [Albedo planetario].

El albedo se puede calcular a través la **división** entre la cantidad de **radiación solar reflejada** por una superficie y la cantidad de radiación solar incidente. El valor del albedo varía entre 0 y 1, de modo que:

Actividad 8

¡Vamos!

Actividad 8.

Espectrofotometría, turbidimetría y efecto albedo.

Instrucciones:
para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

- Un albedo de 0 indica que la superficie absorbe toda la radiación solar incidente.
- Un albedo de 1 indica que la superficie refleja toda la radiación solar incidente.

En la **Tabla 1** se muestran los valores de albedo de algunas superficies, localiza aquellas superficies en las que hayas tenido una sensación térmica elevada y aquellas en las que hayas tenido la experiencia de frescura.

Tabla 1. Valores de albedo de algunas superficies

Superficie	Albedo Aproximado
Nieve fresca	0.80 - 0.90
Hielo	0.50 - 0.70
Desiertos arenosos	0.30 - 0.50
Bosques	0.10 - 0.20
Océanos	0.05 - 0.10
Asfalto	0.05 - 0.10
Techos blancos	0.60 - 0.75

Nota. Fuente: Elaboración propia.

El **albedo** de una superficie depende de **varios factores,** incluyendo su color, textura y composición. A continuación, se describen algunos ejemplos:

a) **Color:**

- **Superficies claras:** como la nieve y el hielo, tienen un alto albedo (0.6 a 0.9) debido a su alta reflectividad.
- **Superficies oscuras:** como los océanos y los bosques, tienen un bajo albedo (0.1 a 0.3), ya que absorben más radiación solar.

a) **Textura:**

- **Superficies lisas:** como el asfalto, tienden a tener un menor albedo debido a la absorción eficiente de la radiación.
- **Superficies rugosas:** como las áreas cubiertas de vegetación, dispersan la luz en múltiples direcciones, lo que puede afectar su albedo.

a) **Color:**

- **Materiales naturales:** la nieve, la arena y el agua tienen diferentes albedos dependiendo de sus propiedades intrínsecas.
- **Materiales artificiales:** los techos blancos y pavimentos reflectantes, diseñados para aumentar el albedo urbano, reflejan más luz y ayudan a reducir las temperaturas locales.

El albedo juega un papel crucial en la **regulación** de la **temperatura** de la **Tierra.** Las superficies con **alto albedo reflejan** la mayor parte de la **radiación solar,** manteniéndose más **frías.** Por el contrario, las superficies con **bajo albedo absorben** más **radiación,** aumentando su temperatura. Este balance de energía es fundamental para mantener el clima terrestre. El cambio climático puede alterar el albedo de la Tierra de diversas maneras. La disminución de las capas de hielo y nieve, debido al calentamiento global, reduce el albedo terrestre. Esto provoca una mayor absorción de radiación solar y un mayor calentamiento, creando un ciclo de retroalimentación positiva. Este fenómeno es particularmente preocupante en las regiones polares, donde la pérdida de hielo acelera el calentamiento global.

4.5 Productos sintéticos

Imagina un día sin papel para tomar notas o dibujar; sin plástico para fabricar tu celular, audífonos o ropa; o sin vidrio para ver a través de la ventana. Aunque a menudo damos por sentados estos materiales, todos ellos tienen algo en común: son el resultado fascinante de la química en acción. En esta sección, vamos a explorar el mundo de los **productos sintéticos,** aquellos que no existen en la naturaleza, pero que han sido creados por el ingenio humano para mejorar nuestra vida cotidiana. Acompáñanos en este viaje por el mundo de los productos sintéticos y descubre cómo la química no solo explica la existencia de estos materiales, sino que también nos permite innovar continuamente.



¡Vamos a sumergirnos en la ciencia que hace posible nuestro día a día!

4.5.1 Plástico

Figura 16. Du Pont Nylons (1959)



Nota. Du Pont Nylons (1959)

¿Sabías que uno de los primeros plásticos sintéticos, el nailon, fue inventado en los años 30 y revolucionó la industria textil?

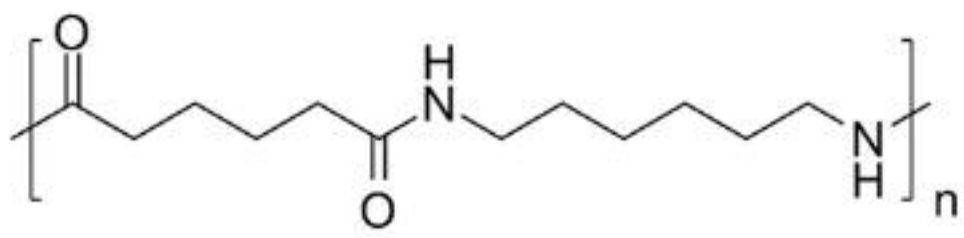
El nailon fue creado por Wallace Carothers, un químico que trabajaba para la empresa DuPont. Fue diseñado inicialmente como una alternativa sintética a la seda, utilizada en paracaídas y medias. El primer producto de nailon que se hizo famoso fueron las medias de mujer, que se presentaron al público en la Feria Mundial de Nueva York en 1939 y se agotaron en cuestión de horas.

El nailon es un polímero formado por largas cadenas de moléculas que contienen átomos de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Su estructura química le da una notable resistencia y elasticidad, lo que lo hace ideal para una amplia variedad de aplicaciones, desde ropa hasta cuerdas y cepillos de dientes. Este invento no solo mostró la versatilidad de los plásticos, sino que también marcó el comienzo de una era en la que los materiales sintéticos comenzaron a reemplazar a los naturales en muchas industrias.

Definición

Un **polímero** es una sustancia formada por moléculas muy grandes llamadas **macromoléculas,** las cuales están compuestas por **monómeros,** que son unidades pequeñas que se repiten y que están enlazadas químicamente una tras otra.

Figura 17. Monómero del Nailon



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Los plásticos son una categoría amplia de materiales sintéticos que se producen mediante la polimerización de monómeros, que se han convertido en materiales omnipresentes en la vida moderna debido a su versatilidad, durabilidad y costo relativamente bajo. Su historia dentro de la vida moderna comienza cuando Charles Goodyear descubrió el proceso de vulcanización en 1839, mejorando las propiedades del caucho natural, sin embargo, el comienzo de la era de los plásticos se dio en 1907, gracias a la invención de la baquelita, el primer plástico completamente sintético por Leo Baekeland.



Para 1933, Reginald Gibson y Eric Fawcett desarrollaron el Polietileno (PE), que junto con el desarrollo del Policloruro de vinilo (PVC), polipropileno (PP) y poliestireno (PS) en años posteriores, expandieron enormemente las aplicaciones de los plásticos. Las aplicaciones de los plásticos hoy en día son ampliamente conocidas, desde envases, pasando por la industria automotriz y de la construcción hasta dispositivos electrónicos y médicos.

