

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN</b>				
	NOMBRE ALUMNA:				
	ÁREA :		CIENCIAS NATURALES		
	ASIGNATURA:		QUÍMICA		
	DOCENTE:		ENRIQUE GÓMEZ		
	TIPO DE GUÍA:		CONCEPTUAL-PRÁCTICA		
	PERIODO	GRADO	Nº	FECHA	DURACIÓN
1	10	3	26/febrero/2020	12 horas	

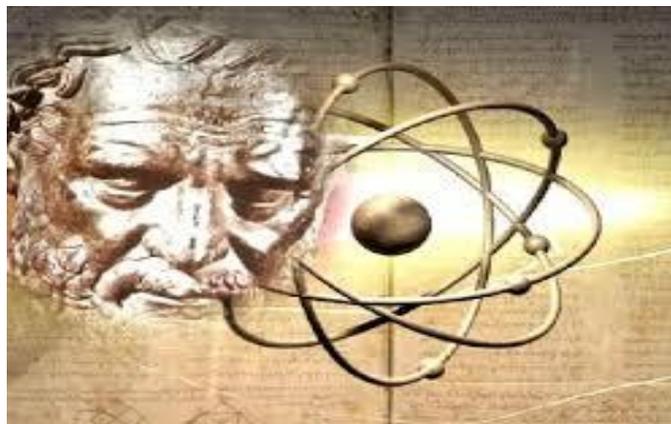
### INDICADORES DE DESEMPEÑO

- Establece semejanzas y diferencias entre los principales modelos atómicos y entender qué son los isótopos.
- Elaborar y distinguir los tipos de enlaces químicos presentes en los compuestos y moléculas.

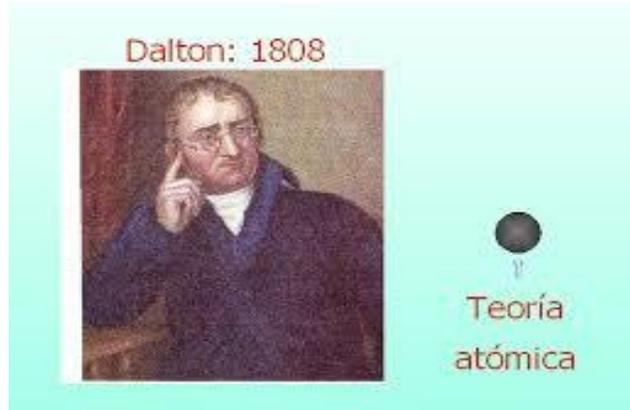
### LOS MODELOS ATÓMICOS

La teoría atómica se basa en una suposición ya comprobada por datos experimentales, de que **LA MATERIA NO ES CONTINUA**, sino que está formada por partículas distintas; esta teoría describe una parte de nuestro mundo material a la que no es posible acceder por observación directa; sin embargo, permite explicar las propiedades de diversas sustancias por medio de **MODELOS**, que han ideado los científicos e investigadores a lo largo de la evolución de la química como ciencia. El modelo atómico ha pasado por diversas concepciones, cada una de ellas explicó, en su debido momento, todos los datos experimentales de los cuales se disponía, pero con el tiempo fue necesario modificarlos para adaptarlos a los nuevos datos y necesidades de las investigaciones; **CADA MODELO SE APOYA EN LOS ANTERIORES**, conservando determinados aspectos y modificando otros.

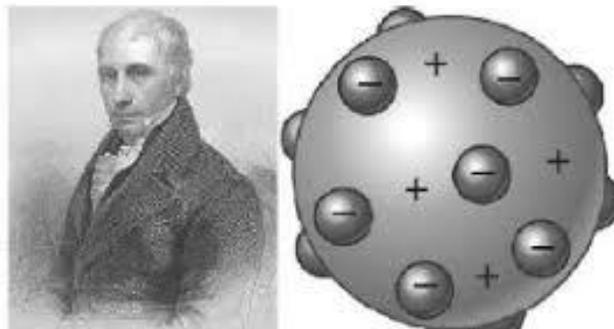
- ✓ **LA PRIMERA TEORÍA ATÓMICA**, tiene su origen entre los siglos V y VI a.C. y proviene de los filósofos Griegos Demócrito y Leucipo, quienes consideraban que todas las cosas estaban compuestas por partículas indivisibles y pequeñísimas a las que llamaron **ÁTOMOS**.



