

Área: CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL	Asignatura: QUIMICA
Docente: Ninfa Reyes Marimón reyesnina@inedic.edu.co celular: 316 8102629	Periodo: II – Guía # 3
	Grado: DÉCIMO

ESTÁNDAR: • Describo el desarrollo de modelos que explican la estructura de la materia.

TÓPICO: ESTRUCTURA ATÓMICA

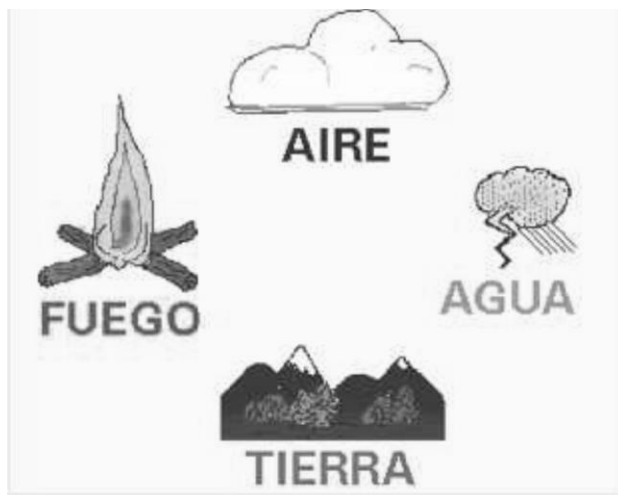
Mayo 17 al 17 de junio.

EXPLORACIÓN

LAS PRIMERAS IDEAS SOBRE LA COMPOSICION DE LA MATERIA

El poder comprender de que están hechas las cosas, ha sido uno de los propósitos de los seres humanos en diferentes épocas. Esta pregunta condujo a nuestros antepasados a crear explicaciones racionales, mitológicas, religiosas y mágicas.

En las grandes civilizaciones de oriente, como babilonia, Egipto y Persia las primeras respuestas al problema de la constitución de las cosas estaban profundamente influenciadas por la religión. Para ser que las primeras personas que se plantearon este problema de manera similar a como lo hacemos actualmente fueron los filósofos griegos de la escuela de Mileto. Uno de ellos fue Tales (624-565 a.C) quien afirmó que el agua era el principio de todas las cosas. Para Anaxímenes (585-524 a.C) el aire era el principio de todo, para Heráclito de Éfeso (540-475 a.C) era el fuego y más tarde Empédocles de Agrigento (alrededor de 500-430 a.C) aceptó los elementos de sus antecesores y agregó la tierra. Esta teoría de los cuatro elementos fue aceptada por Aristóteles de Estagira (384-322 a.C) cuya autoridad e influencia como pensador hizo que esta teoría perdurara durante unos dos mil años. Por la misma época Leucipo y su

