

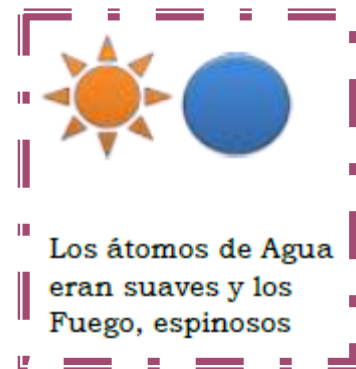
### Eje N°3: "EVOLUCIÓN HISTÓRICA DEL ÁTOMO Y SUS CARACTERÍSTICAS"

Evolution del modelo atómico. Numero atómico y numero másico. Relación entre tabla periódica y modelo atómico de Bohr. Isótopos.

*Leer la siguiente información sobre cómo ha ido evolucionado en el tiempo el modelo atómico y luego realiza las actividades*

#### Modelo de Antiguos Griegos

Desde la Antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia. Concebían la materia formada por cuatro elementos Agua, Aire, Fuego y Tierra. Unos 500 años antes de Cristo, el filósofo griego Demócrito consideró que la materia estaba constituida por pequeñísimas partículas que no podían ser divididas en otras más pequeñas. Por ello, llamó a estas partículas átomos, que en griego quiere decir "indivisible". Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles y se diferenciaban por la forma, medida y posición.



Sin embargo, las ideas de Demócrito sobre la materia no fueron aceptadas por los filósofos de su época, como Aristóteles que atacó duramente la teoría de los atomistas en su libro de Física.

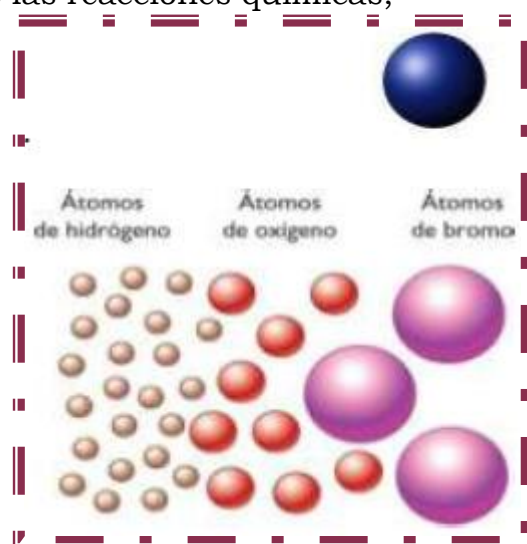
Consideraba a la materia continua y divisible, siempre en porciones cada vez más pequeñas, hasta el infinito. Conectados por cuatros "principios": La Humedad, el Frio, la sequedad y el calor.

#### Modelo de Dalton

Durante el S. XVIII y principios del XIX algunos científicos habían descubierto varios elementos químicos e investigados distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química.

Así en 1808, John Dalton expuso que:

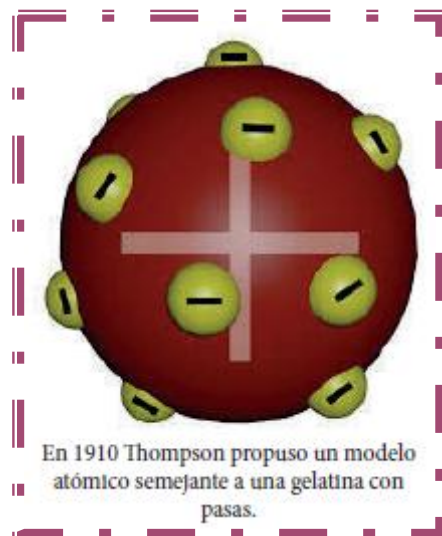
- La materia está formada por partículas muy pequeñas indivisibles llamadas átomos.
- \_Los átomos son pequeñas esferas rígidas.
- \_Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales entre sí y tienen características propias, como la masa.
- \_Los átomos de diferentes elementos son distintos entre sí y tienen características propias.
- \_Los átomos de un elemento no se pueden transformar en átomos de otro elemento, es decir que son indestructibles.
- \_Los compuestos químicos se forman cuando dos o más átomos diferentes se unen.