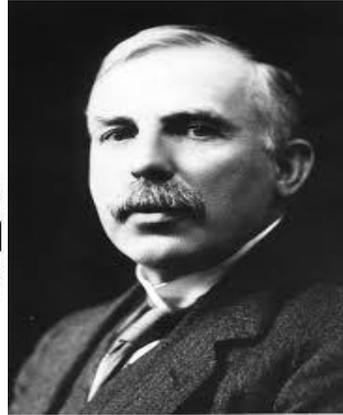
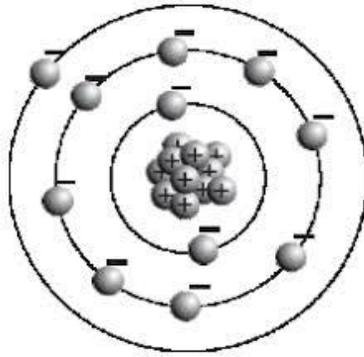
- ✓ En el año 1.803, **EL QUÍMICO INGLÉS JOHN DALTON** propone una teoría sobre la constitución de la materia; según él la materia se podía dividir en dos grandes grupos: los elementos y los compuestos, los elementos estarían constituidos por unidades fundamentales, que en honor a Demócrito, el químico Dalton siguió llamando **ÁTOMOS**; los compuestos químicos estarían conformados por **MOLÉCULAS**, cuya estructura viene dada por **LA UNIÓN DE ÁTOMOS** en proporciones definidas y constantes; pero la teoría de Dalton seguía considerando el hecho de que los átomos eran partículas **INDIVISIBLES**.



- ✓ **POSTERIORMENTE APARECEN DIFERENTES MODELOS ATÓMICOS COMO EL DE THOMSON**, propuesto en 1.897 y quien descubrió que el modelo atómico de Dalton era incorrecto, Thomson realizó experimentos con tubos al vacío de los cuales se extrajo todo el gas que contenían, en cada extremo del tubo, colocó un electrodo conectado a una terminal metálica fuera del tubo, a través de la cual se hacía pasar una fuente de alto voltaje. Thomson descubrió que los rayos eran desviados hacia una placa con carga positiva que la llamó **ÁNODO**, y que se alejaban de una placa con carga negativa a la que llamó **CÁTODO**, y concluyó que dichos rayos estaban constituidos por partículas con carga negativa a los que llamó **ELECTRONES**. Thomson supuso el átomo como una masa homogénea cargada positivamente, en la que se encuentran incrustados los electrones.



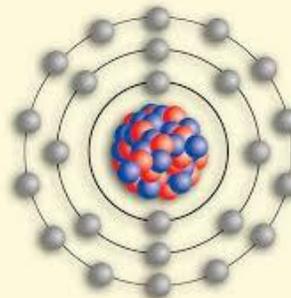
- ✓ **EL MODELO ATÓMICO RUTHERFORD**, este físico estudió los componentes de la radiación y en el año 1.900, con la colaboración de Geiger y Marsden, realizó un experimento que sirvió para determinar cómo estaban distribuidas las partículas eléctricas en el interior del átomo; con el experimento demostró que la dispersión de las partículas era ocasionada por la repulsión de centros con carga positiva con lo cual comprobó que cada átomo contenía en su centro, una mayor concentración de masa con carga positiva a la que denominó **NÚCLEO ATÓMICO**.