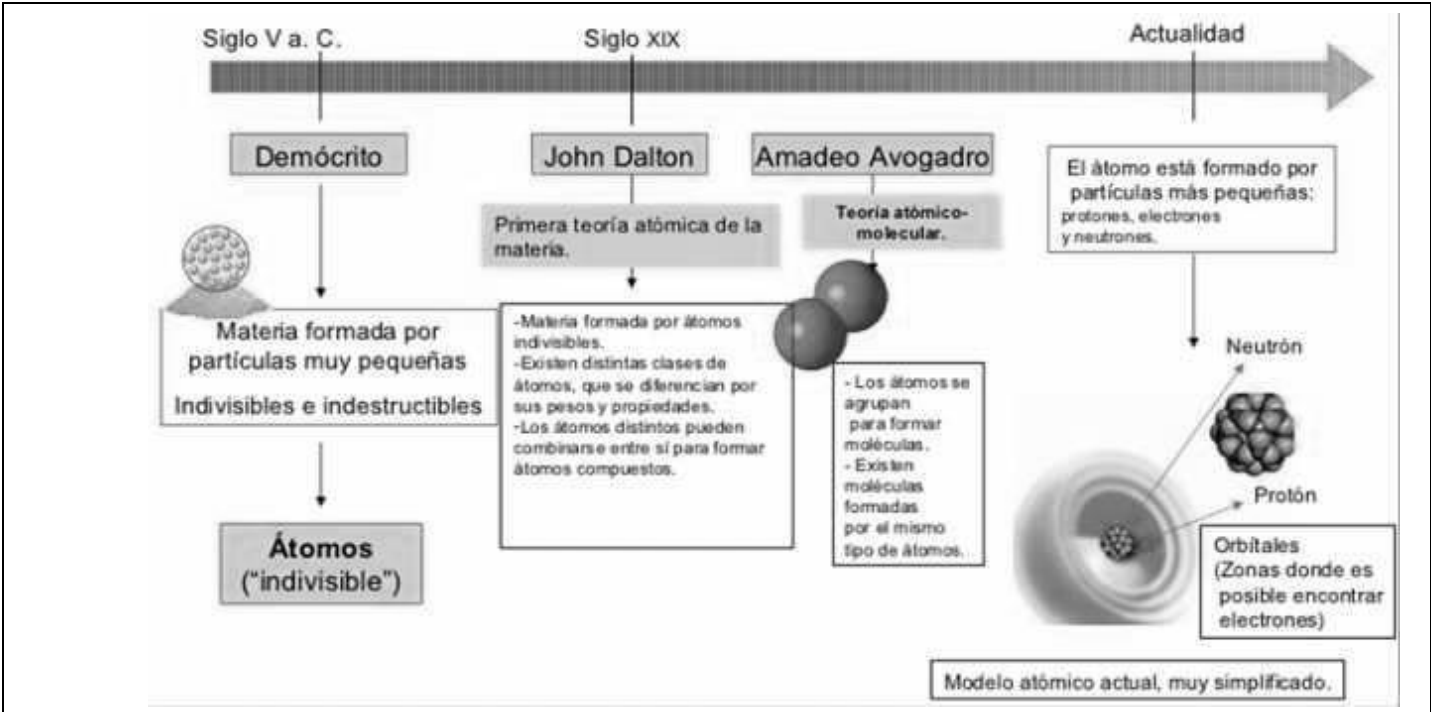


discípulo Demócrito de Abdera (460-370 a.C) enseñaron que la materia era discontinua es decir, que no se podía dividir eternamente en trozos cada vez más pequeño. Según ellos, está formada por átomos eternos, indivisibles y de la misma naturaleza, pero que difieren por su forma, por el orden en que están colocados en el cuerpo, por su posición relativa y por su magnitud.

ACTIVIDAD

De acuerdo a la lectura realiza un cuadro comparativo donde relaciones los filósofos y el estudiorelacionados con la materia.

1. Según la lectura que es átomo y quien y como lo descubrieron
2. Dibuja el átomo y coloca sus partes.



INVESTIGACIÓN GUIADA

1. EL ATOMO

El átomo es la parte más pequeña en la que se puede obtener materia de forma estable, ya que las partículas subatómicas que lo componen no pueden existir aisladamente salvo en condiciones muy especiales. El átomo está formado por un núcleo, compuesto a su vez por protones y neutrones, y por una corteza que lo rodea en la cual se encuentran los electrones, en igual número que los protones.

1.1 ESTRUCTURA DEL ATOMO

Actualmente se sabe que el átomo consta de dos zonas bien definidas: **el núcleo y la corteza**.

1.1.1 El núcleo: es la parte central del átomo, donde se encuentra el 90% de la masa atómica. El núcleo de un átomo está formado por dos clases de partículas: **protones y neutrones**.

❖ **Protones:** son partículas con carga eléctrica positiva, cuya masa es aproximadamente unas 1836 veces mayor que la de los electrones.

❖ **Neutrones:** partículas que carecen de carga eléctrica, su masa es aproximadamente igual a la de los protones. Por lo general, el número de neutrones que posee un núcleo suele ser superior al de los protones.

“ estudios realizados recientemente sobre protones y neutrones hacen pensar que estas partículas están formadas a su vez, por otras partículas más pequeñas a las que se conocen como quarks”

1.1.2 La corteza: es la parte del átomo que rodea al núcleo y con ella se encuentran los electrones, girando a grandes Velocidades.

En condiciones normales un átomo posee igual número de protones que de electrones, por lo que el conjunto es eléctricamente neutro.

El número de protones que un átomo posee en su núcleo se denomina **número atómico (Z)** y el número total de protones y neutrones se denomina **masa atómica o número másico (A)** $A = N + Z$

PARTICULAS FUNDAMENTALES			
PARTICULA	SIMBOLO	CARGA	MASA
Electrón	e-	Negativa	1
Protón	P	Positiva	1836,1
Neutrón	N	No tiene	1836,6

Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones. Así por ejemplo, todos los átomos de Hidrogeno tendrán 1protones y su número atómico será 1.