## Modelo de Thomson

En 1896, Becquerel estudiando piedras fluorescentes (Uranio) descubrió que emitían otras radiaciones invisibles y penetrantes. Este fenómeno se llama radiactividad y ocurre cuando ciertos átomos se transforman en otros. Este importante descubrimiento indicaba que los átomos pueden dividirse. En 1897, J.J.Thomson demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones. Un año después, propone el primer modelo atómico en el cual:

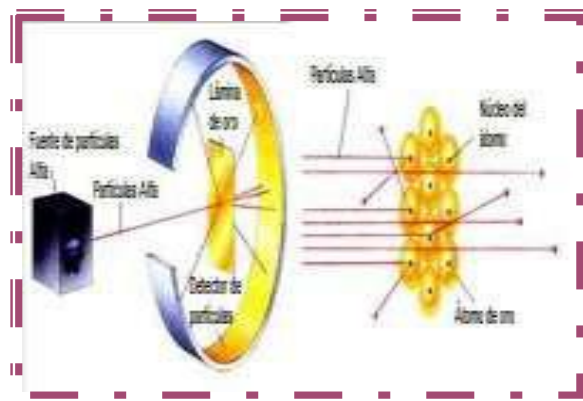
- El átomo estaba formado por partículas aún más pequeñas con cargas negativas y masa definida, los electrones.
- Pensó que debía haber cargas positivas para compensar las cargas negativas.
- Representaba al átomo como una esfera formada por una masa fluida con carga positiva y los electrones incrustados en ella (como un budín con pasas).



## Modelo de Rutherford

En 1904 Ernest Rutherford colocó una muestra de material radiactivo que bombardeo con partículas alfa a una lámina de oro. Observó que la mayor parte de estas partículas atravesaron la lámina, otras se desvían y otras eran rechazadas.

Dedujo que la mayor parte del volumen del átomo debía estar formado por espacios vacíos y la zona que rechazaba las partículas debía ser el núcleo atómico.



En su modelo atómico, Rutherford propuso que los átomos tendrían un núcleo central en donde recae el mayor porcentaje de su masa, dotado de carga eléctrica positiva, y que era orbitado por partículas de carga opuesta y menor tamaño. Postuló su “modelo Planetario” del átomo, donde los electrones giraban en órbita en torno al núcleo positivo central, como lo hacen los planetas alrededor del sol.

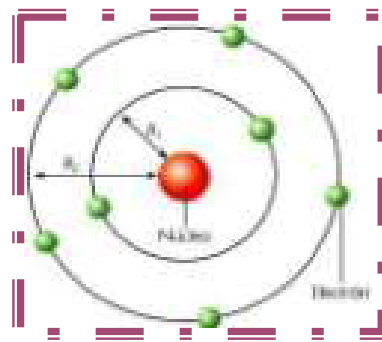
## Modelo de Bohr

En 1911 Niels Bohr sabía que las principales objeciones al modelo atómico de Rutherford eran que, de acuerdo a las leyes electromagnéticas, los electrones irradiarían su energía en forma de ondas electromagnéticas y, por lo tanto, describirían órbitas espirales que los irían acercando al núcleo hasta chocar contra él. Por lo cual, no había ninguna esperanza de que los átomos de Rutherford se mantuvieran estables.



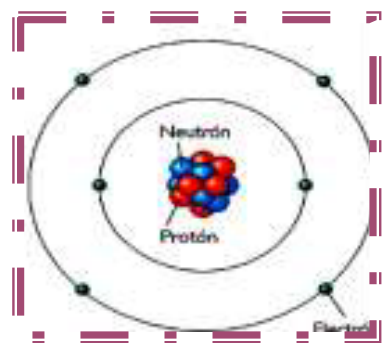
Tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trató de incorporar en él la teoría de “cuantos de energía”. En 1913, Bohr postuló la idea de que el átomo es un pequeño sistema solar con un pequeño núcleo en el centro y una nube de electrones que giran alrededor del núcleo. Afirmó así que:

- Los electrones se mueven en órbitas fijas y definidas. Estas orbitas se llamaron niveles de energía.
  - Mientras un electrón se encuentra en un nivel estable no absorbe ni emite energía.
  - Cuando los electrones absorben energía pasan a un nivel de energía superior y cuando la pierden pasan a un nivel de energía inferior.
  - La cantidad de energía que gana o pierde el electrón es definida y se llama cuanto.
- En 1913 Thomson descubrió que el núcleo de los átomos estaba formado por partículas positivas al que llamo protones.



