



REPÚBLICA DE PANAMÁ
GOBIERNO NACIONAL

MINISTERIO DE
EDUCACIÓN

GUÍA
DE
AUTOAPRENDIZAJE



QUÍMICA
10°



2020 – 2021

FASE DE VALIDACIÓN



Autoridades

S. E. Maruja Gorday de Villalobos

Ministra de Educación

S. E. Zonia Gallardo de Smith

Viceministra Académica

S. E. José Pío Castellero

Viceministro Administrativo

S. E. Ricardo Sánchez

Viceministro de Infraestructura

Equipo Directivo

Dirección General

Guillermo Alegría

Director General de Educación

Victoria Tello

Subdirectora General de Educación
Académica

Anayka De La Espada

Subdirectora General Técnico Administrativa

Directores Nacionales Académicos

Isis Núñez

Directora Nacional de Educación Media
Académica

Carlos González

Director Nacional de Educación Media
Profesional y Técnica

Agnes de Cotes

Directora Nacional de Jóvenes y Adultos

Carmen Reyes

Directora Nacional de Currículo y Tecnología
Educativa

Dirección Nacional de Educación Media Académica
Dirección Nacional de Educación Media Profesional y Técnica
Dirección Nacional de Jóvenes y Adultos

Estudiante: _____

Centro Educativo: _____

Medidas de prevención por el COVID - 19



LAVA LOS ALIMENTOS
ANTES DE CONSUMIRLOS



DESINFECTA LAS
SUPERFICIES



NO TE TOQUES LA CARA



CUBRE TU NARIZ Y
BOCA



MANTEN LA DISTANCIA Y
EVITA LOS SALUDOS

2 mts.



LAVA TUS MANOS CON
JABÓN FRECUENTEMENTE



QUÉDATE
EN CASA

Equipo Coordinador

Isis Núñez

Directora Nacional de Educación Media Académica

Rolando Collins

Supervisor Nacional de Química

Aracelly Agudo

Diseño y Diagramación

Docentes Especialistas:

Rolando Collins
Ana E. Gómez
Gloriela Vega
Jeniffer Madrid
Engel Castro
Arturo Ríos
María Luisa Pineda
Fany Solís
Yarelis Berenguer

Diseño y Diagramación:

Aracelly Agudo
Génesis Murillo Pimentel

Ilustraciones:

www.freepik.es
<https://es.vecteezy.com/>

Mensaje para los estudiantes

Apreciado estudiante:

Pensando en ti, para que puedas lograr tus sueños, queremos que sigas aprendiendo. Ahora que estás en casa, aprovecha y comparte con tu familia, escribe historias con tus personajes favoritos, lee todo lo que puedas, imagina un mundo mejor, cuida a los animales, siembra un árbol; en fin, aprovecha el tiempo y trata de ser muy feliz.

¡Te extrañamos! pronto nos veremos, recuerda que es importante que sigas aprendiendo. Para lograrlo, debes desarrollar cada una de las asignaciones y actividades, que han sido elaboradas, especialmente para ti. Trata de hacerlo de forma independiente, si tienes quien te ayude, ¡fabuloso! Pero recuerda, tienes una oportunidad valiosa para que, a través de los libros, puedas conocer el mundo, aprender la magia de los números, viajar con la lectura, analizar la importancia del agua, los beneficios de los árboles, el funcionamiento de nuestro cuerpo y los cuidados que debemos darle.

Eres de gran valor para tu familia y nuestro país, por eso debes cuidar tu salud y seguir las recomendaciones para la prevención de enfermedades.

Pronto volveremos a la escuela y queremos que nos digas cuanto aprendiste, el tema más interesante que desarrollaste, la lectura que más te gustó, lo divertido que fue para ti, aprender en casa. ¡Nos veremos pronto, todo va a salir bien!

Maruja Gorday de Villalobos

Ministra de Educación

TABLA DE CONTENIDO

PRIMER TRIMESTRE

- I. Generalidades de la química y metodología científica
- II. Mediciones en química
- III. Generalidades de la materia
- IV. Estructura atómica de la materia

SEGUNDO TRIMESTRE

- V. Tabla periódica y estructura electrónica
- VI. Enlace químico

ÍNDICE

Autoridades

Medidas para la prevención del COVID 19

Créditos

Mensaje para los estudiantes

I. Generalidades de la Química y Metodología Científica	
Sub-Tema 1. La química	12
Sub-Tema 2. Ramas de la Química	18
Sub-Tema 3. ¿Cómo trabajan los científicos?	22
II. Mediciones en Química	
Sub-Tema 1. La Masa	28
Sub-Tema 2. El Volumen	30
Sub-Tema 3. La Densidad	32
Sub-Tema 4. La Temperatura	36
Sub-Tema 5. La Presión	40
III. Generalidades de la Materia	
Sub-Tema 1. Concepto de Materia	50
Sub-Tema 2. Propiedades de la Materia	54
Sub-Tema 3. Transformación de la Materia	60
Sub-Tema 4. Tipos de Mezclas	67
IV. El Átomo, Constituyente Fundamental de la Materia	
Sub-Tema 1. Evolución Histórica del Modelo Atómico	78
Sub-Tema 2. Estructura Atómica	89
V. Tabla periódica y estructura electrónica	
Sub-Tema 1. Antecedentes Históricos	114
Sub-Tema 2. Tabla periódica actual	117
Sub-Tema 3. Propiedades periódicas de los elementos	123
Sub-Tema 4. Relación de la configuración electrónica y el símbolo de Lewis	126
VI. Enlace Químico	
Sub-Tema 1. Tipos de enlaces químicos	136
Sub-Tema 2. Estructura de Lewis	141

INTRODUCCIÓN

En algún momento te has detenido a pensar ¿de qué están hechas las cosas que nos rodean?

¿Qué sustancias forman el cuerpo humano? ¿Por qué no podemos ver el aire? Si es así, ¡te felicito!, estas demostrando interés por conocer tu entorno y adentrarte al fascinante universo de una de las ciencias esenciales, la química. Ella es la responsable de responder estas y muchas otras interrogantes.



Es por ello, que te presentamos el siguiente Módulo de Autoaprendizaje a Distancia, por medio del cual esperamos que conozcas más sobre la evolución de la química, su campo de estudio, sus áreas y cómo está relacionada con tu vida cotidiana.

Este módulo de autoaprendizaje ha sido confeccionado empleando una metodología dinámica e interactiva con la cual esperamos que logres alcanzar las competencias que te permitan desenvolverte con éxito en el ámbito científico.

Te invitamos a realizar una lectura comprensiva del presente módulo y a desarrollar las actividades que se presentan; la misma está programada para que puedas desarrollarla en una semana, para ello puedes dedicarle un promedio de dos horas diarias, ubicándote en un lugar de tu casa con mucha claridad y libre de elementos distractores para que puedas sacar el mejor provecho de este contenido.

La situación de salud que vivimos actualmente, tanto a nivel mundial como nacional, provocada por los efectos nocivos del Covid-19 nos ha llevado a cambiar nuestra forma de vida, esta situación no debe de ninguna manera detener tu formación académica, por esa razón te solicitamos que tomes con responsabilidad esta actividad la cual tiene como prioridad brindarte los contenidos esenciales y los objetivos de aprendizaje que debe tener todo bachiller en el campo de la química, y aproveches al máximo esta y otras opciones de formación que te está ofreciendo el MEDUCA.

Para iniciar este maravilloso viaje te diremos que estamos en un nuevo siglo y la química sigue su curso, sin que sepamos a ciencia cierta las implicaciones científicas que se producirán en este campo. A pesar de las incertidumbres, son muchas las áreas del desarrollo humano que se valen de la aplicación de la química, ya que en ella se encuentran las herramientas necesarias para la resolución de los grandes desafíos que enfrenta la humanidad en el siglo XXI.



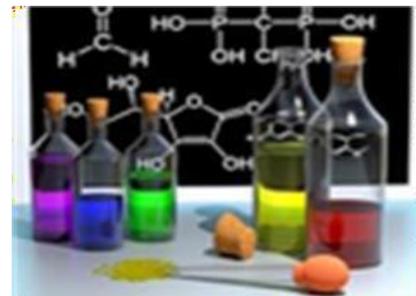
Por otra parte, los problemas como el deterioro de la capa de ozono, la contaminación ambiental, la superpoblación, la falta de alimentos, las nuevas enfermedades, no dejan lugar a dudas de que la química tendrá un papel crucial en los esfuerzos de los seres humanos, para lograr un desarrollo sostenible. En cuanto al efecto que las sustancias químicas y sus usos desmedidos sobre nuestro planeta pueden causar, ya se ha evidenciado en el pasado siglo, con los problemas ocasionados en la capa de ozono y por la incorporación de diversas sustancias en productos de uso cotidiano que están afectando la salud de la población mundial. En este nuevo siglo, el interés no será únicamente en evitar el deterioro del ambiente como resultado de la industria química, sino también en colaborar para lograr un uso eficiente y sostenible de los recursos, así como en identificar y valorar las posibles opciones que permitan revertir los daños que ya se han producido.

Explorando ideas

Entonces, ¿crees que la química es una asignatura importante para tus estudios, tu carrera, tu futuro, tu vida

ÁREA: MATERIA Y ENERGÍA

I. GENERALIDADES DE LA QUÍMICA Y METODOLOGÍA CIENTÍFICA



OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Identifica, analiza y evalúa las aplicaciones e implicaciones de la química en la vida cotidiana según su evolución y su relación con otras ciencias.

INDICADORES DE LOGRO

1. Demuestra, de forma oral y escrita, el papel de la química en los avances científicos y tecnológicos.
2. Aplica la metodología científica con propiedad, para resolver un problema que identifica en su entorno.

COMPETENCIAS A DESARROLLAR

- Lenguaje y comunicación
- Conocimiento y la interacción con el mundo físico.
- Aprender a aprender
- Pensamiento lógico matemático
- Para la autonomía e iniciativa propia
- En el tratamiento de la información y competencia digital

I.GENERALIDADES DE LA QUÍMICA

SUBTEMA 1. La Química: Una ciencia relevante en nuestro entorno.



En la actualidad, muchas de nuestras acciones están influenciada por aquellas sustancias que ni siquiera nos percatamos que existen. Así, al levantarnos vamos al baño y entramos en contacto con una serie de sustancias químicas, como el jabón antibacterial, la pasta dental, el enjuague bucal, el champú... Pero, desde cuándo el ser humano se hizo dependiente de todas estas sustancias. ¿Será que no podemos vivir sin ellas? Es cierto que hay un sin número de ellas que no solo nos dan beneficios, sino que son esenciales para nuestra vida acelerada. Los alimentos, muchos procesados, otros 100% naturales, ¿verdad? Estos, nos proporcionan la energía para que nuestros cuerpos realicen las funciones vitales. Bueno, todas estas sustancias existen en nuestro planeta, aunque, ¿será que todas han existido desde siempre?



Para responder a todas aquellas preguntas que te vienen a la mente, te invito a entrar en el increíble universo MARVEL, ¡oh, perdón! (ese es otro cuento) en el increíble Universo de la QUÍMICA.



Creación del Universo de la química

Esta increíble aventura inicia, con el dominio del fuego (según el aporte de muchos antropólogos), hace más de 500 000 años en tiempos del homo erectus donde algunas tribus consiguieron hacer fuego, el cual no sólo daba luz y calor en la noche, sino que ayudaba a protegerse contra los animales salvajes y permitía la preparación de comida cocida.



A partir de ese entonces, hubo una relación estrecha entre las cocinas y los primeros laboratorios químicos. Por ejemplo: En China (cerca de 2000 años a.C.) se elaboraban productos como la seda artificial, la pólvora negra y la porcelana, los cuales requería la fusión de diversos elementos a través de la aplicación del fuego.

Para la misma época, en Egipto, se elaboraban utensilios usados para rituales religiosos trabajados en metal, se utilizaban pinturas, se desarrolló la alfarería, se hacían tejidos y fue posible evidenciar el uso del vidrio.

Y continuamos este maravilloso relato...no te vayas.

En los tiempos de los filósofos griegos, Empédocles afirmó que la materia no tenía una única unidad, sino que en realidad estaba formada por **cuatro elementos**:



Fuego



Agua



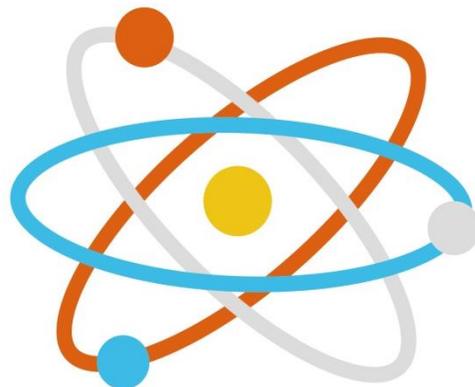
Aire



Tierra

Por su parte, Aristóteles defendió la misma postura y postuló **la teoría de los cuatro elementos**.

Sin embargo, otros filósofos se inclinaban por la idea del atomismo, la cual postulaba que la materia estaba formada de átomos (partículas indivisibles) que se podían considerar la unidad mínima de materia. Esta teoría, fue defendida por el filósofo griego Demócrito de Abdera, aunque no era aceptada en aquella época, tenía seguidores y la idea se mantuvo hasta el principio de la edad moderna.



Entre los siglos III a.C. y el siglo XVI d. C la alquimia (del prefijo árabe al- y el vocablo griego khyma que significa “**mezcla o fusión de líquidos**”) inició en el antiguo Egipto y se extendió al Imperio Persa, Mesopotamia, China, Arabia y el territorio romano. Su objetivo fue la búsqueda de la piedra filosofal (**método hipotético capaz de transformar los metales en oro**) eso me recuerda a Harry Potter... *¿En esa película se encontró la piedra filosofal?* El elixir de la larga vida (pócimas para sanar todos los males del mundo) fue otro de los objetivos que persiguieron los alquimistas.



Durante sus incesantes ensayos y errores, se desarrollaron nuevos productos químicos y métodos para la separación de elementos químicos (uno de los métodos fue el baño María). Así, cuando se establece el método científico como metodología de investigación para todas las exploraciones científicas, la alquimia desaparece.

Durante el Renacimiento (entre los siglos XIV y XVI) **se desarrolló la metalurgia y principalmente la farmacología**. En este periodo, el médico suizo Paracelso, creó la iatroquímica (uso de la química para la obtención de medicamentos de origen mineral, contrarios a los de origen vegetal). Paracelso creía que la enfermedad se producía por una ausencia química y para sanar era necesario utilizar productos químicos.

Para los siglos XVI y XVII, se van realizando grandes aportes, ya que se estudió el comportamiento y propiedades de los gases, estableciéndose técnicas de medición.



También, se introduce el concepto de elemento (sustancia fundamental que no podía descomponerse en otras) y se postula la teoría del flogisto por George Stahl, la cual pretendía dar una respuesta científica al fenómeno del fuego. Se creía que el elemento que se desprendía durante el fuego se le llamaba flogisto y este iba a la atmósfera.



Durante los siglos XVIII y XIX los científicos se concentraron en las reacciones de la materia, medidas con técnicas cuantitativas. Por ejemplo; el experimento que realizó Robert Boyle, al estudiar la relación, presión y volumen de un gas, demostró la existencia de la presión atmosférica.

Así, la química se convierte en una ciencia experimental, donde se crearon leyes como la ley de las proporciones múltiples de Dalton, la Ley de las proporciones definidas de Proust y la Ley de conservación de la masa de **Lavoisier (el padre de la química)**. Lavoisier, a través de sus experimentos, **descubre el oxígeno**; hecho que sentó los pilares fundamentales de la química moderna, ya que se demostró que el átomo era real y que era posible determinar su peso.



¿A qué se habrá dedicado Antonie Lavoisier?

Pero no creas que todo termina allí, pero por el momento te daremos la oportunidad de que reflexiones acerca de cómo ha evolucionado esta maravillosa ciencia, hasta nuestros días...

ACTIVIDAD

En su intento por comprender la energía que mueve al mundo, la humanidad se concentró en la materia para investigar de qué está hecha y cómo reacciona en diversas condiciones. Gracias al instinto de conservación y más tarde usando las herramientas del método científico, desde la observación y llegando a crear leyes universales, se fue desarrollando la química.

Ahora, te invitamos a que **identifiques y ordenes, cronológicamente, las etapas históricas de la química**, para apoyarte puedes empezar dividiendo la química en:

PRIMITIVA

GRIEGA

ALQUIMISTA

RENACIMIENTO

MODERNA

1. _____

2. _____

3. _____

4. _____

5. _____

¡Manos a la obra!



ACTIVIDAD

En esta oportunidad, te proponemos que completes la tabla siguiente, **aportando tus ideas** sobre las cuestiones que te indicamos, **recuerda justificarlas siempre**.

¿A qué se le llamó piedra filosofal?	¿Cómo crees tú que contribuyó la búsqueda de la piedra filosofal en el desarrollo de la Química? Justifica tu respuesta.	¿Qué aspectos consideras que se dieron en la búsqueda de la piedra filosofal, que hayan retrasado el desarrollo de la Química como ciencia? Justifica tu respuesta.

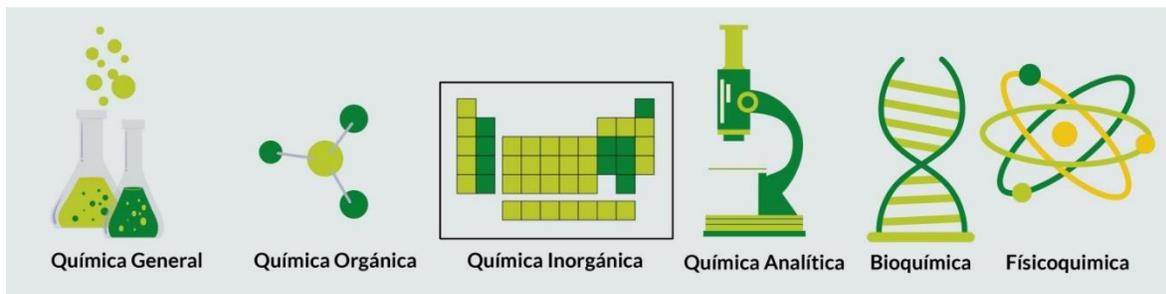


¡Buen trabajo!



I.GENERALIDADES DE LA QUÍMICA

SUBTEMA 2. Las Ramas



La Química es la disciplina científica, que se encarga de estudiar la materia y sus transformaciones. Estudia los átomos, las combinaciones entre ellos, sus compuestos y las reacciones que se puedan formar entre los mismos.

Esta vasta e interesante ciencia se divide, para su mejor estudio, en:

Química Orgánica

También conocida como Química del carbono, es la rama de la química que se encarga del estudio de la materia viva. Trata la numerosa cantidad de moléculas que contienen carbono, es decir,

Los compuestos orgánicos. Friedrich Wöhler y Archibald Scott Couper, son conocidos como los progenitores de esta amplia parte de la ciencia química.

OBJETIVO ESPECÍFICO:
Relaciona las ramas de la química con situaciones del entorno.

Química Inorgánica

Se encarga del estudio de composición, estructura y reacciones de los elementos inorgánicos y sus compuestos, es decir, estudian todos los compuestos que no contengan carbono, ya que estos pertenecen a la química orgánica.



Química Analítica

La química analítica (del griego, descomponer), es la parte de la química que se dedica al estudio de la composición química de materiales, desarrollando y mejorando métodos e instrumentos con el fin de obtener información de la naturaleza química de la materia. Esta parte de la química se divide a su vez en química analítica cuantitativa y química analítica cualitativa.

Dentro de esta rama, se incluye el análisis químico, siendo esta la parte práctica que usa los métodos de análisis para solucionar problemas relativos a la composición de la materia.

Fisicoquímica

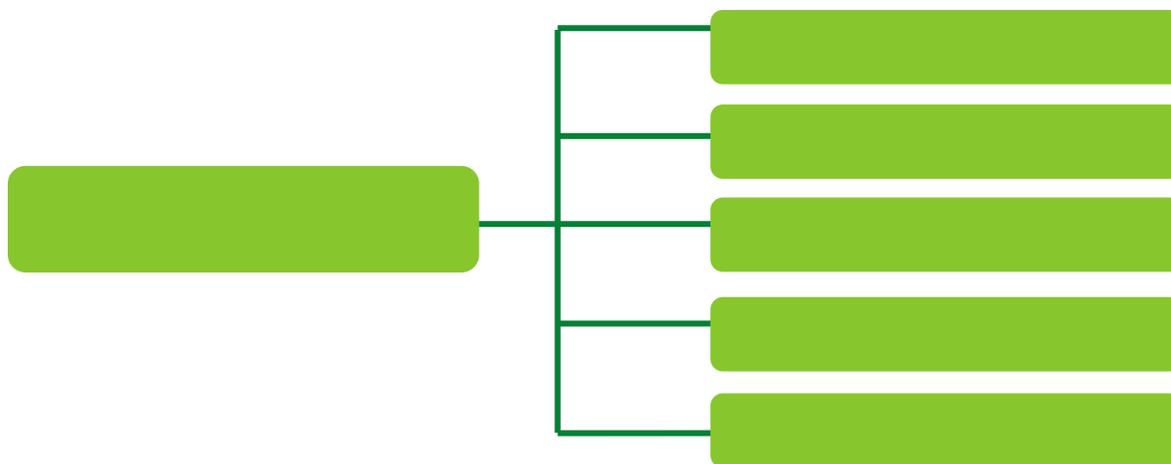
Estudia el fundamento físico de las leyes de la química. Sus campos principales son la termodinámica química (estudia la energía - dirección y equilibrio de las transformaciones químicas) y la cinética química (estudia la velocidad con la que las reacciones ocurren).

Bioquímica

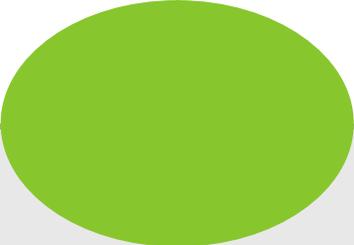
Se dedica al estudio de los procesos químicos en los seres vivos. Se basa en tratar la base molecular en los procesos vitales, estudiando proteínas, carbohidratos, lípidos, ácidos nucleicos

Sabemos que has tomado tu tiempo para leer con atención la anterior información utilizando algunas técnicas como subrayado, relectura parcial. Ahora, podrás llenar las siguientes actividades propuestas:

a. Coloca **las principales ramas** en que se divide la química (ilustra).



b. Utilizando el Modelo Frayer, completa el siguiente cuadro. Primeramente, en la sección A escribirás la definición de química que se presenta en el texto anterior; en la sección B, colocarás otra definición de química (usando un diccionario o internet); en la sección C, deberás construir una definición de química con tus propias palabras y en la sección D tendrás que redactar una oración utilizando la palabra química. En el centro del cuadro escribe química. Sabemos que, en este punto, te encuentras motivado a realizar tu mejor esfuerzo, de antemano te felicitamos, sigue así

A.	B.
	
C.	D.

ACTIVIDAD

A partir de cada enunciado asocia a una o más de las áreas de la química. Justifica tu respuesta.



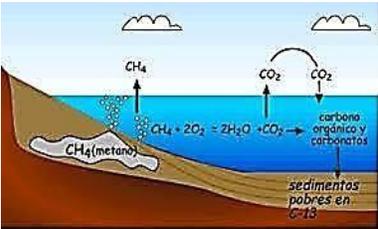
Una persona se realiza pruebas de sangre para determinar su nivel de hemoglobina (Fe).

Respuesta. Este caso, pertenece a la rama de la química llamada química analítica por ser la que usa los métodos de análisis, y en este caso, estamos haciendo análisis de sangre.





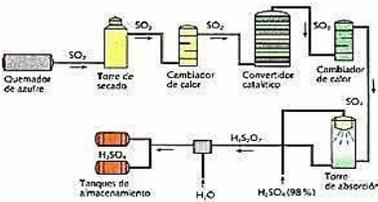
Los metales que se encuentran al aire libre se oxidan más rápido que los que permanecen en el interior de las casas.



El metano CH₄, es un gas que encontramos en los pantanos.



Las papas fritas contienen grasas saturadas lo que aumenta los niveles de colesterol en la sangre, según estudios clínicos.



Existen industrias especializadas en la fabricación del ácido sulfúrico.



El aluminio Al, es uno de los metales más importantes a nivel mundial debido a su gran aplicabilidad



Los guayacanes florecen en el verano con sus colores vistosos.



I.GENERALIDADES DE LA QUÍMICA

SUBTEMA 3. ¿Cómo trabajan los científicos?



OBJETIVO ESPECÍFICO:

Aplica la metodología científica a la resolución de problemas de actualidad, enfocados en su localidad.

El desarrollo del conocimiento científico, es decir, la creciente comprensión que se tiene del mundo se basa en la experimentación y en el posterior planteamiento de explicaciones, que a su vez son la base para la construcción de teorías científicas. Al analizar un determinado fenómeno, intentando establecer por qué motivo se produce, qué factores intervienen en él o qué relación tiene con diversos fenómenos.

METODOLOGÍA CIENTÍFICA

No existe una metodología única para desarrollar un proceso científico. Cada área del conocimiento tiene sus propios métodos, sus propias estrategias y enfrenta los problemas de su área desde distintos ángulos; sin embargo, todas se rigen por unos principios comunes.

Se dice que la ciencia es acumulativa, pues los nuevos conocimientos se construyen sobre los anteriores y de esta manera se van ampliando. El método científico se originó a mediados del siglo XVII con Galileo Galilei, Robert Boyle entre otros. Algunas etapas del método científico se describen a continuación:

Observación de fenómenos.

Se observa para comprender por qué o cómo ocurren los hechos o sucesos.

Formulación de preguntas.

Se plantean interrogantes a partir de las observaciones.

Formulación de hipótesis.

Es la elaboración de respuestas a las preguntas planteadas anteriormente, es decir, se trata de idear posibles explicaciones del fenómeno observado.



Experimentación.

satisfactoriamente el fenómeno en cuestión.

Consiste en intentar probar si la hipótesis planteada logra explicar

Controlar variables.

desarrollo del fenómeno.

Se refiere a definir intencionalmente ciertas variables que pueden afectar el

Planteamiento y divulgación de las conclusiones.

determinar si se corroboran o no las hipótesis y plantear luego las conclusiones.

Consiste en analizar las observaciones y los datos obtenidos en el experimento (resultados concretos) con el fin de

SITUACIÓN PROBLEMA

Temprano en la mañana la joven Marta se dirige al supermercado a comprar varios artículos de aseo, ya que en las noticias se anuncia la aparición de un virus altamente contagioso en un país de Asia, por lo cual se le pide a la población extremar las medidas de aseo. Marta compra varios jabones antibacterial, cloro, alcohol en gel, amoníaco, lysol para estar preparada. Cuando llega a su apartamento, revisa su celular y algunos chats le recomiendan mezclar la botella de cloro con la botella de amoníaco, para limpiar el piso y otras áreas del hogar. Marta preocupada por la higiene sigue las indicaciones del chat y procede a mezclar las dos sustancias. Al poco tiempo de usar la mezcla, Marta empieza a sentirse mareada.

Temprano en la mañana la joven Marta se dirige al supermercado a comprar

- ❖ *¿Qué sustancias químicas encuentras en este texto?*
- ❖ *¿Por qué crees que el docente te hace leer este tipo de texto?*
- ❖ *¿Crees que podrías aplicar el método científico para ayudar a Marta?*
- ❖ *¿Qué le recomendarías a Marta?*

ACTIVIDAD

la contaminación provocada por el covid-19. Lee la siguiente noticia del 13 abril 2020, diario La Prensa: ***“Manejo de residuos en tiempos de pandemia”***

Podrías aplicar el método científico, para apoyar al ambiente en la lucha contra

La atención de pacientes con Covid-19 y las acciones de prevención –uso de mascarillas, guantes, gel antibacterial y otros materiales de protección– para evitar nuevos contagios, originan más desechos en los centros hospitalarios y, ahora, en los llamados hoteles-hospitales y en los hogares. ¿Cómo científico que propones hacer?



AUTOEVALUACIÓN

¡Enhorabuena, has culminado tu proceso de aprendizaje!

Para corroborar que has logrado alcanzar los objetivos de aprendizaje evalúa tu experiencia, pero recuerda responder con sinceridad, ten presente que sólo queremos que aprendas los conceptos esenciales de química. Marca con un gancho el nivel de desempeño que crees has alcanzado en la siguiente rúbrica.



Criterios	Excelente Desempeño	Buen Desempeño	Regular Desempeño	Bajo Desempeño
Identifica en orden cronológico las etapas del desarrollo de la química.				
Propone ideas relevantes sobre la búsqueda de la piedra filosofal.				
Describe correctamente las ramas en que se divide la química				
Asocia situaciones reales y del entorno con los campos de estudio de la química.				
Construye una definición adecuada y completa del concepto de química				
Reconoce los principales pasos de método científico.				
Aplica el proceso de la investigación científica a problemas actuales y del entorno.				

Para que tu autoevaluación sea completa debemos evaluar las siguientes actitudes que son parte importante de tu formación como individuo y ciudadano responsable.

Marca con un gancho la casilla que mejor represente tu actitud al desarrollar esta guía.

Situación actitudinal	Siempre	Muchas veces	Algunas veces	Casi nunca
Mostré una actitud responsable al desarrollar las actividades presentadas				
Respondí con honestidad las preguntas de la guía				
Dedique el tiempo necesario para presentar un buen trabajo.				
Trabaje con criterio científico cada una de las actividades.				



GLOSARIO

Alquimista. Persona que se dedicaba a practicar la alquimia.

Atomismo. Teoría científica que considera que la materia está constituida por infinitos átomos.

Homo erectus. Homínido extinto que vivió entre 2 000 000 y 117 000 años antes del presente.

Metalurgia. Conjunto de técnicas para extraer los metales contenidos en los minerales y transformarlos.

Molécula. Agrupación definida y ordenada de átomos que constituye la porción más pequeña de una sustancia pura y conserva todas sus propiedades.

Pandemia. Enfermedad epidémica que se extiende a muchos países o que ataca a casi todos los individuos de una localidad o región.

Pócimas. Es una medicina o un veneno líquido que se puede beber.

BIBLIOGRAFÍA

- Morris, H. (1992). Química. Segunda Edición. México, D. Editorial Iberoamericana, S.A.
- Chang, R. (1998). Química. Sexta Edición. México. McGRAW-HILL Interamericana Editores, S. A.
- Daub, W., Seese, W. (2005). Química. Octava edición. México. Prentice Hall Pearson.
- Burns, R. (2011). Fundamentos de química. Quinta edición. Prentice Hall Hispanoamérica, S.A.
- Recuio del Bosque, F. (2012). Química Inorgánica. Cuarta edición. México, McGraw-Hill.
- Timberlake, K. (2013). Química general, orgánica y biológica. Cuarta edición. México. Pearson.
- Ruiz, A. (2019). Química 2. Prácticas de problemas de química 11. Panamá.