1.2. LOS ISOTOPOS

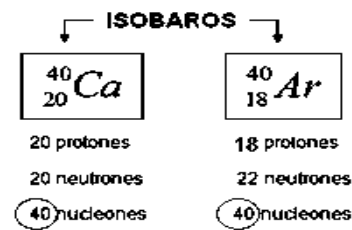
Son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número de protones pero diferente número de neutrones. Ejemplo: El aluminio tiene 2 isótopos, pues existen átomos de aluminio que poseen un número másico igual a 27 (13 protones + 14 neutrones) y átomos de aluminio que posee un número másico igual a 29 (13 protones + 16 neutrones).

1.3. LOS IONES

En su estado natural, los átomos tienen el mismo número de protones (cargas positivas) que de electrones (cargas negativas): es decir el átomo es eléctricamente neutro. Pero si un átomo gana o pierde electrones, el equilibrio eléctrico entre el núcleo y la corteza se rompe. Cuando esto ocurre, se convierte en ion.

El átomo cargado eléctricamente se denomina ION. Cuando un átomo neutro gana uno o más electrones quedan con carga negativa y se llama ion negativo o ANION. Por el contrario, cuando un átomo neutro pierde uno o más electrones, queda con carga positiva y se denomina ion positivo o CATION.

1.4.Isóbaros: Son átomos de diferentes elementos con igual masa atómica, Ejemplo:



2. MODELOS ATOMICOS

Un modelo atómico es una representación gráfica que permite explicar la estructura que tienen los átomos. Es la representación gráfica o simbólica del átomo que permite describir la clase y el número de partículas fundamentales que lo componen y explica la forma como se comportan y organizan. Veamos algunos ejemplos:

Nombre del científico	Imagen del modelo	Teoría	Imagen del creador
John Dalton		Los elementos estaban formados por átomos (partículas muy pequeñas e indivisibles). - Los átomos de un mismo elemento son idénticos en su masa y demás propiedades.	
J. J. Thomson		dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones.	
E. Rutherford		el átomo debía estar formado por una corteza con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente	
Niels Bohr		Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos.	
Demócrito		Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles. Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño, pero no por cualidades internas.	
Gilbert.N Lewis		El que los electrones del átomo estaban posicionados siguiendo los ocho vértices de un cubo	
Sommerfeld		En el modelo de Bohr los electrones sólo giraban en órbitas circulares. La excentricidad de la órbita dio lugar a un nuevo número cuántico	
Schrödinger		Se basa en la solución de la ecuación Schrödinger de para un potencial electrostático con simetría esférica	
Perrin		Modificó el modelo atómico de Thomson, sugiriendo por primera vez que las cargas negativas son externas al "budín".	
Dirac-Jordan		El modelo atómico de Dirac-Jordan, es el que desarrollo Schrödinger , basado en el descubrimiento de los científicos anteriores.	

2.1. TEORIA ATOMICA DE DALTON

El científico inglés John Dalton, en 1808, fue el primero que con base en hechos experimentales formulo una teoría científica acerca de la naturaleza de la materia y elaboro el primer modelo atómico. Dalton resumió su teoría en una serie de postulados:

- La materia está compuesta por partículas muy pequeñas, indivisibles e indestructibles llamadas átomos.
- Los átomos son esferas compactas e indivisibles.
- Los átomos de un elemento simple difieren en masa, tamaño y otras características, de los átomos de cualquier otro elemento simple.
- Los átomos son las unidades fundamentales que entran en juego en los cambios químicos para formar moléculas.
- La combinación se efectúa cuando diferentes tipos de átomos se unen en proporciones numéricas simples para formar compuestos.
- Existe un número limitado de átomos, a partir de los cuales se forman todas las sustancias.
- Los átomos de un elemento no pueden transformarse en átomos de otro elemento en un cambio químico.

2.2 TEORIA ATOMICA DE THOMSON

En el año 1897 Joseph Thomson (1856-1940) descubrió que el átomo no era indivisible como decía Dalton, al someter una lámina metálica, colocada dentro de un tubo de vidrio, a la corriente eléctrica, Thomson pudo observar que se desprendían de ellas ciertas partículas las cuales eran atraídas por el polo positivo. Este hecho permitió descubrir partículas más pequeñas que el átomo, los cuales al ser atraídas por el polo positivo, deberían tener carga eléctrica negativa. A estas partículas se les llamo **electrones**. Por la misma época **Eugen Goldstein**, basándose en los mismos experimentos de Thomson descubrió otras partículas de naturaleza positiva a las que llamo **protones**. A partir de estos resultados, Thomson propuso su modelo atómico en el cual consideraba los átomos como esferas de carga positiva distribuida uniformemente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones de manera uniforme, en igual número que los protones, para neutralizar sus cargas entre sí como uvas pasas.