Los procesos de fabricación de los plásticos dependen de las moléculas monoméricas utilizadas, mismas que determinan sus propiedades, sin embargo, la mayoría comparten propiedades comunes como son la **ligereza,** la **resistencia a la corrosión,** la **flexibilidad** y **durabilidad,** además de su capacidad como aislantes térmicos y eléctricos.

Así mismo, los métodos de moldeamiento para estos mismos son la extrusión, proceso en el que el plástico fundido es forzado a través de una boquilla para crear formas continuas como tuberías y perfiles, el moldeo por Inyección, donde el plástico fundido es inyectado en un molde para formar piezas con formas complejas y detalles precisos, el moldeo por soplado, utilizado para fabricar botellas y contenedores huecos, donde el plástico fundido es inflado dentro de un molde, y finalmente el termoformado, en el cual láminas de plástico calentadas se moldean en formas específicas mediante la aplicación de presión.

Figura 18. Playa contaminada con plástico.



Nota. Fuente: Shutterstock.com

A pesar de todas las aplicaciones de los plásticos estos también presentan problemáticas generales como son su acumulación en el medio ambiente, especialmente en los océanos, debido a su resistencia a la degradación, además de la formación de microplásticos, fragmentos de plástico de menos de 5 mm que se encuentran en el medio ambiente y pueden ingresar al organismo.

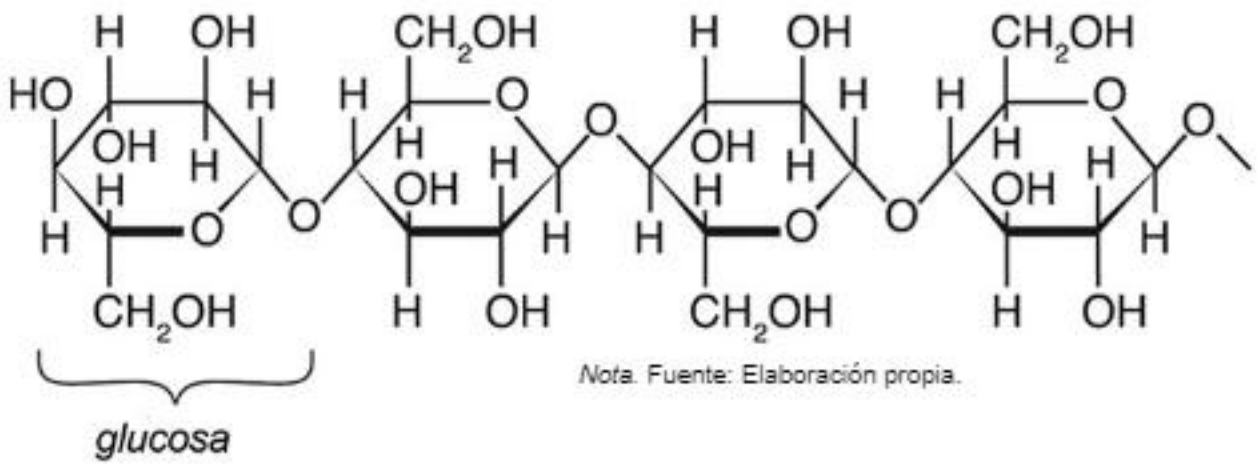
4.5.2 Papel



¿Alguna vez te has preguntado cómo un material tan cotidiano como el papel puede tener un impacto tan grande en nuestras vidas?

Desde los libros que leemos hasta los cuadernos donde tomamos notas, el papel es una parte esencial de nuestro día a día. Pero ¿sabías que detrás de cada hoja de papel hay un fascinante proceso químico? El papel está compuesto principalmente por **celulosa** (ver **Figura 19**), que es un polímero natural compuesto de moléculas de glucosa (producto de la fotosíntesis) unidas. La celulosa tiene una estructura lineal y es altamente cristalina, lo que contribuye a su resistencia y estabilidad.

Figura 19. Estructura de la celulosa.

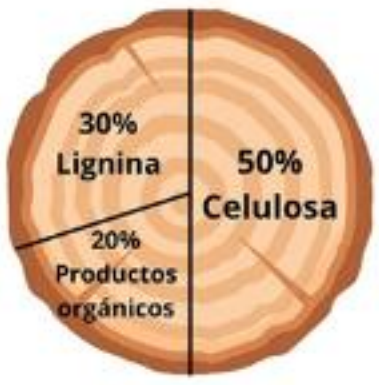


Nota. Fuente: Elaboración propia.

La fabricación de papel implica la conversión de la celulosa extraída de las plantas en hojas delgadas y planas a través de una serie de procesos mecánicos y químicos, proceso el cual consta de seis pasos descritos a continuación.

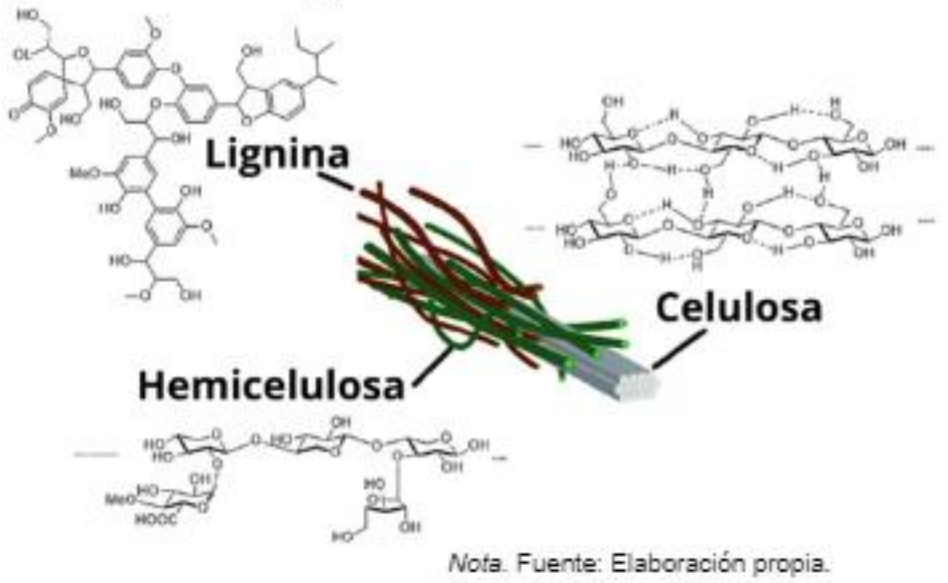
1. **Obtención de la materia prima:** la madera es la fuente más común de celulosa para la fabricación de papel (ver **Figura 20**), aunque también se pueden utilizar otras plantas como el algodón y el bambú.
2. **Desfibrado:** la madera se descompone en fibras individuales (ver **Figura 21**) mediante procesos mecánicos o químicos. En el proceso químico, se utilizan sustancias como sulfuro de sodio (Na_2S) y el sulfato de sodio (Na_2SO_4) para disolver la lignina que une las fibras.
3. **Refinado:** las fibras se refinan para mejorar sus propiedades de formación de papel, incluyendo su longitud y flexibilidad.
4. **Formación de la hoja:** las fibras de celulosa suspendidas en agua se distribuyen uniformemente en una malla para formar una hoja continua. El agua se drena y las fibras se entrelazan formando una red.