II.MEDICIONES EN QUÍMICA

ÁREA: MATERIA Y ENERGÍA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

1. Emplea adecuadamente las diferentes unidades de medida del Sistema Internacional para las magnitudes utilizadas en química que permitan resolver problemas en situaciones del contexto.

INDICADORES DE LOGROS:

1. Aplica, según las normas del Sistema Internacional, las unidades de medidas, sus múltiplos y submúltiplos para la resolución de problemas en situaciones del contexto.

COMPETENCIAS:

1. Conocimiento y la interacción con el mundo físico.
2. Aprender a aprender
3. Pensamiento lógico – matemático.
4. Autonomía e iniciativa personal.
5. Formación científica.



INTRODUCCIÓN:

Les saludo cordialmente y les doy la bienvenida al aprendizaje de los contenidos de esta guía didáctica. Soy docente de química y les he elaborado el presente documento con la intención de afianzar conocimientos que sé, ya tienen, pues es de uso frecuente en el diario vivir. Momentos difíciles hemos pasado como nación y sobre todo ahora con la presencia del COVID 19 que ha invadido nuestro país y el mundo entero. Es momento que seamos protagonistas de esta historia y dejemos una huella positiva en este país que tanto amamos. Te invito a que te comprometas con tu autoaprendizaje, a leer y comprender este módulo y que te adentres al mundo de las mediciones utilizadas frecuentemente en química.

La misma ha sido confeccionada con un lenguaje sencillo y comprensible. Vamos a observar temas como conversiones de masa, volumen y presión; también, se presenta las fórmulas para la conversión de temperatura y la obtención de densidad. Cada uno de estos cinco temas contiene tres ejemplos resueltos y una actividad que debes hacer con la ayuda de la calculadora (si consideras necesario) al igual que las equivalencias de cada medición. Procura tener un espacio adecuado para el desarrollo de este módulo, al igual de establecer un horario en el que le dediques por lo menos una hora.

Te exhorto a que te propongas metas destinadas a recordar el uso de las mediciones, es decir, si vamos a la tienda a comprar leche y queso, pedimos, por ejemplo, 1 litro de leche o $\frac{1}{2}$ kilogramo de queso. En el primer caso, se refiere a unidad de medida de volumen; en el segundo caso, a masa. Cuando vamos a la estación de combustible, pedimos verificar la presión de las llantas de la bicicleta o las del carro; con ello, empleamos medidas de presión. Si vamos al médico con fiebre, es muy seguro que nos tomen la temperatura, que probablemente estará dada en grados celsius.

Una medición es el resultado de una operación humana de observación mediante la cual se compara una magnitud con un patrón de referencia. La química como ciencia experimental está relacionada con variables que se pueden medir y para ello dependemos de instrumentos que son herramientas para realizar las mediciones. Las observaciones cuantitativas de un estudio son mediciones. El campo de acción de la química se expande continuamente a medida que nuevos instrumentos incrementan la variedad de mediciones posibles y su precisión.



La unidad de medida representa la escala o estándar que se emplea para representar los resultados de esta. En química, es frecuente el uso

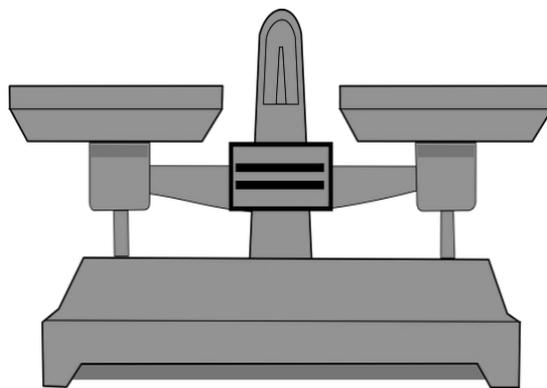


II.MEDICIONES EN QUÍMICA

SUBTEMA 1. MASA

Objetivos específicos:

1. Conocer las unidades de medidas para calcular masa según SI.
2. Resolver problemas de aplicación realizando conversiones de masa.
3. Reconocer que las mediciones de masa son utilizadas en actividades relacionadas con la vida cotidiana.



Cantidad medible que es la cantidad de materia presente en un objeto. La unidad fundamental de masa en SI es el *kilogramo (kg)*.

La equivalencia entre otras unidades métricas empleadas para medir masa es:

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

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

Ejemplo 1:

La masa de una pieza de platino metálico es de 96,4 g, convertir a *mg*.

$$96,4 \text{ g} \left(\frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \right) = 96\,400 \text{ mg}$$

¡Sabes que las medidas de cada ingrediente para elaborar un pastel deben ser precisas! Te invito a que busques una receta e investigues la cantidad aproximada de levadura.

**Nota que se multiplica los numeradores y el resultado se divide entre el denominador. Se suprime los gramos y el resultado se obtiene en mg.*

Ejemplo 2:

Un frasco de acetaminofén contiene 500 000 *mg* de este medicamento, convertir a *kg*.

$$500\,000 \text{ mg} \left(\frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \right) = 0,5 \text{ kg}$$



*Como se desea obtener la masa en kg se debe iniciar escribiendo los 500 000 mg, luego dentro del primer paréntesis se escribe la primera equivalencia que te permitirá suprimir los mg. En el segundo paréntesis colocarás la segunda equivalencia en la que obtendrás la masa en kg. Recuerda que debes multiplicar los numeradores y ese resultado lo divides entre el resultado de la multiplicación de los denominadores para obtener la respuesta. Se suprime en diagonal, es decir, los mg con mg y los g con g, así la respuesta estará dada en kg.



Ejemplo 3:

Convertir 1,5 kg a gramos.

$$1.5 \text{ kg} \left(\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) = 1500 \text{ g}$$

**Nota que la equivalencia de 1 kg = 1000 g está invertida con respecto al ejemplo 2 y es porque se escribe de acuerdo con lo que pide el problema de manera que se pueda suprimir en diagonal y dar la respuesta, en este caso en gramos.*



***INDICACIONES:** Te Sugiero buscar un lugar apropiado para resolver la siguiente actividad, que tenga buena iluminación y ventilación. Puedes usar la calculadora, un lápiz, borrador y una página para desarrollar cada interrogante. Recuerda tener presente las conversiones dadas de masa. Estoy segura de que lo lograrás, ¡adelante!



ACTIVIDAD 1

Completa el siguiente cuadro con la información que falta haciendo las conversiones necesarias de masa. (Los números subrayados son respuestas).

Masa en mg	Masa en g	Masa en kg
15 000 mg	15	0,015
	57 g	
		0.35 kg
	75 g	
167 550		



II.MEDICIONES EN QUÍMICA

SUBTEMA 2. VOLUMEN

Objetivos específicos:

1. Conocer las unidades de medidas para calcular volumen según SI.
2. Resolver problemas de aplicación realizando conversiones de volumen.
3. Reconocer que las mediciones de volumen son utilizadas en actividades relacionadas con la vida cotidiana.

Es una magnitud definida como el espacio ocupado por un cuerpo. La unidad fundamental del volumen en el Sistema Internacional (S.I.) es el metro cúbico (m^3).

La equivalencia entre otras unidades métricas empleadas para medir volumen es:

$$1 m^3 = 1000 \text{ litros}$$

$$1 \text{ litro} = 1000 \text{ ml}$$

$$1 \text{ litro} = 1 dm^3$$

$$1 cm^3 = 1 ml$$

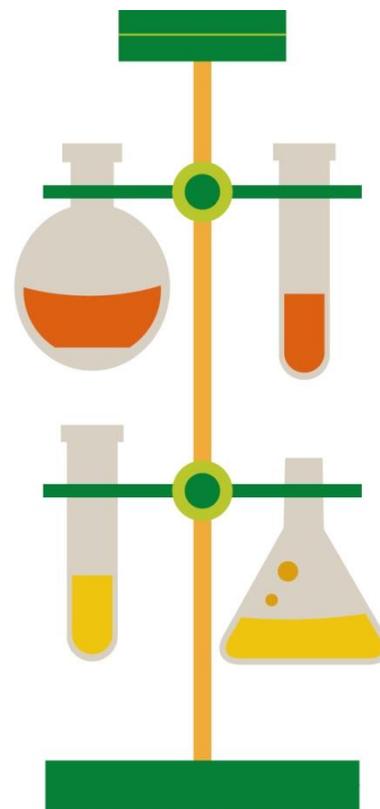
Ejemplo 1:

Convertir 1500 litros a m^3

$$1500 \text{ l} \left(\frac{1 m^3}{1000 \text{ l}} \right) = 1,5 m^3$$

**En este caso se utiliza la equivalencia de $1 m^3 = 1000 \text{ l}$ para poder simplificar en diagonal los litros para que la respuesta esté dada en m^3 .*

Te invito a hacer un cuadro con los diferentes volúmenes de recipientes que encuentres en la cocina de tu casa. ¿Qué unidades de volúmenes encuentras?



Ejemplo 2:



Una piscina mide 25 metros de largo, 15 metros de ancho y tiene una profundidad media de 2 metros. **¿Cuántos litros de agua se necesitan para llenarla?**

El **volumen** de una piscina rectangular **se calcula multiplicando el largo x ancho x profundidad media**. Así, el volumen de una piscina 25 metros de largo x 15 metros de ancho x 2 metros de profundidad se calculará así:

$$V (m^3) = (25 m) (15 m) (2 m) = 750 m^3$$

$$750 \left(\frac{1000 l}{1m^3} \right) = 750 000 \text{ litros de agua son necesarios para llenar la piscina.}$$



Ejemplo 3:

Un antitusivo de alto espectro para la tos que fue recetado a una persona con COVID 19 contiene 25 ml. Convertir a dm³ y a cm³



$$25 \text{ ml} \left(\frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ ml}} \right) = 0.025 \text{ dm}^3$$

Entonces, 25 ml es igual a 25 cm³

*Recuerda que 1ml equivale a 1cm³ y 1 dm³ equivale a 1 l

INDICACIONES: Te recomiendo ubicarte en un lugar que tenga buena iluminación, ventilación y una mesa con silla en la que estés cómodo. Puedes usar la calculadora, un lápiz, borrador y una página para desarrollar cada interrogante. Recuerda tener presente las conversiones dadas de volumen. Estoy segura de que lo lograrás, ¡adelante!



ACTIVIDAD 2

Completa el siguiente cuadro con la información que falta haciendo las conversiones necesarias de volumen. (Los números subrayados son respuestas).

VOLÚMENES				
ml	cm ³	l	dm ³	m ³
250	250 cm ³	0,25	0,25	0,00025
		2.5 l		
750 ml				
			5.5 dm ³	
				45 m ³

II.MEDICIONES EN QUÍMICA

SUBTEMA 3. DENSIDAD

Objetivos específicos:

1. Aprender la fórmula para calcular la densidad y las unidades de medida que se presenta.
2. Resolver problemas de aplicación utilizando la fórmula de la densidad.
3. Reconocer que la densidad es utilizada en actividades relacionadas con la vida cotidiana.

Se define como la medida de su masa por unidad de volumen. Se simboliza con la letra griega RHO que se escribe ρ y su fórmula es la siguiente:

$$\rho = \left(\frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \right) = \left(\frac{\text{g}}{\text{ml}} \right) = \left(\frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \right)$$

g/ml ó kg/m³ son unidades con las que se pueden representar la densidad



OBSERVACIÓN: Si deseas calcular la masa la fórmula será: $m = (\rho \cdot v)$ y si deseas calcular el volumen la fórmula será $v = m / \rho$

Ejemplo 1:

Calcular el volumen de 3,37 g de cloruro de calcio si la densidad es de 2,15 g/cm³.

Despejar la fórmula de densidad para calcular volumen, así:

$\rho = m / V$ quedaría así: $V = m / \rho$ Luego se reemplaza, se divide, se cancela y se obtiene el resultado.

$$V = m / \rho = \left(\frac{3,37 \text{ g}}{2,15 \text{ g/cm}^3} \right) = 1,57 \text{ cm}^3$$

Ejemplo 2:

Calcula la densidad de un líquido sabiendo que 20 ml de este tiene una masa de 0,25 kg. Escriba su respuesta en g/ml y kg/m³

Lo primero es convertir la masa de kg a g.

$$0,25 \text{ kg} \left(\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) = 250 \text{ g}$$

Usando la fórmula $\rho = m / V$; tenemos: $\rho = 250 \text{ g} / 20 \text{ ml} = 12,5 \text{ g/ml}$

Para obtener la densidad en kg/m³ podemos convertir la respuesta anterior,

$$\rho = \left(\frac{12,5 \text{ g}}{1 \text{ ml}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \right) \left(\frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ l}} \right) \left(\frac{1000 \text{ l}}{1 \text{ m}^3} \right) = 12\,500 \text{ kg / m}^3$$

Ejemplo 3:

Completa el siguiente cuadro sobre densidad. Recuerda que debes usar la fórmula anteriormente dada. (Los números subrayados son respuestas).

Sustancia	Masa		Volumen		Densidad	
	g	kg	cm ³	m ³	g/cm ³	kg/m ³
Amoniaco	<u>96,375</u>	<u>0,096375</u>	125000	<u>0,125</u>	<u>0,000771</u>	0,771



¿Has podido flotar en la piscina o algún río? Es posible por la densidad. Investiga el valor de densidades de metales como el oro, la plata y el cobre.

Datos:

$$V = 125\,000\text{ cm}^3 \quad \rho = 0,771\text{ kg/m}^3 \quad \rho = m / V.$$

$$1. \text{ Convertir } 125\,000\text{ cm}^3 \text{ a } \text{m}^3 \\ 125\,000\text{ cm}^3 \left(\frac{1\text{ l}}{1000\text{ cm}^3} \right) \left(\frac{1\text{ m}^3}{1\text{ m}^3} \right) = 0,125$$

$$2. \text{ Transformar la densidad de } 0,771\text{ kg/m}^3 \text{ a } \text{g/cm}^3 \\ 0,771 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \left(\frac{1000}{\text{g}} \right) \left(\frac{1\text{ m}^3}{1\text{ m}^3} \right) \left(\frac{1\text{ l}}{1\text{ m}^3} \right) = 0,000771$$

3. Usar la fórmula de densidad para despejar y obtener la masa, así: $\rho = m / V$.

Masa en g:

$$m = \rho \cdot V = (0,000771\text{ g/cm}^3 \times 125000\text{ cm}^3) = 96,375\text{ g}$$

Ahora la masa en kg, así:

$$m = \rho \cdot V = (0,771\text{ kg/m}^3 \times 0,125\text{ m}^3) = 0,096375\text{ kg}$$

¿Cómo es posible que un barco flote si el casco de este está construido de acero y el acero se hunde en el agua de mar porque es más denso que ella? Esto se explica muy fácilmente, porque el barco en su conjunto es un objeto y él posee menor densidad que el agua de mar.



INDICACIONES: Te recomiendo ubicarte en un lugar que tenga buena iluminación, ventilación y una mesa con silla donde te sientas cómodo. Puedes usar la calculadora, un lápiz, borrador y una página para desarrollar cada interrogante. Recuerda tener presente la fórmula de densidad y siempre verificar las unidades de medidas que se te solicitan, antes de dar la respuesta. **Estoy segura que lo lograrás, ¡Vamos!**

ACTIVIDAD 3

Completa el siguiente cuadro con la información que falta. **Utiliza la fórmula de densidad** y despégala cuando sea necesario. (Los números subrayados son respuestas).

DENSIDAD		MASA		VOLUMEN	
<i>g/ml</i>	<i>kg/m³</i>	<i>g</i>	<i>kg</i>	<i>ml</i>	<i>m³</i>
		28		22,4	
0,76				75	
	1,5		10		
0,0006	0,60	910	0,91	1500000	1,5



¡Muy Bien!



II.MEDICIONES EN QUÍMICA

SUBTEMA 4. TEMPERATURA

Objetivos específicos:

1. Aprender las fórmulas para calcular la temperatura.
2. Resolver problemas de aplicación utilizando la fórmula correspondiente según la unidad de medida de temperatura solicitada.
3. Reconocer que las mediciones de temperatura son utilizadas en actividades relacionadas con la vida cotidiana.

La temperatura está relacionada con la sensación que experimentamos al tocar ciertos objetos. Esta sensación nos permite clasificarlos en objetos fríos, por ejemplo, un cubito de hielo, y objetos calientes, por ejemplo, una taza de café hirviendo.

La temperatura nos permite conocer el nivel de energía térmica con que cuenta un cuerpo. Las partículas que poseen los cuerpos se mueven a una determinada velocidad, por lo que cada una cuenta con una determinada energía cinética.

El valor medio de dicha energía cinética E_c está directamente relacionado con la temperatura del cuerpo. Así, a mayor energía cinética media de las partículas, mayor temperatura y a menor energía cinética media, menor temperatura.

La temperatura es una magnitud escalar que mide la cantidad de energía térmica que tiene un cuerpo. Para medir la temperatura usamos los termómetros. Un termómetro es un dispositivo que nos permite conectar alguna magnitud termométrica con la temperatura.



Escalas de temperatura. Existen tres grandes escalas para medir la temperatura:

Escala Celsius

- Se asigna el valor 0 del termómetro al punto normal de congelación del agua.
- Se asigna el valor 100 del termómetro al punto normal de ebullición del agua.
- Dicho intervalo se divide en 100 partes iguales.
- Cada una de ellas se denomina **grado Celsius** ($^{\circ}\text{C}$).

Escala Fahrenheit

- Se asigna el valor 32 del termómetro al punto normal de congelación del agua
- Se asigna el valor 212 del termómetro al punto normal de ebullición del agua
- Dicho intervalo se divide en 180 partes iguales.
- Cada una de ellas se denomina grado Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$).

Escala kelvin o absoluta

- Es la escala usada en el Sistema Internacional de Unidades. Para definir la escala absoluta se debe definir el cero absoluto de temperatura.
- El cero absoluto de temperatura es el estado de mínima temperatura que puede tener un cuerpo. En él, el movimiento de los átomos y moléculas que componen el cuerpo sería nulo.
- Es una temperatura teórica que no puede alcanzarse en la práctica.

¿Sabes a qué temperatura el cuerpo humano tiene fiebre?

Investígalo y transfórmala a °F y K.

CONVERSIONES DE TEMPERATURA

Teniendo en cuenta que TC, TF y T es la temperatura expresada en grados Celsius, Fahrenheit y Kelvin respectivamente, usaremos las siguientes expresiones para convertir entre escalas.

- Conversión entre Celsius y Fahrenheit

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 \text{ }^{\circ}\text{C} + 32$$

- Conversión entre Celsius y Kelvin

$$\text{K} = \text{ }^{\circ}\text{C} + 273$$

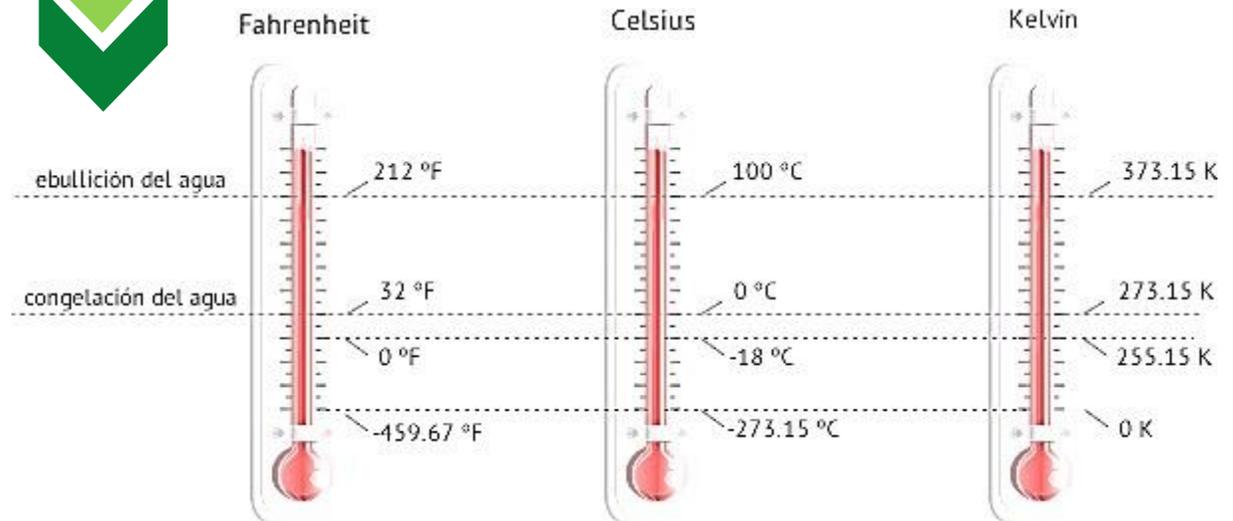
$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

- Conversión entre Fahrenheit y Celsius

$$^{\circ}\text{C} = 5/9 (\text{ }^{\circ}\text{F} - 32)$$



Comparación de las tres escalas de temperatura



Ejemplo 1: Puesto que la fiebre puede causar convulsiones en los niños, el médico quiere que se le llame si la temperatura del infante pasa los 40°C . ¿Se debe llamar al médico si el menor tiene una temperatura de 105°F ? Sustente su respuesta matemáticamente.

Para saber si hay que llamar al médico, se debe convertir de $T^{\circ}\text{F}$ a $T^{\circ}\text{C}$ y si pasa de 40°C , hay que llamarlo. La fórmula que se debe usar es la siguiente:

$$^{\circ}\text{C} = 5/9 (^{\circ}\text{F} - 32)$$

$$^{\circ}\text{C} = 5/9 (^{\circ}\text{F} - 32)$$

$$T^{\circ}\text{C} = 5/9 (105 - 32)$$

$$T^{\circ}\text{C} = 5/9 (73)$$

$$T^{\circ}\text{C} = 5/9 (73)$$

$$T^{\circ}\text{C} = 365/9 = 40.5^{\circ}\text{C}$$

Una vez que identificas la fórmula que se debe usar para hacer la conversión, se escribe el dato incógnito dentro de la fórmula. En este caso particular, se escribe el valor de la temperatura en $^{\circ}\text{F}$ que es 105°F al cual se le resta 32. El resultado de esta resta se multiplica por 5 y ese resultado se divide entre 9. Así se obtiene la conversión de la temperatura en $^{\circ}\text{C}$

¡HAY QUE LLAMAR AL MÉDICO!



Ejemplo 2:

El Xenón tiene un punto de congelación de 133 K. *¿Cuál es el punto de congelación en la escala Fahrenheit?*

Para saber la temperatura de congelación del Xenón en °F hay que hacer la conversión de T a T°C y luego la fórmula para convertir a T°F, así:

$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

$$\begin{aligned} T^{\circ}\text{C} &= T_{\text{K}} - 273 \\ &= 133 \text{ K} - 273 \\ &= -140^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

Luego, se hace la conversión a la temperatura en Fahrenheit, así:

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 ^{\circ}\text{C} + 32$$

$$9/5 = 1.8$$

$$\begin{aligned} T^{\circ}\text{F} &= 9/5 T^{\circ}\text{C} + 32 \\ T^{\circ}\text{F} &= 9/5 (-140^{\circ}\text{C}) + 32 \\ &= -1260/5 + 32 \\ T^{\circ}\text{F} &= -252 + 32 \\ &= -220 ^{\circ}\text{F} \end{aligned}$$

Para resolver este problema se debe primero multiplicar -140°C por 9 y ese resultado se divide entre 5. La respuesta de la operación anterior se le suma 32. Debes tener presente el signo.

Ejemplo 3:

Escriba el símbolo de mayor \geq o menor \leq en cada caso.

$$37 ^{\circ}\text{C} \quad _ \quad > \quad 298\text{K}$$

Se puede decidir aquí convertir la temperatura de °C a K o viceversa con el fin de igualarla y poder responder cuál es mayor.

$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

$$\begin{aligned} T^{\circ}\text{C} &= T_{\text{K}} - 273 \\ &= 298 \text{ K} - 273 \\ &= 25^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

$$37,9 ^{\circ}\text{F} \quad _ \quad < \quad 298 ^{\circ}\text{C}$$

Se puede decidir aquí convertir la temperatura de °F a °C o viceversa con el fin de igualarla y poder responder cuál es mayor.

$$^{\circ}\text{F} = 1.8 ^{\circ}\text{C} + 32$$

$$\begin{aligned} T^{\circ}\text{F} &= 9/5 T^{\circ}\text{C} + 32 \\ T^{\circ}\text{F} &= 9/5 (298^{\circ}\text{C}) + 32 \\ &= 2682 / 5 + 32 \\ T^{\circ}\text{F} &= 536,4 + 32 \\ &= 568,4 ^{\circ}\text{F} \end{aligned}$$



INDICACIONES: Te sugiero ubicarte en un lugar que tenga buena iluminación, ventilación y una mesa con silla en la que te sientas cómodo. Puedes usar la calculadora, un lápiz, borrador y una página para desarrollar cada interrogante. Recuerda tener presente las 3 fórmulas de temperatura. Hasta este momento has demostrado que lo has logrado, estoy segura de que lo terminarás, ¡Vamos!



ACTIVIDAD 4

Completa el siguiente cuadro con la información que falta de cálculos de temperatura. Recuerda que debes utilizar la fórmula que corresponda según el caso.

TEMPERATURAS		
°C	°F	K
La temperatura máxima en el desierto de Sahara	En Bogotá la temperatura oscila en 65°F	En Qatar se registra una temperatura de 306K 302.59 K
se registró en 59°C 29.44 °C	85 °F	
En la Antártida se ha registrado una temperatura de -72°C	En Arabia Saudita se registra una temperatura de 98°F	

SUBTEMA 5. PRESIÓN

Objetivos Específicos:

1. Conocer las unidades de medidas para calcular presión.
2. Resolver problemas de aplicación realizando conversiones de presión.
3. Reconocer que las mediciones de presión son utilizadas en actividades relacionadas con la vida cotidiana.

La presión de un gas es la fuerza por unidad de área que ejerce un gas sobre las paredes del recipiente.



Las unidades de presión más comunes incluyen las libras por pulgadas cuadradas, torr, milímetros de Mercurio (mmHg), atmosfera (atm) y el Pascal (Pa). La principal unidad de medida de presión recomendada por el Sistema Internacional de Unidades (SI) es el Pascal, llamada así en honor al científico francés Blaise Pascal. Las conversiones más frecuentemente usadas de unidades de medida de presión son:

1 atm = 101 325 Pa	1 atm = 760 mm de Hg
1 atm = 101,325 kPa	1 atm = 769 torr
1 atm = 14,69 psi	

La presión tiene muchas aplicaciones en la vida cotidiana, incluyendo la de las gomas del automóvil, de aire en los pulmones y fuera de ellos, de agua en una ducha y sanguínea en las venas y arterias. Investiga la medida de presión de las

Ejemplo 1: La presión de un neumático es 28 psi. Exprésela en atm, torr, mm Hg y Pascales.

$28 \text{ psi} \left(\frac{1 \text{ atm}}{14,69 \text{ psi}} \right) = 1,90 \text{ atm}$ <p>Recuerda que entre paréntesis debes escribir la equivalencia y suprimir en diagonal, en este caso, para que la respuesta esté dada en atm.</p>	$1,90 \text{ atm} \left(\frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} \right) = 1444 \text{ torr}$ <p>Recuerda que entre paréntesis debes escribir la equivalencia y suprimir en diagonal, en este caso, para que la respuesta esté dada en torr.</p>
$1,90 \text{ atm} \left(\frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} \right) = 1444 \text{ mmHg}$	$1,90 \text{ atm} \left(\frac{101325 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \right) = 192517.5 \text{ Pa}$

Ejemplo 2: La presión atmosférica disminuye al aumentar la altitud. Al escalar una montaña la presión desciende a aproximadamente 630 torr. Conviértelo en atm y kPa.



$$630 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 0,8 \text{ atm}$$

$$0,83 \text{ atm} \left(\frac{101,325 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} \right) = 84,1 \text{ kPa}$$

Ejemplo 3: Cuando hay humedad considerable en la atmósfera, la presión baja debido a que el aire húmedo tiene una densidad menor a la del aire seco. Si, por el contrario, el aire de una región contiene una muy poca humedad se crea un área de alta presión. Compara la presión de un lugar A con una presión de 0,89 atm y un lugar B que tiene una presión de 770 torr. ¿Qué lugar tiene el aire seco u qué lugar el aire húmedo?

Una de las presiones dadas se iguala a la otra y de esa manera podrás comparar e indicar cuál es el lugar con aire seco v cuál con el aire húmedo.

$$770 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 1,01 \text{ atm}$$

Es la presión del Lugar B. Por tanto, es el lugar con aire seco.

El lugar A con una presión de 0,89 atm tiene el aire húmedo.

INDICACIONES: Te sugiero ubicarte en un lugar que tenga buena iluminación, ventilación y una mesa con silla en la que te sientas cómodo. Puedes usar la calculadora, un lápiz, borrador y una página para desarrollar cada interrogante. Recuerda tener presente las 3 fórmulas de temperatura. Hasta este momento has demostrado que lo has logrado, estoy segura de que lo terminarás, ¡Vamos!



ACTIVIDAD 5

Completa el siguiente cuadro con la información que falta, utilizando las conversiones de presión. (Los números subrayados corresponden a respuestas).

PRESIÓN				
atm	torr	mm Hg	Pa	kPa
0,95	<u>722</u>	<u>722</u>	<u>96258,75</u>	<u>96,29</u>
		800		
				100,2
	630			
			131722	

GLOSARIO

1.	Barómetro.	Dispositivo para medir la presión atmosférica.
2.	Conversión de unidades de medida.	Es la transformación del valor numérico de una <u>magnitud física</u> , expresado en una cierta unidad de medida, en otro valor numérico equivalente y expresado en otra unidad de medida de la misma naturaleza.
3.	Densidad.	Masa de una sustancia que ocupa una unidad de volumen. Se expresa como la masa dividida entre el volumen.
4.	Masa.	Cantidad de materia presente en un cuerpo en particular.
5.	Medición.	La medición es un proceso básico de la <u>ciencia</u> que se basa en <u>comparar</u> una <u>unidad de medida</u> seleccionada con el objeto o fenómeno cuya <u>magnitud física</u> se desea medir, para averiguar cuántas veces la unidad está contenida en esa magnitud.
6.	Presión.	Fuerza por unidad de área, ya sea que se exprese como libras por pulgada cuadrada (psi), milímetros de Mercurio (mm Hg), atmósferas (atm), etc.
7.	Psi.	Es la libra de fuerza por pulgada cuadrada (lbf/in ² o lbf/in ² , abreviada psi).