2.3 TEORIA ATOMICA DE RUTHERFORD

En el año 1913, el científico neozelandés Ernest Rutherford, cuestiono el modelo de Thomson, al considerar que si el volumen del átomo estuviera ocupado completamente por los protones y electrones, ninguna otra partícula podría atravesarlo. Para determinar experimentalmente la ubicación de la carga y la masa de un átomo, Rutherford bombardeo una fina lámina de oro con un haz de partículas alfa y estudio sus desviaciones. Como resultado de sus observaciones encontró que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin ser desviada de la trayectoria; un número menor eran desviadas por alguna causa y unas cuantas partículas rebotaban. Con base en estos experimentos, Rutherford planteó un modelo en el cual el átomo presenta dos zonas, una central llamada **núcleo** y otra alrededor de esta llamada **corteza**, en el núcleo se ubican **los protones** y alrededor de este, en la corteza, giran **los electrones**; igual a los planetas alrededor del sol. El núcleo concentra la masa y se encuentra cargado positivamente, mientras que la corteza es considerada, en su mayor parte, espacio vacío. Rutherford interpreto los resultados del experimento de la siguiente manera:

- La mayoría de las partículas alfa no se desvían, porque no chocan contra el núcleo positivo.
- Los átomos estarían formados en su mayor parte por espacio vacío.
- La desviación de las partículas alfa de su trayectoria inicial, se debió a que pasaron cerca del núcleo positivo.
- Aquellas que rebotaron, chocaron de frente con el núcleo positivo.

A partir de lo anterior, Rutherford propuso una teoría atómica que se resume en los siguientes postulados:

- La carga positiva y la masa del átomo están concentradas en regiones muy pequeñas de los átomos denominadas núcleos. El tamaño del núcleo es más pequeño que el átomo completo.
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo tal como lo hacen los planetas alrededor del sol. Al moverse, los electrones contrarrestan la fuerza de atracción generada por la carga positiva del núcleo.

Experimento de Rutherford y Modelo atómico



2.4 TEORIA ATOMICA DE BOHR

En 1913, el físico danés Niels Bohr (1885-1962) aplicó algunos principios establecidos en la teoría cuántica para construir un modelo atómico basado en las siguientes hipótesis:

- Los electrones se mueven en órbitas definidas, a una distancia fija del núcleo. Estas órbitas fueron llamadas Bohr, **niveles de energía** y los designo con la letra **n**.
- Mientras un electrón se encuentra en un nivel de energía estable no absorbe ni emite energía.
- Los electrones pueden pasar de un nivel de energía para otro. Para ascender a un nivel de energía mayor, el electrón debe absorber energía en cantidad suficiente igual a la diferencia de energía entre los dos niveles; para pasar a un nivel de energía inferior, debe liberar la cantidad de energía sobrante. Esta energía liberada puede percibirse en forma de luz o de calor. La cantidad de energía que gana o pierde un electrón equivale **a un cuanto** de energía.

Los niveles energéticos son como peldaños de una escalera: para subir o bajar siempre hay que apoyarse en un peldaño y nunca en los espacios intermedios.