Figura 20. Composición de la madera.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Figura 21. Fibras de la madera.

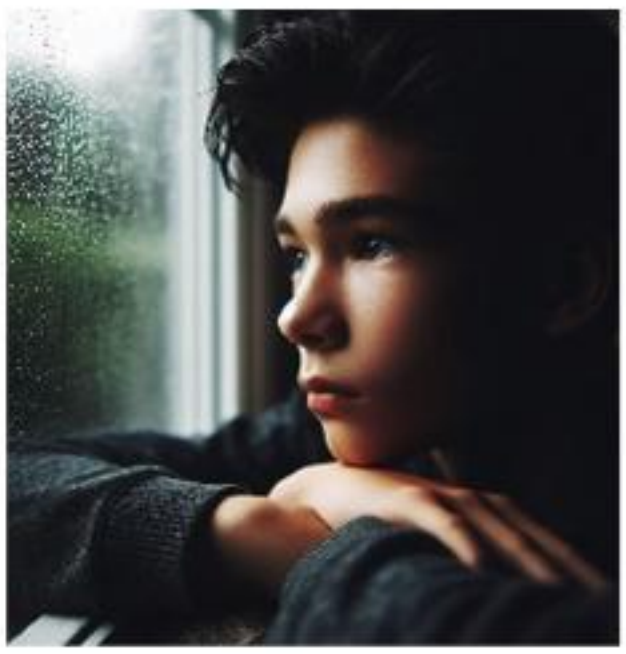


Nota. Fuente: Elaboración propia.

5. **Prensado y secado**: la hoja húmeda se prensa para eliminar el exceso de agua y luego se seca utilizando cilindros calentados.
6. **Acabado:** el papel se puede tratar adicionalmente con agentes de recubrimiento y se puede calandrar (pasar por rodillos) para obtener una superficie lisa y uniforme.

El papel hereda muchas de sus propiedades de la celulosa, pero también presenta características específicas debido a su estructura y proceso de fabricación, como son: la resistencia a la tracción debido a la formación de una red entrelazada de fibras de celulosa; la flexibilidad, que permite al papel doblarse sin romperse fácilmente; la absorción de agua, gracias a la naturaleza hidrofílica de la celulosa y finalmente la biodegradabilidad gracias a su origen.

4.5.3 Vidrio

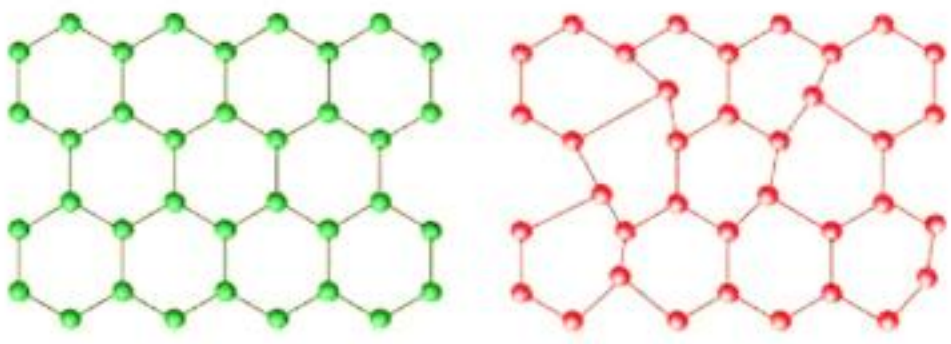


¿Alguna vez has mirado a través de una ventana y te has preguntado cómo es posible que un material tan claro y frágil pueda protegernos del exterior?

El vidrio, con su transparencia y versatilidad, es un verdadero milagro de la química. Desde las ventanas de nuestros hogares hasta las pantallas de nuestros teléfonos, el vidrio es una parte fundamental de nuestra vida moderna. En esta sección, descubriremos cómo se fabrica el vidrio y exploraremos algunas de sus propiedades, ¡Descubramos cómo la ciencia transforma la arena en un material indispensable para la vida moderna!

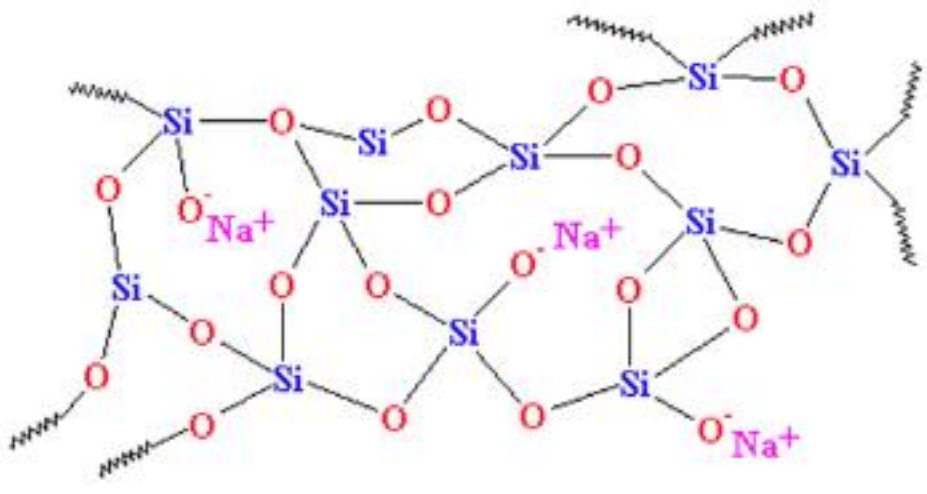
El vidrio es un sólido amorfo, lo que significa que sus átomos no están organizados en una estructura cristalina ordenada, sino que están dispuestos de manera desordenada (ver **Figura 22**), el cual sirvió como precursor para los sólidos cristalinos. La composición del vidrio puede variar, pero el tipo más común es el vidrio de soda-cal, que consiste principalmente en sílice o dióxido de silicio (SiO_2), junto con óxidos de sodio (Na_2O) y calcio (CaO). (ver **Figura 23**)

Figura 22. Estructura cristalina y sólido amorfo.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Figura 23. Estructura del vidrio.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

El proceso de fabricación del vidrio implica los pasos descritos a continuación:

a. **Fusión:** las materias primas se calientan en un horno a temperaturas de alrededor de 1700°C
b. **Moldeamiento:** la masa fundida se puede moldear en diferentes formas mediante procesos como el soplado, el prensado o el estirado
c. **Enfriamiento:** el vidrio se enfría lentamente en un proceso llamado recocido para aliviar tensiones internas



El vidrio es un material que presenta características muy distintas a los materiales que lo componen, como la transparencia, una mayor dureza, la fragilidad, la resistencia química y su capacidad como aislante químico y eléctrico.

Actividad 9

¡Vamos!

Actividad 9.