8.	S.I..	Sistema Internacional de Unidades (SI, del francés Le Système International d'Unités) es la versión moderna del <u>sistema métrico</u> y el <u>sistema de unidades</u> que se usa en casi todos los países del mundo.
9.	Sistema Métrico.	Sistemas de pesos y medidas en el cual cada unidad es una décima, centésima, milésima, etc de otra unidad. Es el sistema estándar que se emplea en todos los países, excepto Estados Unidos y se utiliza ampliamente en el ámbito científico.
10.	Temperatura.	Grado de calor de la materia.
11.	Termómetro.	Instrumento que sirve para medir la temperatura.
12.	Volumen.	Espacio cúbico que ocupa la materia.

ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

Refuerza tus conocimientos.

• Masa

- Juana y Alex son mellizos. Cuando nacieron, Juana pesaba 600 gramos más que Alex. Sus pesos ya se han igualado, gracias a que Alex come muchísimo. Sabiendo que al nacer Alex pesaba 2,25 kg, ¿Cuánto pesaba Juana al nacer en kg?
- ¿Qué tiene la mayor masa, una sandía de 2kg o dos piñas de 1500 g? Sustente su respuesta.
- ¿Cuál será la masa total de 450 g de carne, 175 kg de pollo y 2 000 250 mg de pescado?

• Volumen

- Transforma 2,8 litros de éter a m^3 .
- Transforma 185 ml de glicerina a litros.
- Transforma 25 ml de ácido acético a cm^3 .



- **Densidad**

- Calcule el volumen en litros que ocupa una muestra de ácido sulfúrico concentrado que tiene una masa de 285 g y cuya densidad es 1,83 g/cm³.
- Calcule la masa en gramos de una muestra de tetracloruro de carbono que tiene un volumen de 3,35 litros y cuya densidad es de 1,60 g/cm³.
- Calcule la densidad de una pieza de metal que mide 20cm x 10cm x 25mm y tiene una masa de 30.0 gramos.

- **Temperatura**

- El nitrógeno líquido tiene un punto de ebullición de 77 K a 1 atm de presión. ¿Cuál es el punto de ebullición del nitrógeno líquido en la escala Fahrenheit?
- La temperatura más baja registrada en el mundo fue de -89.2°C en la estación Antártica Soviética el 21 de julio de 1983. ¿Cuál es la temperatura en °F?
- La temperatura más alta registrada en el mundo fue de 136,4°F en Aziza, Libia, en el desierto de Sahara, el 13 de septiembre de 1922. ¿A cuánto corresponde esta temperatura en °C y K?

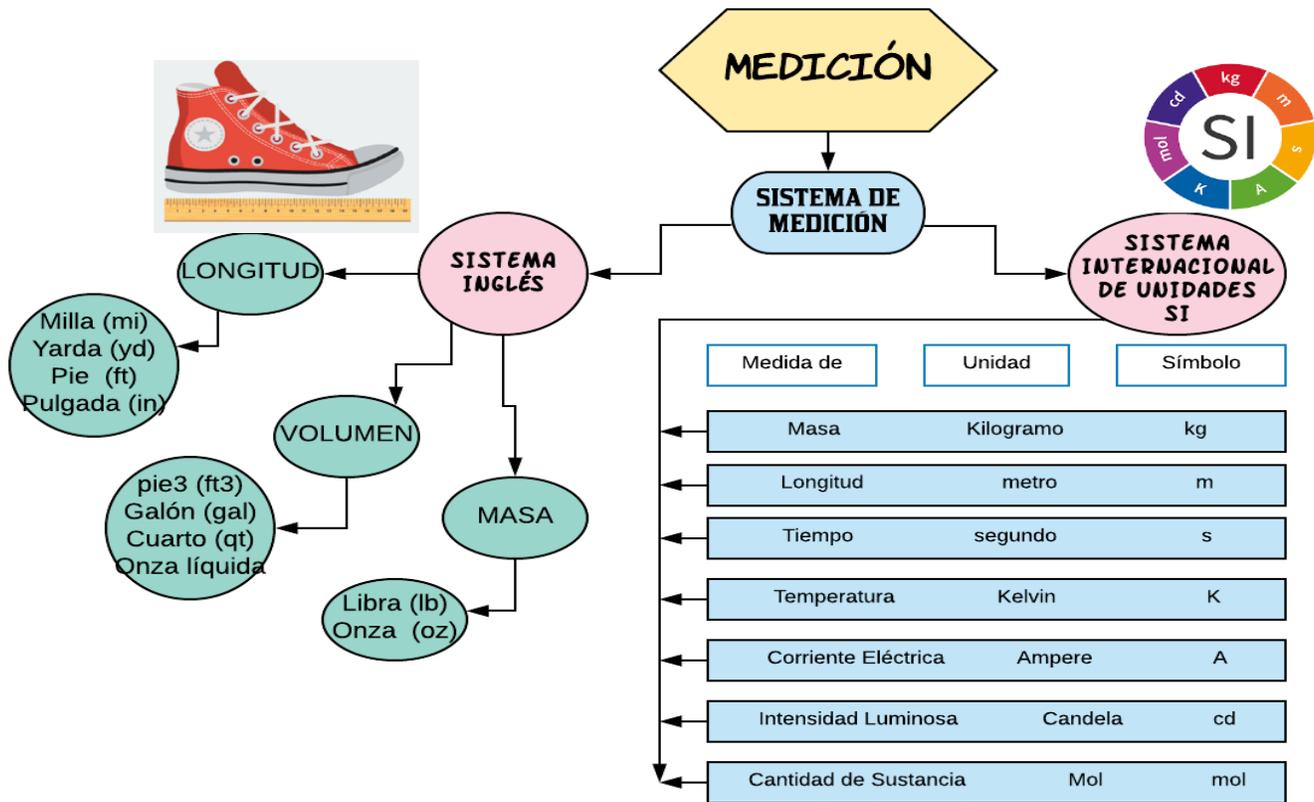
- **Presión**

- Transforme 950 torr en atm, mm Hg y Pa
- Transforme 120,5 kPa a Pa y atm
- Transforme 90 psi a atm y Pa.

CRITERIOS	ACTIVIDAD 1			ACTIVIDAD 2			ACTIVIDAD 3			ACTIVIDAD 4			ACTIVIDAD 5		
PUNTAJE	3	2	1	3	2	1	3	2	1	3	2	1	3	2	1
Presentaste una actitud adecuada frente a tus responsabilidades académicas.															
Lograste concretar un horario establecido para la lectura y comprensión de cada parte de este módulo de autoaprendizaje.															
Transferiste los conocimientos															
Adecuaste un espacio apropiado para el desarrollo del módulo de															



autoaprendizaje.																				
Hiciste las consultas pertinentes en libros o enlaces adjuntados en el módulo de autoaprendizaje.																				
Lograste resolver los problemas de aplicación presentados en las actividades de cada tema.																				
Lograste resolver las actividades complementarias.																				
TOTAL																				



Otros datos:

Para afianzar el tema de densidad, puedes consultar:

https://www.youtube.com/watch?v=fXz6_91bZhU

<https://www.youtube.com/watch?v=7PXvRy2DGtM>

Para afianzar el tema de temperatura, puedes consultar:

<https://www.youtube.com/watch?v=mWfCibxza-A>

<https://www.youtube.com/watch?v=HZLRFH6EFOc>

Para afianzar el tema de presión, puedes consultar:

<https://www.youtube.com/watch?v=tsDzXisz9Bs>

https://www.youtube.com/watch?v=fiY_tq8Hukg

BIBLIOGRAFÍA:

Daub, William; Seese, William (2005). Química. Octava Edición. Editorial Pearson.

Zumdahl, Steven (1997). Fundamentos de Química. Primera Edición. Editorial Mc Graw Hill.

INFOGRAFÍA:

https://es.wikipedia.org/wiki/Sistema_Internacional_de_Unidades

<https://es.wikipedia.org/wiki/Term%C3%B3metro>



ÁREA: MATERIA, ENERGÍA Y SUS CAMBIOS OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

1. Interpreta fenómenos de la naturaleza en función de la clasificación y las propiedades de la materia desde la perspectiva macroscópica y mesoscópica.
2. Identifica cambios físicos y químicos que ocurren en tu entorno, interpretándolo desde la perspectiva de la teoría cinética molecular y organización estructural a nivel manoscopio.

INDICADORES DE LOGRO:

1. Explica, de forma oral y escrita, diferentes fenómenos de su entorno en función de la clasificación y las propiedades de la materia.
2. Diferencia los cambios físicos y químicos de la materia a nivel macro y manoscopio aplicándolo en la vida diaria.

COMPETENCIAS

1. Lenguaje y comunicación.
2. Conocimiento y la interacción con el mundo físico.
3. Aprender a aprender
4. Tratamiento de la información y competencia digital
5. Autonomía e iniciativa personal



INTRODUCCIÓN

Mira a tu alrededor por unos segundos y observa los distintos materiales que te rodean. Entre ellos de seguro encontrarás vidrio, cemento, madera, diferentes tipos de plástico, acero, agua, variedad de fibras como algodón, lana poliéster, así como materiales cuyo nombre tal vez desconozcas. ¿Qué tienen en común? Están formados por materia. El concepto materia no se trata de español, historia o geografía... esas son asignaturas. En química, la materia se define como todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el universo.

El contenido de este módulo de autoaprendizaje habla sobre la materia, aprenderás su organización desde el punto de vista macroscópico como microscópico, su clasificación basada en su composición y las transformaciones que puede sufrir al ser sometido a situaciones.

Me complace saludarte y acompañarte en esta aventura de conocimiento para contribuir en tu formación académica.

Los conocimientos que en este módulo adquirirás serán de provecho para desarrollar destrezas y potenciar tu mentalidad sobre lo que te rodea.

Para ayudarte a la comprensión de este nuevo conocimiento, te hemos distribuido este trabajo de la siguiente manera:

- 1- Encontrarás una explicación sobre los contenidos teóricos acompañados con imágenes que te apoyarán a la visualización del concepto.
- 2- Para reforzar dichos conocimientos y comprensión resolverás las interrogantes presentadas en la sección de autoevaluación, preguntas desarrolladas en formatos de selección única, pareo, cierto o falso y análisis de casos.
- 3- En otros casos, encontrarás un laboratorio de ideas que te invita a realizar experiencias sencillas que te refuercen mejor el concepto de materia.
- 4- Al final encontrarás una actividad complementaria que te ayudará a descubrir si los contenidos presentados han llegado a ser significativamente comprendidos.

Recuerda dedicarle unos 20 a 30 minutos diarios a la lectura de lo que te presentamos, así aseguras que tus metas sean alcanzadas, busca un lugar cómodo que te ayude a tu concentración.

Te invitamos a que nos acompañes en esta aventura de conocimiento en pro de tu formación científica.



III. GENERALIDADES DE LA MATERIA

SUBTEMA 1. CONCEPTO DE MATERIA

OBJETIVO ESPECÍFICO:

Explicar el concepto de materia tanto a nivel macroscópico como nanoscópico, su clasificación y como se relaciona con todo lo que nos rodea.

La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Todos los cuerpos, desde un diminuto grano de arena, hasta una gigantesca ballena azul, están formados por materia.

La materia está compuesta por partículas (átomos o moléculas) entre las que existe un espacio vacío. Por eso, se dice que es discontinua. Además, las partículas están en constante movimiento; se mueven al azar y en todas direcciones. Se mantienen unidas por fuerzas de atracción.

Términos claves relacionados con la materia

MASA. Cantidad de materia que tiene un cuerpo. Esta es *invariable*, vaya a donde vaya será la misma.

PESO. Es la fuerza de gravedad que ejerce la tierra sobre todos los cuerpos que están sobre ella hacia su centro. Esta es *variable*, depende de donde se encuentre el cuerpo.

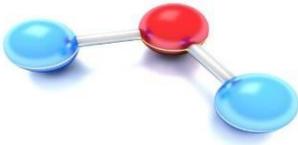
Ejemplo: Si nos colocamos en el Monte Everest nuestro peso será mínimo, no así si nos ubicamos en una llanura a nivel del mar, el mismo será mayor. Porque estamos más cerca del centro de gravedad. Pero la masa será igual.

ÁTOMO. Unidades a partir de las cuales se forman las moléculas. Es el límite de la **subdivisión química**. Esta produce cambios en la composición y, por lo tanto, en las propiedades. Posee tres estructuras indivisibles que son el límite de la subdivisión estructural; estas partículas son: electrón (con carga negativa), protón (con carga positiva) y el neutrón (con carga positiva y negativa iguales, por lo que queda neutra).

MOLÉCULA. Unidad más pequeña de una **sustancia pura**, capaz de existir independientemente y en forma estable. Es el límite de la **subdivisión física**.



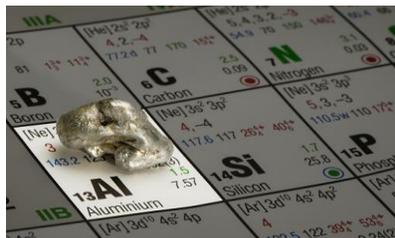
Ejemplo: La sacarosa (azúcar de mesa) es un compuesto que se puede romper FÍSICAMENTE (por tratamiento químico) en glucosa y fructosa ambas **moléculas** con propiedades diferentes.



Molécula de agua
Un átomo de Oxígeno y dos de Hidrógeno

ELEMENTO. Sustancia pura cuya estructura está formada por átomos de una misma clase. Se representa por 1 o 2 letras (símbolo químico).

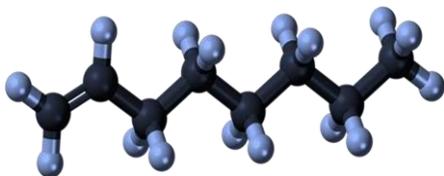
Ejemplo: Del ejemplo de la sacarosa, la podemos romper QUÍMICAMENTE (por tratamiento de bombardeo) en átomos de Carbono, oxígeno e hidrógeno. C, es el símbolo de carbono; O, de oxígeno; y H, hidrógeno.



Los símbolos de los elementos los encuentras en la Tabla Periódica.

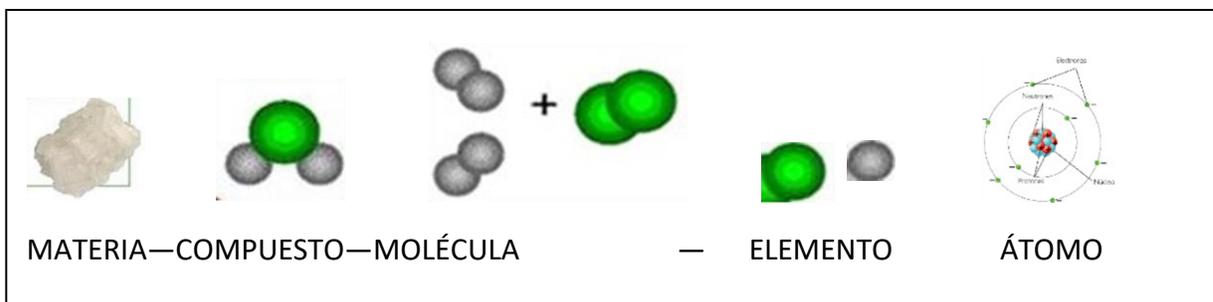
COMPUESTO. Sustancia cuya estructura está formada por dos o más clases de átomos. Se representa por fórmulas químicas, que indican la clase y la cantidad de átomos.

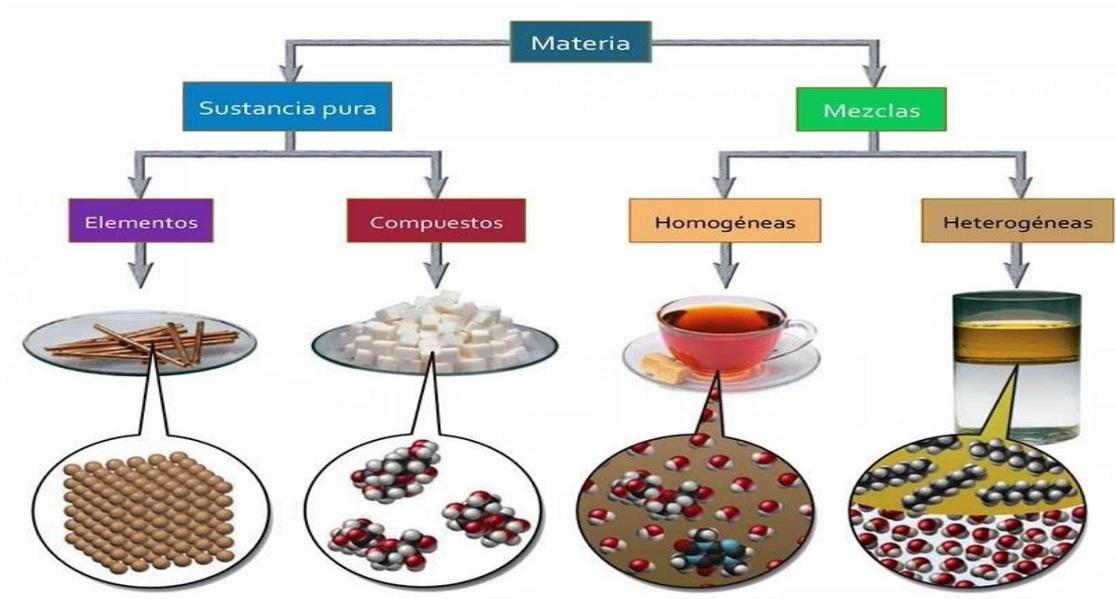
Ejemplo: C₂O₄ indica que tiene este compuesto, 2 átomos de carbono y 4 de oxígeno.



Conformado del elemento Oxígeno y el hidrógeno

ORGANIZACIÓN DE LA MATERIA (macroscópico al nanoscópico)





LA MATERIA			
Puede ser			
SUSTANCIA PURA		MEZCLA	
En la que se establece una:			
COMPOSICIÓN DEFINIDA		COMBINACIÓN DE SUSTANCIAS	
Puede ser			
ELEMENTO	COMPUESTO	HOMOGÉNEA	HETEROGÉNEA
ÁTOMOS IGUALES	ÁTOMOS DIFERENTES	UNA FASE	DOS FASES
Ejemplos			
O ₂ Li	H ₂ O	¿CHICHA?	AGUA + ACEITE

Para reforzarte las diferencias entre elemento y compuesto, te podemos decir que:

	Elemento	Compuesto
Definición	Sustancia pura que tiene una sola clase de átomos iguales.	Sustancia pura que tiene dos o más clases de átomos de elementos diferentes.
Representación	Símbolo Letras Ejemplo O, F, Au	Fórmula Ejemplo H ₂ O, HCl
Límite de la subdivisión	Átomos (química).	Moléculas (física).



Estas listo para poder resolver esta pequeña actividad que te reforzará lo aprendido.

¡Te animas!

Autoevaluación 1.1

LA MATERIA

Busca un lugar tranquilo y antes de resolver esta sección debiste haber leído comprensivamente el contenido presentado.

Lee detenidamente la pregunta, analízala y selecciona la letra que contenga la respuesta correcta.

1. ¿Cuál de las siguientes sustancias es un elemento?

- a. Aire
- b. Cobre (Cu)
- c. Agua de mar
- d. Acero
- e. Gas doméstico

2. Señala al compuesto:

- a. Ozono (O₃)
- b. Glucosa (C₆H₁₂O₆)
- c. Dióxido de carbono (CO₂)
- d. Mercurio (Hg)
- e. b y c

3. En qué alternativa existen solamente elementos

- a. Agua y alcohol
- b. b- NaCl y CO₂
- c. Hidrógeno y carbono
- d. Propano y gasolina
- e. Metano y agua

Completa la frase con la palabra correcta.

- 1- Los elementos se representan por medio de _____ ;
mientras que los compuestos por _____ .
2. En un _____ se unen átomos de elementos diferentes.
3. Las mezclas se pueden clasificar en _____ y
_____ .
4. La materia debe tener _____ y _____ .



¡Buen trabajo!



Cierto o Falso. Coloca C en el enunciado cierto y F, en el falso.

1. El peso es variable, porque depende del lugar donde se encuentre_____.
2. El límite de la subdivisión física es la molécula_____.
3. La fórmula estructural nos indica la forma de los compuestos_____.
4. Un símbolo puede tener 3 letras_____.

SUB-TEMA 2. PROPIEDADES DE LA MATERIA

OBJETIVO ESPECÍFICO:

Identificar las propiedades físicas y químicas que posee la materia que influyen en su comportamiento a nivel macroscópico.

**¿Qué diferencia la sal del azúcar?
¿Por qué puedo doblar unas láminas y otras no?
¿Qué los hace diferentes?**

¡Qué curioso!

Sabías que los materiales poseen características que los distinguen de otros y les proporciona una inconfundible identidad, a eso se le denomina propiedades.

Las propiedades son el conjunto de características o cualidades que presenta la materia, que nos permite identificarla, describirla y diferenciarla de otras.

Las propiedades se clasifican en extrínsecas e intrínsecas

GENERALES O EXTRÍNSECAS O EXTENSIVAS	ESPECÍFICAS, INTRÍNSECAS O INTENSIVAS
<p>Son las cualidades físicas o externas que no son características de las sustancias propiamente dichas: el tamaño, el peso, la forma.</p> <p>Son comunes, que representan toda la materia independientemente del estado físico, dependen de la cantidad de materia considerada valores. Los valores se pueden sumar.</p>	<p>Son las cualidades internas que poseen las sustancias y las que nos permiten identificarlas de otras sustancias.</p> <p>Son propiedades que no dependen de la cantidad de la materia, por ende, no se suman.</p>



Brinda información de una sustancia para distinguirla de otras. Es decir, externa.	Brinda información especial de una sustancia particular. Es decir, internas.	
Propiedades	Tipos	
	Física	Químicas

<ul style="list-style-type: none"> • Tamaño: cantidad de materia. (Igual en todos lados) • Forma: espacio que ocupa un cuerpo. • Inercia: fuerza de atracción de la Tierra sobre los cuerpos. (Depende del lugar donde se encuentre). • Masa: fuerza de atracción de la Tierra sobre los cuerpos. (Depende del lugar donde se encuentre). • Volumen: espacio que ocupa un cuerpo. • Peso: fuerza de atracción de la Tierra sobre los cuerpos. (Depende del lugar donde se encuentre). • Indestructibilidad: no se puede destruir sino transformar. • Porosidad: cantidad de poros de un cuerpo. • Impermeabilidad: cualidad que le impide a dos cuerpos ocupar el mismo espacio. 	<p>Son las que se pueden percibir sin que se modifique su estructura molecular, es decir, no cambia. Son especiales para un cuerpo determinado, unos son medibles otros no.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Estado o fase • Color/olor/sabor/ • Punto • Densidad • Dureza/brillo • Ductilidad/maleabilidad • Conductividad eléctrica/térmica • Solubilidad • Viscosidad • temperatura 	<p>Se observa cuando la materia se somete a un cambio en su estructura molecular, es decir cuando reacciona.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Combustibilidad • Corrosión • Actividad química • Estabilidad 
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------



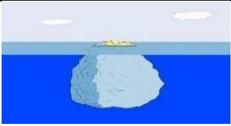
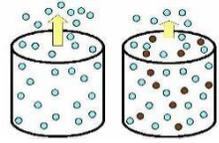
En ambos casos pueden darles o no valores numéricos.

Valores numéricos: punto de ebullición, de fusión y solidificación; densidad, viscosidad, índice de refracción, dureza entre otras.

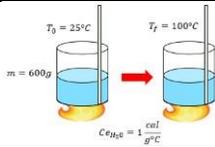
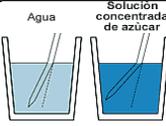
Valores no numéricos: color, olor, sabor, transparencia, etc.

Los elementos y los compuestos tienen propiedades particulares que son propias de ellas y que ningún otro lo debe poseer, es por eso por lo que podemos identificarlos.

Veamos algunas propiedades físicas:

DENSIDAD	Cantidad de materia contenida por unidad de volumen.	
ELASTICIDAD	Capacidad de los cuerpos de deformarse, cuando se les aplica una fuerza, y de recuperar su forma original cuando se suprime la fuerza.	
PUNTO DE EBULLICIÓN	Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido está en equilibrio con la presión normal. Esta temperatura es siempre característica de cada líquido.	
PUNTO DE FUSIÓN	Temperatura a la cual un sólido está en equilibrio con su fase líquida a presión normal, por encima de la cual el sólido se funde.	
PUNTO DE SOLIDIFICACIÓN	Temperatura a la cual un líquido está en equilibrio con su fase sólida a presión normal, por debajo de la cual el líquido se congela o solidifica.	
VOLATILIDAD	Tendencia de los líquidos a evaporarse. Se mide por la presión de vapor: cuando un líquido se evapora el vapor que se forma ejerce una presión por encima del líquido.	



SOLUBILIDAD	Capacidad de una sustancia para disolverse en agua o solvente.	
DUREZA	Capacidad de una sustancia para rayar a la otra.	
CALOR ESPECÍFICO	Es la cantidad de calor necesaria para elevar a 1 °C la temperatura de 1 gramo de sustancia.	
ÍNDICE DE REFRACCIÓN	Es la medida en grados de desviación de un rayo de luz al entrar en una sustancia.	
CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA	Capacidad para conducir la electricidad.	
CONDUCTIVIDAD TÉRMICA	Propiedad para conducir calor.	

MALEABILIDAD	Permite convertirse en <i>láminas delgadas</i> .	
DUCTIBILIDAD	Permite convertirse en <i>hilos delgados</i> .	

Ahora que ya conoces las propiedades físicas, te invitamos a que busques **¿Qué propiedades tiene el Aluminio que lo hace tan especial en la construcción y en la cocina?**

¡Acompáñame a conocer las otras propiedades que puede tener la materia, las químicas!



QUÍMICAS	DEFINICIÓN	EJEMPLO
COMBUSTIBILIDAD	Es la propiedad que permite que un material arda; llamamos <i>combustible</i> a la sustancia que arde (gasolina, carbón, hidrógeno; el oxígeno no es combustible, pero él permite mantener la combustión por lo que se conoce como <i>comburente</i>). Para que ocurra la combustión debe existir: combustible, comburente y que alcance la temperatura de ignición de ese combustible.	El petróleo y sus derivados poseen alta combustibilidad. Mientras que el agua no. 
COMBURENCIA	Propiedad para mantener la combustión.	El oxígeno es el mejor comburente. 
ESTABILIDAD:	Propiedad que tiene las sustancias propiamente dicha, para mantener su composición, mantener su inactividad.	El agua no cambia su composición fácilmente. 
ACTIVIDAD QUÍMICA	Es la tendencia de las sustancias a reaccionar con otras.	El agua es explosiva con el sodio. 

Que te ha parecido el tema, las propiedades que la materia tiene es muy interesante, los científicos lo emplean para la formación de nuevos y mejores compuestos, que ayuden al hombre en su diario vivir.

¿Por qué soplamos o abanicamos para encender una fogata? ¿Tendrá que ver con lo que has aprendido?



Autoevaluación

Propiedades de la materia

Toma solo 15 minutos de tu tiempo y pon a prueba tus conocimientos adquiridos. Recuerda buscar un lugar tranquilo.

Pareo. Escriba en el espacio la letra de la columna A que se relacione con la columna B

Columna A	Columna B
A. Fragilidad	Propiedad que permite a algunas sustancias disolverse en otras a una temperatura determinada.
B. Masa	Resistencia que oponen ciertos materiales a ser rayados.
C. Solubilidad	Temperatura a la cual un líquido se convierte en Estado gaseoso.
D. Densidad	Tendencia que tiene un cuerpo a fracturarse.
E. Punto de ebullición	Cantidad de masa de una sustancia que hay por unidad de volumen
F. Dureza	Cantidad de materia de un cuerpo.

Cierto o falso. Coloca **C** en el enunciado cierto y **F** en el falso

1. El peso depende de la cantidad de materia _____
2. El punto de fusión es una propiedad intensiva _____
3. El color depende de la cantidad de materia _____
4. El olor es una propiedad extensiva _____
5. La viscosidad depende de la cantidad de materia _____

Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como una propiedad física o química.

1. El oro es brillante: _____
2. El oro se funde a 1064°C _____
3. El oro es buen conductor de electricidad: _____
4. Cuando el oro reacciona con azufre se forma un compuesto sulfuroso negro: _____
5. Una vela tiene 10 pulgadas de alto y 2 pulgadas de diámetro: _____
6. Una vela arde _____
7. La cera de una vela se suaviza en un día cálido: _____
8. Una vela es azul: _____

Desarrollo

¿Qué diferencia una propiedad intensiva de una extensiva?



SUBTEMA 3. TRANSFORMACIÓN DE LA MATERIA



OBJETIVO ESPECÍFICO:

Reconocer los cambios que puede sufrir la materia al ser sometida a ciertas condiciones que la modifican.

Te has preguntado **¿porqué el hierro de las verjas se va volviendo corronchosas, o cuando muerdes una manzana se pone negra a los minutos?** Bueno todas esas cosas que pasan en tu entorno se deben a cambios que ocurren en la materia. Dependiendo de cómo se dan se clasifican en **físicos o en químicos**, veamos en que consiste, cada una:

Se conoce como **cambio físico** a aquellos cambios que ocurren **en la materia**, sin que ocurra una alteración molecular o estructural, solo cambian sus propiedades físicas. Se usan en la industria para el mejor aprovechamiento de los materiales.

Entre los ejemplos que podemos percibir están: Cambio de color, forma, tamaño, volumen o estado.

Hablamos de un **cambio químico**, cuando a la materia le ocurre un cambio en la



¿Sigue siendo lo mismo o no? Si tu respuesta es **SÍ**, entonces es un cambio **FÍSICO**.

estructura molecular de una sustancia, es decir, cambia internamente. También, se le llama *reacción química*. Se usa en la industria para producir diversas sustancias como los medicamentos.

Podemos decir, que si se observa cualquiera de estas reacciones es que sufrió de cambio químico:

- **Cocción**
- **Combustión**
- **Oxidación**
- **Electrólisis**
- **Efervescencia**
- **Fotosíntesis**
- **Fermentación**
- **Putrefacción**



Putrefacción



Fermentación



Combustión



Cocción



Autoevaluación

Transformación de la materia.

Buen trabajo, lee comprensivamente el contenido para que puedas resolver cada ítem. Recuerda tu lugar preferido.

Identifica cada uno de las siguientes acciones como un cambio físico o químico.

1. Fundir hierro _____
2. Quemar pape _____
3. Limpiar los objetos de plata _____
4. Hacer hielo en el congelador _____
5. A una planta le brota una nueva hoja _____
6. Doblar un clavo _____
7. En el pasto se forma escarcha _____
8. La madera se corta para la chimenea _____
9. La madera arde en una estufa de leña _____
10. La digestión de un emparedado _____
11. Arrugar un papel _____
12. Quebrar una tiza _____

Cierto o Falso. Coloca **C** en el enunciado cierto y **F** en el falso.