### Modelo de Chadwin

James Chadwin en 1932 hizo un aporte significativo cuando comprobó que los núcleos de Berilio podían emitir partículas sin carga eléctrica. Por lo que descubrió una partícula sin carga eléctrica y de masa muy similar a la del protón que también se ubica en el núcleo las denomino neutrones y completó así el modelo actualmente aceptado.



### **A PONER EN PRACTICA LO APRENDIDO!!!!**

1. Menciona algunos hechos experimentales que demostraron en su día que el átomo no es indivisible.
2. Explica con tus palabras en qué consiste el modelo de Thompson.
3. Subraya la opción Correcta. A partir de los resultados del experimento de Rutherford, éste concluyó:
  - a) Los electrones son partículas de carga negativa con una masa mucho menor que el núcleo positivo.
  - b) Las partes cargadas positivamente de los átomos se mueven con una velocidad cercana a la de la luz.
  - c) Las partes cargadas positivamente de los átomos son extremadamente pequeñas y de una gran masa.
  - d) El tamaño del electrón es aproximadamente igual al del núcleo.



4. ¿Cuáles fueron las limitaciones del átomo de Rutherford? ¿Qué hechos no consiguió explicar?
5. Explique a qué hace referencia Bohr sobre los saltos energéticos.
6. Relaciona las siguientes conclusiones experimentales con el modelo atómico a que dieron lugar (marca con una cruz):

*“ Realizó experiencia que demostraron la existencia de partículas con cargas negativas y masa definida.”*

- Teoría Atómica de Dalton
- Modelo Atómico de Thomson
- Modelo Atómico de Rutherford
- Modelo Atómico de Bohr

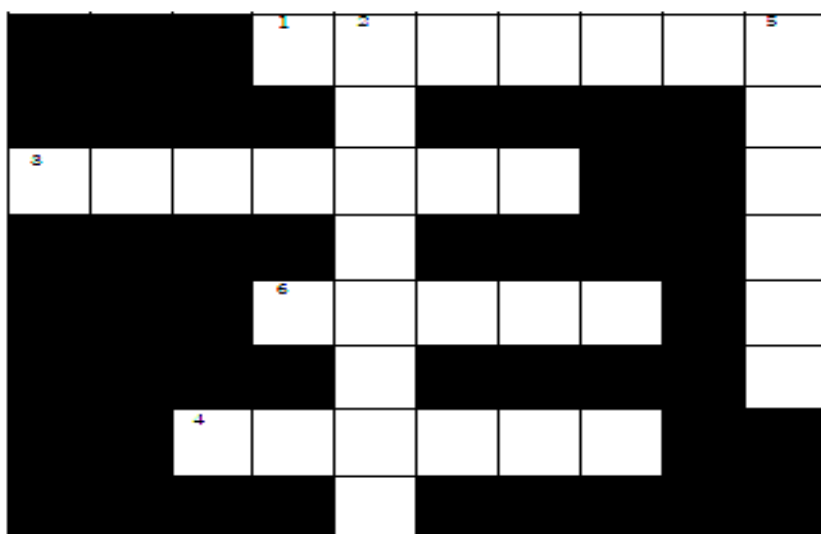
*“ Cuando los electrones absorben energía pasan a un nivel de energía superior y cuando la pierden pasan a un nivel de energía inferior.”*

- Teoría Atómica de Dalton
- Modelo Atómico de Thomson
- Modelo Atómico de Rutherford
- Modelo Atómico de Bohr

*“ Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales entre sí y tienen características propias, como la masa.”*

- Teoría Atómica de Dalton
- Modelo Atómico de Thomson
- Modelo Atómico de Rutherford
- Modelo Atómico de Bohr.

7. Completa el crucigrama



1. Partícula subatómica sin carga
2. Partícula subatómica de carga negativa
3. Parte externa del átomo en los modelos de Rutherford y Bohr
4. Partícula subatómica de carga positiva
5. Parte central del átomo en los modelos de Rutherford y Bohr
6. Parte más pequeña de la materia