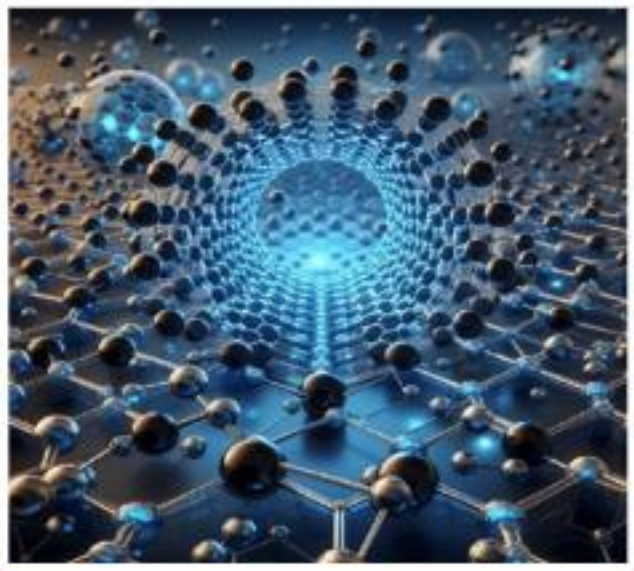
Espectrofotometria, turbidimetria y efecto albedo.

Instrucciones:
para reforzar lo antes visto es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.

4.6 Nanotecnología

A lo largo de este curso has descubierto que la **química** está más cerca de ti de lo que imaginabas, tú mismo eres una máquina impresionante de sustancias y dependes de ellas para tener vida. También sabes que el objeto de estudio de la química es la **materia,** lo que implica que su campo de aplicación sea tan amplio que existen ramas que derivan de ella para generar conocimiento más específico, teniendo que relacionarse con otras ciencias para lograrlo.

De esta manera, con el avance continuo de la ciencia y la tecnología han surgido nuevas formas de fabricar sustancias que permiten mejorar la calidad de vida del ser humano, y que ahora también buscan remediar los daños causados en su entorno ambiental. Así, hoy tenemos avances novedosos como la biotecnología que en palabras sencillas utiliza la maquinaria de seres vivos o células para fabricar medicamentos, alimentos, biocombustibles, textiles, etc. En este sentido, en los últimos treinta años se ha intensificado el trabajo con la **Nanotecnología.**



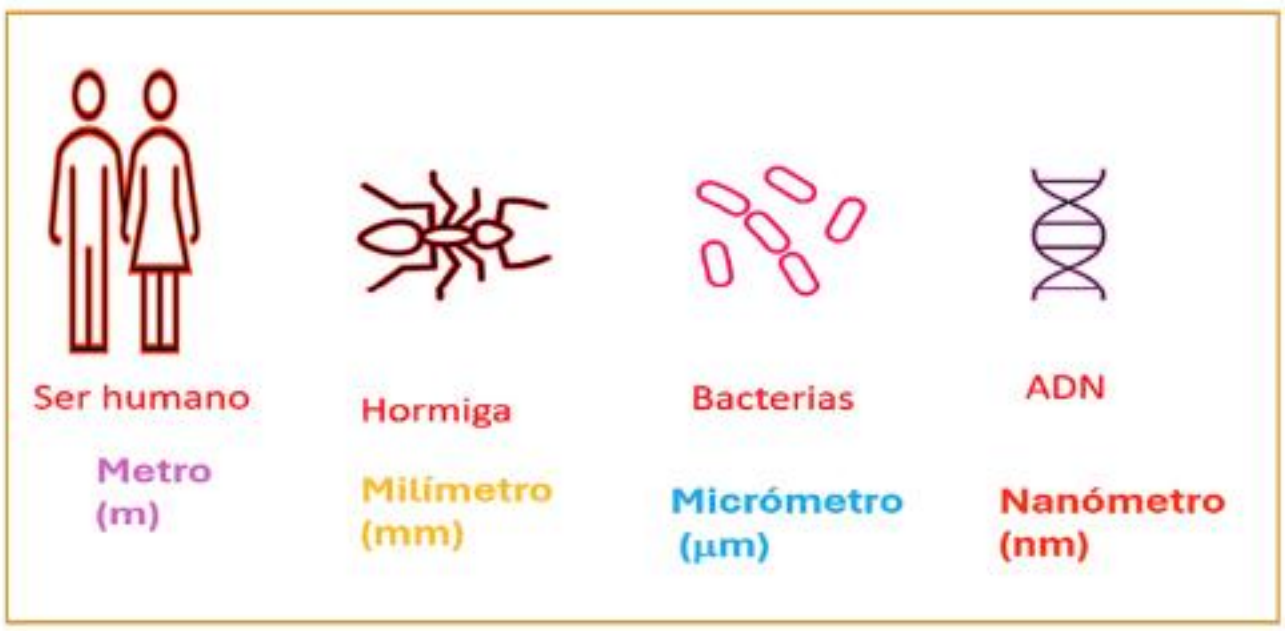
¿Has escuchado algo sobre la Nanotecnología?

Es probable que no, porque no es un término común en el lenguaje académico para adolescentes. Sin embargo, en este curso inicial de química en el nivel medio superior estamos seguros de que es imprescindible conocer las bases conceptuales de la nanotecnología porque cada vez estará más presente en nuestro día a día, en distintos campos de aplicación como la medicina, la alimentación y la agricultura, la construcción y el desarrollo de nuevos materiales, e incluso en los planes preventivos y remédiales del cuidado del medio ambiente, entre otros. ¡Iniciemos el viaje por este pequeñísimo mundo!

4.6.1. Concepto y aplicaciones

Para entender el concepto de **nanotecnología** es indispensable ubicarnos primero en el **tamaño** de las cosas. Hay magnitudes que manejamos cotidianamente, como el metro, el centímetro y el milímetro, que son perceptibles a nuestra vista, y eso nos facilita su manejo. No obstante, cuando queremos observar objetos que son un millón de veces más pequeños que el metro, como las células, entonces nos auxiliamos del **microscopio** que nos permite observar cosas a escala micrométrica e incluso nanométrica, que es mil veces más pequeña que una micra. En la **Figura 24** se muestra el comparativo desde metro hasta nanómetro, 10^{-9}) que es la dimensión en la que se mueve la nanotecnología.

Figura 24. Comparación entre dimensiones.



Nota. Fuente: Elaboración propia.

Definición

La **nanotecnología** es la rama de la tecnología que estudia y manipula a la materia a nivel molecular y atómico, cuya dimensión es el nanómetro (millonésima parte de un metro).

4.6.1.1 Uso en la industria de la construcción, alimentaria y textil, en la salud y el medio ambiente.



El **carbono** es un elemento químico muy versátil gracias a su configuración electrónica, sus propiedades físicas y químicas. Este elemento tiene la capacidad de encontrarse en diferentes formas alotrópicas que dependen de su conformación espacial. ¿Sabías, que la punta de tu lápiz es un alótropo del carbono llamado **grafito**? ¿Y aún más sorprendente que ese mismo elemento químico al acomodar sus átomos de diferente forma también da origen a una piedra preciosa como el **diamante**?