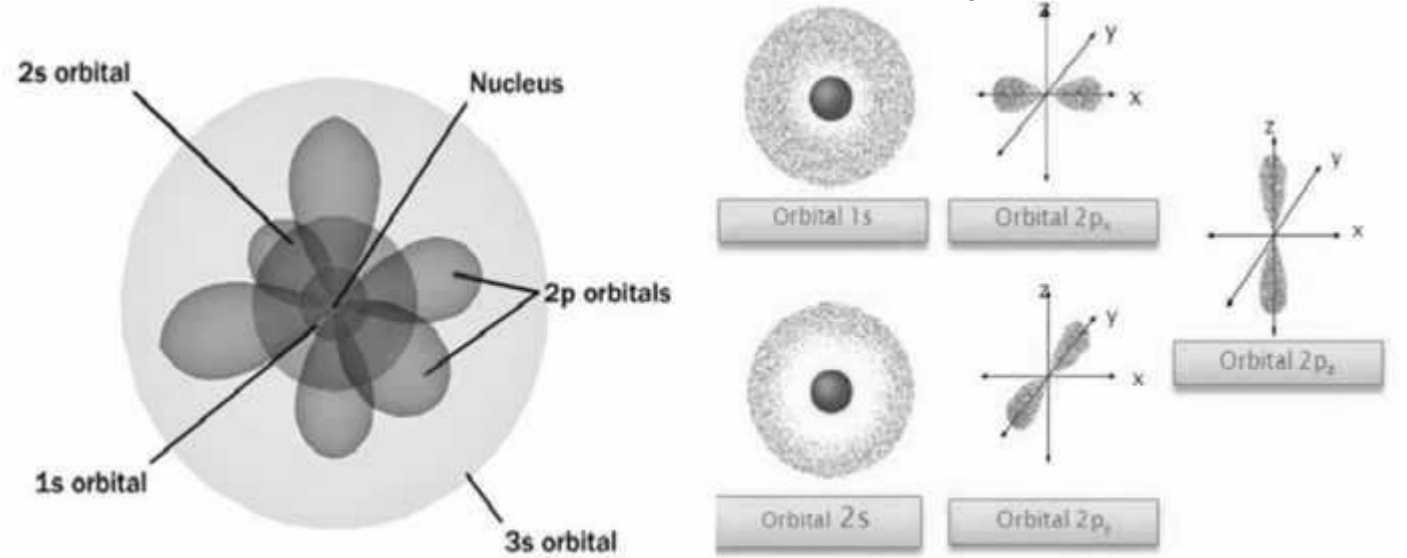
Bohr fue capaz de postular un nuevo modelo. El átomo fue descrito de la siguiente manera:

- El átomo posee un núcleo central en el que se concentra casi la totalidad de su masa.
- En los átomos existe un número de órbitas en las que el electrón puede girar sin emitir ni recibir energía. Estas órbitas se llaman **niveles de energía (n)** y se indican por los enteros 1, 2, 3 y así sucesivamente, desde el núcleo hacia afuera.
- Cuando un electrón absorbe energía, se mueve de una órbita de baja energía a otra de mayor energía y el átomo queda en un estado excitado, cuando pasa a un nivel de menor energía, el electrón libera energía y da origen al espectro de emisión.
- En cada nivel de energía solo puede existir un número limitado de electrones.

2.5. MODELO MECANICO - CUANTICO ACTUAL

Hacia 1924, el francés **Louis de Broglie**, propuso que los electrones no giran en orbitas definidas, sino que se localizan en una región denominada **orbital**. Los orbitales son regiones espaciales donde existe la máxima probabilidad de encontrar un electrón en un momento dado. Por otra parte, en 1905, **Albert Einstein** (1879-1955) recurriendo a la teoría cuántica de Planck, sugirió que la luz no se comporta solamente como una onda, sino que lo hace también como un haz de corpúsculos denominados **fotones**. Posteriormente, el físico alemán **Werner Heisenberg** (1901-1976) anunció lo que se conoció como **principio de incertidumbre**, según el cual no es posible conocer simultáneamente y con precisión la posición y velocidad de un electrón. Todos estos hechos influyeron en la construcción del modelo atómico mecánico cuántico. Este modelo considera lo siguiente:

- El núcleo ocupa la parte central del átomo y está formado por los protones y neutrones. En el núcleo se concentra casi toda la masa del átomo.
- Los electrones no giran en orbitas definidas, sino que se mueven en orbitales o nubes electrónicas alrededor del núcleo. Un orbital puede ser ocupado como máximo por dos electrones.
- Dentro de la nube, los electrones están ordenados en **niveles y subniveles** de energía.



El modelo atómico actual fue desarrollado durante la década de 1920, por Schrödinger, Heisenberg, entre otros investigadores. Es un modelo de gran complejidad matemática. El modelo atómico actual llamado “modelo orbital” o “cuántico-ondulatorio” se basa en:

- El principio de incertidumbre de Heisenberg (1927). Establece que “Es imposible determinar simultáneamente y con exactitud, la posición y velocidad del electrón”. La dualidad onda-corpúsculo. Luis de Broglie (1924) postula que el electrón se comporta y como partícula o corpúsculo.
- La naturaleza ondulatoria del electrón permite que este sea descrito por una ecuación de ondas. **Schrödinger** (1926) formuló una ecuación (ecuación de ondas de Schrödinger) que describe el comportamiento y la energía de las partículas subatómicas. Esta ecuación incorpora tanto el comportamiento de partícula, en términos de la masa m, como el de onda, en términos de una función de onda Ψ , que depende de la ubicación del sistema en el espacio.
- Aunque con la mecánica cuántica queda claro que no se puede saber dónde se encuentra un electrón, sí define la región en la que puede encontrarse en un momento dado. El cuadrado de la función de onda, Ψ^2 , define la distribución de densidad electrónica alrededor del núcleo. Este concepto de densidad electrónica da la probabilidad de encontrar un electrón en una cierta región del átomo, llamada orbital. Las regiones de alta densidad electrónica representan la mayor probabilidad de localizar un electrón, mientras que lo contrario se aplica a regiones de baja densidad electrónica.