1. Los cambios físicos cambian solo la forma del cuerpo _____
2. Un cambio físico puede ser reversible _____
3. Si cambian la composición se trata de un cambio químico _____
4. La combustión de la gasolina es un cambio físico _____
5. Los cambios de estado suelen ser catalogados como cambios físicos _____

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVO ESPECÍFICO: Identificar correctamente los estados de agregación, la materia según sus propiedades y los cambios que puede sufrir.

El ordenamiento de las partículas que forman un cuerpo se llama estado de agregación. Este depende de la cantidad de energía cinética de esas partículas (energía que poseen debido a su movimiento), así



como de las fuerzas de atracción y de repulsión entre ellas.

Las fuerzas de atracción son aquellas con las que las partículas se atraen unas a otras y tienden a mantenerse unidas, sin formar enlaces químicos. Las fuerzas con las que las partículas se repelen unas a otras y tienden a alejarse entre sí se conocen como de repulsión.

El estado de agregación es una propiedad física de la materia

ESTADO SÓLIDO

En los sólidos, las fuerzas de atracción entre moléculas son mucho más potentes que entre las partículas de líquidos y de gases.

Una sustancia existe en estado sólido porque las fuerzas de atracción entre sus moléculas son superiores a las fuerzas de repulsión debidas a la agitación térmica. Las partículas se mantienen juntas y ordenadas en una estructura rígida, donde solo poseen movimiento vibracional. La velocidad de vibración depende de la temperatura, cuando esta aumenta, la vibración se hace más fuerte.



PROPIEDADES DE LOS SÓLIDOS

Los sólidos tienen características muy diferentes de los demás estados de la materia, debido principalmente a las poderosas fuerzas de atracción entre sus moléculas. Las principales son:

- **Forma definida:** producto de que sus partículas se encuentran adheridas rígidamente entre sí.
- **Volumen definido:** resultado de que sus átomos o sus moléculas no poseen movimiento de traslación, sino únicamente de vibración en torno a puntos fijos.
- **Difusión muy lenta:** tendencia a separarse mucho más lentamente que los líquidos o los gases, debido a que las moléculas de un sólido ocupan posiciones fijas de las que apenas pueden separarse.
- **Incompresibles:** imposibilidad de ser comprimidos porque sus moléculas están muy cerca unas de otras.

Los enlaces por los cuales están unidas las partículas de los sólidos cristalinos determinan su estructura y sus propiedades; por ejemplo: punto de fusión, dureza y densidad.



ESTADO LÍQUIDO

Los líquidos son mucho más densos que los gases. Esto quiere decir que en ellos las moléculas están más próximas entre sí. Según la teoría cinético-molecular, las partículas de un líquido se hallan en continuo movimiento y, al estar más próximas unas de otras, los choques entre moléculas son más frecuentes y la movilidad molecular es más restringida. Esta teoría establece que cuando un par de moléculas se encuentran demasiado cerca, se repelen, debido a que ambas poseen las mismas cargas externas. El equilibrio entre las fuerzas de repulsión y de atracción contribuye a mantener las moléculas en continuo movimiento.

Las partículas en un líquido se hallan sujetas por fuerzas suficientemente altas como para mantenerlas juntas y cerca, pero no tan fuertes como para impedir que puedan deslizarse unas sobre otras. Por ello, las sustancias líquidas, al igual que los gases, se consideran fluidos.



Propiedades de los líquidos

Los líquidos presentan propiedades características:

- ➡ **Volumen constante:** capacidad de tener un volumen definido. Esto se debe principalmente a que:
 - Los líquidos son inexpandibles. Se da como resultado de que las fuerzas de atracción intermoleculares son lo suficientemente altas como para impedir que las sustancias líquidas se expandan, lo que sí ocurre con los gases.
 - Los líquidos son prácticamente incompresibles. No se pueden comprimir debido a que el espacio libre entre las moléculas es mínimo.
- ➡ **Difusión lenta:** tendencia a difundirse lentamente, debido a que las distancias intermoleculares son más pequeñas que en los gases.
- ➡ **Forma variable:** capacidad de adoptar la forma del recipiente que los contiene.
- ➡ **Viscosidad variable:** tendencia a fluir lentamente, como el aceite, o con mayor rapidez, como el agua.
- ➡ **Tensión superficial:** fuerza que facilita la flotación de cuerpos en los líquidos. Se debe a la atracción mutua entre las moléculas del líquido.
- ➡ **Capilaridad:** tendencia al ascenso espontáneo por tubos estrechos, llamados capilares.



ESTADO GASEOSO

El estado gaseoso se caracteriza porque las partículas que lo forman se encuentran aún más separadas entre sí que las partículas que forman los líquidos; por ello, la fuerza de atracción entre estas partículas es mínima, lo que permite su gran movimiento.

Para definir el estado de un gas se necesitan cuatro magnitudes: masa, presión, volumen y temperatura.



✓ **Masa:** representa la cantidad de materia del gas.

✓ **Presión:** la presión de un gas es el resultado de la fuerza ejercida por las partículas del gas al chocar con las paredes del recipiente que lo contiene. En un gas existen dos tipos de presión:

Presión interna: la ejercen las moléculas del propio gas. Actúa desde adentro hacia afuera a través de los choques de sus moléculas con el recipiente que las contiene.

Presión externa: se ejerce sobre el gas. Comprime sus moléculas para que ocupen un volumen determinado.

✓ **Volumen:** es el espacio en el cual se mueven las moléculas. Está dado por el volumen del recipiente que lo contiene.

✓ **Temperatura:** es una propiedad que determina la dirección del flujo de calor.

Propiedades de los gases

Las características físicas de los gases son las siguientes:

- **Expansibilidad:** tendencia que tienen los gases de ocupar todo el espacio disponible en el recipiente que los contiene.
- **Compresibilidad:** propiedad de un gas de disminuir su volumen cuando aumenta la presión ejercida sobre él.
- **Baja densidad:** resultado de las débiles fuerzas entre las partículas de un gas, por lo que estas se hallan dispersas en el espacio.
- **Miscibilidad:** capacidad de entremezclarse completa y uniformemente las partículas de dos o más gases que se encuentran en un mismo espacio.



CAMBIOS DE ESTADO

La transformación por la que una sustancia pasa de un estado de agregación a otro (por ejemplo, de líquido a gas) se conoce como cambio de estado de agregación. En este tipo de transformaciones se modifica la apariencia de las sustancias, pero no su composición. Los cambios de estado de agregación están determinados por:

Temperatura: cuando la temperatura aumenta, la cantidad de energía cinética de las partículas de un cuerpo aumenta; si la temperatura disminuye la energía cinética de las partículas también disminuye. Cuando se completa y uniformemente las partículas.



Por ejemplo, el agua líquida se convierte en vapor si se calienta a más de 100°C.

Presión: el estado de una sustancia puede variar si se le somete a grandes cambios de presión, aunque no se modifique su temperatura. Por ejemplo, un gas puede pasar al estado líquido si sobre él se aplica una gran presión.

Los cambios de estado son reversibles; es decir, se pueden generar tanto en un sentido como en el opuesto. Por ejemplo, cuando se enfría agua en una nevera hasta 0°C, esta se convierte en hielo (agua sólida). Si el hielo se saca del refrigerador, se transforma de nuevo en agua líquida.

Cuando un cuerpo experimenta un cambio de estado absorbe energía calórica, o bien, la pierde. Según esto, existen dos tipos de cambios de estado de agregación: los progresivos y los regresivos.

Progresivos: ocurren cuando un cuerpo absorbe calor. Son **la fusión, la evaporación y la sublimación progresiva.**

Regresivos: se producen cuando un cuerpo pierde calor. Son la solidificación, la condensación y la sublimación inversa.

Investiga los dos estados de agregación creados por el hombre en el laboratorio y cómo se llama el estado que presenta grandes estrellas como el sol?



Autoevaluación

Estados de agregación de la materia.

Luego de leer este tema, busca un lugar cómodo y sin distracciones y disponte a verificar los conocimientos adquiridos.

Escribe, dentro del paréntesis, la letra correspondiente al estado de agregación de la materia al que se refiere cada afirmación. Las letras se pueden repetir.

- () Las partículas poseen poca energía cinética.
- () Las partículas se mantienen en el mismo lugar.
- () Las partículas pueden moverse sin separarse.
- () Las partículas tienen energía cinética media.
- () Las partículas cuentan con fuerzas de atracción muy intensas.
- () Las partículas poseen mucha energía cinética.
- () Las partículas se encuentran muy separadas unas de otras.
- () Las partículas tienen fuerzas de atracción intermedias.
- () Las partículas poseen fuerzas de atracción muy débiles.



¡Buen trabajo!

A. SÓLIDO B. LÍQUIDO C. GASEOSO

Completa los espacios referentes a los cambios de estado.

De solido a liquido _____

De líquido a gaseos _____

De sólido a gaseosos _____

De gaseoso a líquido _____

De líquido a sólido _____

De gaseoso a sólido _____



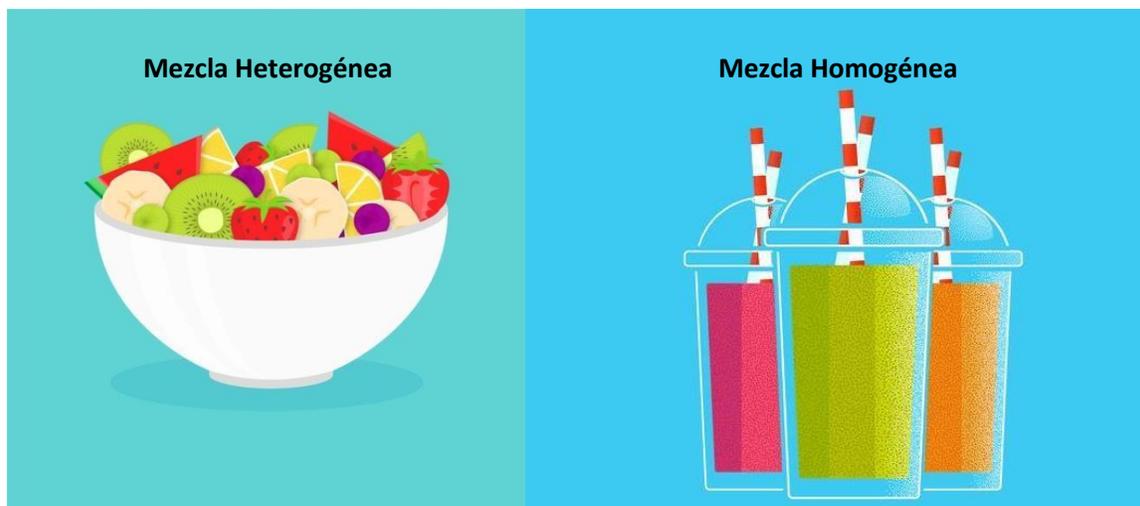
Complete la información del cuadro comparativo de los estados de agregación de la materia.

Propiedad	Sólidos	Líquidos	Gaseoso
Forma			
Volumen	Definido		
Difusión			Rápida
Energía Cinética		Media	
Fuerzas de Repulsión			Intensa
Fuerza de Atracción	Alta		

SUBTEMA 4. TIPOS DE MEZCLAS

OBJETIVO ESPECÍFICO:

- Reconocer, con ejemplos, los tipos de mezclas homogéneas y heterogéneas, según sus propiedades.



Recordando que la materia lo encontramos en tres estados fundamentales (líquido, sólido y gas) que dependen de la temperatura, la presión y las características específicas de la materia particular. La materia la encontramos formando mezclas sea homogénea como heterogénea.



MEZCLA HOMOGÉNEA	MEZCLA HETEROGÉNEA
<p>Constituida por una sola sustancia o varias de ellas que formen una sola fase.</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ No se distinguen los componentes y sus propiedades son similares en toda su extensión. ➤ Se clasifica en dos grupos sustancias puras, soluciones. 	<p>Constituida por una composición variable</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Tiene propiedades físicas y químicas diferentes para las partes de la muestra. ➤ Se observa diferentes fases (se entiende que es una región de materiales que tiene propiedades diferentes a las regiones vecinas).

MEZCLAS HOMOGÉNEAS:

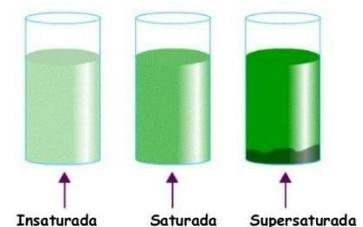
SUSTANCIA PURA

Es un material homogéneo constituido por una sola sustancia. Tienen una composición constante, sus propiedades son únicas, no pueden repetirse en otras sustancias, no se descomponen en sustancias más simple por métodos físicos. Son elementos y compuestos.

SOLUCIONES

Material homogéneo constituido por más de una sustancia. Sólo hay una fase presente, es decir, **no hay separación de partes apreciables en forma visible**.

Se distinguen dos partes. Disolvente que es la parte más abundante y el soluto que es el de menor proporción. **Se clasifica en tres tipos de soluciones:**



Saturada, insaturada y sobresaturada.

MEZCLAS HETEROGÉNEAS COLOIDES

Son mezclas intermedias entre las homogéneas (soluciones) y las heterogéneas

- No se separa al reposar.
- Es traslúcida.
- Está conformada por parte dispersa (partícula coloidal) y el medio dispersante (líquido donde sobrenada los coloides).
- Sus partículas son grandes (20 a 2 000 Å). Importancia del coloide:



1. En la industria alimentaria: leche, mayonesa, jaleas, etc.
2. En la industria: pinturas, barnices etc.

Laboratorio de ideas

- 1-Toma un vaso transparente y agrega un poco de leche.
- 2-Puedes observar a través de ella. ¿El tamaño de las partículas te lo permite?
- 3-Realiza la misma observación a con otros productos que encuentres en la cocina.

SUS PENSIONES

Son dispersiones de partículas usualmente con un diámetro de $2\ 000\ \mu\text{A}$ y que pasado algún tiempo se separan y que además son separadas o retenidas por papel filtro.



AUTOEVALUACIÓN 1.5

TIPOS DE MEZCLAS

Clasifique los siguientes materiales como mezclas homogéneas o heterogéneas.

Piso de concreto

Gelatina

Un clavo de acero

Un jugo de naranja natural

Leche

Aire

Aderezo para ensaladas

Palomitas de maíz con sal

Bronce

Madera

Refresco gaseoso

Pasta de dientes

Pizza



Observa las imágenes y contesta:

¿Son ejemplos de mezclas?

¿Por qué?



¡Felicitaciones!



TÉCNICAS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

OBJETIVO ESPECÍFICO

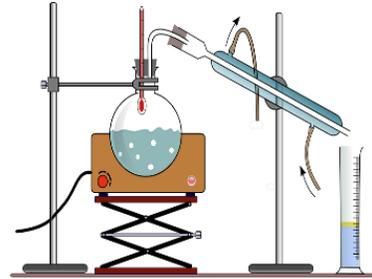
Describir las técnicas de separación de mezclas que se utilizan en procesos industriales y en el laboratorio.

Luego de conocer los tipos de mezcla podemos tratar de separar sus componentes aplicando diferentes técnicas de separación. Veamos cuales serían, y su bosquejo.

DESTILACIÓN.

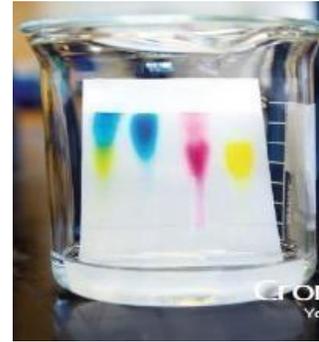
Se usa para purificar las impurezas o separar dos o más líquidos. Basada en las diferencias de temperatura.

(Líquido de menor punto de ebullición saldrá primero y este se llamará destilado y el de mayor punto de ebullición se quedará en el balón de destilación y se llamará residuo).



CROMATOGRAFÍA.

Se basa en la diferencia de atracción por la absorción que ciertos materiales ejercen sobre los componentes de la solución, lo cual me permite separar los componentes.



Laboratorio de ideas. Corrida de cromatografía

- 1-Corta un pedazo de papel de 3cm x 6cm.
- 2-Del lado de los 3 cm, mide 0,5cm y coloca un puntito con bolígrafo rojo, negro y azul.
- 3-Sumérgelo en un vaso con una pequeña cantidad de alcohol. Déjalo correr por 15 minutos. Observa.



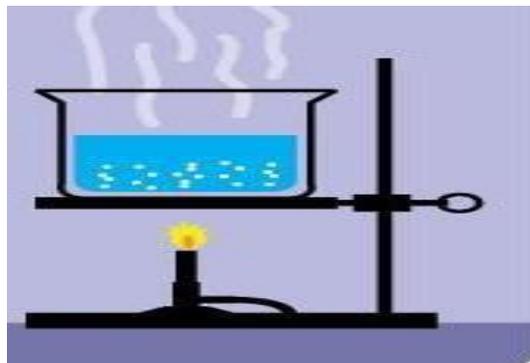
CENTRIFUGACIÓN

Por rotación constante y rápida
Se logra la separación
sedimentación.



EVAPORACIÓN:

Consiste en calentar la mezcla hasta
el punto de ebullición de uno de los
componentes, quedando el sólido.



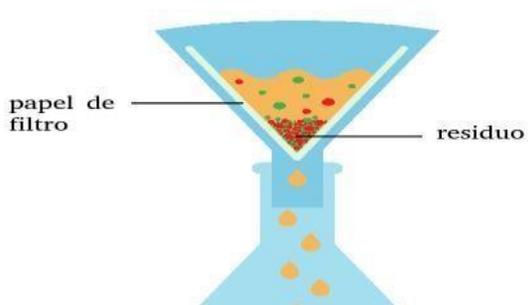
DECANTACIÓN

Cuando no se requiere de una
separación muy completa, consiste
en sedimentar las partículas
sólidas y luego cuidadosamente
vaciar el líquido en otro recipiente
con la ayuda del policial.



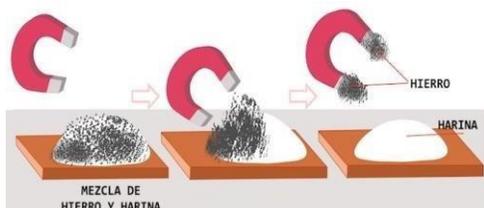
FILTRACIÓN

Consiste en verter la mezcla sobre un
obstáculo (tela, papel filtro) que le
permite el paso expedito al líquido no
así al sólido. Válido para mezclas
donde el sólido no se disuelve en el
líquido.



Separación Magnética:

Tomando en cuenta el principio de las propiedades magnéticas de los metales.



Tamización:

Cuando los componentes de una mezcla poseen diferentes tamaños, se pueden pasar en tamizadores o cribas con mallas de diferentes tamaños.



¿Qué te han parecido las técnicas más comunes para separar mezclas homogéneas como heterogéneas?

¿Cómo se le llama a *la técnica* de separación que se emplea en la extracción del oro o piedras preciosas?

ACTIVIDAD COMPLEMENTARIA

Has realizado un grandioso trabajo con el desarrollo de este módulo. Para ver el grado de entendimiento, te exhortamos a que desarrolles estas series de enunciados.

1. Para ser considerado materia debe tener _____ y _____.
2. la masa permanece _____ y el peso _____ depende del lugar.
3. Los elementos se representan con _____ y los compuestos y los compuestos mediante _____.
4. La organización de la materia va de mayor a menor: Materia _____, _____, _____ átomo.



Cierto o falso. Escribe C en el enunciado cierto y F en el falso.

- 1- El átomo es el límite de la subdivisión química _____
- 2- La decantación se emplea en soluciones sólido-líquido _____
- 3- La destilación se basa en los puntos de fusión de los líquidos _____
- 4- Un compuesto tiene sólo un átomo _____
- 5- En una solución el soluto está en menor cantidad _____
- 6- Se distinguen los componentes en una mezcla homogénea _____
- 7- El símbolo son dos letras mayúsculas _____
- 8- Los pigmentos se pueden separar por cromatografía _____
- 9- La masa es cantidad de materia _____
- 10- La centrifugación se usa para separar el plasma de los glóbulos en la sangre _____
- 11- La fórmula estructural indica la cantidad y clase de átomo _____
- 12- La filtración está basada en los tamaños de las partículas _____
- 13- En destilación el producto que sale es el residuo _____
- 14- La mezcla heterogénea es fácilmente reconocible _____

Pareo de propiedades de la materia

Columna A	Columna B
___ que no se destruye no	1-dureza conductividad 2-
___ permite ocupar el mismo espacio	eléctrica
___ capacidad para rayar otro cuerpo	3-estabilidad
___ formar láminas	4-índice de refracción
___ le permite ser inactivo	5-solubilidad
___ reaccionar con otro	6-indestruibilidad
___ conducir electricidad	7-maleabilidad
___ permite desviar la luz capacidad para	8-actividad química
disolverse	9-volatilidad
___ tendencia a evaporarse	10-impenetrabilidad



¡Buen trabajo!



Coloca un gancho donde se dé uno de los cambios en la materia.

Evento	Físico	Químico
Digestión de una pizza		
Fragmentar una roca		
Pintar una pared		
Cocción del ñame		
Disolver azúcar		
Mezclar agua y aceite		
Quemar madera		
Oxidar hierro		
Ignición del azufre		
Derretir hielo		
El mármol se rompe con el martillo		
Decolorarse el cabello con peróxido		

INFORMACIÓN ADICIONAL

Si quieres saber un poco más sobre la materia, y tienes la posibilidad, puedes acceder a unos vídeos en los siguientes enlaces:

<https://www.youtube.com/watch?v=cmHn5Kn1Y-I> Técnicas de separación de mezclas:

https://www.youtube.com/watch?v=8SM4n_CItYA

BIBLIOGRAFÍA

Hein y Arena. (2014). Fundamentos de la Química. Cengage Learning. Química

10/Santillana. (2015). Panamá: Editorial Santillana, www.materialeseducativos.org



IV. EL ÁTOMO, CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA.

Objetivos de Aprendizaje:

- 1- Interpreta el comportamiento físico y químico de la materia en función de su composición estructural a nivel atómico.
- 2- Valora la importancia de los elementos químicos como componentes indispensables para la vida y el desarrollo industrial, científico y tecnológico.
- 3- Interpreta el comportamiento físico y químico de los elementos y las propiedades periódicas, de acuerdo con su ubicación en la tabla periódica.

Indicadores de Logros:

- 1- Sustenta de forma oral, escrita y gráfica (esquema, dibujos, diseño, entre otros) ejemplos que demuestren la funcionalidad de la ley de conservación de la materia y las leyes ponderales.
- 2- Describe con interés, de forma oral y escrita, las contribuciones que dieron origen al modelo atómico justificando su importancia actual.
- 3- Discute y relaciona la ubicación de los elementos en la tabla periódica por su configuración y propiedades físicas químicas.
- 4- Desarrolla problemas donde distinga los diferentes números cuánticos de los elementos con base en su ubicación en la tabla periódica.

Competencias:

- 1- Lenguaje y comunicación.
- 2- Conocimiento y la interacción con el mundo físico.
- 3- Aprender a aprender:
- 4- Tratamiento de la información y competencia digital.



INTRODUCCIÓN

A nivel mundial, confrontamos una batalla crucial de supervivencia ante la pandemia del SARS – COV2, una pandemia que ha modificado nuestra normalidad en escenarios de confinamiento, cambios en los hábitos higiénicos, distanciamiento social, entre otros aspectos.

El sistema educativo, también se ha visto afectado y para no descuidar el proceso de enseñanza aprendizaje, hemos elaborado esta guía didáctica con el objetivo de transmitir los contenidos esenciales de química para los estudiantes que inician su primer curso de química, en particular, 10° grado.

En virtud de que la modalidad presencial no es viable por los términos sanitarios que rigen actualmente, el presente módulo autoinstruccional a distancia desarrolla los contenidos referentes a la evolución histórica del modelo atómico, la formulación de la teoría atómica, el descubrimiento de las partículas subatómicas y la incorporación de sencillos cálculos que permitirá al estudiante aplicar los conceptos que irá aprendiendo respecto a la estructura del átomo y que explican la ubicación de los elementos en la tabla periódica y el comportamiento de los mismos en las reacciones químicas.

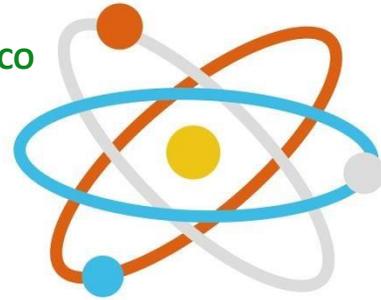
Para el desarrollo de esta guía didáctica se ha procurado presentarla en un lenguaje sencillo de modo que su lectura resulte amigable y en el que a través de las actividades propuestas permita el alcance de los objetivos específicos y los indicadores de logro propuestos en cada sección.

Joven estudiante, te invitamos a que busques un lugar con buena iluminación en casa, que te resulte cómodo y que no haya ningún tipo de distracción. Puedes dedicar de unos 30 a 60 minutos por día, a la lectura comprensiva de los diferentes temas, que hemos preparado para tu autoaprendizaje, y en la medida que vayas comprendiendo los temas, te animes a realizar las actividades formativas diseñadas para tal fin. De este modo, estarás adquiriendo los conocimientos que serán la base de los siguientes temas del curso y de cursos posteriores de la asignatura y que te ayudarán a comprender y poder explicar los fenómenos que observas en tu entorno desde una perspectiva macro, basados en el conocimiento de la estructura interna de la materia y de los hechos que condujeron al planteamiento de principios, teorías y leyes que rigen la misma.

SUBTEMA 1. EVOLUCIÓN HISTÓRICA DEL MODELO ATÓMICO

Objetivo específico:

1. Valora los diferentes aportes realizados a través de los tiempos en el estudio del átomo como constituyente fundamental de la materia.



1.1 Prim eras concepciones acerca del átomo.

Desde la antigüedad el hombre en su afán de explicar los fenómenos de la naturaleza se cuestionaba el porqué de las cosas. Uno de ellos, el filósofo griego Demócrito (460- 370 a.C.), al igual que su mentor Leucipo, aseveró, basado en razonamientos mas no en experimentación, que todo el mundo material debía estar constituido por diminutas partículas indivisibles a las que llamaron átomos.

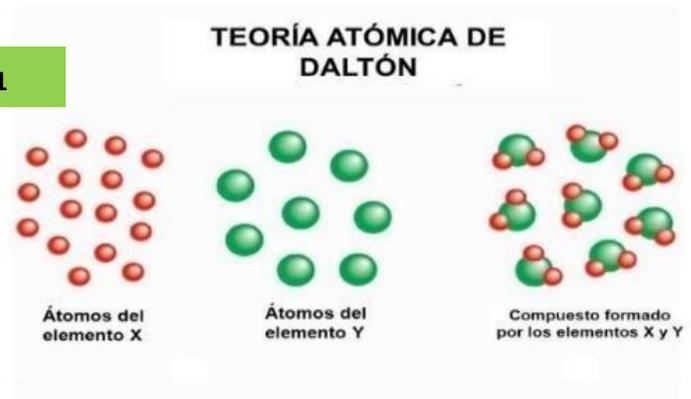
1.2 Teoría Atómica de Dalton (1803)

A medida que los científicos aprendieron a medir las cantidades de sustancias que reaccionaban para producir nuevas sustancias, se sentaron las bases para una teoría atómica de la materia, la cual nace entre 1803 y 1807 de las investigaciones de un maestro de escuela inglés, Sir John Dalton.

Dicha teoría atómica se resume en los siguientes postulados:

2. Cada elemento se compone de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
3. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos; los átomos de elementos diferentes son diferentes y tienen propiedades distintas (incluida la masa).
4. Cuando se combinan átomos de más de un elemento se forman compuestos. Un compuesto dado siempre tiene el mismo número relativo de la misma clase de átomos.
5. Los átomos de un elemento no se transforman en átomos diferentes durante las reacciones químicas, los átomos no se crean ni se destruyen en las reacciones químicas.

Figura No. 1



Los postulados de Dalton plantean las siguientes consideraciones:

1. El átomo de Dalton es más detallado y específico que el concepto de Demócrito.
2. En su segundo postulado, Dalton se dio cuenta de la diferencia en las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno.
3. La tercera hipótesis sugiere que para formar determinado compuesto no sólo se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Esta hipótesis es una extensión de *la ley de las proporciones definidas de Proust*.
4. La tercera hipótesis de Dalton confirma otra ley importante, *la ley de las proporciones múltiples*.
5. La cuarta hipótesis de Dalton es una forma de enunciar *la ley de la conservación de la masa*.

Actividad No. 1

1. Te invitamos a que investigues en tu libro de texto o en internet: ¿Qué propone la ley de las proporciones definidas? ¿Cómo se aplica esta ley para la formación del compuesto dióxido de carbono?

2. ¿Qué propone la ley de las proporciones múltiples? ¿Cómo se aplica esta ley para la formación de los compuestos monóxido de carbono y dióxido de carbono?

3. ¿Qué propone la ley de la conservación de la masa? ¿Cómo se aplica esta ley en la formación de la molécula de agua?

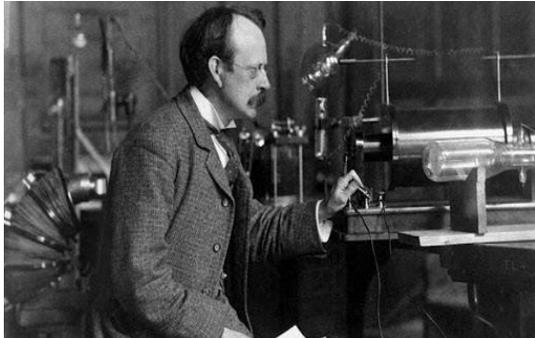


1.3. Descubrimiento de las partículas subatómicas fundamentales.

Investigaciones desarrolladas desde 1850 hasta el siglo XX, demostraron que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formadas por partículas aún más pequeñas, llamadas **partículas subatómicas**.

1.3.1. El electrón

Figura 2

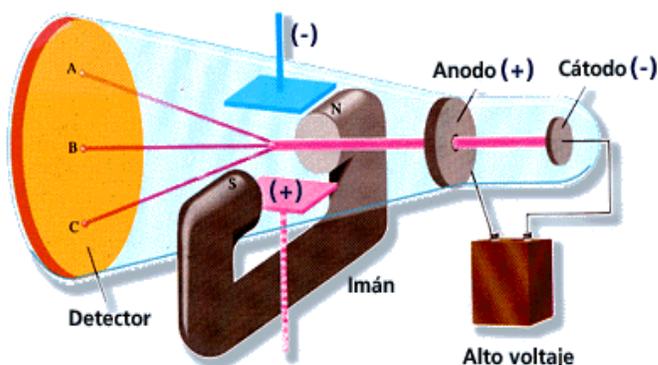


Joseph John Thomson (1856 – 1940). Físico británico, recibió el Premio Nobel de Física en 1906 por ser quien descubrió el electrón.