Sí, comparas las características del grafito con el diamante, resaltan físicamente dos de ellas: el brillo y la dureza, mientras que el grafito es quebradizo, el diamante tiene alta dureza. Otros de los alótropos del carbono son el grafeno, los nanotubos y los fullerenos, que tienen amplias y múltiples aplicaciones en la nanotecnología, como es en la industria de la construcción.

La **nanotecnología en la construcción** busca la generación de materiales más durables, resistentes y a la vez ligeros, moldeables, con mayor vida útil, y sostenibles, entre otras cosas. Así, por ejemplo, el grafeno, que consiste en una solo capa de carbono y que se obtiene a partir del grafito, es mucho más ligero que el acero, pero con mayor dureza. Existen otros elementos químicos y compuestos que se ocupan en la nanotecnología, como silicio, plata y titanio, etc. Con ellos se fabrican: Aditivos, revestimientos, aislantes térmicos, células solares, sensores que sirven para monitorear las estructuras, e incluso materiales autorreparables como el hormigón (mezcla de cemento, grava y arena).





Otra de las aplicaciones de la nanotecnología es en la industria alimentaria, al respecto, el ser humano ha buscado la forma de mejorar la **producción, distribución, almacenamiento** y **entrega** de **productos alimenticios.** A nivel agricultura desarrolló sustancias químicas capaces de nutrir el suelo para una cosecha más abundante y de mayor calidad, así mismo, las pérdidas económicas son cuantiosas si de plagas se trata, lo que llevo a la generación de plaguicidas que eliminan a los insectos que infestan los sembradíos.

No obstante, algunos de esos procesos no han sido amigables con el ambiente, por lo que, en un intento por remediar las cosas, por mucho tiempo se ha intentado posicionar a las compostas como un medio para fertilizar los campos de sembradío, aunque lo cierto es que no ha tenido el éxito esperado. Los alimentos transgénicos y ahora los orgánicos están desplazando la agricultura tradicional.

Respecto a la distribución, ahora se cuenta con transporte de cadena fría que traslada los alimentos a lo largo de grandes distancias, protegiéndolos de los estragos de la temperatura. De la mano se tienen refrigeradores, tanto en fábricas como en los hogares, cuya función es retardar la descomposición de los alimentos haciendo que sus propiedades se conserven por más tiempo, lo que también ha llevado a la creación de nuevos materiales, procesos de envasado y sustancias llamadas conservadores que tratan de alargar la vida

útil de los alimentos. En este punto tal vez te surja la pregunta y a todo esto **¿en dónde está la nanotecnología en los alimentos y la agricultura?** La respuesta es sencilla, **¡en todo!**

La nanotecnología ha puesto su atención en la industria alimentaria y la agricultura, para atender cada una de las necesidades mencionadas: mejora en la calidad de los alimentos tanto en su estética como en su contenido nutricional, en las distintas etapas de producción desde la agricultura y todos los procesos derivados, hasta su transformación. Así como en los materiales de envasado, almacenamiento y transporte que garanticen la satisfacción, salud y nutrición de los comensales. Esto no es un futuro, es una realidad poco informada a la sociedad, lo que implica ciertos riesgos al consumidor quien no es informado para tomar la decisión de consumir productos alimenticios producidos desde la nanotecnología

¿Te imaginas lo práctico que sería no tener que planchar tu ropa, o que esta no se manchara o mojara? Te tengo noticias, en un futuro no muy lejano todo eso y más, puede ser una realidad gracias a la **nanotecnología** que hoy en día también está trabajando en la **industria textil** para desarrollar fibras que sean más resistentes al desgaste, que no se manchen o no se ensucien con facilidad, o bien cuenten con un proceso de autolimpieza. Se busa que tengan una función específica como repelente del agua, protección de los rayos UV e incluso textiles con sensores integrados que puedan monitorear la actividad física.



Toda la investigación y desarrollo de nuevos productos, servicios, sistemas y materiales llevan un trasfondo económico, es decir tanto el gobierno de cada país, como la iniciativa privada destinan recursos a la innovación y desarrollo de nuevos productos en áreas en las que puedan obtener ganancias. Razón por la que la nanotecnología tiene una amplia gama de aplicaciones en el sector salud, que van desde la prevención, el diagnóstico y tratamiento de enfermedades.

Prevención y Diagnóstico

Se están diseñando vacunas con antígenos protegidos en nanopartículas que propicien una mejor respuesta inmunitaria y con ello la prevención más efectiva de las enfermedades causadas por microorganismos.

También, se están diseñando **biosensores,** que son materiales semiconductores dirigidos a la célula de forma específica para detectar alteraciones en su funcionamiento, que se manifestarán en señales eléctricas remotas enviadas a un detector que generará un informe del estado de salud del paciente para que el médico pueda apoyar su diagnóstico.

Tratamiento

Es probable que alguna vez hayas leído en un medicamento que presenta efectos secundarios como dolor de cabeza, mareos, vómitos, gastritis, etc.; incluso en ocasiones los médicos además del medicamento que te recetan para sanarte, también te dan otros que disminuyen los efectos secundarios, por ejemplo, para la gastritis.

La **nanotecnología** está diseñando **tratamientos "inteligentes"** ya sea porque van directo al sitio de acción, porque disminuyen o eliminan los efectos secundarios o porque el medicamento estando en el sitio de acción, se liberan cuando se necesita, es decir cuando nuestro cuerpo manda una señal a causa de la enfermedad, lo que **aumenta la efectividad del medicamento y disminuye los efectos secundarios.** Esta última función será de gran utilidad en el tratamiento del cáncer en dónde la capacidad específica del medicamento para la destrucción selectiva de las células cancerosas mejorará la calidad de vida de los pacientes.

También se están diseñando materiales que hagan mas compatibles los implantes y prótesis, e incluso nanomateriales que sirvan como plantilla para la regeneración de tejidos dañados.

Como puedes darte cuenta, la nanotecnología esta desarrollando grandes innovaciones en el ámbito de la salud. Lo mismo sucede con los temas ambientales, ya que como bien lo sabrás, existe una gran preocupación por el cuidado del medio ambiente, ya sea para reparar los daños actuales o bien para evitar que se siga afectando más.

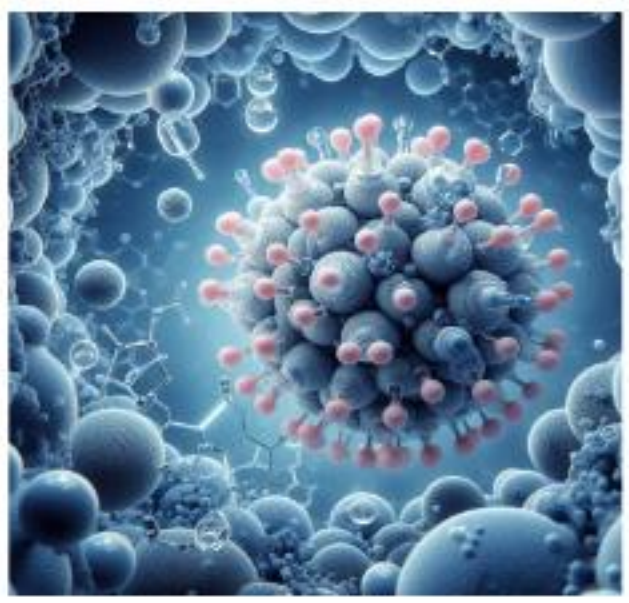


Figura 25. Nanotecnología en el medio ambiente.