2.5.1 LOS NIVELES DE ENERGIA

El nivel de energía indica la distancia existente entre el electrón y el núcleo. Los electrones más cercanos al núcleo poseen menos energía que aquellos que están más lejos de este. Los niveles de energía se pueden representar de dos formas. Con letras o con números.

En un nivel de energía se aloja un número limitado de electrones, el cual se puede calcular utilizando la expresión matemática $2n^2$, en el cual n representa el nivel de energía. Cuando $n = 1$ entonces el número de electrones es igual a $2 \cdot 1^2 = 2$ lo que quiere decir que en el primer nivel de energía solo se alojan 2 electrones si $n = 2$ entonces el número de electrones es $2 \cdot 2^2 = 8$ y así sucesivamente.

Letras							Números (n)							
K	L	M	N	O	P	Q	1	2	3	4	5	6	7	8

2.5.2 LOS SUBNIVELES DE ENERGIA

Cada nivel está constituido por uno o más subniveles de energía. Los subniveles se diferencian por la cantidad de energía que poseen. Los subniveles se pueden designar por letras minúsculas s, p, d, f. Cada subnivel está asociado con un nivel y así como los niveles, los subniveles también tienen una capacidad máxima para alojar electrones. Para los subniveles: s la capacidad es 2e- , para p son 6e- , para d son 10e- y para f son 14e-.

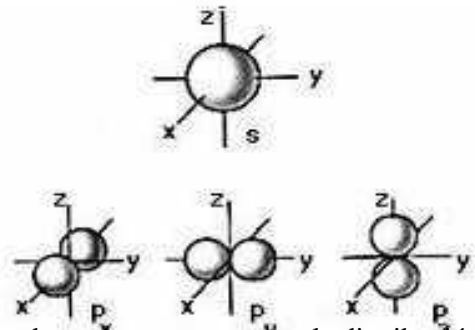
2.5.3 LOS ORBITALES

Los orbitales son regiones de la nube electrónica donde es máxima la posibilidad de encontrar un electrón. Los dos electrones que aloja un orbital deben permanecer girando en sentidos contrarios para vencer las fuerzas de repulsión que se generan por tratarse de partículas con la misma carga eléctrica. Al sentido de giro se le conoce como **espín**.

Subnivel	Número de orbitales	Número máximo de electrones
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

2.5.4 Forma y orientación espacial de los orbitales: no todos los orbitales tienen la misma forma, orientación ni tamaño.

- El subnivel s de forma esférica, tiene un solo orbital s con dos electrones.
- El subnivel p tiene forma de tres peras unidas por el tallo, tiene 3 orbitales p que presentan diferente orientación espacial. Así tenemos el orbital **p_x**, orientado sobre el eje x, el orbital **p_y**, orientado sobre el eje y y el orbital **p_z**, orientado sobre el eje z. En cada uno de estos orbitales se pueden alojar 2 electrones para un total de 6.
- El subnivel d está formado por 5 orbitales d. **dz²**, **dxz**, **dxy**, **dyz**, **dx²y²**, con un total de 10 electrones.
- El subnivel f tiene 7 orbitales f con un total de 14 electrones.



2.5.5 Configuración electrónica de los átomos: la configuración electrónica de un átomo representa la distribución de sus electrones. Para realizarla, es necesario cumplir ciertas reglas y principios.

- Los electrones se ubican primero en los niveles y en los subniveles de menor energía.
- Al distribuir los electrones en orbitales de un mismo subnivel, primero se ocupan con un solo electrón los orbitales presentes. Una vez que no quedan más orbitales en este subnivel, se completará con electrones que tengan espines opuestos. Esto se conoce como **Regla de Hund**.
- Cada orbital aloja máximo 2 electrones. Este se conoce como el **principio de exclusión de Pauli**.