A mediados del siglo XIX, los científicos comenzaron a estudiar las descargas eléctricas a través de tubos parcialmente evacuados (tubos al vacío, a los que se les había extraído por bombeo casi todo el aire). Cuando se aplica un alto voltaje se produce radiación dentro del tubo. Esta radiación recibió el nombre de rayos catódicos porque se origina en el electrodo negativo o cátodo.

Figura 3.

Experimento de J.J. Thomson – Tubo de Rayos Catódicos



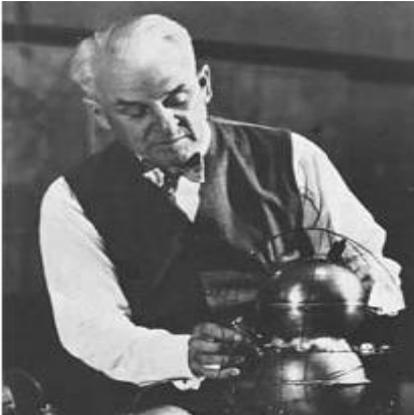
En la figura 3 observamos el tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo. Los símbolos N y S denotan los polos norte y sur del imán. Los rayos catódicos golpearán el extremo del tubo en el punto A en presencia de un campo magnético, en

el punto C en presencia de un campo eléctrico y en el punto B cuando no existan campos externos presentes o cuando los efectos del campo eléctrico y del campo magnético se cancelen mutuamente.

1.3.1.1. Carga del Electrón

J.J. Thomson utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la carga eléctrica y la masa de un electrón, obtuvo un valor de $-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$ en donde C corresponde a Coulomb, la unidad de carga eléctrica.

Figura 4



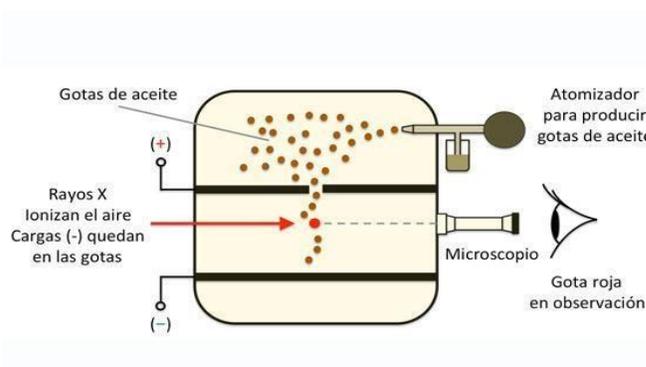
Robert Andrews Millikan (1868 – 1953). Físico estadounidense, merecedor del Premio Nobel de Física en 1923 por determinar la carga del electrón.

R.A. Millikan entre los años 1908 y 1917, realizó una serie de experimentos para medir la carga exacta de un electrón, mediante el experimento de la gota de aceite.

Millikan encontró en su experimento, que la carga de un electrón es de $-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$ y a partir de los datos calculó la masa de un electrón.

$$\begin{aligned} \text{Masa de un electrón} &= \frac{\text{c a r g a}}{\text{carga/masa}} \\ &= - \frac{1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.7 \times 10^8 \text{ C/g}} = \mathbf{9.10 \times 10^{-28} \text{ gramos}} \end{aligned}$$

Figura 5



Millikan analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que adquirían carga estática a partir de los iones del aire. Suspensión en el aire las gotas cargadas mediante la aplicación de un campo eléctrico y seguía su movimiento con un microscopio.



1.3.2. Radiactividad

La radiactividad es la emisión espontánea de partículas de radiación. A partir de allí, se dice que un elemento es radiactivo si emite radiación de manera espontánea. Fue descubierta por A.H. Becquerel (1896) al realizar investigaciones de un mineral de uranio y en los años siguientes los esposos Curie continuaron realizando trabajos relacionados con este fenómeno descubriendo otros elementos con esta propiedad, tales como el polonio y el radio (1898).

La desintegración o descomposición de las sustancias radiactivas, produce tres tipos de rayos diferentes:

1. Los **rayos alfa (α)** consta de partículas cargadas positivamente, llamadas **partículas α** .
2. Los rayos beta (β), o partículas β , son electrones y se alejan de la placa con carga negativa.
3. Los rayos gamma (γ), son rayos de alta energía, no presentan carga y no se les afecta un campo externo.

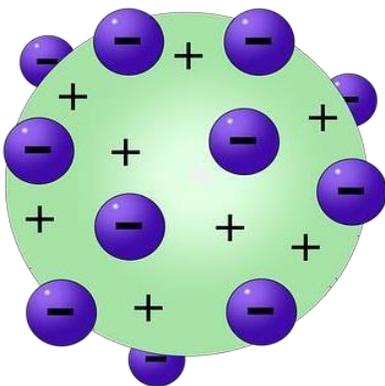
1.3.3. El protón y el núcleo:

1.3.3.1. El modelo atómico de Thomson (1897).

El modelo atómico de Thomson, conocido a veces como el modelo del “pudding de pasas”; los electrones están insertos en una

esfera uniforme con carga positiva y esta a su vez está dispersa sobre la esfera completa.

Figura 6



J.J. Thomson propuso que un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro del cual se encontraban los electrones como si fueran pasas en un pastel.



1.3.3.2 . El modelo atómico de Rutherford (1909)



Ernest Rutherford (1871–1973). Físico neozelandés. Recibió el Premio Nobel de Química en 1908 por sus investigaciones sobre la estructura del núcleo atómico.

Rutherford efectuó una serie de experimentos (1909) utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales, como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva, observando que la gran mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación y otras eran dispersadas de su trayectoria con un gran ángulo y otras regresaban por la

misma trayectoria hacia la fuente radiactiva.

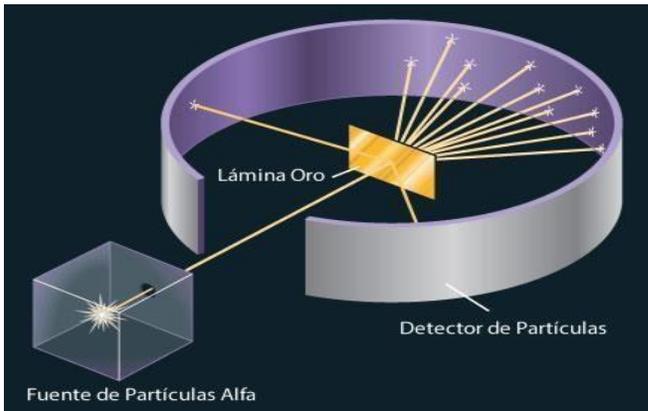


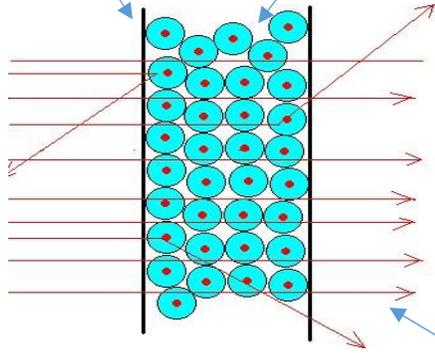
Figura 8

Rutherford explicó la dispersión de partículas α , donde daba el indicio de que la mayor parte de los átomos debería ser espacios vacíos, explicando por qué la mayoría de las partículas α atravesaban la lámina de oro sufriendo poca o ninguna desviación. Propuso a su vez, que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un denso conglomerado central dentro del átomo, que llamó núcleo. Las partículas del núcleo que tienen carga positiva reciben el nombre de protones.

Figura 9

Las líneas verticales representan el espesor de la lámina de oro.

Los átomos de oro están representados por esferas, los puntos rojos son los núcleos y el espacio alrededor del mismo es el área donde se encuentran los electrones.



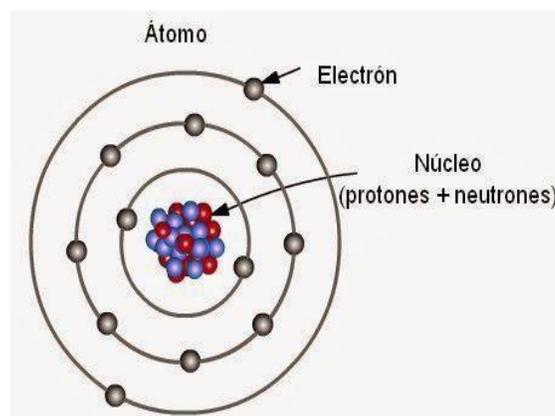
Modelo que explica la trayectoria de las partículas α al atravesar o ser desviadas por los núcleos en la lámina de oro.

Las flechas representan las direcciones que toman las partículas α al incidir en los átomos de oro en dicha placa

1.3.3.3 .El átomo de Böhr (1913)

El físico danés Niels Böhr sugirió que los electrones giran alrededor del núcleo, igual que los planetas giran alrededor del sol.

El modelo de Böhr estaba de acuerdo con el espectro de emisión producido por el átomo de hidrógeno, pero no podía extenderse a átomos más complejos. *Figura 10 – Modelo atómico de Böhr*



1.3.3.4 . El Neutrón.

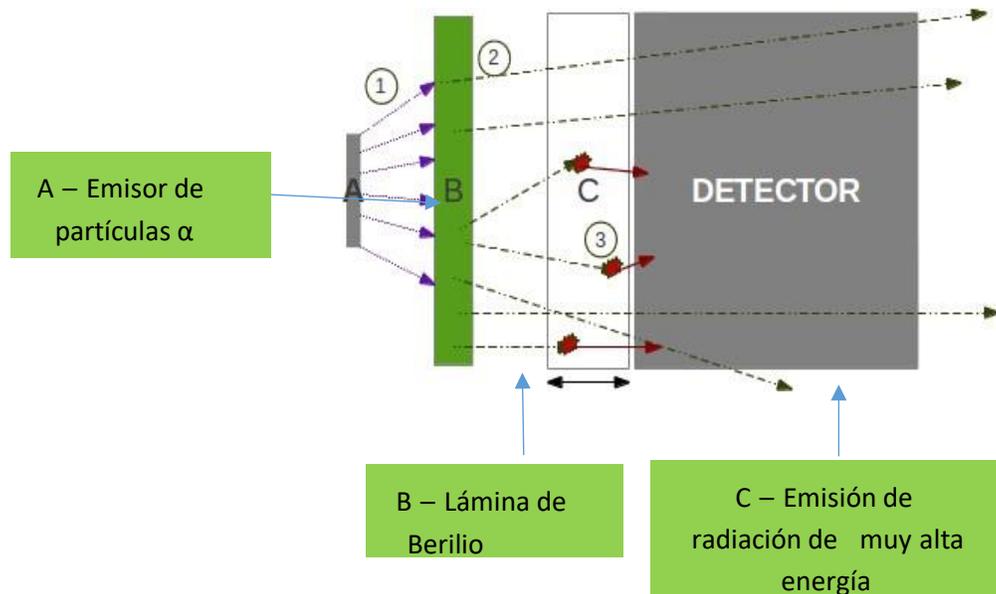
Figura 11



James Chadwick (1891 -1974) . Físico británico, en 1935 recibió el premio nobel de Física por el descubrimiento del neutrón.

En 1932 J. Chadwick probó al bombardear una delgada lámina de berilio con partículas alfa, el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ . Experimentos posteriores demostraron que esos rayos en realidad constan de un tercer tipo de partículas subatómicas que llamó neutrones, debido a que demostró que eran partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones.

Figura 12



1.4. Modelo de la nube electrónica (1935)

Alrededor de 1935, con base en los aportes realizados por Max Planck, Erwin Schrödinger, Arnold Sommerfeld, Louis De Broglie y Werner Heisenberg surgió el modelo atómico actual.

Este modelo explica el comportamiento de los electrones mediante la interpretación de los espectros de emisión de todos los elementos. Percibe los niveles energéticos como regiones espaciales donde hay una alta probabilidad de encontrar electrones. En este modelo los protones y neutrones forman un núcleo en el centro del átomo. Los electrones están distribuidos en el espacio alrededor del núcleo (los de mayor energía están más alejados del núcleo y ocupan el nivel energético externo).

Los electrones son muy pequeños, se mueven muy rápido y parecen estar en movimiento perpetuo; forman nubes alrededor del núcleo del átomo, pero nunca podemos asegurar exactamente dónde están. Además, ocupan un mundo complejo de niveles energéticos, los cuales son descritos en términos de incertidumbre, probabilidad y orbitales.

La forma en que se distribuyen los electrones en tales niveles energéticos explica muchas de las propiedades físicas y químicas del elemento.

Actividad 2

1. Te invitamos a que investigues en tu libro de texto o por internet y completes el siguiente cuadro.

Partícula	Descubierto por	Símbolo	Localización	Carga	Masa en gramos
Electrón		e-			
Protón		p+			
Neutrón		n0			

2. ¿Cuál es el significado de “partícula elemental”?



3. Describa brevemente la contribución de cada uno de los siguientes científicos al conocimiento actual de la estructura atómica:

Científico	Contribución al modelo actual del átomo
J.J. Thomson	
R.A. Millikan	
E. Rutherford	
J. Chadwick	

4. Nombre los tipos de radiación que se conocen que emiten los elementos radiactivos.

Radiación	Carga

5. Describa el experimento en el que se basó la idea de que el núcleo ocupa una fracción muy pequeña del volumen del átomo.

6. Cuando 1.000 g de agua se descompone en sus elementos, se obtiene 0.111 g de hidrógeno y 0.889 g de oxígeno. ¿Cómo podría explicarse este hecho mediante la teoría atómica de Dalton?



7. Resume las pruebas en que J.J. Thomson basó su argumento de que los rayos catódicos consisten en partículas con carga negativa.

8. Señalar algunos aspectos que resulten similares u otros que resulten diferentes en la concepción actual que se tiene del átomo (modelo de la nube electrónica) y la que se tenía en los distintos modelos anteriores que se tenía del mismo y que han sido presentados en esta guía.

Modelo atómico	Al igual que el modelo actual propone...	A diferencia del modelo actual propone
Demócrito		
Dalton		
Thomson		
Rutherford		
Böhr		

9. ¿Mediante qué método puede demostrarse que toda materia contiene electrones?

10. Señalar un método experimental para:

- (a) ¿Determinar el signo de la carga eléctrica que adquiere un peine de plástico al ser frotado contra cabello seco?

- (b) Determinar el valor y signo de la carga de un electrón.



¡FELICIDADES! Acabas de finalizar la primera parte de esta guía didáctica referente al átomo como constituyente fundamental de la materia y la evolución histórica del modelo atómico desde la antigüedad griega hasta nuestros días. Te animamos a que continúes repasando estos contenidos una vez más y realices las actividades sugeridas y así continuar con los conceptos que explican el modelo atómico actual.



SUBTEMA 2. ESTRUCTURA ATÓMICA

Objetivos Específicos:

1. Aplica los conceptos de número atómico y el número másico en la descripción de la estructura del átomo.
2. Realiza cálculos en torno a los conceptos de número atómico, número másico y las partículas subatómicas.

Sabías que, como ciudadanos panameños, al momento de nuestra inscripción en el Registro Público, generalmente, en nuestros primeros días de vida, nos asignan un número de identidad personal consistente en 3 series de números: por ejemplo, una persona porta la cédula número 8-333-777; cada serie tiene un significado: el 8 representa la provincia en que se registra el nacimiento, el 333, el libro en que está siendo registrado y el 777, el asiento o sección del libro en que consta la inscripción o registro del nacimiento. Algo similar ocurre en cada país, cada ciudadano del mundo porta una numeración que lo identifica.

De la misma forma, observa que los átomos de los elementos en la tabla periódica también presentan diferentes numeraciones. En esta sección estudiaremos dos de estos valores, el primero de ellos, el número atómico, y el segundo, el número másico.

En este momento te invitamos a que observes detenidamente tu tabla periódica. Notarás que el número atómico aparece en una esquina del recuadro en que se encuentra el elemento y que sigue un orden creciente a medida que nos desplazamos horizontalmente, siempre de izquierda a derecha, iniciando en la primera fila superior, y así sucesivamente hasta llegar a la séptima fila.

Al seguir con la observación, encontrarás debajo del símbolo de cada elemento un valor numérico que consta de enteros y decimales, generalmente aparece en rojo en muchas tablas periódicas. Esta es la masa atómica promedio de cada elemento, que, si la redondeas a entero, obtendrás el número másico. A continuación, explicaremos de un modo más formal, todo lo referente a la estructura atómica y cómo mediante la aplicación de sencillos cálculos podrás suministrar información de los átomos y como estructurarlos conforme a la localización de sus partículas.



2.1. Conceptos de número atómico y número másico.

Al observar tu tabla periódica podrás constatar que existen 118 elementos. Esto significa que hay, al menos, 118 clases de átomos. ¿Qué hace que el átomo de un elemento sea diferente del átomo de otro elemento? Sabes que todos los átomos se componen de electrones, protones y neutrones.

Entonces podrás pensar que los átomos difieren de alguna manera en cuanto al número de tales partículas. Si es así, entonces tienes razón pues un átomo se puede identificar mediante dos números: el número atómico y el número másico.

El **número atómico (Z)** corresponde a la cantidad de protones presentes en el núcleo atómico y es la característica que determina la identidad de cada elemento, es decir, cada elemento tiene su propio número atómico. Cuando los átomos son neutros, la cantidad de protones equivale a la $Z = p^+$ cantidad de electrones.

El **número másico (A)** corresponde a la suma de los protones y los neutrones presentes en el núcleo del átomo (nucleones). El número másico es el entero más próximo a la masa atómica. $A = p^+ + n^0$

Ejemplo 1: Dada la siguiente notación simbólica, ^{39}K , para el elemento potasio, determinar la cantidad de protones, electrones y neutrones que posee.

Solución: Los valores que aparecen adjunto al símbolo de potasio representan el número atómico (el menor) y el número másico (el mayor). Si aplicamos la definición de número atómico, podemos saber la cantidad de protones que hay en el núcleo del átomo de potasio ($19 p^+$).

Como el átomo es una partícula eléctricamente neutra, debe existir la misma cantidad de partículas de carga opuesta, los electrones que giran en torno al núcleo ($19 e^-$).

Para determinar la cantidad de neutrones, debemos recordar que el número másico es la suma de los protones y los neutrones que hay en el núcleo. Y si el número atómico es equivalente a la cantidad de protones, podemos decir que el número másico es la suma del número atómico y la cantidad de neutrones, por lo tanto, puedes calcular la cantidad de neutrones restando el número másico menos el número atómico, resultando en el caso del potasio $20 n^0$.



En la siguiente tabla aparece marcados en negrita, los valores obtenidos a partir de la explicación descrita en este párrafo. En adición, se proponen algunos ejemplos adicionales que puedes resolver a partir de la explicación descrita para el ejemplo 1.

<i>Especie química</i>	<i>Número atómico (Z)</i>	<i>Número másico (A)</i>	<i>Protones (p⁺)</i>	<i>Electrones (e⁻)</i>	<i>Neutrones (n^o)</i>
³⁹ ₁₉ K	19	39	19	19	20
⁴⁸ ₂₂ Ti					
²⁰¹ ₈₀ Hg					
²⁸ ₁₄ Si					
⁹ F ¹⁹					

Ejemplo 2: Un elemento desconocido posee 17 electrones y 18 neutrones. Determine la cantidad de protones, número atómico y número másico, además de identificar de qué elemento se trata.

Solución: *En este caso, solo sabemos información sobre las partículas fundamentales que componen su átomo. Si recordamos que el átomo es eléctricamente neutro, al poseer 17 electrones, debe contener igual cantidad de partículas de carga opuesta, **17 protones**.*

*Sabiendo que la cantidad de protones equivale al número atómico, ya tenemos el valor de **Z = 17**. Solo nos falta saber el número másico, pero si aplicamos su definición, el número másico equivale a la suma de protones y neutrones del núcleo (**A = p⁺ + n^o**), tenemos que **A = 17 + 18**, por tanto, resulta que el número atómico es **35**.*

Luego, con estos datos, su número atómico y su número másico lo localizamos en la tabla periódica y observamos que se trata del elemento cloro.

En la siguiente tabla aparece marcados en negrita, los valores obtenidos a partir de la explicación descrita en este párrafo. A continuación, te invitamos a completar el cuadro aplicando los conceptos explicados.



Especie química	Número atómico (Z)	Número másico (A)	Protones (p ⁺)	Electrones (e ⁻)	Neutrones (n ^o)
³⁵ 17Cl	17	35	17	17	18
			14		14
		23		11	
	26				30
		65	30		

Ejemplo 3: Determinar la cantidad de partículas subatómicas presente en el ion calcio,

40 2+

²⁰Ca .

Solución: Este ejemplo se trata de un catión (ion de carga positiva que se forma cuando un átomo cede electrones). Para iniciar el análisis de este ejemplo, debemos recordar que los valores que aparecen adjunto al símbolo del ion calcio representan el número atómico (el menor) y el número másico (el mayor).

Al aplicar el concepto de número atómico, obtendremos la cantidad de protones que hay en este ion: 20 protones. Ahora, para saber la cantidad de electrones, debemos asumir que, si se tratase de un átomo neutro, también tendría 20 electrones, pero la carga positiva junto al símbolo del calcio indica que se han cedido dos electrones, por lo tanto, solo habrá 18 electrones.

Por último, para determinar la cantidad de neutrones, con base en el concepto de número másico, procedemos a restar este valor menos la cantidad de protones (número atómico) y nos resulta 40 menos 20 lo que nos dará un total de 20 neutrones. Las respuestas obtenidas se observan en el siguiente cuadro en negrita. De paso, te invitamos a aplicar lo aprendido con los ejemplos que se adicionan a continuación:

Especie química	Número atómico (Z)	Número másico (A)	Protones (p ⁺)	Electrones (e ⁻)	Neutrones (n ^o)
⁴⁰ ₂₀ Ca ²⁺	20	40	20	18	20
²⁰⁷ ₈₂ Pb ⁴⁺					
¹³³ ₅₅ Cs ⁺					



Ejemplo 4: Determinar la cantidad de partículas subatómicas presente en el ion sulfuro,

32 2-

$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$

Solución: Nótese que la presencia de la carga 2- junto al símbolo del azufre nos indica que no se trata de un átomo neutro sino de un ion que al poseer dicha carga negativa ha adquirido dos electrones que no poseía cuando estaba en su estado fundamental (átomo neutro).

Para esta especie química, el 16 representa su número atómico y el 32 su número másico. La cantidad de protones está definida por el número atómico: 16 protones. La cantidad de electrones si fuese un átomo neutro sería 16, pero observando que la carga negativa indica la ganancia de 2 electrones, entonces el ion sulfuro tendrá 18 electrones. Por último, la cantidad de neutrones se obtiene al restar el número másico (32) y el número atómico (16) nos dará 16 neutrones. En la siguiente tabla aparece marcados en negrita, los valores obtenidos a partir de la explicación descrita en los ejemplos 3 y 4. A continuación, te invitamos a completar el cuadro aplicando los conceptos explicados.

Especie química	Número atómico (Z)	Número másico (A)	Protones (p^+)	Electrones (e^-)	Neutrones (n^0)
$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	16	32	16	18	16
$^{122}_{51}\text{Sb}^{3-}$					
$^{16}_{8}\text{O}^{2-}$					

2.2. Concepto de isótopo.

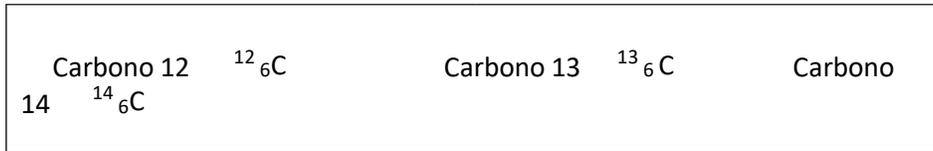
Es importante añadir que al observar con cuidado la masa atómica de los elementos en tu tabla periódica notarás que dichas masas atómicas no son números enteros. Esto obedece a que todos los átomos de un mismo elemento no necesariamente tienen la misma masa. (Este señalamiento contrasta con la teoría de Dalton, ya que, él suponía que todos los átomos de un elemento debían ser idénticos).

Por lo tanto, los átomos que tienen diferentes masas atómicas pero un mismo número atómico, se le identifica con el nombre de isótopos, es decir, los isótopos son átomos de



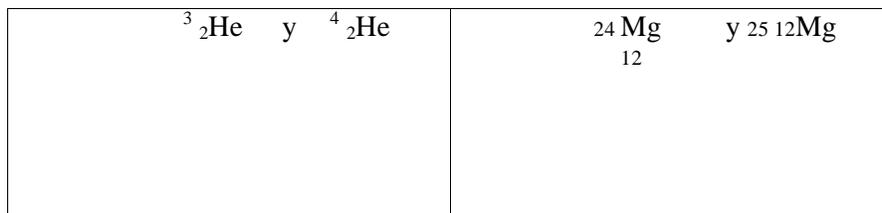
un mismo elemento que difieren en la cantidad de neutrones, ya que, poseen una misma cantidad de protones.

Ejemplo: Los siguientes núclidos son ejemplos de isótopos.



Obsérvese que todos los isótopos del carbono tienen número atómico $Z = 6$ (Todos tienen 6 protones, pero difieren en el número másico, debido a que cada isótopo tiene una cantidad diferente de neutrones: el carbono 12 posee 6 neutrones, el carbono 13 posee 7 neutrones y el carbono 14 posee 8 neutrones).

A continuación, te invitamos a que para cada uno de los siguientes isótopos del helio y del magnesio, determines el número de protones y de neutrones que contienen sus núcleos.



Actividad 3

1. El átomo es una partícula submicroscópica o nanoscópica; no obstante, hasta aquí has aprendido mucho más acerca de su estructura. Si tuvieses que hacer una analogía o comparación con algo del mundo macroscópico, como un estadio de fútbol, indica en los espacios respectivos con que parte del átomo relacionarías cada ejemplo:

- a. La cancha _____
- b. Los jugadores y árbitro con sus asistentes _____
- c. Las graderías _____
- d. Los espectadores _____

2. Investigue la utilidad o aplicación de por lo menos 3 isótopos en la actualidad. En el cuadro adjunto, encontrarás un ejemplo de lo solicitado.



Isótopo	Aplicación o utilidad
Carbono-14	Isótopo radiactivo empleado en la datación de los fósiles

2.3. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

Objetivo específico:

1. Describir al electrón de un átomo a partir de la información suministrada por sus números cuánticos.
2. Vincular los números cuánticos con el acomodo de los elementos en la tabla periódica y su comportamiento en las reacciones químicas.

Antes de iniciar con el tema de estudio que nos corresponde en esta sección, imagina un recinto escolar de tres plantas, tres pabellones y en cada pabellón una serie de salones. En determinado momento, el director escolar requiere localizar a un estudiante y solo sabe que se encuentra en el salón 3-2-6. La numeración del aula significa 3 es el piso, 2 es el pabellón y 6 es el aula. Al observar dentro de dicho salón se encuentra 35 alumnos dispuestos en 5 columnas y 7 filas frente al tablero. ¿Cuál de todos será el estudiante que repentinamente busca el director del colegio? Seguidamente, conocerás acerca de unos conceptos que intentan explicar aún más la estructura del átomo, más específicamente, de la nube de electrones que gira en torno al núcleo. Te invitamos a leer detenidamente y prestar mucha atención a las explicaciones que se facilitan en cada segmento del tema, a fin de ir consolidando tu base de conocimientos acerca del átomo, los cuales te ayudarán a comprender otros temas del fascinante mundo de la química, tal como lo sugiere la famosísima niña de las caricaturas latinoamericana, Mafalda.





Los **números cuánticos** son las expresiones matemáticas de las teorías atómicas modernas que **indican el estado de energía del electrón de un átomo**. Estos números *caracterizan a cada electrón* y son cuatro.

2.3.1. **Número cuántico principal (n)**: *determina el nivel de energía en que se encuentra localizado el electrón, es decir, la distancia del electrón al núcleo*. Puede ser un número entero positivo y, en ocasiones, suele designarse mediante letras mayúsculas de nuestro alfabeto.

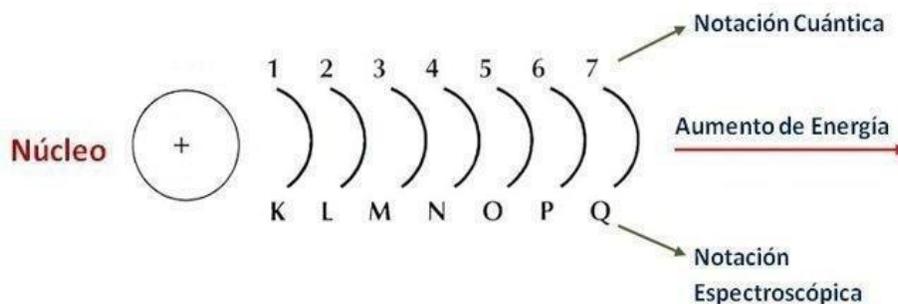


Figura 13

Representación de los niveles de energía en torno al núcleo atómico

La posición en que se ubican los elementos horizontalmente en la tabla periódica (periodos) está en relación directa con la cantidad de niveles de energía que tiene cada uno de los mismos en torno a su núcleo y en la actualidad se conocen átomos de elementos hasta con un máximo de 7 niveles de energía.



Por ejemplo, el sodio se encuentra en la tercera fila de la tabla (tercer periodo), por ende, posee 3 niveles de energía en torno a su núcleo; en cambio, la plata, está en la quinta fila (quinto periodo) por lo tanto alrededor de su núcleo hay 5 niveles de energía. Anímate y localiza horizontalmente en tu tabla periódica los elementos bario y cloro.

¿Cuántos niveles de energía hay en torno al núcleo del átomo de bario?

¿en torno al núcleo del átomo de cloro?

Es importante recordar que los electrones giran en torno al núcleo del átomo describiendo niveles crecientes de energía, tal como lo representa la figura 13, siendo los electrones más externos los más energéticos, los que determinan el comportamiento de los átomos en las reacciones químicas.

Para poder saber la capacidad máxima de electrones que puede existir en cada nivel de energía, aplicamos la fórmula $2n^2$, como puede observarse en el ejemplo que se propone a continuación:

Ejemplo 1: ¿Cuál es la capacidad máxima de electrones para un primer nivel de energía?

Solución : al aplicar $2n^2$ y reemplazar por el valor de $n = 1$, tenemos: $2(1)^2 = 2(1) = 2 e^-$ máximo de electrones permitido

Ejemplo 2 : Determina la cantidad máxima de electrones permitida para el cuarto nivel de energía?

Más adelante, este sencillo cálculo te resultará útil en la comprensión del principio de Aufbau al configurar electrónicamente los elementos



2.3.1. **Número cuántico secundario o azimutal (l):** indica la situación del electrón dentro de esos niveles de energía (subniveles) y la forma del orbital para dicho electrón. Los subniveles energéticos suelen designarse con letras minúsculas de nuestro alfabeto y cada uno de ellos adoptan valores que se calculan con la expresión $l = 0$ hasta $(n - 1)$ como se muestra a continuación en la tabla No. 1.



