Nombre del Docente: JUAN MANUEL NOY HILARIÓN		**Correo E: jnoy@educacionbogota.edu.co**
Graso 10°	**Asignatura: Química 1**	**Jornada: Mañana**
Título o Tema: "ESTRUCTURA ATÓMICA"		

Objetivos: Reconocer la importancia del manejo del lenguaje de la química y su aplicación en áreas como la biotecnología, la salud, la sexualidad, la industria, lo cotidiano y el medio ambiente.

DESEMPEÑOS:

Cognitivos

- Identifica diferentes concepciones y modelos representativos de la constitución del átomo desde los griegos hasta nuestro tiempo.

Socio afectivos

- Presenta sus trabajos en forma creativa, recurriendo a los recursos de su entorno.

Prácticos

- Soluciona serie de ejercicios de lápiz y papel sobre configuración electrónica.

Fecha Inicio: del 3 de mayo	**Fecha de Finalización: al 15 de mayo**

Introducción:

Desde la antigüedad el hombre ha buscado explicar teóricamente la constitución interna de la materia es así que, los griegos concibieron la materia desde lo macroscópico empleando sus sentidos y desde lo microscópico generando la categoría epistemológica denominada átomo.

Cuando nos referimos al átomo y su constitución entramos en el mundo del lenguaje de la química, representándolo mediante modelos atómicos surgidos en diferentes épocas de la historia del hombre, entre ellos tenemos el de los griegos, Dalton, J.J. Thomson, E. Rutherford, N. Bohr y el modelo de la teoría cuántica o atómico moderno.

Son precisamente estos modelos sobre los cuales trabajaremos en la presente guía.

LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

DESEMPEÑOS

- Identifica diferentes concepciones y modelos representativos de la constitución del átomo desde los griegos hasta nuestro tiempo.

FUNDAMENTO TEORICO

ACTIVIDAD 1

1. Para fundamentar el trabajo de la actividad 2, observe el video del siguiente vinculo: https://www.youtube.com/watch?v=5xToSzyK-Gg&ab_channel=Nicoloide o ayúdese de la siguiente lectura sobre la historia del átomo y las diferentes concepciones de modelo atómico surgidas en el tiempo hasta la actual.

Los Modelos Atómicos son representaciones del átomo para intentar dar una explicación de su estructura. De un modelo planteado, se deducen sus propiedades, que luego deberán corroborarse experimentalmente. Si esas propiedades se confirman, el Modelo Atómico podrá tener validez, de lo contrario deberá ser descartado y plantear uno nuevo.

¿Por qué hay diferentes Modelos Atómicos? La materia está compuesta por partículas muy pequeñas a las que llamamos átomos. Al tratarse de partículas tan pequeñas, hace muchos años, era muy difícil poder explicar cómo estaban formados. Los científicos trataban de explicar, con las herramientas que disponían, cuál era la estructura del átomo. A través del tiempo, se fueron planteando diferentes Modelos Atómicos que llevan el nombre del científico que lo ideó.

Modelo Atómico de Demócrito: Demócrito, un filósofo griego, aproximadamente en el 450 a.C., desarrolló la "teoría atómica del universo", que fue concebida por su mentor, el filósofo Leucipo. Esta teoría, no se apoya en resultados experimentales, sino que se desarrolla mediante razonamientos lógicos, por ser una teoría filosófica. El Modelo Atómico de Demócrito tiene los siguientes enunciados:

- Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles.
- Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño, pero no por cualidades internas.
- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

Además, afirma que toda la materia es una mezcla de elementos originarios que poseen las características de inmutabilidad y eternidad, concebidos como entidades infinitamente pequeñas y, por tanto, imperceptibles para los sentidos, a las que Demócrito llamó átomos, que en griego significa "indivisible".

Modelo Atómico de Dalton: Fue desarrollado a principios de 1800 (se estima, entre 1803 y 1807) por el científico británico John Dalton. Fue el primer modelo atómico con bases científicas. A su modelo atómico Dalton lo llamó "Teoría Atómica"). El Modelo Atómico de Dalton tiene los siguientes enunciados:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen la misma masa e iguales propiedades. Los átomos de diferentes elementos tienen masa diferente. Comparando la masa de los elementos con los del hidrógeno tomado como la unidad, propuso el concepto de peso atómico relativo.
- Los átomos permanecen sin división, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.
- Los átomos, al combinarse para formar compuestos, guardan relaciones simples de números enteros y pequeños.
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
- Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos.