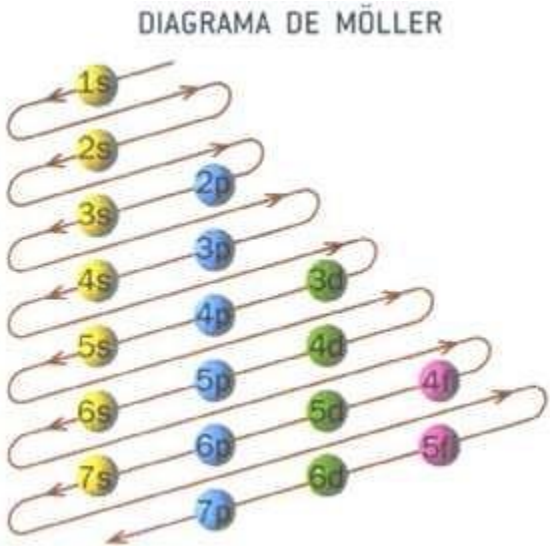
La notación electrónica se denota utilizando la siguiente simbología: 1s² donde (1) es el nivel de energía, (s) nombre del subnivel y el exponente 2 es el número de electrones en el orbital.

El diagrama de Moeller, es muy útil distribución electrónica de un átomo. Debe seguirse el sentido de las flechas hasta completar el número de electrones requerido.

Ejemplo: realizar la configuración electrónica del sodio (Na) cuyo número atómico (Z) es igual a 11.

Como es un átomo eléctricamente neutro, su número de electrones debe ser 11, siguiendo el diagrama de Moeller, escribimos su distribución electrónica así: 1s², 2s², 2p⁶, 3s¹.

Puedes ampliar información en los siguientes link:



ACTIVIDADES DE APROPIACIÓN

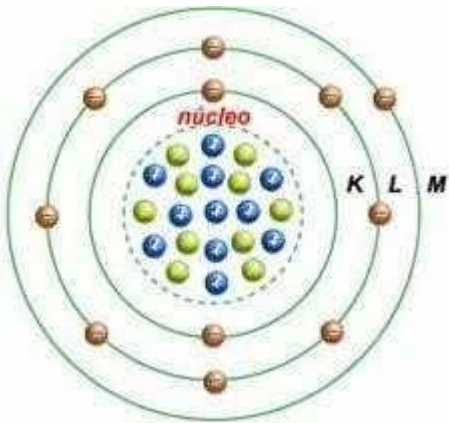
ACTIVIDAD N° 1

1. Corrige los errores que encuentres en la siguiente información y escríbela de manera correcta:

átomos de mismo elemento siempre tienen el mismo número de masa, pero átomos del mismo elemento pueden tener diferentes números atómicos debido a la presencia de isótopos”

2. El siguiente dibujo corresponde a un átomo neutro de sodio. Contesta:

- ¿porque se dice que es un átomo neutro?
- ¿Cuántos niveles de energía tiene?
- ¿Escribe su distribución electrónica por niveles de energía?



2. Organiza, cronológicamente, los eventos que posibilitaron la formulación de los modelos atómicos. Numera de uno a cuatro.

- ☐ Descubrimiento de la radiactividad.
- ☐ Descubrimiento de los rayos catódicos.
- ☐ Teoría de los cuantos de Planck.
- ☐ Principio de incertidumbre de Heisenberg.

ACTIVIDAD N° 2

1. Con la información del siguiente cuadro, completa la tabla





Isótopos	Símbolo	Isótopos	Símbolo
A	$^{32}_{16}A$	F	$^{14}_6F$
B	$^{12}_6B$	G	$^{32}_{20}G$
C	$^{52}_{24}C$	H	$^{52}_{40}H$
D	$^{226}_{88}D$	I	$^{31}_{15}I$
E	$^{128}_{52}E$	J	$^{56}_{26}J$

Átomo	(Z) número atómico	(A) masa atómica	# de neutrones	# de electrones	# de protones
A					
B					
C					
D					
E					
F					
G					
H					
I					
J					

2. Con base en los datos de la tabla anterior, completa los espacios en blanco y coloca la letra que corresponda al isótopo; recuerda que las letras que representan los átomos son tomadas en forma arbitraria.
- De los átomos de la tabla, son isótopos:_____
 - Son isóbaros los átomos:_____
 - El átomo de mayor masa atómica es:_____
 - El átomo de mayor número de neutrones es:_____
 - El átomo de menor masa atómica:_____
 - Contienen la misma cantidad de neutrones en el núcleo:_____
 - Los átomos en orden ascendente a su número atómico(Z) son:_____

ACTIVIDAD 3.