Tabla No. 1

Nivel de energía	1	2	3	4
Valor de l	0	0, 1	0, 1, 2	0, 1, 2, 3
Subnivel	s	s, p	s, p, d	s, p, d, f

En síntesis, el recuadro indica que, para un primer nivel de energía, $n = 1$, al aplicar la expresión

$l = 0$ hasta $n - 1$, el subnivel adopta un valor igual a 0 y se denomina **s**. Este será el único subnivel permitido para el primer nivel de energía.

Para un segundo nivel, $n = 2$, y aplicar la expresión $l = 0$ hasta $n - 1$, el subnivel adopta dos valores $l = 0$ y 1 y se denomina. Esto es indicativo de que el segundo nivel de energía permite dos subniveles, el s y el p.

Para el tercer nivel, $n = 3$, aplicada la expresión $l = 0$ hasta $n - 1$, los valores que adopta el subnivel es $l = 0, 1, 2$. Podemos afirmar que, para el tercer nivel de energía, hay 3 subniveles permitidos, el s, el p y el d.

Finalmente, para el cuarto nivel, $n = 4$, si aplicamos la expresión $l = 0$ hasta $(n - 1)$, los valores que adopta el subnivel es $l=0,1,2, 3$. Esto nos indica que, para este cuarto nivel energético, son permitidos los 4 subniveles de energía; s, p, d, f.

Ejemplo 3: ¿Te animas a calcular los valores que adopta l para $n = 5$; $n = 6$ y $n = 7$?

Solución: Definitivamente que, a mayor número de niveles de energía, mayor será la cantidad de electrones que en teoría pueden existir y por ende mayor cantidad de subniveles de los ya descritos en el párrafo anterior. Lo que es importante señalar es que, independientemente de los valores que obtengas para estos 3 niveles más lejanos del núcleo atómico, solo se conocen átomos de elementos hasta con un máximo de 4 subniveles.



Estas explicaciones también son importantes en la comprensión del principio de Aufbau que trabajaremos más adelante.

Un recurso nemotécnico que puedes emplear para recordar los valores que adoptan los subniveles es haciendo un puño con una de tus manos, lo que equivale a cero (subnivel s); cuando con tu dedo índice señalas el número 1 (**será subnivel p**), con tus dedos indicando el número 2 (**será subnivel d**) y cuando con tus dedos señalas el número 3 (**será subnivel f**).

Es importante señalar que los elementos conforman bloques en la tabla periódica y que esta localización está en relación directa con los subniveles de energía de la configuración externa de los átomos: las dos primeras columnas y el elemento helio (**bloque s**), las seis últimas, excepto el helio (**bloque p**), las 10 columnas centrales (**bloque d**) y las dos filas inferiores (**bloque f**).

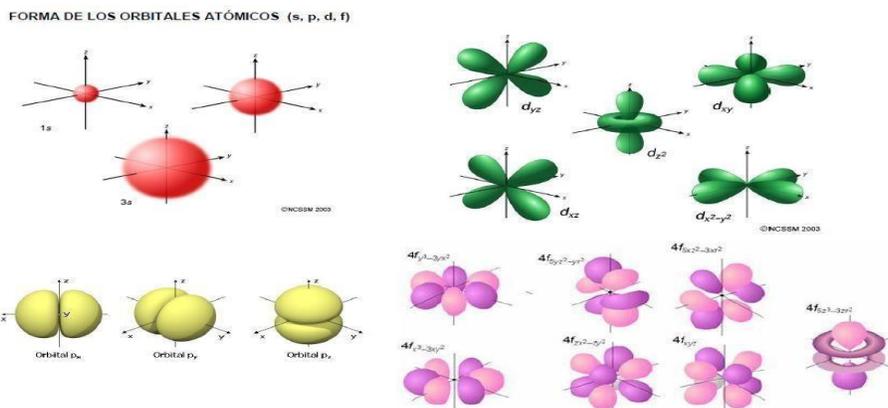


Figura 14. Formas de los orbitales para cada subnivel

2.3.1. **Número cuántico magnético (m_l):** representa la orientación de los orbitales electrónicos en el espacio sometido a un campo magnético. Estos orbitales, al tratarse de regiones de la nube electrónica que rodea al núcleo en donde la probabilidad de encontrar un electrón es máxima, adoptan formas en el espacio tridimensional, como podemos observar en la *figura 14*, ya que cada orbital de un subnivel dado es equivalente en energía.



Para calcular la cantidad de orbitales por subnivel podemos aplicar la fórmula $ml = 2l + 1$ como vemos en la siguiente tabla. Estos orbitales adoptan valores que van de $-l$ hasta $+l$.

Tabla 2

Subnivel	s	p	d	f
Valor de l	0	1	2	3
Cantidad de orbitales	1	3	5	7
Valores para cada orbital	0	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3
Capacidad máxima de electrones	2	6	10	14

A manera de que puedas comprender los valores que aparecen en la tabla No. 2, aplicamos la fórmula $2l + 1$ para calcular la cantidad de orbitales para cada subnivel. En el caso del subnivel s, hay que recordar que l tiene un valor de cero el que al multiplicarse por el 2 de la fórmula y sumarle el uno, nos da 1 orbital. A continuación, puedes realizar los cálculos para los subniveles p, d, f y verificar la cantidad de orbitales que aparece descrita en la tabla.

Finalmente, en cuanto a la capacidad máxima de electrones, se multiplica por 2 la cantidad de orbitales para cada subnivel, ya que cada orbital puede contener un máximo de dos electrones.

En la figura 15, se resume todo lo expuesto en la tabla y el párrafo anterior.

Subnivel (l)	Orbitales	Número de orbitales	Capacidad máxima de electrones (e^-)
s (l = 0)	$\frac{\uparrow\downarrow}{0}$	1	2
p (l = 1)	$\frac{\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow}{-1 \quad 0 \quad +1}$	3	6
d (l = 2)	$\frac{\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow}{-2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2}$	5	10
f (l = 3)	$\frac{\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow}{-3 \quad -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2 \quad +3}$	7	14

Figura 15.

Diagrama de orbitales para cada subnivel de energía También, es importante señalar que “los electrones permanecen sin aparear en orbitales de igual energía hasta que cada uno posea por lo menos un electrón”:



Regla de máxima multiplicidad de Hund.

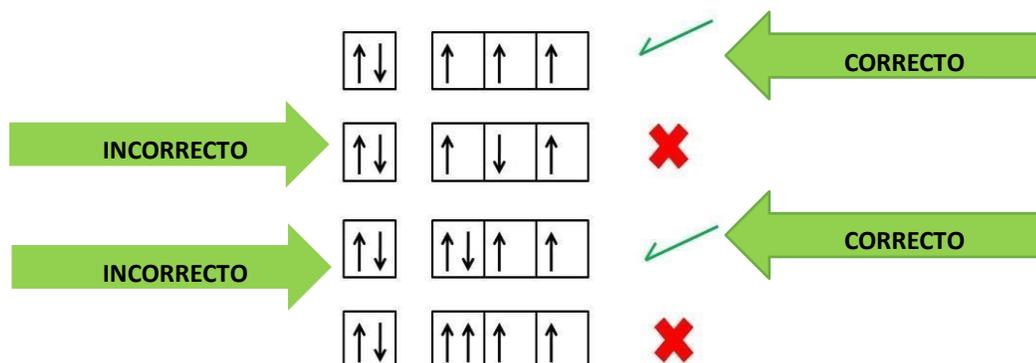


Figura 16. Aplicación de la regla de Hund en el llenado de los orbitales

En la **figura 16** vemos la representación mediante diagramas orbitales y el modo de como llenarlos de acuerdo con la regla de máxima multiplicidad de Hund. Como podemos apreciar, todos presentan un orbital s lleno, y de un modo correcto según esta regla (los dos electrones apareados y girando en sentido contrario) y 3 orbitales p incompletos, en el primero de ellos, los electrones se van colocando uno a uno en cada orbital, todos girando en un mismo sentido y al ir apareando los electrones en cada orbital, como en el tercer caso, se van colocando los mismos en sentido opuesto. En contraparte, también se presentan dos diagramas de orbitales que se han ido llenando de forma incorrecta, como en el segundo caso que todos los electrones deben ir en un mismo sentido hasta tanto no haya pares en cada orbital y si los hay, estos deben girar en sentidos opuestos, como vemos en el cuarto caso que aparece también de manera incorrecta.

La disposición de los electrones en sus orbitales externos determinan algunas propiedades de los elementos y el comportamiento de sus átomos en las reacciones químicas



2.3.4. Número cuántico spin o de giro: (m_s): describe la rotación del electrón sobre su eje en los orbitales que ocupa. El spin puede tomar uno de estos valores: $m_s = +\frac{1}{2}$ o $m_s = -\frac{1}{2}$.

Esto se explica a partir del Principio de exclusión de Pauli que señala que “dos electrones del mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos idénticos, por lo menos uno debe ser diferente”.

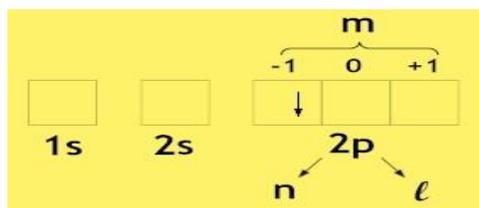


Figura 17

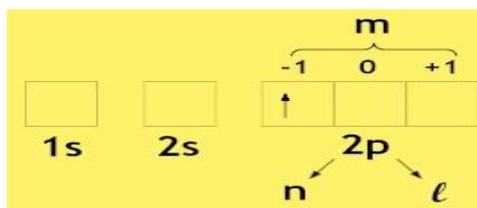


Figura 18

Representación orbital del electrón $2p^1$ Representación orbital del electrón $2p^4$

La *figura 17* y la *figura 18* representan los diagramas de orbitales para los electrones que ocupan uno de los orbitales p del segundo nivel de energía de un átomo: los electrones $2p^1$ y $2p^4$ respectivamente.

En el caso de la *figura 17*, la flecha que apunta hacia arriba, la cual representa un electrón se interpreta así: el *coeficiente 2* indica el *nivel de energía* o *número cuántico principal n*. La *letra p* indica el *subnivel de energía* que describe dicho electrón. Debemos recordar que, *para este subnivel*, el valor de *l* es igual a uno. Adicional a esto, el *subnivel p* admite 3 orbitales que adoptan valores que van de *-l* hasta *+l*, en este caso de *-1* hasta *+1*. Observa la posición que ocupa el electrón en el orbital, se encuentra en el *orbital -1* y apuntando *hacia arriba* designamos su *spin o giro* como $+1/2$.

Finalmente, la combinación de números cuánticos para el electrón $2p^1$ es:

$$n=2, l=1, m_l=-1, m_s=+1/2$$

En cambio, para la *figura 18*, el electrón $2p^4$, que ocupa el mismo orbital explicado en el ejemplo de la *figura 5*, se representa dibujando una flecha que *apunta hacia abajo*.

Igual que el caso anterior, el *coeficiente 2* indica el *nivel de energía (n)*. La *letra p* indica el *subnivel*, el que adopta el valor $l = 1$ y cuyos 3 orbitales adquieren valores que van de *-1* hasta *+1*, es decir, de *-1* hasta *+1*.

Si observamos la posición que ocupa el electrón $2p^4$ en su orbital, nos damos cuenta de que al igual que el ejemplo anterior, también se encuentra en el *orbital*

La combinación de números cuánticos para el electrón $2p^4$ será:



$$n=2, l=1, m_l=-1, m_s=-1/2$$

Si comparamos ambas combinaciones de números cuánticos, podemos comprobar lo propuesto en el principio de exclusión de Pauli, que indica que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los 4 números cuánticos iguales, al menos uno de ellos debe ser diferente, y generalmente es el spin el que hace la diferencia.

Ejemplo 1: Escriba las combinaciones de 4 números cuánticos para el electrón $5p^5$.

Para identificar el número cuántico principal n , debes fijarte en el coeficiente de la notación electrónica. En este caso, $n = 5$. Para dar valor al número cuántico secundario, observa la letra minúscula en la notación electrónica, este es el subnivel y en la tabla

No. 2 aparece el valor que adopta, el cual, para nuestro ejemplo será $l = 1$. El exponente de la notación electrónica indica la cantidad de flechas (electrones) que debes dibujar en los orbitales según el subnivel. La cantidad de orbitales por subnivel siempre es impar y en la tabla 2 puedes observarlo. Como nuestro ejemplo es el subnivel p , dibujas un rectángulo dividido en 3 recuadros similares y asignas valores que van de -1 hasta $+1$, y como el exponente indica 5, vas colocando flechas o medias flechas, una por orbital todas apuntando hacia arriba y cuando ya todas contengan su electrón, comienzas desde el primer orbital, con las flechas apuntando hacia abajo, hasta llegar a la cifra que indica el exponente de la notación electrónica. Como el quinto electrón se ubica en el orbital 0; ese será el valor del número cuántico magnético, m_l , y al apuntar hacia abajo su spin o giro será $m_s = -1/2$.

Finalmente, la combinación de números cuánticos para el electrón $5p^5$ será: $(5,1,0,-1/2)$.

Recuerda la nemotecnia del puño para los valores que adoptan los subniveles.

La cifra a 1357 (spdf) respectivamente te permitirá recordar la cantidad de orbitales por subnivel.



Actividad 4

Escriba la combinación de números cuánticos para las siguientes notaciones electrónicas.

3d⁷	6s¹
5f¹⁰	7p³

Ejemplo 2: Dada la combinación de números cuánticos: **(4, 0, 0, -1/2)**, determine el electrón.

Cuando nos facilitan la combinación de números cuánticos y se desea saber de qué electrón se trata, el orden en que aparece la combinación es, respectivamente, n, l, ml y ms.

Para nuestro ejemplo, el primer dígito, el 4, es el número cuántico principal (n=4) el cual será el coeficiente de la notación del electrón desconocido.

El segundo dígito, el cero, es el subnivel (l= 0), puedes consultar la tabla 1 o si aplicas la nemotecnia con tu mano, el puño que equivale a cero, se trata entonces del subnivel s. Para dibujar la cantidad de orbitales, consultas la tabla 2 o recuerdas la cifra 1357. El dígito 1 indica la cantidad de orbitales para el subnivel s, por tanto dibujas un solo cuadro el que adopta el único valor posible para este subnivel que es ml = 0, y al observar el cuarto dígito en la combinación, el mismo aparece con signo negativo, lo que indica que se trata del electrón representado por la flecha que apunta hacia abajo, y si este electrón existe en un orbital, también existe el electrón anterior, en este caso el que la flecha apunta hacia arriba, el que tiene spin o giro positivo por lo tanto hay 2 electrones en el orbital, por lo tanto el electrón desconocido se trata del electrón 4s².



Actividad 5:

Dadas las siguientes combinaciones de números cuánticos, determine los electrones.

(3, 1, +1, -1/2)	(6, 3, 0, +1/2)	(4, 2, -2, +1/2)	(2, 0, 0, +1/2)
------------------	-----------------	------------------	-----------------

2.4 . CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Objetivos específicos:

1. Describir el orden creciente de energía en torno al núcleo de los átomos de los elementos.
2. Realizar la configuración electrónica de los elementos apoyados en el principio de Aufbau.

La configuración electrónica es la forma en que los electrones están dispuestos en el átomo y pueden describirse utilizando la notación electrónica y los diagramas orbitales. Dado que los electrones de un átomo no excitado (átomo neutro) tienden a ocupar las posiciones de energía más bajas disponibles, es importante considerar el orden de la energía creciente de los subniveles: Principio de Aufbau.

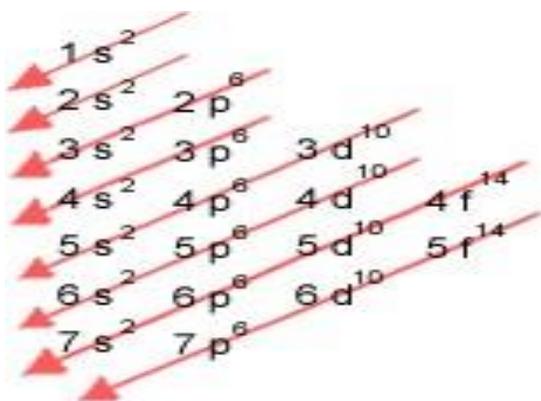


Figura 19 Principio de Aufbau



¡Sigamos adelante!

Ejemplo 1: Realicemos la configuración electrónica del aluminio.

$^{27}_{13}\text{Al}$ tiene 13 p^+ , 13 e^- , 14 n^0



Los protones y neutrones están localizados en el núcleo. Los electrones giran en torno a ese núcleo describiendo niveles de energía.

Para configurar o distribuir estos electrones, aplicaremos el *principio de Aufbau* que se presenta en la **figura 19**. Comenzamos con la primera flecha (la flecha superior) y escribimos la notación que allí aparece y vamos sumando los exponentes hasta llegar a 13 que es la cantidad de electrones:

1s² Aún faltan electrones, como no hay más notaciones electrónicas en la primera flecha tomamos la segunda (vamos bajando flecha a flecha) y añadimos lo que dice la misma, quedando: **1s² 2s²**

Podemos observar que van 4 electrones, aún faltan más. Como no hay más que escribir de la segunda flecha, pasamos a la tercera y vamos copiando lo que vamos observando a medida que nos desplazamos sobre la flecha de derecha a izquierda, y seguimos sumando los exponentes, quedando entonces así: **1s² 2s² 2p⁶**

Como aún faltan electrones, seguimos desplazándonos en la misma tercera flecha, en dirección izquierda (no podemos cambiar de flecha aún) y anotamos la siguiente notación: **1s² 2s² 2p⁶ 3s²**

Como vemos, al sumar los electrones aún van 12, por lo tanto, pasamos a la cuarta flecha y anotamos la primera notación que en ella aparece de derecha a izquierda, tratándose de 3p⁶, no obstante, al solo faltar un electrón para completar la configuración electrónica del aluminio, únicamente debemos añadir 3p¹ quedando la configuración del aluminio como sigue: **1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹**

Actividad 6: Realice la configuración electrónica para los átomos de los siguientes elementos.

Elemento	p+	no	e-	Configuración electrónica
19 K 39				
65 Zn 30				
75 33 As				
238 92 U				

Luego de conocer acerca de las partículas subatómicas que constituyen el átomo y los procedimientos matemáticos que te ayudan a comprender un poco más acerca de los componentes de su núcleo y energía creciente y distribución de los electrones de la envoltura o nube que rodea al núcleo, podrás encontrar la aplicación directa de todos estos aprendizajes en la



comprensión y empleo de una de las herramientas de apoyo más importantes en la química: LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

Como ves, el mundo de la química es sumamente fascinante, por lo tanto, cada detalle que vayas aprendiendo en tus años de bachillerato, poco a poco, le encontrarás la aplicabilidad en el desarrollo de temas posteriores en este periodo escolar o en los cursos correspondientes a los próximos dos años.

Actividad 7

TEST DE COMPROBACIÓN DE CONCEPTOS

Luego de finalizar el estudio de la estructura atómica y los procedimientos matemáticos que aprendiste a realizar, te animamos a que completes el presente test que resume en 16 conceptos fundamentales la temática tratada. Debes leer atentamente cada enunciado y seleccionar del siguiente banco de datos, concepto que complete correctamente cada uno de los mismos.

<i>número másico</i>	<i>Protón</i>	<i>anión</i>	<i>principal</i>
<i>Isótopos</i>	<i>spin o giro</i>	<i>catión</i>	<i>número atómico</i>
<i>Átomo</i>	<i>Neutrón</i>	<i>secundario</i>	<i>configuración electrónica</i>
<i>magnético</i>	<i>núcleo atómico</i>	<i>envoltura del átomo</i>	<i>electrón</i>

Equivale a la suma de protones y neutrones:

Número cuántico que describe los subniveles de energía: _____

Partícula subatómica sin carga eléctrica: _____

Ion de carga eléctrica negativa: _____

Los protones y neutrones se localizan en:

Partícula subatómica de carga positiva:

Etimológicamente significa sin divisiones: _____

Número cuántico que describe la cantidad de orbitales electrónicos:



Los electrones se encuentran en:

Ion de carga eléctrica positiva: _____

Número cuántico que describe la rotación del electrón sobre su eje: _____

Indica la cantidad de protones: _____

Partícula subatómica de carga positiva:

Átomos de un elemento con igual número atómico pero diferente número másico:

GLOSARIO

1. **Ley de la conservación de la masa.** *La materia no se crea ni se destruye.*
2. **Ley de las proporciones definidas.** *Establece que muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa.*
3. **Ley de las proporciones múltiples.** *Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños.*
4. **Átomo.** *La unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química.*
5. **Electrón.** *Partícula subatómica que tiene una masa muy pequeña y una carga eléctrica unitaria negativa.*
6. **Isótopos.** *Átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferentes números de masa.*
7. **Neutrón.** *Partícula subatómica que no tiene carga eléctrica neta. Su masa es ligeramente mayor que la de un protón.*
8. **Núcleo.** *Centro de un átomo.*
9. **Número atómico (Z).** *Número de protones en el núcleo de un átomo.*
10. **Número másico (A).** *Número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo.*



11. **Protón.** Partícula subatómica que tiene una carga eléctrica positiva unitaria. La masa de un protón es aproximadamente 1848 veces la de un electrón.
12. **Partículas alfa (α).** Iones de helio con carga positiva.
13. **Partículas beta (β).** Electrones.
14. **Partículas gamma (γ).** Radiación de alta energía.
15. **Radiación.** Emisión y transmisión de energía a través del espacio, en forma de partículas y ondas.
16. **Radiactividad.** Rompimiento espontáneo de un átomo mediante la emisión de partículas, radiación, o ambos.
17. **Cuanto.** La mínima cantidad de energía que puede ser emitida (o absorbida) en forma de radiación electromagnética.
18. **Números cuánticos.** Números que describen la distribución de los electrones en el átomo de hidrógeno y entre otros.
19. **Número cuántico principal (n).** Conocido como valor de n , puede tomar valores enteros de 1, 2, 3, etc.; definiendo la energía de un orbital y también relaciona con la distancia promedio del electrón al núcleo en determinado orbital.
20. **Número cuántico secundario o de momento angular. (l).** Expresa la forma de los orbitales.
21. **Número cuántico magnético (m_l).** Describe la orientación del orbital en el espacio.
22. **Número cuántico de espín (m_s).** Es el giro del electrón y toma valores de $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.
23. **Nivel o estado excitado.** Estado que tiene mayor energía que el estado basal.
24. **Estado basal.** Estado de menor energía de un sistema.
25. **Orbital atómico.** Función de onda (Ψ) de un electrón en un átomo.
26. **Principio de Aufbau.** Arreglo de electrones en los orbitales atómicos.
27. **Principio de exclusión de Pauli.** En un átomo no es posible que dos electrones tengan los cuatro números cuánticos iguales.
28. **Regla de Hund.** La distribución más estable de electrones en los subniveles es la que corresponde al máximo número de espines paralelos.



ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

Te invitamos a visualizar los siguientes enlaces de YouTube:

1. Experimento de J.J. Thomson – El electrón:

https://www.youtube.com/watch?v=F0I-11R_IHg

<https://www.youtube.com/watch?v=un--o7vFq1Y>

2. Experimento de R. Millikan – La carga del electrón

<https://www.youtube.com/watch?v=PauHr2Uw2MY>

<https://www.youtube.com/watch?v=ZXrnRiUoHgs>

3. Experimento de E. Rutherford – El protón

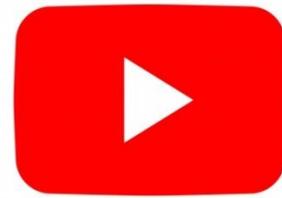
<https://www.youtube.com/watch?v=mJWrj2PXVIO>

4. Experimento de J. Chadwick – El Neutrón

<https://www.youtube.com/watch?v=pmwYLYzmPxc>

5. Repaso de los modelos atómicos

<https://www.youtube.com/watch?v=NZfPhwX2HPI>



YouTube



¡Buen trabajo!



REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS E INFOGRÁFICAS

- Química. Chang, Goldsby. 12° edición. McGraw Hill – México, 2017
- Química La Ciencia central. 9° edición. Pearson – Prentice Hall – México, 2004
- Química General. Wood, Keenan, Bull. 2° edición. Harper & Row Publisher – EEUU, 1968
- Enciclopedia Metódica Larousse en color 6. Ramón García-Pelayo y Gross, Ediciones Larousse, México 1985.
- Química: Conceptos y Aplicaciones. Phillips, Strozak, Winstron. McGraw Hill. México, 2000
- Química: Materia y Cambio. Dingrando y otros. Mc. Graw.Hill. México, 2002.
- Química 10° y Prácticas de Laboratorio. Profesor Jorge Acosta. Editorial Susaeta. Panamá, 2002.
- Módulos de Química – Facultad de Ciencias Naturales, Universidad de Panamá. Panamá, 2000.

- www.sc.ehu.es
- www.7.uc.cl
- www.rinconeducativo.org
- www.educacionquimica.wordpress.com
- www.tplaboratorioquimico.com
- www.researchgate.net www.bbvaopenmind.com www.khanacademy.org
- <https://infogram.com/los-4-numeros-cuanticos-1gk92ej0gr3p16>
- <https://elfisicoloco.blogspot.com/2012/11/configuracion-electronica.html?m=0>
- <http://significadodelosnumeros.com/significado-numeros-cuanticos/>
- <https://www.lifeder.com/regla-de-hund/>
- <https://cienciaaldesnudo.com/principio-de-exclusion-de-pauli/>
- <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/231-principio-de-exclusionde-pauli- principio-de-aufbau-regla-de-hund.html>
- <http://haciendociencianatural.blogspot.com/2015/12/ciencias-naturales.html>



V. TABLA PERIÓDICA Y ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

ÁREA II: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- 1- Valora la importancia de los elementos químicos como componentes indispensables para la vida y el desarrollo industrial, científico y tecnológico.
- 2- Interpreta el conocimiento físico y químico de los elementos y las propiedades periódicas de acuerdo con su ubicación en la tabla periódica.

INDICADORES DE LOGRO:

- 1- Identifica de forma gráfica y escrita las propiedades de un elemento SEGÚN su ubicación en la tabla periódica.
- 2- Discute y relaciona la ubicación de los elementos en la tabla periódica por su configuración y propiedades químicas.

COMPETENCIAS

1. Lenguaje y comunicación.
2. Conocimiento y la interacción con el mundo físico.
3. Aprender a aprender
4. Tratamiento de la información y competencia digital
5. Autonomía e iniciativa personal



INTRODUCCIÓN

Bienvenidos a una aventura más para el engrandecimiento de tus conocimientos científicos, y en esta ocasión el tema es la Tabla Periódica.

¿Conoces la tabla periódica de los elementos químicos? ¿Te has preguntado por qué los elementos están ordenados de esa forma y no de otra? ¿Deseas conocer los datos e informaciones que nos brinda esta herramienta utilizada por los científicos?

Los conocimientos que en este módulo adquirirás, serán de provecho para desarrollar destrezas, potenciar tu mentalidad de dominio de esta herramienta; contestar estas y muchas interrogantes sobre la tabla periódica.

A medida que el hombre conoce la naturaleza, va descubriendo diferentes elementos químicos y observa que muchos de ellos tienen semejanzas físicas y químicas, por lo tanto, para realizar una mejor investigación, los ordena o clasifica según el criterio de la ciencia de su época.

En el año 1830, ya se había descubierto el 50% de los elementos químicos conocidos en la actualidad; muchos científicos habían estudiado sus propiedades físicas y químicas y sus combinaciones con otros elementos para formar compuestos. Sin embargo, era necesario organizar esta información de manera clara.

El contenido de esta guía habla sobre los intentos históricos por ordenar los elementos químicos que en su momento se tenían, hasta llegar a como los vemos hoy en día; además, aprenderás sobre las propiedades físicas y químicas que poseen, según su ubicación, y los electrones, los cuales les proveen características especiales.

Te invitamos a conocer los aportes que muchos científicos hicieron para crear la tabla que hoy en día empleamos como herramienta de todo **químico**. Acompáñanos en esta aventura de conocimiento en pro de tu formación educativa.

INDICACIONES: Para ayudarte a la comprensión de este nuevo conocimiento, te hemos distribuido este trabajo de la siguiente manera:

5. Encontrarás una explicación sobre los contenidos teóricos acompañados con imágenes que te apoyarán a la visualización del concepto.
6. Para reforzar dichos conocimientos y comprensión resolverás preguntas en la sección de autoevaluación, preguntas desarrolladas en formatos de selección única, pareo, cierto o falso y análisis de casos.
7. También, encontrarás un laboratorio de ideas que te invita a realizar experiencias sencillas que te ayude a comprender mejor el uso de la tabla periódica.
8. Al final, tendrás una actividad complementaria que te ayudará a descubrir si los contenidos presentados han llegado a ser significativamente comprendidos.

Recuerda, dedicarle unos 20 a 30 minutos diarios a la lectura de lo que te presentamos, así aseguras que tus metas sean alcanzadas, busca un lugar cómodo que te ayude a tu concentración. ¡ÉXITOS!



SUBTEMA 1. ANTECEDENTES HISTÓRICOS

Estamos listos para viajar a través del tiempo, empecemos.

OBJETIVO ESPECÍFICO:

Distinguir los aportes de varios científicos, para organizar los elementos químicos en la tabla periódica.

A. Jacobo Berzelius (1813).

Químico sueco, introdujo los actuales símbolos químicos, por ello es considerado el padre de los símbolos químicos. Además, clasificó a los elementos químicos en electropositivos y electronegativos.

- Metales: elementos electropositivos.
- No metales: elementos electronegativos.

Berzel	
Hidrógeno	H
Nitrógeno	N
Carbono	C
Oxígeno	O

B. Johan Dobereiner (Triadas).

Las Triadas de Döbereiner			
Ejemplos:			
Primera Triada	Li	Na	K
Pesos Atómicos	7	23	39
Segunda Triada	Ca	Sr	Ba
Pesos Atómicos	40	87.6	137
Tercera Triada	Cl	Br	I
Pesos Atómicos	35.5	80	127

Químico alemán, observó que había grupos de tres elementos que tenían propiedades físicas y químicas muy parecidas o mostraban un cambio gradual en sus propiedades. Con base en sus observaciones, clasificó los elementos en grupo de tres y los llamó triadas. Mostró también que la masa atómica del elemento central de cada triada era aproximadamente el promedio de las masas de los otros dos.