Más adelante se encontraron insuficiencias al modelo atómico de Dalton:

- Los átomos están formados por partículas subatómicas y son divisibles.
- Existen átomos del mismo elemento con diferentes masas (Isótopos).
- Existen moléculas formadas por 2 o más átomos del mismo elemento (Por ejemplo, O2; H2, etc).
- Este modelo no explica la regularidad de la Tabla periódica desarrollada por Mendeleiev en 1869.

Modelo Atómico de Lewis o Modelo atómico cúbico: Esta teoría se desarrolló en 1902 por G. Lewis, pero fue publicada en 1916 en el artículo «The Atom and the Molecule» (El átomo y la molécula). El modelo atómico de Lewis representa al átomo como un cubo, donde los electrones están colocados en cada uno de los 8 vértices de ese cubo.

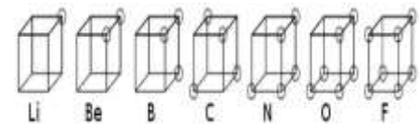


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico Cúbico de Lewis. Se representan los elementos del período de de la tabla periódica. Los electrones son los círculos dibujados en los vértices de cada cubo.

El Modelo Atómico Cúbico representó un paso importante hacia el entendimiento del enlace químico, ya que introdujo el concepto de "valencia de un átomo", es decir, la cantidad de electrones en el último nivel de energía del átomo que se pondrán en juego en un enlace químico. El artículo de 1916 de Lewis también introdujo:

- El concepto del par de electrones en el Enlace Covalente.
- La regla del octeto.
- La Estructura de Lewis.

El modelo del átomo cúbico se abandonó pronto y es, por tanto, sólo de interés histórico.

Modelo Atómico de Thomson (o Pudín de Pasas): Fue desarrollado en 1906 por el científico británico Joseph John "J.J." Thomson, quien unos años antes había descubierto el electrón. En este modelo, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa en un átomo de carga positiva. Los electrones se hallan incrustados en este al igual que las pasas de un pudín (o budín). Por esta analogía también se lo denomina "Modelo del pudín de pasas".

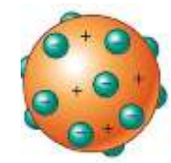


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Thomson. Los electrones son las cargas negativas en color verde, incrustadas en una estructura con carga positiva en color naranja.

Los electrones se distribuyen uniformemente en el interior del átomo, suspendidos en una nube de carga positiva. El átomo se considera como una esfera con carga positiva con electrones repartidos como pequeños gránulos. La herramienta principal con la que contó Thomson para su modelo atómico fue la electricidad.

Insuficiencias del modelo atómico de Thomson:

- Hace predicciones incorrectas sobre la distribución de las cargas dentro de los átomos.
- Tampoco explica la regularidad de la Tabla periódica que había sido desarrollada por Mendeleiev en 1869.

Modelo atómico de Rutherford (o Modelo Planetario): Este modelo fue propuesto en 1911 por el químico y físico británico-neozelandés Ernest Rutherford. Este científico había desarrollado un experimento denominado" experimento de la lámina de oro" el cual le permitió enunciar el modelo atómico. Fue el primer modelo en separar al átomo en dos zonas: núcleo y corteza. A partir de aquí, se empezaron a estudiar por separado.

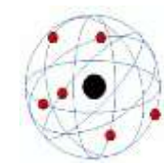


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Rutherford. Los electrones están representados por las esferas de color rojo, que se encuentran girando en órbitas circulares alrededor del núcleo (esfera negra)

Según el Modelo Atómico de Rutherford:

- El átomo consta de un núcleo central donde se concentra la carga positiva y casi toda la masa. Este núcleo es muy pequeño comparado con el tamaño total.

- El átomo posee electrones, de carga negativa que se sitúan en la corteza, describiendo órbitas circulares y girando a gran velocidad, como un sistema planetario.
- La suma de las cargas negativas de los electrones debe ser igual a la carga positiva del núcleo, siempre que el átomo sea neutro.