Se están diseñando **nanosensores** que atrapen moléculas contaminantes como CO_2, así como **nanocatalizadores** que capturen y en consecuencia disminuyan las emisiones de óxido de azufre, de nitrógeno y de carbono antes de llegar a la **atmósfera.**

Desde el punto de vista económico el suelo es un recurso indispensable para la **agricultura,** por ello la nanotecnología ha centrado su atención en buscar alternativas que conserven o mejoren la **fertilidad** de los campos, a la vez que está diseñando nanomateriales que ayuden a que las plantas absorban de manera más eficiente los nutrientes del suelo. También está buscando la forma de controlar las **plagas** de forma específica sin dañar al suelo.



A razón de que la disponibilidad de agua dulce ha ido disminuyendo a causa de la contaminación, la nanotecnología esta generando **filtros, membranas y nanopartículas** destinadas a **purificar** el agua de manera eficiente eliminando tanto la materia orgánica como inorgánica que la contamina. También se esta buscando **potabilizar el agua salada** del mar, ya que cerca del 70% del agua del planeta esta en los océanos.

Nota. Fuente: Elaboración propia.

4.6.2 Beneficios y riesgos

En el aparado anterior pudiste apreciar una amplia gama de ámbitos del desarrollo económico en los que la nanotecnología promete mucho para el futuro o que ya es una realidad. Mostrando beneficios como; en la salud, generando medicamentos inteligentes que potencien el efecto terapéutico a la vez que generen menos daños secundarios, en la detección temprana o certera de enfermedades o en la generación de vacunas más específicas. En el medio ambiente, generando medios que disminuyan la contaminación existente, o bien que eviten que siga aumentando tanto del suelo, agua y atmósfera. Además, está generando nanomateriales para la construcción, la industria textil y de alimentos.

Desafortunadamente, la nanotecnología es tan sorprendente que en la mayoría de las aplicaciones si no es que, en todas, **no se cuenta con la suficiente investigación** para saber los efectos adversos de una mala disposición de los residuos generados a partir de la nanotecnología, porque como se mencionó al inicio de este apartado, el manipular a la materia a escala nano, perfecciona sus propiedades y hasta el momento no es tan conocido el comportamiento de la materia a ese nivel. El siguiente esquema muestra algunos riesgos potenciales.



Regulación: los **estándares** de medición de los efectos adversos de la nanotecnología puenden ser **insuficientes** porque no se conocen en plenitud los efectos tóxicos de sus productos, lo que también lleva a una inadecuada o nula administración de riesgos derivados de su uso.



Aspectos socioeconómicos y éticos: el **acceso a los beneficios** de la nanotecnologia y la automatizacion de proceso que reemplace la mano de obra, puede marcar la brecha económica y polarizar aún mas la **desigualdad social y económica**. Además, el mal uso de la nanotecnología, con falta de ética puede **irrumpir en la privacidad** del ser humano violentando todo código ético.



Riesgos ambientales: atendiendo a la ley de la conservación de la materia y considerando los ciclos biogeoquímicos, los nanomateriales en algun momento llegaran al suelo, a la atmosfera y al agua, permaneciendo y acumulandose con efectos aún desconocidos, **alterando los procesos naturales.**



Riesgos a la salud humana: algunos nanomateriales pueden ser **tóxicos** para el ser humano, y de dificil control debido a su tamaño pequeño lo que es preocupante porque no se podra manejar su efecto sobre las células y tejidos. Los nanomateriales incluso se pueden convertir en un **peligro ocipacional** si no se manipulan con el equipo de protección y las medidas precentivas adecuadas.

En consecuencia, el **reto** para los nanotecnólogos será no solo preocuparse por la innovación y las sorprendentes aplicaciones de la nanotecnología, sino que un verdadero desarrollo a favor de la calidad de vida de ser humano también debe de ir acompañado del diseño y control de los residuos derivados de los procesos nanotecnológicos.