C. John Newlands (Octavas).

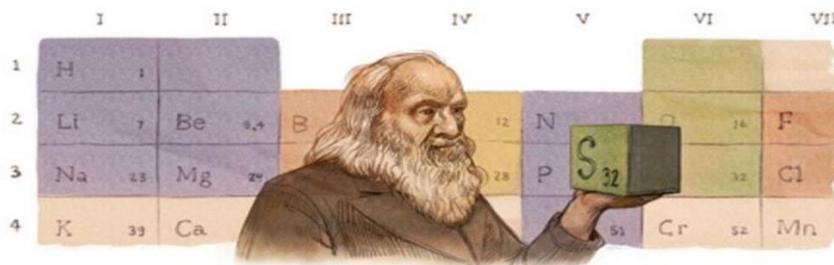
Químico inglés que ordenó a los elementos químicos conocidos de acuerdo con sus pesos atómicos crecientes; observó que después de ubicar siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades químicas del primero. Newlands llamó a esta organización la ley de las octavas. Gracias a sus observaciones, ordenó los elementos en grupos y períodos.

1	2	3	4	5	6	7
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe



D. Dimitri Mendeleiev (Padre de la tabla periódica).

Químico ruso, considerado el padre de la tabla periódica, en 1869 clasificó a los 63 elementos conocidos hasta la fecha según sus masas atómicas, ordenándolos en periodos (filas) y grupos (columnas). Al dejar ciertos casilleros vacíos, predijo la existencia de nuevos elementos y sus propiedades físicas y químicas, como el escandio, galio y germanio.



	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 1						
2	Li 7	Be 9,4	B 10,8	C 12	N 14	O 16	F 19
3	Na 23	Mg 24		P 31	S 32	Cl 35,5	
4	K 39	Ca 40			Cr 52	Mn 55	

E. Henry Moseley (Ley Periódica).

Químico inglés quien, luego de realizar experimentos con rayos X, estableció que los números atómicos (Z) son la base para las relaciones periódicas de los elementos. Estableció la ley periódica moderna: "Las propiedades físicas y químicas de los elementos se relacionan directamente con sus números atómicos".

F. Alfred Werner (Diseñó la tabla periódica actual).

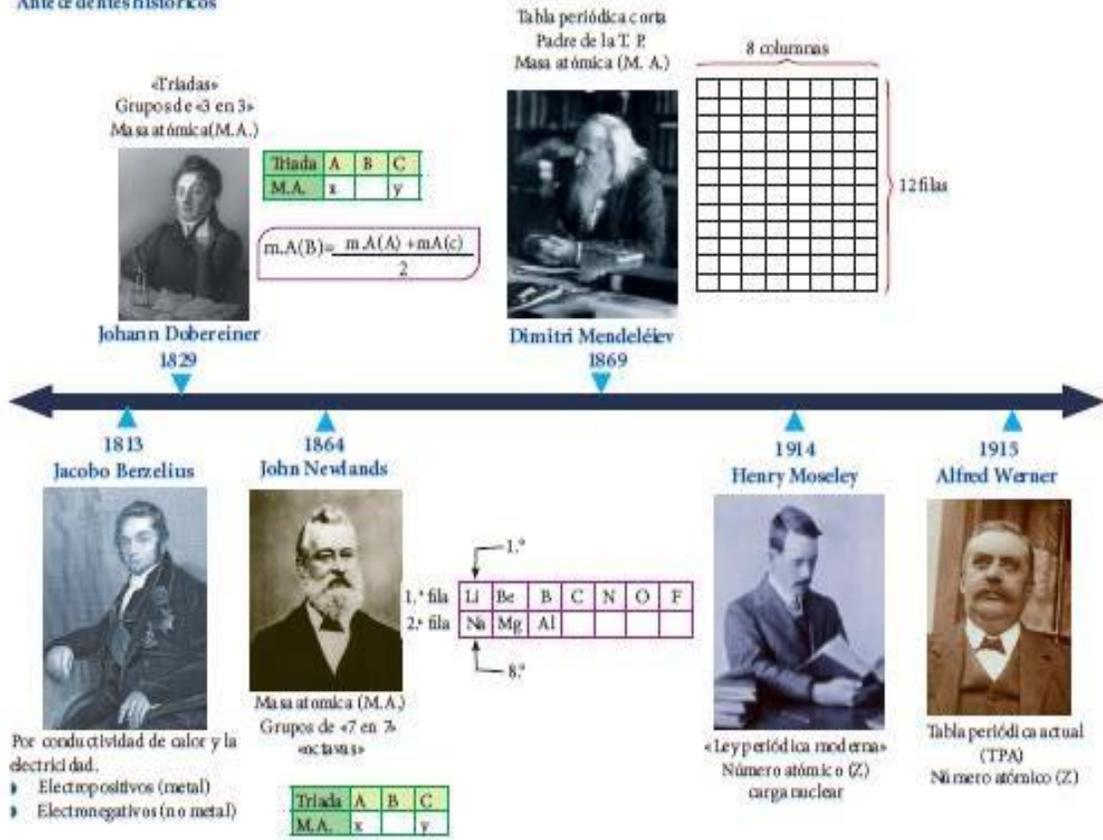
Químico Suizo, diseñó la tabla periódica actual, tomando como base la ley periódica de Moseley, y la distribución electrónica de los elementos y la tabla de Mendeleiev.

Resumiendo:

- ✘ **Dobereiner:** Triadas
- ✘ **Newlands:** Octavas
- ✘ **Mendeleiev:** Padre de la Tabla Periódica
- ✘ **Moseley:** Ley Periódica
- ✘ **Werner:** Diseña la tabla periódica actual



Antecedentes históricos



Autoevaluación 1.1

ANTECEDENTES HISTÓRICOS

Te recomendamos que busques un lugar tranquilo para que en 15 minutos logres resolver esta sección sobre los acontecimientos históricos de la tabla periódica.

Selección Única. Coloque en la raya la letra de la respuesta correcta.

- Químico alemán creador de las triadas: _____.
 - Moseley
 - Dalton
 - Newlands
 - Döbereiner
- Químico inglés que ordenó a los elementos de 7 en 7: _____.
 - Moseley
 - Werner
 - Newlands
 - Döbereiner



3. Es considerado como el padre de los símbolos químicos: _____.

- 1) Moseley
- 2) Werner
- 3) Berzelius
- 4) Proust



Completa la frase con la respuesta correcta.

1. Nombre del científico considerado el Padre de la Tabla Periódica:

¡Muy Bien!

_____.

2. Döbereiner agrupa a los elementos de 3 en 3 de acuerdo con su peso atómico, a la que denominó: _____.

3. Científico que diseñó la tabla periódica actual, basándose en la ley periódica:

_____.

SUBTEMA 2. TABLA PERIÓDICA ACTUAL

VEAMOS CÓMO SE ORGANIZA LA TABLA.



OBJETIVO ESPECÍFICO:

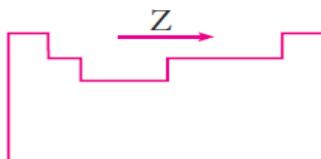
Reconocer las características de los elementos químicos de la tabla periódica y como están organizados.

Concepto. Ordenamiento de los elementos químicos basados en la variación periódica de sus propiedades. **La tabla periódica**, es un instrumento que permite conocer y comprender de manera fácil las características y propiedades de los elementos químicos. La tabla periódica actual fue diseñada por Werner, en ella se agrupa a los elementos químicos en orden creciente respecto a su número atómico (Z). La tabla periódica clasifica, organiza y distribuye a los elementos químicos de acuerdo con sus propiedades y características, permitiéndonos conocer datos importantes de los distintos elementos químicos.

Características de la tabla periódica

La tabla periódica presenta las siguientes características:

- a. Los elementos químicos están ordenados en función al orden creciente a su número atómico (Z), de izquierda a derecha.



- b. Según sus propiedades físicas y químicas, existen tres tipos de elementos metales, no metales y metaloides (semimetales).
- c. En la tabla periódica actual existen 7 filas llamadas periodos y 18 columnas divididas en dos grupos: A y B, cada uno con 8 familias.
- d. La tabla periódica actual clasifica a los elementos de acuerdo con su número atómico y también según su configuración electrónica.

Periodo. Es el ordenamiento horizontal de los elementos; estos poseen propiedades químicas diferentes. El número de periodo es igual al número de niveles de energía que ocupa el elemento. La Tabla periódica tiene 7 periodos.

- Son las filas horizontales que están enumeradas del 1 al 7.
- El orden de cada periodo indica el número de niveles de energía de la configuración electrónica o el último nivel (capa de valencia). #Periodo = #Niveles.

Grupo. Es el ordenamiento vertical de los elementos. Estos elementos presentan similar configuración electrónica en su mayor nivel, debido a esta característica, también se les llama familias, ya que presentan propiedades químicas similares.

Son 18 grupos, de los cuales 8 tienen la denominación «A», (llamados elementos representativos), y 10 tienen la denominación «B», (llamados metales de transición).

Grupo A o elementos representativos:

Su configuración finaliza en *s* o *p*.

Grupo	Nombre	Elementos
I A	Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, ...
II A	Metales alcalinos térreos	Be, Mg, Ca, ...
III A	Boroides o térreos	B, Al, Ga, ...
IV A	Carbonoides	C, Si, Ge, ...
V A	Nitrogenoides	N, P, As, ...
VI A	Anfígenos o Calcógenos	O, S, Se, ...
VII A	Halógenos	F, Cl, Br, ...
VIII A	Gases nobles	He, Ne, Ar, ...

Grupo B o elementos de transición:

Su configuración finaliza en *d* o *f*.

Grupo	Nombre	Elementos
I B	Familia del cobre/metales de acuñación	Cu, Ag, Au, ...
II B	Familia del zinc/elementos de puente	Zn, Cd, Hg, ...
III B	Familia del escandio	Sc, Y, Lu, ...
IV B	Familia del titanio	Ti, Zr, Hf, ...
V B	Familia del vanadio	V, Nb, Ta, ...
VI B	Familia del cromo	Cr, Mo, W, ...
VII B	Familia del manganeso	Mn, Tc, Re
VIII B	Elementos ferromagnéticos: <ul style="list-style-type: none"> • Familia del hierro • Familia del cobalto • Familia del níquel 	Fe, Ru, Os, ... Co, Rh, Ir, ... Ni, Pd, Pt, ...



TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H	2 He											3 B	4 C	5 N	6 O	7 F	8 Ne
2 Li	3 Be											9 Al	10 Si	11 P	12 S	13 Cl	14 Ar
3 Na	4 Mg	5 Sc	6 Ti	7 V	8 Cr	9 Mn	10 Fe	11 Co	12 Ni	13 Cu	14 Zn	15 Ga	16 Ge	17 As	18 Se	19 Br	20 Kr
4 K	5 Ca	6 Y	7 Zr	8 Nb	9 Mo	10 Tc	11 Ru	12 Rh	13 Pd	14 Ag	15 Cd	16 In	17 Sn	18 Sb	19 Te	20 I	21 Xe
5 Rb	6 Sr	7 Y	8 Zr	9 Nb	10 Mo	11 Tc	12 Ru	13 Rh	14 Pd	15 Ag	16 Cd	17 In	18 Sn	19 Sb	20 Te	21 I	22 Xe
6 Cs	7 Ba	8 Hf	9 Ta	10 W	11 Re	12 Os	13 Ir	14 Pt	15 Au	16 Hg	17 Tl	18 Pb	19 Bi	20 Po	21 At	22 Rn	
7 Fr	8 Ra	9 Rf	10 Db	11 Sg	12 Bh	13 Hs	14 Mt	15 Ds	16 Rg	17 Cn	18 Uut	19 Fl	20 Uup	21 Lv	22 Uus	23 Uuo	
LANTANIDOS		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
ACTINIDOS		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

En la parte inferior hay dos filas horizontales, que son del grupo 3B, llamadas tierras raras, constituido por las series de los lantánidos y actínidos.

Los elementos están ordenados en función creciente a su número atómico. En la tabla periódica, se puede observar 90 elementos naturales, desde el 1H hasta el 92U (los elementos 43Tc y 61Pm son artificiales). A partir del 93Np, en adelante, son artificiales.

Tenemos:

Según el estado de agregación a temperatura ambiente:

- ✓ Líquidos: Hg, Br
- ✓ Gaseosos: H, N, O, F, Cl, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- ✓ Sólidos: todos los demás elementos.

También los podemos clasificar en:

- ✓ No metales: 18 elementos: Se, P, O, S, F, Cl, Br, C, N, H, I, y los gases nobles.
- ✓ Metaloides: 8 elementos: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At. (ubicados arriba y debajo de los escalones) *
- ✓ Metales: 89 elementos, entre ellos: Ag, Cu, Au, Al, Fe, Pb, Sn, Li, Na, Ca, Be, Mg, etc.



*Los metales y los no metales son separados por una escalera, en los cuales encontraremos a los metaloides

Total: 115 elementos según la IUPAC.

Clasificación de los elementos por bloques

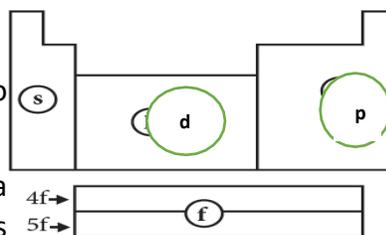
Los elementos químicos se clasifican en cuatro bloques (s, p, d, f), y esto depende del subnivel en el que termina su configuración electrónica.

En la tabla periódica se pueden encontrar muchos detalles interesantes.

Ejemplos de ello está:

1. Indicar el periodo, grupo y bloque del elemento oxígeno.

Respuesta. Su notación isotópica es $^{16}_8\text{O}$, al buscar la configuración electrónica de este elemento tenemos que su periodo es 3 y su grupo es 16 o VI A y pertenece al bloque p.



2. Si nos preguntan, ¿qué elemento tiene periodo 5 y grupo 10?

Respuesta. Al buscar esta configuración electrónica el elemento que coincide es Paladio, cuya notación isotópica sería Pd y pertenece al bloque d.

3. Busca el elemento que tiene número atómico 50, escribe la notación isotópica, su grupo, periodo y a qué bloque pertenece.

Respuesta. Cuando buscas por el número atómico (Z), encontrarás que es Estaño. Su notación isotópica es $^{119}_{50}\text{Sn}$, su periodo es 5 y su grupo es 14 o IV A; y pertenece al bloque p.

Sabías que: muchos de los nombres de los elementos químicos provienen de voces de latín, griego y otras más.

Alimenta tu curiosidad, investiga:

- Cinco nombres de elementos cuyos símbolos te resulten muy curiosos o extraños.
- ¿Cuál es el elemento más empleado de la tabla periódica?
- ¿Por qué usamos para las baterías de muchos equipos tecnológicos al litio?



Te invitamos a identificar poco a poco los símbolos y nombres de los elementos químicos.

AUTOEVALUACIÓN 1.2

TABLA PERIÓDICA ACTUAL

Puedes ubicarte en un lugar de paz y tranquilidad para que compruebes tu nivel de dominio.

Utiliza la Tabla periódica, trata de recordar lo siguiente:

Selección Única. Coloque en la raya la letra de la respuesta correcta.

1. El grupo VIA de la tabla periódica actual se denomina: _____.

- a) Alcalino
- b) Anfígeno
- c) Boroide
- d) Halógeno

2. Identifica el elemento que no es halógeno: _____.

- a) Cl
- b) Br
- c) F
- d) O

3. A los elementos del grupo IA se les conoce como: _____.

- a) alcalinos
- b) anfígenos
- c) halógenos
- d) gases nobles

4. Los elementos Be, Mg, y Ca pertenecen a la familia: _____.

- a) alcalinos térreos
- b) halógenos
- c) boroides
- d) gases nobles

5. La familia de los calcógenos pertenece al grupo: _____.

- a) IA
- b) VII A
- c) VIA
- d) VA



Completa la frase.

1. Al ordenamiento vertical de los elementos químicos, cuyas propiedades químicas son similares, se le denomina: _____.

2. Al ordenamiento horizontal de los elementos químicos que indica el número de niveles de energía que ocupa dicho elemento, se le denomina:

_____.

3. Cuántos grupos y periodos tiene la tabla periódica actual:

_____.

_____.

4. Familia del grupo A, a la que corresponden los elementos boro y aluminio:

_____.

5. A los elementos del grupo B se les denomina:

_____.

6. La tabla periódica actual está ordenada de acuerdo con:

_____.



¡Felicitaciones!



SUBTEMA 3. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Si te fijas en la leyenda que tiene tu Tabla periódica, verás todas las propiedades de los elementos. Acompáñame a descubrirla.

OBJETIVO ESPECÍFICO:

Reconocer las propiedades físicas y químicas de los elementos, según su ubicación en la tabla periódica

Las **propiedades periódicas** dependen de la configuración electrónica de cada elemento y la atracción que tenga el núcleo por los electrones de un átomo.

Recordando las propiedades intrínsecas (**color, olor, sabor, solubilidad, punto de ebullición, fusión y solidificación; volatilidad, solubilidad, dureza, calor específico, índice de refracción, densidad, conductividad térmica y calórica; maleabilidad y ductilidad**) de los elementos, encontramos otras que se refieren directamente a la distancia de los electrones en el núcleo. Estas se encuentran en el siguiente cuadro.

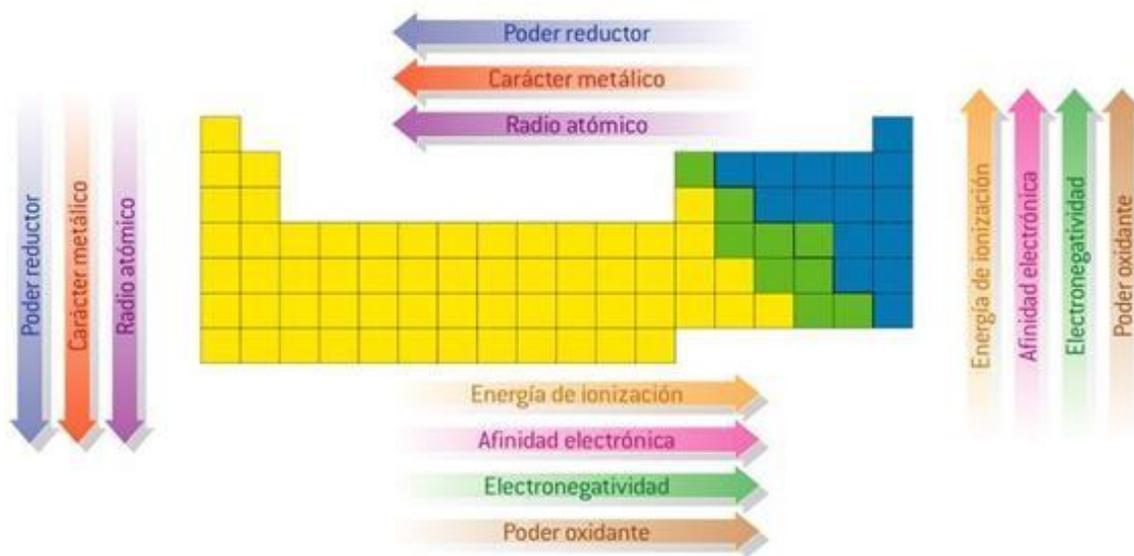
Cuadro 1 Propiedades de los elementos

RADIO ATÓMICO R.A.	<ul style="list-style-type: none">• Se refiere a la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos unidos por un enlace químico.• Disminuye conforme se recorre de un periodo de izquierda a derecha. Los electrones de la capa externa experimentan una fuerza de atracción mayor conforme a la carga nuclear. Esto provoca una contracción del radio.• Aumenta conforme se desciende por el grupo. El aumento del radio atómico se debe al aumento del nivel de energía de los electrones de valencia.
RADIO IÓNICO R.I.	<ul style="list-style-type: none">• Relacionados a los radios atómicos de los átomos neutros de la siguiente manera:<ul style="list-style-type: none">○ IONES NEGATIVOS radio iónico mayor al átomo neutro.○ IONES POSITIVOS radio iónico menor al átomo neutro.
ENERGÍA DE IONIZACIÓN E.I.	<ul style="list-style-type: none">• Se refiere a la energía requerida para separar o remover los electrones retenidos por un átomo neutro.• Aumenta conforme al número atómico al recorrer el periodo.• Disminuye conforme al número atómico al recorrer por grupo.



	<ul style="list-style-type: none"> • Cuando se disminuye el radio existe mayor atracción de los electrones por parte del núcleo, lo que significa mayor energía para separarlo del mismo. • Cuando el radio aumenta la atracción del electrón por parte del núcleo es menor por lo que se necesita menos energía para separarlo.
<p>ELECTRONEGATIVIDAD</p> <p>D</p> <p>E.N.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Es la medida de atracción que un átomo ejerce sobre los electrones comprometidos en un enlace. • Aumenta al avanzar por periodo • Disminuye conforme se baja por periodo. • Los más electronegativos están a la derecha superior de la tabla y lo menos están a la izquierda inferior.
<p>AFINIDAD ELECTRÓNICA</p> <p>A.E.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Se refiere a la energía liberada cuando los átomos ganan electrones: $A + e^- \rightarrow A + \text{energía}$ <p>Donde A es el átomo que gana electrones, la energía que se libera representa la afinidad electrónica del átomo.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Cuando un átomo gana electrones se transforma en un ion cargado negativamente ANIÓN. Y cuando pierde se transforma en un ion cargado positivamente CATION. • Aumenta al avanzar por periodo u disminuye al descender por grupo. • Los elementos con energía de ionización baja tienen poca tendencia a retener los electrones lo que indica que tienen baja afinidad electrónica.

Las propiedades periódicas varían de la siguiente manera



Comportamiento de las propiedades de los elementos a medida que nos movemos por los grupos y periodos.





Observa el tamaño de los radios atómicos.



Autoevaluación 1.3

PROPIEDADES DE LA TABLA PERIÓDICA

Esta sección la resolverás con la ayuda de la tabla periódica, respira calmadamente, lee con atención y todo fluirá.

Cierto o falso. Escribe C si el enunciado es cierto y F si es falso.

¡Muy Bien!

1. Los metales alcalinos poseen mayor electronegatividad que los halógenos _____
2. Un átomo cuando gana e^- forma un anión _____
3. La primera energía de ionización es más alta que la segunda _____
4. Los radios atómicos disminuyen de arriba hacia abajo en los grupos. _____

Complete la frase:

1. Energía necesaria para retirar un e^- _____
2. Átomo de mayor afinidad electrónica _____
3. Cómo cambia el potencial de ionización de izquierda a derecha en los periodos o niveles _____
4. Tendencia del átomo a ceder con facilidad sus electrones de valencia _____.



SUBTEMA 4. RELACIÓN DE LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y EL SÍMBOLO DE LEWIS

OBJETIVO ESPECÍFICO:

Relacionar el comportamiento electrónico del elemento con su estructura de lewis

Recordando la información brindada de la tabla periódica para la familia A y B (Representativos y transición), podemos resumir que:

Periodo	Elementos	Observación
1	2	<ul style="list-style-type: none"> Formado por el H (ns^1) y el He (ns^2); $n=1$, bloque s y p.
2	8	<ul style="list-style-type: none"> Inicia con Li y finaliza con Ne; $n=2$, bloque s y p.
3	8	<ul style="list-style-type: none"> Inicia con Na y finaliza Ar; $n=3$, bloque s y p
4	18	<ul style="list-style-type: none"> Inicia con K y finaliza Kr; $n=4$, bloque s y p Diez de ellos son de transición (Sc a Zn), bloque d
5	18	<ul style="list-style-type: none"> Inicia con Rb y finaliza Xe; $n=5$, bloque s y p Diez de ellos son de transición (Y aCd), bloque d
6	32	<ul style="list-style-type: none"> Inicia con Cs y finaliza Rn; $n=6$, bloque s y p Diez de ellos son de transición (La aHg) bloque d Catorce de ellos son de transición interna (Ce a Lu) bloque f
7	32	<ul style="list-style-type: none"> Inicia con Fr y finaliza Hs (Hassio); $n=7$, bloque s y p Diez de ellos son de Transición (Ac aDa) bloque d Catorce de ellos son de Transición interna (Th a Lw) bloque f
8	13	<ul style="list-style-type: none"> Son elementos sintéticos y radioactivos.



OBSERVA:

Los elementos de la familia B, tienen un comportamiento diferente en cuanto a los niveles de energía y periodo.

Utiliza la configuración electrónica externa y completa la información del cuadro. Con los elementos representativos podemos ordenar los electrones que se encuentran en la capa más externa luego de hacer su configuración electrónica ubicar los electrones presentes.

CUADRO DE INFORMACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

GRUPO	ÚLTIMA CAPA	SIMBOLO DE LEWIS	NÚM. DE OXIDACIÓN	NÚM. DE ENLACE	FORMA
1/I A	$n S^1$	$\cdot X$	1 +	1	-X
2/II A	$n S^2$	$: X$	2 +	2	-X-
13/III A	$n S^2 n P^1$	\cdot $: X$	3 +	3	-X- -X= X
14/IV A	$n S^2 n P^2$	$\cdot \cdot$ $X \cdot$ \cdot	4 +/4 -	4	 -X- -X= -X_ =X=
15/V A	$n S^2 n P^3$	\cdot $: X \cdot$ \cdot	5 +/3 -	3	-X- - X= X
16/VI A	$n S^2 n P^4$	$\cdot \cdot$ $: X \cdot$ \cdot	6 +/2 -	2	-X- X =
17/VII A	$n S^2 n P^5$	$\cdot \cdot$ $: X :$ \cdot	7 +/1 -	1	-X
18/VIII A	$n S^2 n P^6$	$\cdot \cdot$ $: X :$ $\cdot \cdot$	NO REACCIONAN		



NOTACIÓN DE LEWIS DE ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Observa la relación del grupo y los electrones periféricos.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

AUTOEVALUACIÓN 1.4

RELACIÓN DE LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y SÍMBOLO DE LEWIS

En esta ocasión, reforzaremos un tema que ya aprobaste anteriormente, este es la configuración electrónica.

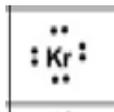
Al darte la cantidad de electrones, procederás a realizar 1- La configuración electrónica del elemento;

- 2- Luego subraya su última capa
- 3- Esquematiza según los electrones externos.

Ejemplo un elemento de 36 electrones. Debes seguir el cuadro de Aufbau e ir sumando los electrones. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ ya tengo los 36 electrones (recuerda que es sumando los exponentes).

Luego, subraya la última capa (cuyo nivel, el más alto) en este caso es 4.

La capa $4s^2 4p^6$, que información obtengo, que se trata del elemento llamado Kriptón. $^{84}_{36}$ Kr



1. Elemento de número atómico 14

2. Elemento de número atómico 19

3. Elemento de número atómico 36



ACTIVIDAD COMPLEMENTARIA

Te has esforzado mucho en la preparación de este contenido, para realizar esta práctica usarás la tabla periódica y completará lo solicitado. Recuerda que es nuestra herramienta de trabajo, debes dominarla muy bien. Busca un lugar tranquilo y empecemos.

SÍMBOLO NOTACIÓN A $Z X$ A=PESO ATÓMICO Z=NÚMERO ATÓMICO	NOMBRE	GRUPO	PERIODO	NOMBRE GRUPO	FAMILIA	Metal Metaloides No Metal Radiactivo	BLOQUE ORBITAL
$^{72}_{32}$ Ge							
		13	5				
	WOLFRAMIO						
		7	5				
$^{232}_{92}$ U							

Tabla periódica

Pinte delicadamente

Rojo = periodo 7
 Amarillo = orbital d
 Azul = grupo 14 (IV A)
 Verde = periodo 3
 Raya oblicua// =
 representativos
 Naranja = metaloides



CONSULTA TU TABLA PERIÓDICA Y COLOCA EL SÍMBOLO DE LOS ELEMENTOS SOLICITADOS.

1- ELEMENTOS METALOIDE

--	--	--

2- ANIONES DE CARGA 2-

--	--	--

3- ELEMENTOS QUE POSEE VALENCIA 4+

--	--

4- METALES DE TRANSICIÓN

--	--	--

5- ELEMENTOS QUE PUEDEN SER ANIÓN Y CATION

--	--	--

6- GRUPO QUE POSEE VALENCIA 2+

--

7- ORBITAL DEL ELEMENTO LITIO

--

8- EL OXÍGENO ESTA EN EL BLOQUE DE ORBITAL

--

9- SÍMBOLO DE LEWIS PARA

Cs	Br	Ne	C
----	----	----	---

10- QUE SEPARA LOS METALES DE LOS NO METALES

--

11- PARA CADA PAREJA, CIRCULA EL ELEMENTO QUE ES MÁS CARÁCTER METÁLICO

Al - Fe	In - W	Bi - Tl
Cs - Na	Ga - Hg	Re - Ni

13- PARA CADA PAREJA CIRCULA EL ELEMENTO QUE ES MÁS CARÁCTER NO METÁLICO

C - N	O - F	P - At
S - I	Cl - Br	C - S

14- ELEMENTO DE MAYOR CARÁCTER METÁLICO DE LA TABLA

--

15- ELEMENTO DE MAYOR CARÁCTER NO METÁLICO DE LA TABLA

--



INFORMACIÓN ADICIONAL

Si quieres saber un poco más sobre la tabla periódica, y tienes la posibilidad, puedes acceder a unos vídeos en los siguientes enlaces:

Historia de la tabla periódica:

<https://www.youtube.com/watch?v=sZcjPDFXAyl>

Organización de la tabla periódica actual:

<https://www.youtube.com/watch?v=EXM3dTdm7Xk&pbjreload=101>

Propiedades periódicas de los elementos:

<https://www.youtube.com/watch?v=Gxev-X8AA3k>

Aprende los elementos químicos: <https://www.youtube.com/watch?v=OonbQ-k4niE>

BIBLIOGRAFÍA

Hein y Arena. Fundamentos de la Química. CengageLearning. México.2014 Química 10/Santillana. Panamá: Editorial Santillana, 2015. www.materialeseducativos.org



VI. ENLACE QUÍMICO

ÁREA: ENLACE QUÍMICO Y ESTADO DE AGREGACIÓN

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Aplica las propiedades periódicas, los conceptos de electrones de valencia, símbolo de Lewis y regla de octeto para predecir el comportamiento de los átomos durante la formación de los enlaces químicos.
- Distingue los diferentes tipos de enlaces presentes en diversos ejemplos de sustancias puras.
- Representa la formación de los enlaces mediante esquemas de formación de iones y la estructura de fórmulas de Lewis.

INDICADORES DE LOGRO

- Determina con propiedad, el tipo de sustancias mediante la configuración electrónica de los átomos que intervienen en su formación.
- Identifica y diferencia con certeza los diversos tipos de enlace covalente presentes en ejemplos de moléculas
- Dibuja ordenadamente fórmulas de Lewis de moléculas e iones poliatómicos aplicando las reglas estudiadas.