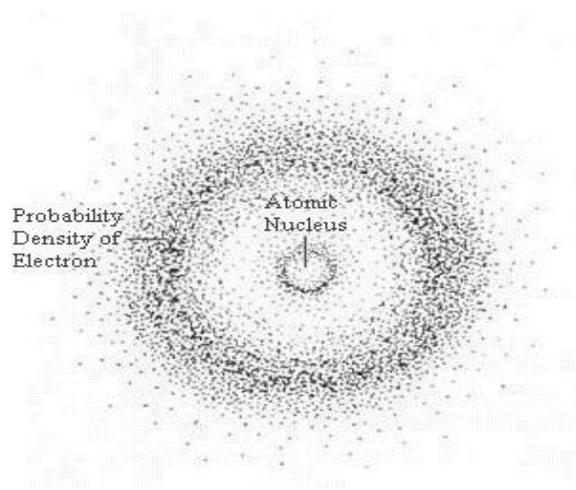
✓ **MODELO ATÓMICO DE BOHR**, fue en el año 1.913 que el químico Niels Bohr, tomando como base el modelo atómico nuclear Rutherford, formuló una hipótesis sobre la estructura atómica del átomo, y estableció 3 postulados:

- 1) Existe un cierto número de órbitas estables, **llamadas capas o niveles de energías**, en los que el electrón se desplaza a gran velocidad sin emitir o absorber energía; estos niveles o capas se agrupan concéntricamente alrededor del núcleo atómico y se designan por las letras K,L,M,N,O,P y Q, o toman valores como 1,2,3,4,5,6 y 7 respectivamente; el nivel K o 1 es el más próximo al núcleo y tiene el radio más pequeño, y si hay un electrón ubicado en este nivel, tiene la energía más baja posible.
- 2) Para que un electrón cambie de nivel, es necesario excitarlo, es decir que absorba o libere energía, ya que normalmente se hallará en estado de menor energía, y que al excitarlo, pasa a otro nivel por un salto brusco e instantáneo; luego, tiende a regresar a su nivel inicial, emitiendo paquetes de energía llamados **CUANTOS**.
- 3) En cualquier nivel de energía, el electrón se mueve siguiendo una órbita circular alrededor del núcleo.

Bohr dedujo que los niveles de energía pueden mantener un número máximo de electrones determinados por la ecuación:  $2n^2$ , donde (n) corresponde al número del nivel que se está llenando, como por ejemplo, **K (n=1)**, esto significa que  $2(1)^2=2$  electrones; **L (n=2)** significa que  $2(2)^2=8$  electrones; **M (n=3)**, significa  $2(3)^2=18$  electrones; **N (n=4)** significa  $2(4)^2=32$  electrones; **O (n=5)**, significa  $2(5)^2=50$  electrones; **P (n=6)**, significa  $2(6)^2=72$  electrones y **Q (n=7)**, significa  $2(7)^2=98$  electrones.

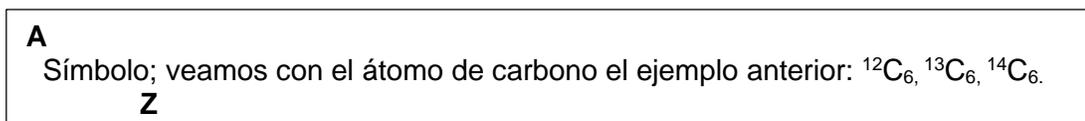


- ✓ **MODELO ACTUAL DEL ÁTOMO**, como la naturaleza ondulatoria de los electrones no fue suficiente para explicar su comportamiento en el átomo fue necesario desarrollar un **MODELO** que pudiera cumplir con el principio de cuantización propuesto por el químico Broglie y también por el principio de incertidumbre de Heisenberg; el desarrollo de la física cuántica ha introducido nuevas formas de comprender los fenómenos que rodean el comportamiento de las partículas elementales. La ecuación de onda del químico Schrodinger no describe la estructura del átomo en términos de cuerpos visibles, sino que da información sobre la **PROBABILIDAD** de encontrar la partícula en algún lugar del espacio periférico al núcleo atómico; los valores obtenidos con la función de onda ( $\psi$ , psi), corresponden a las regiones de alta probabilidad electrónica para encontrar el electrón y representan niveles de energía menos definidos que los de Bohr y que reciben el nombre de **ORBITAL ATÓMICO**. El orbital atómico se puede definir como la región del átomo donde es más probable encontrar un electrón; o también se puede definir como la región donde el electrón pasa más del 90% del tiempo.