Insuficiencias del modelo atómico de Rutherford:
- Contradice la teoría electromagnética clásica: Según esta teoría, toda carga acelerada (el electrón en órbita lo es por tener aceleración centrípeta), debe irradiar energía continuamente en forma de ondas electromagnéticas. De acuerdo con el principio de conservación de la energía, la velocidad del electrón debería disminuir y caer en espiral hacia el núcleo. Esto no ocurre.
- No permite explicar los espectros de emisión de los elementos.

<u>Modelo atómico de Bohr:</u> Fue postulado en 1913 por el físico danés Niels Bohr. Puede considerarse transicional ya que se ubica entre la mecánica clásica y la cuántica. Incorpora ideas tomadas del efecto fotoeléctrico, explicado por Einstein.

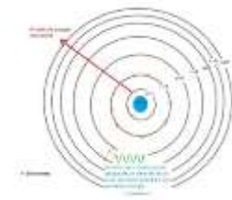


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Bohr. El núcleo atómico está representado de color celeste, los electrones con color naranja. Los círculos alrededor del núcleo son las órbitas en las que giran los electrones. Cada una de esas órbitas se corresponde con un número cuántico principal (n) que puede tomar valores enteros positivos del 1 al 7. Además, está representada la energía emitida en forma de fotón por un electrón que pasa de un nivel de mayor a uno de menor energía.

A partir de la idea de que en un átomo los electrones giran alrededor del núcleo, Bohr propuso 5 postulados:
1. El electrón sólo puede moverse a cierta distancia (radio) del núcleo, lo que determina una órbita o nivel de energía (también se lo llama capa). Una órbita es una trayectoria circular bien definida alrededor del núcleo.
2. Mientras se encuentre en una órbita, el electrón no libera ni absorbe energía; por esto se conoce a las órbitas como estacionarias (o permitidas). En una órbita, la energía permanece constante.
3. Cuando se le entrega energía a un átomo, el electrón puede absorberla y pasar a una órbita de mayor radio y mayor energía. En este caso, se dice que el electrón está en estado excitado. Cuando los electrones de un átomo no están excitados, el átomo se encuentra en estado fundamental.
4. Cuando un electrón pasa de una órbita más alejada del núcleo a otra más cercana entonces libera o emite energía en forma de fotón (una cantidad pequeña y determinada de energía).
5. Para pasar de una órbita a otra, el electrón debe absorber o emitir una cantidad de energía igual a la diferencia de energía entre un nivel y el otro (esto es porque la energía no se destruye, sino que se transforma). Si pasa de un nivel inicial (con una cantidad de energía Ei) a otro final (con otra cantidad de energía Ef), la diferencia (ΔE) se calcula como $\Delta E = Ef - Ei$. El electrón sólo puede hallarse en alguna de las órbitas y no en los espacios entre ellas. A las órbitas se las designa con el número cuántico n, que toma los valores: 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7. Cuanto más alejada del núcleo, más energía tiene la órbita.

El valor de ΔE entre dos capas sucesivas (entre 2 y 1; entre 3 y 2; entre 4 y 3; etc.) es cada vez menor, ya que la separación entre las órbitas es cada vez menor. Si un átomo tiene electrones excitados, se lo escribe con un asterisco para identificarlo: Átomo excitado = X* (la letra X representa el símbolo del elemento). Por ejemplo, en el caso del sodio sería: Na*.

Insuficiencias del modelo atómico de Bohr:
- En los espectros realizados para átomos de elementos que no fueran Hidrógeno, se observa que electrones de un mismo nivel energético tienen distinta energía, mostrando un error en lo propuesto. Más tarde se descubrirán los subniveles energéticos.

<u>Modelo atómico de Sommerfeld</u>: Fue desarrollado en 1916 por el físico alemán Arnold Sommerfeld, basándose en la teoría de la relatividad de Albert Einstein, por lo que se dice que es un modelo atómico relativista. Hizo modificaciones al modelo de Bohr. Aun así, sigue siendo válido para el átomo de Hidrógeno, pero al tratar de explicar el comportamiento de átomos de otros elementos, presenta insuficiencias.

El modelo atómico de Sommerfeld postula que:
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo, en órbitas circulares o elípticas.
- A partir del segundo nivel energético existen dos o más subniveles en el mismo nivel.
- El electrón es una corriente eléctrica minúscula.
- El núcleo atómico, al igual que los electrones, se mueven alrededor de un centro de masas del sistema. Ese centro de masa estará muy cercano al núcleo ya que su masa es muy superior a la masa de los electrones. Esta modificación la introdujo para justificar los valores de frecuencias halladas experimentalmente (en relación a las calculadas teóricamente).