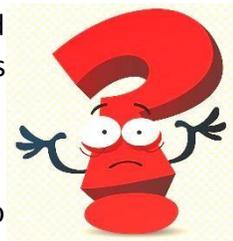
COMPETENCIAS:

- Lenguaje y comunicación
- Conocimiento y la interacción con el mundo físico
- Aprender a aprender
- Tratamiento de la información y competencia digital



INTRODUCCIÓN

Estimado Estudiante es grato darte la bienvenida a la continuidad académica con la seguridad de todos los que aquí estamos nos encontramos con la mejor disposición positiva.



Ciertamente, este año nos trae nuevos desafíos, no serán simples, pero estamos seguros de que podemos enfrentarlos con la convicción de alcanzar cada una de estas nuevas metas.

Debemos adecuar nuestro trabajo a las nuevas bases curriculares fortaleciendo el mejoramiento educativo y concretar en resultados los esfuerzos desarrollados en cada una de las actividades que en esta guía de ENLACES QUÍMICOS vas a encontrar. Alumnos y alumnas ustedes son los constructores de su propio futuro, con derechos y deberes, son quienes además generan sus aprendizajes, he depositado en ustedes toda la confianza para el aprendizaje y desarrollo de este módulo de autoaprendizaje.

La presente guía está elaborada siguiendo las indicaciones del MEDUCA, con la finalidad de que los estudiantes aprovechen el tiempo libre para instruirse un poco más en los temas de química.



Este módulo es para abarcar dos semanas, te recomiendo que le dediques de una a dos horas diarias, a leer con atención los temas y subtemas y a intentar desarrollar las actividades a conciencia. Busca un lugar tranquilo, cómodo, con buena iluminación y libre de distractores para que puedas concentrarte y aprovechar al máximo la información.

Le recomiendo revisar las clases de química pasadas por el canal 11 de TV, y disponibles en canal 1 VIDEO ON DEMAND, de cable onda. También, en la página web www.educapanama.edu.pa, están disponibles un sin número de recursos gratuitos para



adquirir conocimientos en diferentes áreas; por lo que los exhorto a aprovechar todas estas opciones que el MEDUCA ofrece.

La situación de salud que está viviendo el país y el mundo no tiene precedentes, a todos nos tiene consternados, lo mejor que podemos hacer es mantener la calma, seguir las indicaciones de las autoridades de salud y permanecer en casa, para que con el apoyo de todos se pueda volver a la normalidad lo más pronto posible.



Probablemente has usado goma para unir las partes de algún objeto que se ha roto. Habrás sentido la electricidad cuando pasas cerca de la refrigeradora o un televisor encendido. Habrás visto como el imán atrae ciertos objetos o sentido atracción especial por alguien. Todos estos ejemplos tienen en común la atracción.



Pero algunos objetos se pueden atraer más fuertemente que otros. La fuerza con que se atraen determinará cómo será su unión: permanente, fuerte o débil.

En química, los átomos también se unen para formar una gran variedad de compuestos. El enlace químico es lo que los mantiene unidos mediante los denominados enlaces iónicos o enlaces covalentes.

Así que vamos a entrarnos al maravilloso mundo de los Enlaces Químicos.

ENLACES QUÍMICOS

OBJETIVOS:

- ✓ Interpreta la formación del enlace desde el nivel atómico en los distintos compuestos químicos
- ✓ Comprende cómo influye los electrones de valencia en la formación de los enlaces químicos

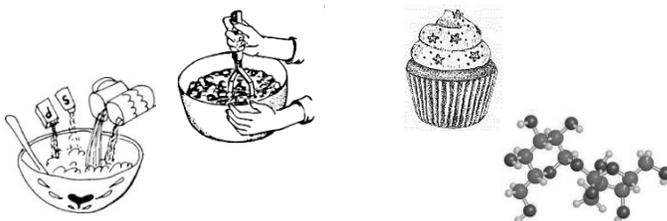


Antes es necesario conocer

¿Qué es un Compuesto Químico?

Bien, se mezcla harina, azúcar, huevos y otros ingredientes para hacer la masa de bizcocho, luego esta mezcla se lleva a los moldes para finalmente ponerlos en el horno y cocinarlos.

Los bizcochos salen del horno después de la cocción, son diferentes de cualquiera de los componentes individuales que entraron en la masa.

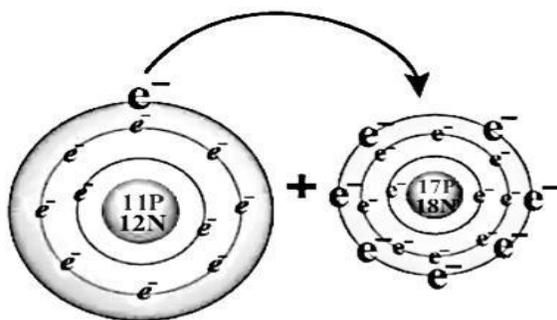


¿QUÉ ES COMPUESTOS QUÍMICO?

La mayoría de los elementos forman compuestos químicos. Por ejemplo, el sodio (**Na**) y el cloro (**Cl**) reaccionan entre sí y forman la sal común o cloruro de sodio (**NaCl**). Este compuesto es mucho más estable que sus elementos por separado. Además de la sal, en nuestra vida cotidiana estamos rodeados de gran cantidad de compuestos químicos como el agua (**H₂O**), el dióxido de carbono (**CO₂**), el peróxido de hidrógeno (**H₂O₂**), la sacarosa, el petróleo, etc. Cada uno de ellos posee características que lo distinguen de otras sustancias puras. Estas propiedades están determinadas por los enlaces químicos que unen los átomos que los constituyen.



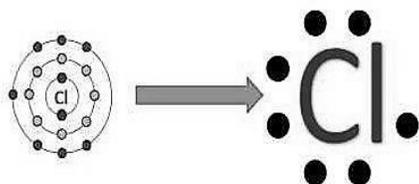
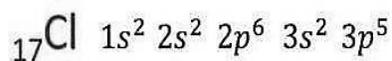
En las magdalenas, los huevos y otros ingredientes secos se pegan. *¿Qué causa los elementos que se pegan en los compuestos?* La respuesta está en los **enlaces químicos**.



Entonces ¿Qué es un enlace químico y electrones de valencia?

Un enlace químico es un conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones o moléculas que forman **parte de la materia**.

Los electrones de valencia son los responsables de formar los enlaces químicos. Por definición, corresponden a los electrones del último nivel de energía.



Cuando los átomos son de elementos representativos, los electrones de valencia corresponden con el número del grupo de la tabla periódica al cual pertenece dicho elemento.

Figura 1. El último nivel de energía del átomo de cloro es el nivel 3; contiene 7 electrones de valencia correspondiendo con el grupo de la tabla periódica donde se encuentra dicho elemento.



TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Objetivos:

- Identificar los tipos de enlaces químicos que existen
- Describir la manera en que un átomo forma un enlace iónico, covalente y metálico

Llamados enlace químico a cualquier de los mecanismos de ligadura o unión química entre átomos.

De esta manera, los átomos enlazados constituyen un sistema más estable (por lo tanto, también menos energético) que los átomos por separado.

Existe 3 tipos de enlaces químicos en función de su mecanismo de unión.

- Enlace Covalente
- Enlace Iónico
- Enlace Metálico

Ahora vamos a describir de que trata cada uno de estos enlaces, lee con detenimiento.

1. Enlace Covalente

Su mecanismo de unión se basa en **compartir electrones** Comparten electrones debido a que los elementos que se unen tienen una **electronegatividad similar** (tendencia a atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace covalente)

Ejemplo: El enlace que une los átomos de H y Cl en la molécula HCl es de tipo covalente.

Para explicar la formación de uniones entre dos o más átomos de no metales o metaloides como Cl₂, H₂, CH₄, el químico Gilbert Lewis sugirió que los átomos pueden alcanzar la estructura estable del gas noble al compartir pares de electrones, en lugar de cederlos o aceptarlos

Además de ceder o captar electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo, los átomos pueden compartir electrones. Cuando esto último ocurre, *los electrones son atraídos por ambos núcleos, de modo que pertenecen por igual a los dos átomos que se enlazan*. Se produce así, un enlace covalente.

El enlace covalente consiste en la unión de átomos al compartir uno o varios pares de electrones.

Los enlaces que mantienen unidos a sus átomos para formar las moléculas se llaman enlaces covalentes, y las sustancias obtenidas, sustancias covalentes.



En el caso de la formación de la molécula de Hidrógeno H_2 , cada átomo de H (con un electrón de valencia) se une a otro átomo de Hidrógeno H y solo a uno para formar la molécula diatómica H_2 .

Al ser totalmente iguales los dos átomos de hidrógeno, no puede suponerse que uno de ellos arranque el electrón al otro para conseguir la estructura electrónica del gas noble más próximo (He). Es más lógico considerar que ambos átomos compartan sus dos electrones y que este par de electrones actúe como unión entre los dos átomos para así conseguir la estructura del gas noble.

Otros elementos que existen como moléculas diatómicas a temperatura ambiente son el Oxígeno (O_2), el Nitrógeno (N_2), el Flúor (F_2), el Cloro (Cl_2), el Bromo (Br_2), y el Yodo (I_2).

Cada par de electrones compartidos se considera un enlace y se puede representar por una línea que une los dos átomos.

2. Enlace iónico

Su mecanismo de unión se basa en la transferencia de electrones.

Cuando los elementos tienen electronegatividades muy diferentes, no se unen mediante el compartimiento de electrones, sino mediante la transferencia de electrones desde el elemento menos electronegativo (que formará un catión) al más electronegativo (que formará un anión).

Este enlace es característico de la unión entre elementos Metálicos y no metálicos.

Las uniones se establecen cuando los metales del grupo IA o IIA ceden sus electrones de valencia a los no metales del grupo VIA y VIIA. De esta forma hay un catión y un anión y se genera la fuerza de atracción entre iones, formando compuestos iónicos que generalmente son inorgánicos.

Aunque están constituidos por iones, los compuestos iónicos son eléctricamente neutros porque contienen igual carga positiva que negativa. Además, a temperatura ambiente solo existen en estado sólido y forman redes cristalinas de millones de cationes y aniones.



TE AMO CLORO! ♥

Si me amaras de verdad me regalarías tu último electrón

Mmm, entonces yo me quedaría con 8 electrones en mi última capa...Siii!!

Cásate conmigo!

+1 -1

y así el Na y el Cl celebraron su gran **ENLACE IÓNICO** y fueron felices y salaron la comida de muchos hogares

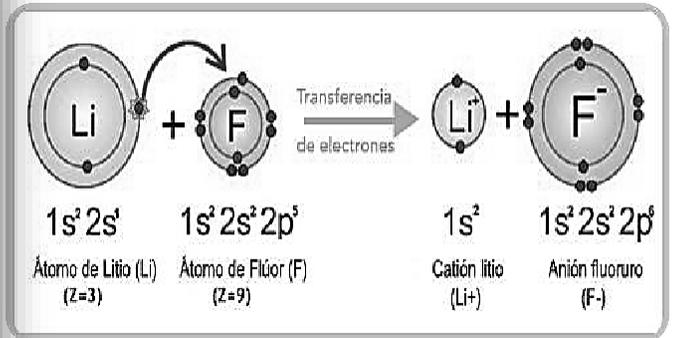


Figura 6. En el enlace iónico el elemento metálico cede su electrón y se convierte en un catión y el elemento no metálico acepta el electrón y se convierte en un anión.



3.Enlace Metálico

Su mecanismo de unión se basa en compartir electrones, de forma colectiva, entre todos los átomos que componen el metal.

Se da en uniones entre metales. *Ejemplo:* Fe, Cu, Au

Propiedades o Características	Enlace Iónico	Enlace Covalente	Enlace Metálico
Estado de Agregación	Sólidos a temperatura ambiente	Algunos son sólidos, líquidos o gases.	Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio que es líquido.
Puntos de Fusión y Ebullición	Altos	Bajos	Altos
Conductividad Eléctrica	Buenos conductores en solución	Malos conductores de calor y electricidad	Buenos conductores de la electricidad.
Solubilidad	Son solubles en agua	Los compuestos no polares son solubles en solventes no polares; los compuestos polares son solubles en solventes polares.	Mayormente insolubles
Elementos químicos que lo forman	Suele darse entre elementos muy electronegativos (metales) y elementos poco electronegativos (no metales)	Entre elementos muy electronegativos (no metales)	Entre elementos poco electronegativos (metales)
Comportamiento de los electrones	Transferencia electrónica	Compartición de electrones	Liberación de electrones
Diferencia de electronegatividad	Altas diferencias de electronegatividad entre los átomos	La diferencia de electronegatividad entre los átomos no es suficientemente grande como para que se efectúe una transferencia de electrones	Electronegatividades bajas y muy parecidas.
Partículas unitarias	Iones positivos y negativos	Moléculas	Iones positivos y electrones móviles



ACTIVIDAD 1

1. ¿Cuál será el tipo de enlace más probable entre los siguientes elementos?

Flúor, Oxígeno, hidrógeno, calcio, litio, cobre. Une cada elemento con los otros y consigo mismo.

2. Indica que tipo de enlace cabe esperar entre las siguientes parejas de átomos.

- a. O y H
- b. F y Ca
- c. Mg y S
- d. C y H
- e. N y O

3. Complete las siguientes frases

- a. El enlace iónico tiene lugar mediante la unión de un _____ más un _____
- b. El enlace metálico tiene lugar por la unión de un _____ más un _____.
- c. El enlace covalente los átomos _____ los electrones.



Objetivos:

- Escribe el símbolo de Lewis de las diferentes moléculas siguiendo la regla del octeto
- Describir las estructuras de Lewis y las fórmulas estructurales para las moléculas y los iones poliatómicos.

Para poder mostrar de una manera sencilla la formación de los enlaces e indicar cómo se comparten los electrones, Gilbert Lewis ideó un sistema de símbolos, que consiste en poner el símbolo del elemento rodeado de sus electrones de valencia, los que se simbolizan por puntos o cruces. A este sistema se le conoce como Estructura de Lewis.

Hidrógeno	$1s^1 \quad H \cdot$
Oxígeno	$1s^2 2s^2 2p^4 \quad \cdot \ddot{O} \cdot$
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \quad :\ddot{Cl} \cdot$

Figura 2. Para determinar la estructura de Lewis debes confeccionar la configuración electrónica del elemento, luego reconocer los electrones de valencia y representarlos por medio de puntos.

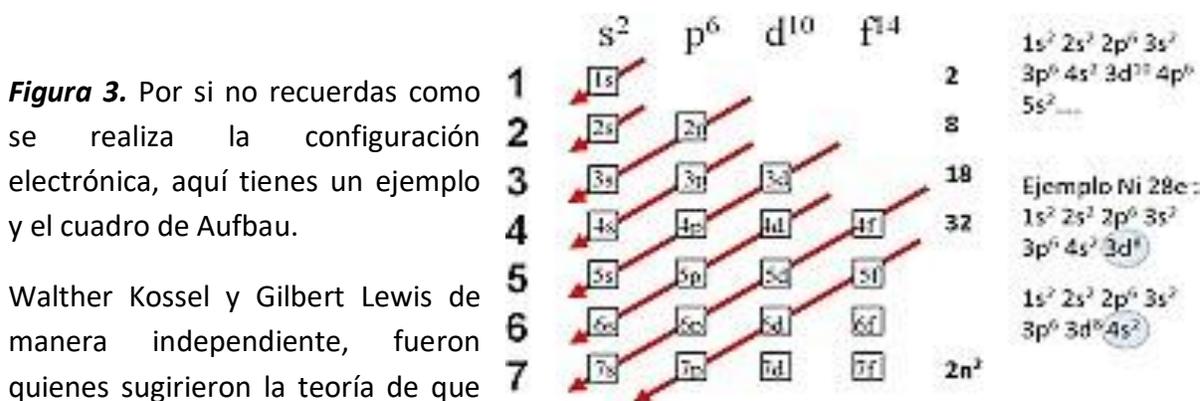


Figura 3. Por si no recuerdas como se realiza la configuración electrónica, aquí tienes un ejemplo y el cuadro de Aufbau.

Walther Kossel y Gilbert Lewis de manera independiente, fueron quienes sugirieron la teoría de que los compuestos químicos se forman como consecuencia de la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo. Una manera de explicar que los átomos se unen para formar diversas sustancias es suponer que se combinan para alcanzar una estructura más estable. Por esto se puede considerar el enlace químico como un incremento de estabilidad.



Problemas resueltos

▪ **Oxígeno:**

O $Z=8$ (Número atómico del elemento)

$1s^2 2s^2 2p^4$ (configuración electrónica, último nivel de energía: nivel 2)

Electrones de valencia: 6 (correspondiendo con el número del grupo donde se encuentra el oxígeno)

Estructura de Lewis:



▪ **Potasio:** K $z=19$ $1s^2$

$2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Electrones de valencia: 1 (correspondiendo con el número del grupo donde se encuentra el potasio) Estructura de Lewis:



Problemas propuestos

Representa la estructura de Lewis para los siguientes elementos químicos. (Sigue todos los pasos de los ejemplos anteriores)

- Calcio, Cloro, Aluminio, Rubidio, Nitrógeno, Magnesio, Carbono, Litio, Antimonio.



Reglas del octeto y del dueto

Cuando los átomos forman enlaces, deben completar su última capa, ya sea cediendo, captando o compartiendo electrones, así adquirirán la configuración electrónica del gas noble más cercano. *Cuando se completa con ocho electrones se dice que cumplió con la regla del octeto.*

El octeto, ocho electrones de valencia, es una disposición electrónica muy estable que coincide con la de los gases nobles, que son elementos de una gran estabilidad. Existen *otros átomos que completan su última capa con solo dos electrones, se dice que cumplen con la regla del dueto.* Estos son el Hidrogeno, el Litio y el Berilio.

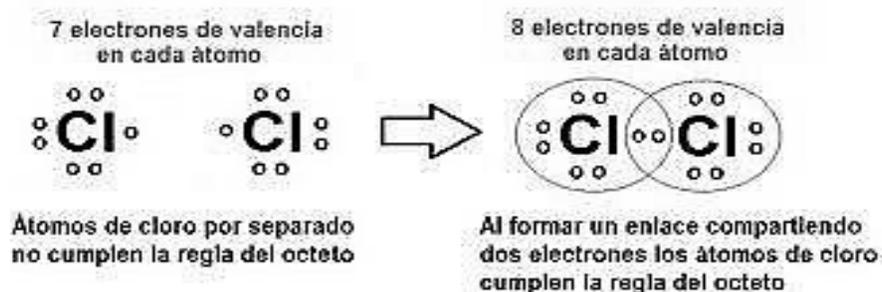
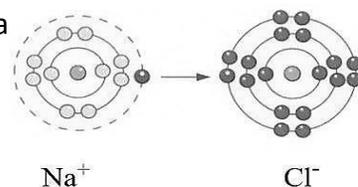


Figura 4. Ejemplo de la regla del octeto. Recuerda: el objetivo de todos los átomos es parecerse a los gases nobles, ser estables, es decir, completar su último nivel de energía con ocho electrones y para eso forman enlaces químicos.

Los electrones del último nivel de energía de los átomos son los que participan en las reacciones químicas, es decir, los que están involucrados en la unión química entre dos o más átomos de un compuesto.

Los átomos de los elementos representativos de los grupos 1, 2 y 3 de la tabla periódica presentan una tendencia a ceder o regalar del último nivel de energía o electrones de valencia. Por otro lado, los átomos de los elementos de los grupos 5, 6 y 7 tienden a aceptar o recibir electrones en su último nivel de energía y de este modo, adoptar la configuración electrónica del gas noble que se encuentra después de ellos.

Figura 5. El átomo de sodio se le hace más fácil ceder su único electrón de valencia y así volverse estable, mientras que al cloro tiene 7 electrones por lo cual acepta el que viene del sodio y de esta manera ambos elementos logran completar el octeto.



Na Z = 11
Cl Z = 17



Clasificación de los elementos de acuerdo con la regla del octeto

Metales: baja electronegatividad, baja energía de ionización. Tienden a Donar o ceder electrones.

No Metales: alta electronegatividad. Tienden a aceptar electrones. Clasificación según el tipo de átomos que se unen:

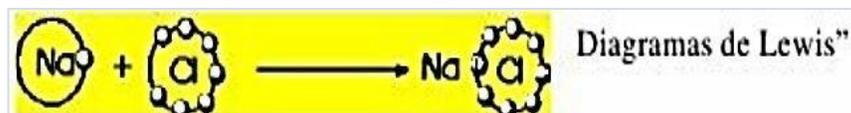
Metal - No Metal: uno cede electrones y el otro acepta electrones (cationes y aniones)

No Metal - No Metal: ambos aceptan electrones, comparten electrones.

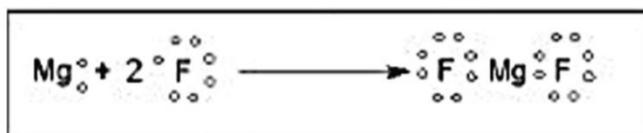
Metal - Metal: ambos ceden electrones. Ejemplos:

- Molécula de NaCl Na = Metal

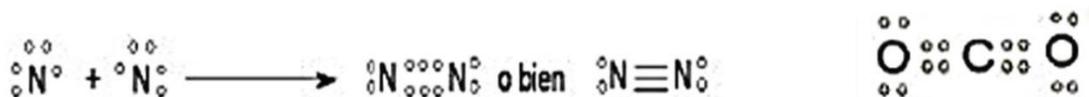
Cl = No Metal



“Molécula” de MgF_2



“Moléculas” de N_2 y CO_2



La **regla del dueto** es una excepción a la regla del octeto ya que el primer nivel de energía completo también es una configuración estable. Los átomos de Helio y de Hidrogeno en el estado combinado también obedecen a esta Regla



Se puede llegar a la estructura de Lewis correcta por simple intuición o incluso porque la recordemos de haberla practicado previamente, pero en caso contrario o en caso de duda os recomiendo que sigáis las siguientes reglas que os pueden servir de guía:

* En caso de especies triatómicas o superiores, debemos elegir un **átomo central**. Éste será el que tiene mayor covalencia (ya que podrá formar mayor número de enlaces con otros átomos). También solemos decir que el átomo central será el menos electronegativo. Por el contrario, algunos como el H siempre ocupan una posición periférica.

* Podemos usar la siguiente ecuación para obtener las estructuras de Lewis:

$$\text{Electrones compartidos} = \text{Electrones necesarios} - \text{Electrones disponibles}$$

$$\text{Electrones solitarios} = \text{Electrones disponibles} - \text{Electrones compartidos}$$

Electrones necesarios: Electrones a los que debe llegar cada elemento (siempre serán 8 menos el Hidrógeno que es 2).

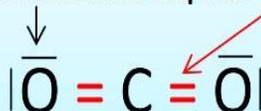
Electrones disponibles: Electrones que tiene cada elemento en la capa de valencia. Si la especie es iónica se quitan o añaden tantos electrones como indica la carga en este apartado.

Regla para dibujar la estructura de Lewis

Ejemplo de estructura de Lewis con fórmula (CO₂)

$$\text{Electrones compartidos} = (3 \times 8) - (4 + 6 \times 2) = 24 - 16 = 8 \text{ electrones compartidos (4 enlaces)}$$

$$\text{Electrones solitarios} = 16 - 8 = 8 \text{ electrones sin compartir}$$



De esta manera todos alcanzan 8 en total y se cumple la regla del octeto.



ACTIVIDAD 3

Escriba la estructura de Lewis y la formula estructural para las siguientes moléculas.

1. HCl
2. H₂S
3. CCl₄
4. CS₂
5. N₂
6. F
7. PCl₃
8. Cl₂O



¡Buen Trabajo!



Clases de enlaces covalentes:

Es posible clasificar los enlaces covalentes en: enlaces múltiples, enlace covalente no polar, enlace covalente polar y enlace covalente coordinado.

Enlaces covalentes múltiples:

Cuando los átomos que intervienen en el enlace requieren solamente un electrón para completar su configuración de gas noble y, por lo tanto, comparten un solo par de electrones (un electrón por cada átomo) decimos que se forma un *enlace covalente sencillo*. Presentan este tipo de enlace las moléculas de Flúor (F₂) F-F; Cloro (Cl₂) Cl-Cl y Bromo (Br₂) Br-Br. Es muy frecuente también que algunos átomos para saturar su capacidad de enlace tengan que compartir más de un par de electrones. Esta situación conduce a la formación del *enlace covalente múltiple*. Así si los pares de electrones compartidos son dos, se obtiene un *enlace doble*, y si los pares compartidos son tres, se obtiene un *enlace triple*.



Figura 7. Representación de un enlace simple (H₂), enlace doble (O₂) y enlace triple (N₂).

Enlace covalente no polar:

Cuando las moléculas están formadas por átomos iguales, no presentan diferencias en su electronegatividad, por lo cual son conocidas como *moléculas apolares (sin polos)*, también denominadas moléculas no polares.

Los pares de electrones compartidos en la molécula son atraídos por los núcleos de los átomos constituyentes con la misma intensidad. Es el caso de las moléculas de Cloro e Hidrógeno, entre otras. En ellas se establece un enlace covalente no polar. Estas moléculas con un enlace covalente no polar poseen una nube electrónica uniforme.



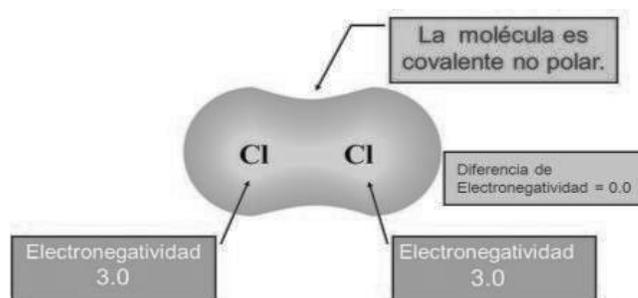


Figura 8. Representación de un enlace covalente no polar en la molécula de Cl₂.

Enlace covalente polar:

Cuando los átomos que se enlazan tienen una electronegatividad diferente, en la molécula se genera una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica y se origina entonces un *polo parcialmente positivo* y otro *parcialmente negativo*. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad será el *polo negativo* y la de menor electronegatividad, el *polo positivo*. A este tipo de molécula la llamamos polar y el enlace correspondiente, enlace covalente polar.

Sustancias como el agua, el dióxido de carbono y los compuestos orgánicos están formados por átomos de elementos diferentes unidos por enlaces covalentes polares. Muchos de ellos poseen una polaridad elevada. Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos comprometidos en el enlace, mayor será el carácter polar del mismo.

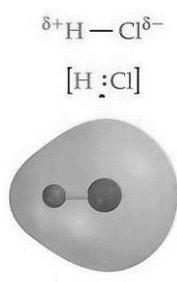


Figura 9. Representación del enlace covalente polar en la molécula de HCl. El átomo de Cloro es más electronegativo que el del Hidrógeno, la nube electrónica estará desplazada hacia el cloro.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor a 1.7	Iónico

Figura 11. Para saber qué tipo de enlace tiene un compuesto, basta con hacer una resta de sus electronegatividades y según el resultado fijarnos en esta tabla.

ACTIVIDAD 4

Problemas resueltos:

- **RbCl**

Paso 1. Buscar el valor de la electronegatividad de estos elementos en la tabla periódica (por lo general se encuentra al reverso, verifica en la clave o leyenda de tu tabla).

Rb= 0,8

Cl= 3,0

Paso 2. Realizar una sustracción $3,0 - 0,8 = 2,2$

Paso 3. Verificar en el cuadro de la figura 11 el tipo de enlace según el valor obtenido.

RbCl= enlace iónico

- **CCl₄ Paso 1. C=2,5**

Cl=3,0

Paso 2. $3,0 - 2,5 = 0,5$

Paso 3. Enlace Covalente Polar

Problemas Propuestos:

Determina el tipo de enlace de las siguientes sustancias según su diferencia de electronegatividad. (Sigue todos los pasos de los ejemplos anteriores)

HCl, CO₂, NaCl, N₂, H₂



AUTOEVALUACIÓN

¡Grandioso! ¡Felicidades! ¡Has culminado tu proceso de aprendizaje!

Para corroborar tus logros en el aprendizaje del tema sobre *enlaces químicos*, debes completar la siguiente rúbrica, recuerda responder con absoluta sinceridad

Marca con un gancho el nivel de desempeño que crees has alcanzado hasta este momento:

Criterios	Excelente desempeño	Buen desempeño	Regular desempeño	Bajo desempeño
Puedes mencionar en donde encuentras los diferentes enlaces químicos.				
Reconoce los diferentes tipos de enlaces químicos que existen.				
Dibuja ordenadamente. La distribución de los electrones de una molécula con la estructura de Lewis.				
Mediante la configuración electrónica puedes realizar la estructura de Lewis de un elemento dado.				
Aplica la regla del octeto.				
Aplicas la regla del dueto.				



Para que tu autoevaluación sea completa debemos evaluar las siguientes actitudes que son parte importante de tu formación como individuo y ciudadano responsable.

Marca con un gancho la casilla que mejor represente tu actitud al desarrollar esta guía.

Situación actitudinal	Siempre	Muchas veces	Algunas veces	Casi nunca
Mostré una actitud responsable al desarrollar las actividades presentadas.				
Respondí con honestidad las preguntas de la guía.				
Dediqué el tiempo necesario para presentar un buen trabajo.				
Trabajé con criterio científico cada una de las actividades.				

GLOSARIO

1. **Enlace químico.** Fuerzas de atracción que mantiene unido a los átomos en los compuestos.
2. **Regla de octeto.** Principio que establece que, durante la formación de las moléculas, la mayor parte de los átomos intenten obtener una configuración estable de ocho electrones de valencia alrededor del átomo.
3. **Regla del dueto.** Una excepción a la Regla del octeto. También, es una configuración estable en un primer nivel de energía completo. Los átomos de helio y el hidrógeno en el estado combinado obedecen a esta regla.
4. **Catión.** Un ion con carga positiva.
5. **Anión.** Ion con carga negativa.
6. **Enlace Covalente.** Tipo de enlace químico que se forma cuando dos átomos comparten sus electrones.
7. **Molécula diatómica.** molécula compuesta por dos átomos.



8. **Electronegatividad.** Tendencia que tienen los átomos de atraer un par de electrones en un enlace covalente.
9. **Estructura de Lewis.** Método para expresar los electrones entre los átomos de una molécula utilizando la regla del octeto y puntos (:) para representar los electrones lón poliatómico.

BIBLIOGRAFÍA

1. Ralph A, Burns. Fundamentos de química. (2011). Prentice Hall Hispanoamérica, S.A.
2. Ruiz, A. Química 2. (2019). Prácticas de problemas de química 11. Primera edición. Panamá.
3. Mendoza H., D. y Melo de Mendoza, N. (2009). *Química 10°*. Panamá: Editorial Susaeta Ediciones Panamá
4. . Ion formado por más de un átomo.





MINISTERIO DE
EDUCACIÓN