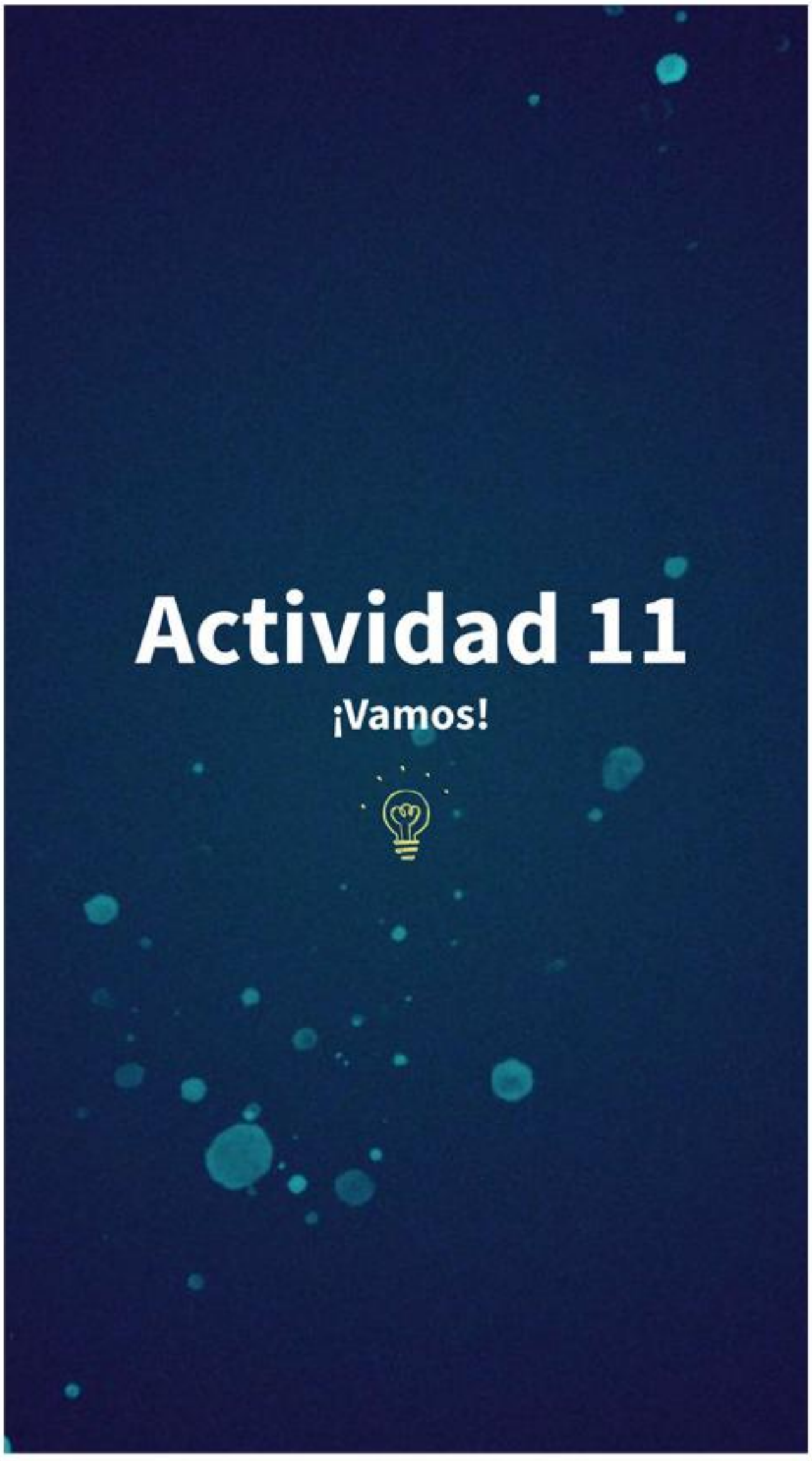
Actividad 10

¡Vamos!

Actividad 10.

Nanotecnología

Instrucciones:
una vez que has realizado la lectura del tema de nanotecnología es momento de realizar una actividad, da clic en **¡Vamos!** y sigue las indicaciones del ejercicio.



Actividad 11.

Cuestionario Autoevaluable
Instrucciones:

Como actividad final, se te pide realizar un cuestionario; para comenzar, revisa en la plataforma **SEDUCA** la sección Actividades (Estudiante) y responde a la actividad denominada: M4 Cuestionario Final.

Resumen del Módulo IV

El **efecto invernadero** se refiere al calentamiento producido por gases que retienen energía en forma de calor en la atmósfera terrestre, tales como CO_2, CH_4 y N_2O. Uno de los fenómenos que resultan del efecto invernadero es el **calentamiento global** que se manifiesta como un aumento en la temperatura media de la Tierra por el aumento excesivo de la concentración de **gases invernadero.** Entre las consecuencias más notables que tiene este sobrecalentamiento se consideran la **alteración del ciclo agua** y la prolongación de los veranos a nivel global.

La **lluvia ácida** es un fenómeno que da lugar a la corrosión de los materiales con los que entra en contacto y se debe a la **formación** de ácidos como el H_2SO_4 y el HNO_3, cuando el dióxido de azufre y algunos óxidos de nitrógeno que se encuentran en la atmósfera terrestre reaccionan con el vapor de agua. Algunas consecuencias de este fenómeno son la disminución del pH en mantos acuíferos y la alteración de las cadenas alimenticias.

Las **disoluciones,** los **coloides** y las **suspensiones** son tipos de mezclas; las primeras se forman por un soluto (componente en menor proporción) y un **disolvente** (componente en mayor proporción) que son indistinguibles. En los coloides, se tiene una **fase dispersa** y una **fase dispersante** que se pueden diferenciar perfectamente, el tamaño de las partículas de la fase dispersa está en el orden de **nanómetros** y se mantienen en movimiento en la fase dispersante; algunos ejemplos de **sistemas coloidales** son **aerosoles, emulsiones, soles, geles y espumas.** En las **suspensiones** los efectos gravitacionales cobran importante causando la **sedimentación.**

La **composición porcentual** es una forma de expresar la concentración de mezclas, y expresa la relación que existe del soluto en cien partes de mezcla total. Esta composición porcentual tiene tres formas diferentes de expresarse en términos de volumen y la masa de los componentes: masa-masa (m/m), masa-volumen (m/v) y volumen-volumen (v/v). Las **partes por millón (ppm)** expresan la cantidad de sustancia que existe por cada millón de unidades.

La **espectrofotometría** y la **turbidimetría** son técnicas analíticas que nos pueden ayudar a determinar la concentración. La primera se aplica a soluciones, mientras que la segunda se aplica a dispersiones coloidales, pues mide el efecto de dispersión de la luz originado por las partículas.

El **efecto albedo** es una medida de la reflexión de la radiación que incide sobre las superficies; las superficies claras reflejan mucha radiación, mientras que las oscuras la absorben. El **número de albedos** puede oscilar entre 0 y 1, los valores de albedo cercanos a 1.0 reflejan mucha de la radiación, mientras que valores cerca de 0 la absorben. El número de albedos de la superficie terrestre es de 0.30 y juega un papel crucial en la regulación de la temperatura del planeta.

Entre los **productos sintéticos** más importantes se encuentran el **plástico, el papel** y el **vidrio.** Cada uno aporta de forma peculiar al mejoramiento y comodidad de la vida humana. El **plástico** es resultado de un proceso de **polimerización** que requiere de un **monómero,** o unidad estructural, para efectuarse. El **papel** proviene de las **fibras de celulosa** presentes en la madera y se sigue un proceso perfectamente establecido para la obtención de este. El **vidrio** es un material transparente que es producto de la fusión, moldeamiento y enfriamiento de dióxido de silicio.

La **nanotecnología** estudia y manipula la materia a nivel molecular y atómico (dimensión en nanómetros), y tiene implicaciones importantes en la industria de la construcción, alimentaria y textil; así como en el medio ambiente y la salud humana. El gran reto será acompañar la innovación y desarrollo de nanomateriales con el conocimiento sobre el manejo adecuado de los residuos derivados del proceso para evitar daños de contaminación y alteración de la salud humana y del medio ambiente.

Glosario

Absorbancia: fracción de luz absorbida por una solución dentro de un espectrofotómetro.

Albedo: se refiere a la capacidad de una superficie para reflejar la radiación solar que incide sobre ella.

Amalgama: soluciones sólidas que se forman por la aleación física del mercurio con otros metales como plata, estaño, zinc y cobre, entre otros.

Atmósfera terrestre: capa de aire formada por numerosas capas en función de la temperatura, gracias a este manto.

Calentamiento global: fenómeno causado por el **aumento de gases de efecto invernadero** en la atmósfera, además de la aparición de nuevos entre los que destacan: los gases fluorados como los hidrofluorocarbonos, los perfluorocarbonos, los clorofluorocarbonos, el hexafluoruro de azufre (SF_6) y el trifluoruro de nitrógeno (NF_3).

Coloide: mezcla en la que el soluto o fase dispersa tiene un tamaño de partícula entre uno y cien nanómetros, que se suspenden en la fase dispersora.

Composición porcentual: forma de expresar la relación que existe del soluto en cien partes de disolución. Es importante mencionar que dichas partes pueden expresarse en unidades de masa o volumen.

Dispersión de luz: fenómeno óptico que ocurre cuando la luz se desvía en direcciones distintas al pasar a través de un medio y que puede ocurrir por razones diversas, como las interacciones con las partículas o debido a las irregularidades del medio por el cual la luz se propaga.