## ISÓTOPOS

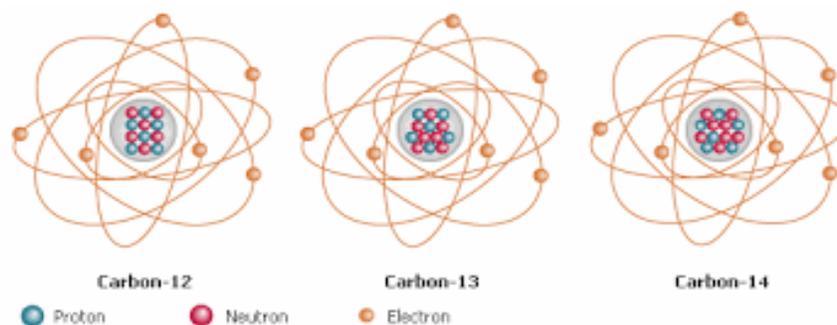
Son átomos de un mismo elemento químico que difieren en su masa atómica (A) debido a que contienen diferente cantidad de neutrones en su núcleo; para representar los Isótopos, se coloca el símbolo del elemento, luego el valor Z que representa el número atómico en la parte inferior del lado izquierdo o derecho del símbolo, y posteriormente se coloca el valor A número másico en la parte superior



En el recuadro vemos 3 Isótopos que tiene el átomo del carbono, donde la **A** es el número másico y **Z** es el número atómico.

Los Isótopos de un mismo elemento tiene propiedades químicas similares en la naturaleza y la mayoría de elementos químicos tienen más de un Isótopo natural; el elemento con mayor cantidad de Isótopos estables es el estaño, que tiene 10 Isótopos y sólo algunos elementos químicos existen en la naturaleza en una sola forma Isotópica, como por ejemplo el sodio, el berilio y el flúor; los Isótopos radioactivos han sido de gran utilidad para la investigación médica y para el desarrollo nuclear, y algunas de las aplicaciones más comunes son de uso de medicina

para tratar diferentes enfermedades como los tumores cerebrales, tratamientos para combatir el cáncer, el mal funcionamiento de la tiroides, entre otros.



## ENLACES QUÍMICOS

La tabla periódica nos permite encontrar datos sobre la **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA** de los elementos químicos; esta información es muy importante para determinar los electrones del último nivel de energía en un átomo dado, que son los electrones que participan de un enlace químico; recordemos que una propiedad destacada de los elementos químicos es su tendencia a formar una estructura estable en el último nivel de energía, y para algunos elementos químicos el último nivel de energía contiene 8 electrones que identifica a la estructura electrónica externa de los gases nobles; los electrones que se ubican en el último nivel de energía son los responsables de la mayor parte de la actividad electrónica, y a estos se les da el nombre de **ELECTRONES DE VALENCIA**.

Para lograr la estabilidad los **ÁTOMOS SE UNEN CON OTROS**, mediante fuerzas de atracción que los mantienen unidos entre sí para formar compuestos, estas fuerzas se denominan **ENLACES QUÍMICOS**, y los responsables de la formación de esos enlaces, son los **ELECTRONES DE VALENCIA** de los átomos; **EXISTEN 3 CLASES DE ENLACES QUÍMICOS**: el iónico, el covalente y el metálico.