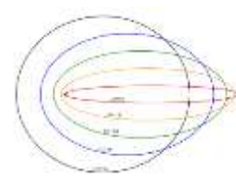
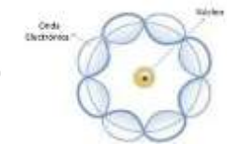


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Sommerfeld. Cada una de las órbitas circulares o elípticas están representadas con un color diferente. En esas órbitas se mueven los electrones.

Si comparamos el modelo atómico de Sommerfeld con el de Bohr, observamos dos modificaciones básicas:
- El modelo de Sommerfeld plantea órbitas casi elípticas para los electrones. En el modelo de Bohr los electrones sólo giraban en órbitas circulares.

- Esto introdujo un nuevo número cuántico: Número cuántico azimutal (l) que describe la forma de los orbitales.
- El modelo atómico de Sommerfeld postula velocidades relativistas.



Modelo atómico de Schrödinger: Fue desarrollado en 1926 por el físico y filósofo austríaco Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger. Es un modelo cuántico no relativista.

Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico de Schrödinger

Insuficiencias del modelo atómico de Schrödinger:
- Si bien el modelo de Schrödinger describe adecuadamente la estructura electrónica de los átomos, resulta incompleto en otros aspectos:
- En su formulación original (más tarde sufrió modificaciones) no tiene en cuenta el espín de los electrones.
- Ignora los efectos relativistas de los electrones rápidos.
- No explica por qué un electrón en un estado cuántico excitado decae hacia un nivel inferior si existe alguno libre.

Características del Modelo atómico de Schrödinger:
- Describe el movimiento de los electrones como ondas estacionarias.
- Postula que los electrones se mueven constantemente, es decir, no tienen una posición fija o definida dentro del átomo.
- Establece una zona de probabilidad para ubicar al electrón, no predice la ubicación del electrón.
- Las áreas de probabilidad donde se hallaría el electrón se denominan orbitales atómicos. Los orbitales describen un movimiento de traslación alrededor del núcleo del átomo.
- Estos orbitales atómicos tienen diferentes niveles y subniveles de energía, y pueden definirse entre nubes de electrones.
- El modelo no contempla la estabilidad del núcleo, sólo se remite a explicar la mecánica cuántica asociada al movimiento de los electrones dentro del átomo.

¿Cuál es el modelo atómico actual? Modelo atómico Actual o Modelo Orbital: Este modelo atómico se desarrolló en la década de 1920, como resultado del aporte de conocimientos de muchos científicos, entre ellos Broglie, Einstein, Bohr, Schrödinger, Heidelberg. Está basado en la mecánica cuántica ondulatoria, la cual está fundamentada en los números cuánticos. Los números cuánticos son 4: n, l, m, s. Sirven para describir cada uno de los electrones de un átomo. Cabe destacar que, para los electrones de un mismo átomo, la combinación de estos 4 números nunca es la misma. En esta teoría se afirma que:
En los átomos, los electrones están distribuidos en niveles de energía estacionaria o fija.
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo sin perder ni ganar energía y sólo lo hacen cuando pasan de un nivel a otro.
- Un nivel de energía está formado por igual número de subniveles.
- Un subnivel de energía consta de uno o más orbitales o nubes electrónicas.
- Un orbital o nube electrónica se llena con dos electrones con rotación contraria, es decir, distinto número de spin (número cuántico s).

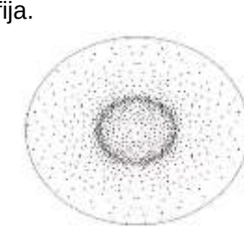


Gráfico: Átomo según el Modelo Atómico Actual. El gráfico representa una superposición de fotos de un átomo, en la que en cada una de ellas se captó la posición del electrón presente en ese orbital. Los electrones están representados por los puntos negros. La zona donde hay mayor cantidad de puntos negros es la zona de mayor probabilidad de encontrar al electrón, es decir, el orbital. Al ser esférico se trata de un orbital s.