1. Escribe la letra de la columna A en el paréntesis de la columna B, según corresponda.

	Columna A		Columna B
1.	 A. Modelo atómico de Rutherford.	()	El átomo tiene la forma de una masa uniforme de carga positiva con electrones suficientes para neutralizar la carga positiva.
2.	 B. Modelo atómico de Bohr.	()	El átomo está constituido por el núcleo y una nube electrónica con niveles, subniveles y orbitales con máximo dos electrones cada uno.
3.	 C. Modelo atómico de Thomson.	()	En el átomo hay un núcleo y los electrones se mueven en órbitas fijas y definidas, llamadas niveles de energía. Los electrones saltan de un nivel a otro liberando o absorbiendo energía.
4.	 D. Modelo atómico actual.	()	El átomo está en su mayor parte vacío y se encuentra formado por un núcleo central muy pequeño cargado positivamente. Alrededor del núcleo giran los electrones en órbitas circulares.

DESEMPEÑO FINAL O SÍNTESIS

1. Realiza los siguientes ejercicios, teniendo en cuenta la fórmula de masa atómica: $A = Z + N$; en donde (A) es masa atómica, (Z) número atómico o número de protones y (N) número de neutrones.
- A. 1 átomo de níquel presenta 28 protones y 31 neutrones en su núcleo, además de 28 electrones girando alrededor del núcleo. ¿cuál es la masa atómica de este átomo?
- B. El bromo presenta un número atómico de 35 y una masa atómica de 80 u.m.a. ¿Cuántos neutrones presenta el bromo en su núcleo?
- C. El silicio existe en la naturaleza en una mezcla constituida por 92,2% de isótopos de masa 28,0; 4,7% de isótopos de masa 29,0 y 3,09% de isótopos de masa 30,0. ¿Cuál debe ser el valor para la masa atómica del silicio?
- D. Determina la masa atómica relativa y el nombre de un elemento gaseoso para el cual se han encontrado 3 isótopos, cuya abundancia en la naturaleza y masa son: 90, 92% con masa 20,0 u.m.a., 0,257% con masa 21,0 u.m.a. y 8,82% con masa 22,0 u.m.a.

● ● ● **Cálculo de la Masa atómica**

Isótopo	Masa	Abundancia
^{24}Mg	23.99 uma	$78.70/100 = 18.88 \text{ uma}$
^{25}Mg	24.99 uma	$10.13/100 = 2.531 \text{ uma}$
^{26}Mg	25.98 uma	$11.17/100 = 2.902 \text{ uma}$

Masa atómica (masa promedio) Mg = 24.31 uma

Mg
24.31



16 Departamento de Ciencias, SFC Prof. Gustavo Toledo C.

2. Utilizando el diagrama de Möeller, escribe la distribución electrónica de:
- A. Cloro (Cl) Z=17 B. Cromo (Cr) Z= 24 C. Aluminio (Al) Z= 13 D. Bromo (Br) Z=35
3. Consulta algunas de las aplicaciones, más comunes en medicina, de los siguientes isótopos: arsénico-76; cobalto-60; yodo-131; radio-226.

EVALUACIÓN:

Se hará de forma continua, formativa y permanente; valorando tu trabajo realizado en cada paso de la guía, acorde a los desempeños: superior, alto y básico. Además, se valorará la responsabilidad e interés en el desarrollo de las actividades y en la evidencia de los aprendizajes esperados.

AUTOEVALUACIÓN DE CRITERIOS:

Apreciad@ estudiante , ahora debes responder de manera **HONESTA y OBJETIVA** cuanto has aprendido o si has logrado los objetivos planteados con el desarrollo de la guía didáctica, para eso debes marcar con una X el círculo que corresponde a cada desempeño que tú crees lograste en cada criterio.

CRITERIOS DE LAS ACTIVIDADES.	DESEMPEÑO ALCANZADO		
	SUPERIOR	ALTO	BASICO
Reconoce la discontinuidad de la materia a partir de la interpretación del modelo cinético-corpuscular			
Reconoce la estructura del átomo a partir de los números atómico y másico.			
Caracteriza la estructura del átomo.			

4.2 AUTOEVALUACIÓN ACTITUDINAL: Puedes hacer el siguiente cuadro en tu cuaderno o si prefieres hacerlo directamente en la guía.

MARCA UNA X:			
DESEMPEÑOS	SUPERIOR	ALTO	BÁSICO
Me he comprometido con el trabajo del curso.			
Mi actitud hacia las actividades del curso ha sido buena			
Me he esforzado en superar mis dificultades.			
He aprovechado las clases para aclarar dudas.			
He sido exigente conmigo mismo (a) en los trabajos del curso.			
He cumplido oportunamente con mis trabajos.			