- ✓ **EL ENLACE IÓNICO** es el resultado de la **TRANSFERENCIA DE UNO O MÁS ELECTRÓNES**, de un átomo a otro, es decir, significa la pérdida o ganancia donde un átomo dona electrones y el otro lo recibe; y debido a este intercambio electrónico, los átomos se cargan positivamente al ceder electrones o se carga negativamente al recibirlos, estableciendo así una fuerza de atracción electrostática que los enlace; al enlace Iónico también se le conoce como enlace **ELECTROVALENTE** y se forma cuando los átomos que se unen tienen amplia diferencia de electronegatividades, por **ENCIMA DE 1,7**. Un ejemplo de enlace Iónico ocurre con la molécula de sal de cocina  $Na-Cl$ , donde el guion representa el enlace y la diferencia de electronegatividades entre los dos átomos, consultadas en la tabla periódica, debe ser mayor o igual a 1,7.
- ✓ **EL ENLACE COVALENTE** ocurre por **COMPARTIMIENTO DE ELECTRONES**, cada átomo que participa del enlace pone su electrón; este tipo de enlace ocurre cuando la diferencia de electronegatividades de sus átomos es **MEJOR DE 1.7** como por ejemplo, lo que sucede con la molécula de  $Cl_2$  con frecuencia los átomos son más estables cuando están unidos en la formación de un compuesto que cuando están libres; **existen varias clases de enlaces covalentes**: enlace covalente sencillo, enlace covalente doble y enlace covalente triple (consultar cada uno de éstos tipos de enlace y colocar un ejemplo de cada uno); también existe el enlace covalente polar y el enlace covalente no polar (consultar éstos tipos de enlaces y colocar un ejemplo de cada uno).

- ✓ **EL ENLACE METÁLICO** como sabemos los elementos metálicos que la mayoría se encuentran en el centro de la tabla periódica son dúctiles, maleables y presentan una alta conductividad térmica y eléctrica, por lo tanto son estas propiedades que hacen que el metal tenga un enlace que mantiene unido sus átomos; el enlace metálico es un enlace fuerte que se forma entre elementos metálicos; un modelo de enlace que explica las propiedades de los metales es “el mar de electrones”; según este modelo el metal se representa como un conjunto de cationes metálicos en un mar de electrones y en algunas ocasiones los elementos metálicos forman iones al perder uno o más electrones de valencia para la formación de compuestos; en los enlaces metálicos, los átomos del metal no pierden electrones, sino que los comparte con los demás átomos del sólido y, al estar los átomos tan cercanos unos de otros, interaccionan los núcleos junto con sus nubes electrónicas, empaquetándose en las 3 dimensiones, por lo cual quedan rodeados de tales nubes, y la alta conductividad eléctrica y térmica de los metales se debe a la movilidad de los electrones; los enlaces de los metales no son rígidos, cuando un metal se golpea, los átomos se deslizan o se resbalan uno con respecto a los otros dentro del mar de electrones y se reorganizan hasta ocupar un nuevo sitio, manteniendo la unión con los otros átomos; esto explica las propiedades de maleabilidad y ductilidad características de los metales como el cobre, el aluminio y el oro. (consultar este tipo de enlace y colocar un ejemplo).

### CONSULTA #1

1. Consultar el enlace iónico y dar dos ejemplos
2. Consultar los tipos de enlaces covalentes y dar dos ejemplos de cada uno
3. Consultar el tipo de enlace metálico y dar dos ejemplos

### ACTIVIDAD DE AULA

1. Para usted, ¿Qué es un modelo atómico? explique.
2. De los modelos expuestos en esta guía, ¿con cuál se identifica más y por qué?
3. ¿Por qué el peso del átomo se concentra en su núcleo? Explíquelo.
4. ¿Qué opinión le merece el modelo atómico de Bohr?, ¿cree que es el que se aplica hoy en día? Explique.
5. ¿En qué consiste el modelo probabilístico del átomo y quién o quienes lo inventaron?

*“Lo que sabemos es una gota de agua; lo que ignoramos es el océano” Isaac Newton.*