Lectura tomada de: https://misuperclase.com/modelos-atomicos/

ACTIVIDAD 2

1. Elabore un cuadro comparativo de los modelos expuestos en el video o en la lectura, tome como modelo la siguiente tabla

MODELO	SEMEJANZAS	DIFERENCIAS
DEMOCRITO Y LEUCIPO		
DALTON		
CUBICO		
TOMSSON		
RUTERFORD		
BOHR		
SOMMERFELD		
SCHRÖDINGER		
MODERNO		

2. Consulte el siguiente vinculo sobre los modelos atómicos en el tiempo http://recursostic.educacion.es/eda/web/eda2010/newton/materiales/ruiz_castillo_jose_p3/Objetivos.html o en https://machete2000.files.wordpress.com/2018/09/03-el-modelo-atc3b3mico.pdf y centre su lectura en el modelo atómico moderno.

Explique los siguientes conceptos del modelo atómico moderno:

1. Dualidad de la materia
2. Número cuántico principal (N)
3. Número cuántico azimutal (L)
4. Número momento magnético ml)
5. Número cuántico spin (ms)
6. orbital
7. subnivel
8. nivel
9. orientación espacial
10. giro del electrón
11. configuración electrónica
12. notación espectral

Dibuje las siguientes orientaciones espaciales tridimensionales

1. orbital s
2. orbitales p
3. orbitales d
4. orbitales f

Explique los siguientes principios o reglas

1. Principio de incertidumbre de Heisenberg
2. Regla de Hund
3. Principio de exclusión de Pauli

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

DESEMPEÑOS

Presenta sus trabajos en forma creativa, recurriendo a los recursos de su entorno.
Soluciona serie de ejercicios de lápiz y papel sobre configuración electrónica.

ACTIVIDAD 3

1. Solucione los EJERCICIOS DE LAPIZ Y PAPEL SOBRE CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. Ingrese al vínculo http://www.educaplus.org/sp2002/configuracion.html para jugar en el recurso interactivo y mirar la configuración de los siguientes elementos: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, F, Cl, Br, I, At, Mg, Al, Si, P, S. Cópielos en su cuaderno y organícelos así: 1) **la configuración electrónica, 2) el número de e^- de valencia, el 3) dibujo del diagrama de orbitales y 4) la representación del modelo atómico**.

2. Replique esta matriz de evaluación en su cuaderno y complétela de acuerdo al trabajo que ha realizado desde su casa, explicando que aprendió o que se le dificulto colocándose un juicio valorativo de 1,0 a 5.0

TEMATICA	HISTORIA DE LOS MODELOS ATÓMICOS Y EL MODELO ATÓMICO MODERNO
¿Qué aprendí o que me dificulto en esta guía de trabajo	
1. ¿Qué nota merezco y porque?	

IMPORTANTE:

Suba el desarrollo de la guía 6 y el video anexo la plataforma classroom (Vinculo de clase: https://classroom.google.com/c/MjcxOTIzMjQzNjQ4?cjc=kz555fy y código: kz555fy) o envíen la solución de su trabajo en forma manuscrita, insertando las imágenes en un documento Word en las fechas indicadas. Recuerden al correo jnoy@educacionbogota.edu.co indicando sus apellidos, nombres y grado al cual pertenecen. Gracias por su atención…

1. CIBERGRAFÍA

Zumdahl, Decoste (2012). Principios de Química. Séptima edición. Impreso en México. Consultado en https://www.academia.edu/35952713/Principios_de_qu%C3%ADmica
Nicoloide. [Química]. (2016, julio 11). La historia del átomo. [Archivo de video]. Consultado en https://www.youtube.com/watch?v=5xToSzyK-Gg
M. Cecilia. (2021, abril 30). Modelos atómicos. Misuperclase.com. Consultado en https://misuperclase.com/modelos-atomicos/
Recursos tic. Química. (2021, abril 30). La Materia: Propiedades eléctricas y el átomo. Consultado en http://recursostic.educacion.es/eda/web/eda2010/newton/materiales/ruiz_castillo_jose_p3/Objetivos.html
Química general (2021, abril 30). El modelo atómico actual y sus aplicaciones. Instituto superior paramédico. Consultado en https://machete2000.files.wordpress.com/2018/09/03-el-modelo-atc3b3mico.pdf
Educaplus.org (2021, abril 30). Configuración electrónica. Consultado en http://www.educaplus.org/sp2002/configuracion.html