Efecto invernadero: calentamiento que se produce cuando ciertos gases de la atmósfera de la Tierra retienen el calor.

Espectrofotometría: conjunto de técnicas analíticas que miden la cantidad de luz absorbida por una sustancia, generalmente en disolución. Estas técnicas se utilizan para identificar y cuantificar sustancias basándose en sus propiedades de absorción de luz.

Fase: región de la mezcla que tiene sus propias características físicas y químicas, normalmente tiene una superficie.

Mezcla: unión física de dos o más sustancias puras en proporciones variables, sin que éstas pierdan su identidad ni sus propiedades originales.

Nanotecnología: rama de la tecnología que estudia y manipula a la materia a nivel molecular y atómico, cuya dimensión es el nanómetro (millonésima parte de un metro).

Partes por millón (ppm): unidad de medida de concentración que se refiere a la cantidad de sustancia que existe por cada millón de unidades.

Solución: también denominada disolución es una mezcla homogénea en la que un soluto se dispersa en un solvente para formar una sola fase en la que no es posible distinguir los componentes que la integran.

Soluto: componente o componentes que se encuentran en menor proporción formando la fase soluble.

Solvente: componente o componentes que se encuentran en mayor proporción en la mezcla.

Suspensión: mezcla en la que una sustancia en polvo o en partículas pequeñas se dispersa en un líquido quedando suspendidas con tendencia a sedimentar como efecto de la fuerza de gravedad.

Transmitancia: fracción de la radiación incidente en una solución dentro de un espectrofotómetro que no es absorbida, sino que es transmitida.

Turbidimetría: técnica analítica utilizada para medir la turbidez de una dispersión, es decir, cuán "nublada" u "opaca" está debido a la presencia de partículas suspendidas. La turbidimetría se basa en la dispersión de la luz por estas partículas.

Resumen del E-Book

Si has llegado hasta este punto del e-book, quiere decir que has revisado todos y cada uno de los temas que hemos preparado para ti, con la intención de proporcionarte una base sólida en química. Este libro es un recurso educativo diseñado para guiar a los estudiantes de preparatoria en el fascinante mundo de la química.

El texto comienza con una introducción a la **materia,** explicando sus características, propiedades y cómo se clasifica. Los estudiantes han aprendido sobre la tabla periódica, una herramienta esencial que organiza todos los elementos químicos, y comprendido la estructura del átomo, incluyendo los modelos atómicos y las partículas subatómicas. También se explica la configuración electrónica y los diferentes tipos de enlaces químicos que mantienen unidos a los átomos.

A continuación, se aborda las **sustancias puras,** enseñándote a representar las moléculas mediante estructuras de Lewis y a nombrar compuestos químicos simples utilizando la nomenclatura adecuada.

En la sección sobre los **estados de agregación de la materia,** has aprendido cómo la materia puede cambiar de estado (sólido, líquido, gas) y cómo la temperatura y la presión influyen en estos cambios. También se presenta el ciclo del agua y la teoría cinético-molecular, que explica el comportamiento de las partículas en diferentes estados.

En la sección sobre **reacciones químicas** es fundamental, ya que enseña las partes de una ecuación química y cómo identificar diferentes tipos de reacciones. Has aprendido a balancear ecuaciones químicas y te has introducido a los conceptos básicos de la termodinámica, incluyendo el calor y la temperatura, así como la diferencia entre reacciones endotérmicas (que absorben energía) y exotérmicas (que liberan energía).

El tema de la **energía** es otro aspecto crucial del libro. Ahora entiendes qué es la energía y sus diferentes formas, como la energía térmica y de movimiento. La teoría cinética de los gases te ha ayudado a comprender cómo se comportan los gases, y la ley de los gases ideales explica la relación entre presión, volumen y temperatura.

Las **fuerzas de atracción molecular** se abordan explicando tanto los enlaces intramoleculares (como los enlaces iónicos y covalentes) como los enlaces intermoleculares (como los puentes de hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals).

El libro también explora la **interacción del carbono con el ambiente,** cubriendo el ciclo del carbono, la fotosíntesis, la respiración y las reacciones de combustión, resaltando la importancia del carbono en procesos biológicos y ambientales.

Los problemas ambientales, como el **efecto invernadero,** el calentamiento global y la lluvia ácida, se explican para concienciarte sobre el impacto de las actividades humanas en el planeta y la importancia de cuidar el medio ambiente.

En cuanto a las **mezclas,** has aprendido a clasificar diferentes tipos de mezclas, como soluciones, coloides y suspensiones, y a medir la cantidad de materia en diversas sustancias.

Finalmente, el e-book cubre **aplicaciones prácticas** de la química, como la espectrofotometría y sus técnicas asociadas, y el uso de productos sintéticos como el plástico, papel y vidrio. También se introduce la nanotecnología, explicando sus aplicaciones en diferentes industrias, junto con sus beneficios y riesgos.

En resumen, tras estudiar este texto completo, estás bien preparado para entender y aplicar los conceptos fundamentales de la química. Este e-book no solo proporciona el conocimiento teórico necesario, sino que también ofrece herramientas prácticas para enfrentar los desafíos futuros en el campo de la ciencia y la tecnología.

Esperamos que hayas disfrutado aprendiendo con este material y que te haya resultado útil y enriquecedor. Nos vemos en la segunda parte, donde continuaremos explorando más aspectos apasionantes de la química. ¡Gracias por acompañarnos en este viaje educativo!

Atentamente
Las y los autores.

Doctor en Tecnología e Innovación de la Educación
Arturo Mejía Zamora
Plantel "Lic. Adolfo López Mateos"

Maestro en Ciencias de la Educación
Erick Vieyra Méndez
Plantel "Nezahualcóyotl"

Maestro en Administración Pública y Gobierno
Raúl Juárez Toledo
Plantel "Cuauhtémoc"

Doctora en Ciencias de la Educación
María del Rocío García de León Pastrana
Plantel "Ignacio Ramírez Calzada"

Doctor en Ciencias de la Educación
Alejandro Morales Velázquez
Plantel "Dr. Ángel Ma. Garibay Kintana"

Maestro en Educación con Orientación en Innovación y Tecnología Educativa
Sergio Luis Roldán Vásquez
Plantel "Texcoco"

Maestro en Docencia
Erick Rodolfo Sánchez Cortés
Plantel "Sor Juana Inés de la Cruz"

Química Farmacéutica Bióloga
Janette Jaimes García
Encargada del Despacho de la Dirección del Plantel "Dr. Pablo González Casanova"

Doctora en Educación
María del Rosario Sotelo Hurtado
Encargada del Despacho de la Dirección del Plantel "Isidro Fabela Alfaro"

Licenciada en Comunicación
Ana Vianey Suárez Castro
Encargada del Despacho de la Dirección del Plantel " Mtro. José Ignacio Pichardo Pagaza"

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025

Universidad Autónoma
del Estado de México

ADMINISTRACIÓN
UNIVERSITARIA
2021 - 2025