7. Realice un cuadro comparativo indicando fecha, filósofo o científico modelo propuesto y representación del átomo.

8. Empareja cada imagen con el modelo atómico que representa:



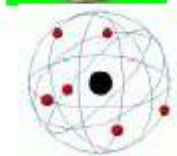
**Teoría de Demócrito**

**Teoría de Aristóteles**



**Modelo de Dalton**

**Modelo de Thomson**

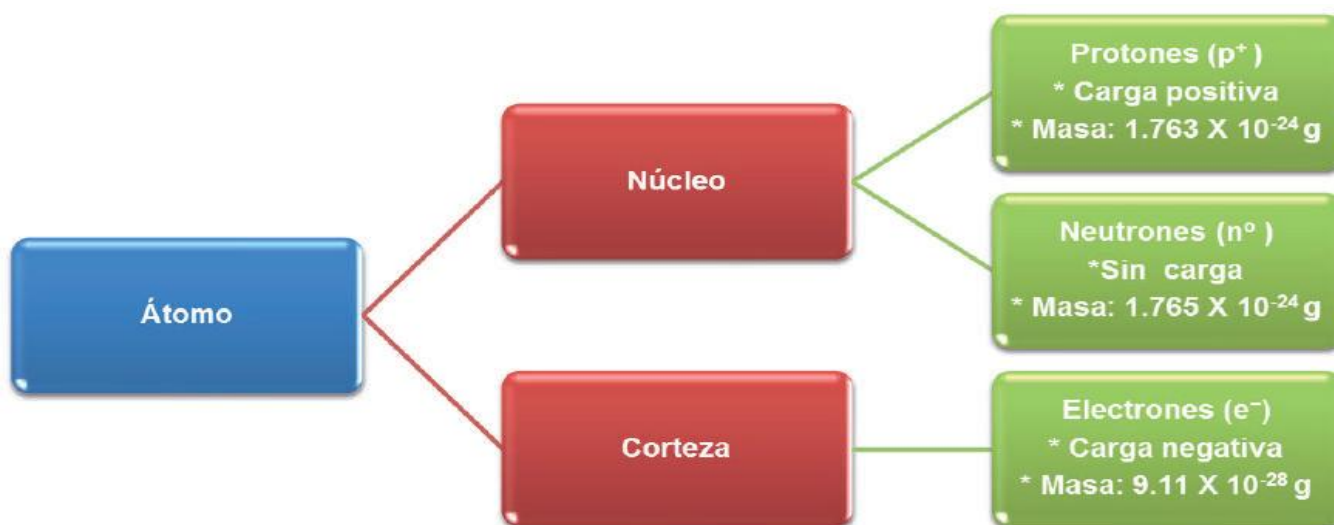


**Modelo de Rutherford**

**Modelo de Bohr**



## Conceptos básicos (número atómico, masa atómica y número de masa)



Puesto que todos los átomos pertenecen a algún elemento químico, es necesario establecer criterios para identificarlos, por lo cual se introducen algunos conceptos relativos al átomo.

### Número atómico

- Se representa con la letra **Z**.
- Determina la identidad de un átomo.
- Representa el número de protones localizados en el núcleo.
- Su valor determina muchas de las propiedades físicas y químicas de un átomo.
- Número atómico ( $Z$ ) =  $p^+ = e^-$

### Masa atómica

- Se representa con la abreviación: **m.a.**
- Corresponde al promedio de las masas de los isótopos considerando la abundancia en la naturaleza.
- La masa atómica de un elemento en la tabla periódica no es un número entero.
- $m.a. = (A_1 \times \% \text{abundancia}) + (A_2 \times \% \text{abundancia}) + \dots / 100.$

### Número de masa

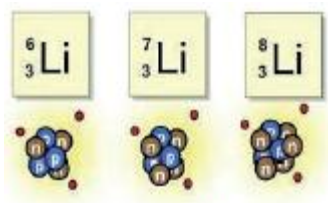
- Se representa con la letra **A**.
- Corresponde a la suma de protones y neutrones que hay en el núcleo atómico.
- Número de masa ( $A$ ) =  $(p^+ + n^0) = (Z + n^0)$



**Isótopos:** átomos de un mismo elemento con igual número atómico, pero diferente número de neutrones en su núcleo y, por lo tanto, su masa atómica es distinta.

## Los isótopos y sus aplicaciones

Como ya te diste cuenta, contrario a lo que Dalton proponía sobre la igualdad de los átomos de un mismo elemento, mediante pruebas experimentales se ha demostrado que, en la naturaleza, existen átomos que siendo del mismo elemento no son idénticos, la diferencia radica en el número de masa, es decir, en el total de protones y neutrones. Y si el número de protones representa la identidad del átomo, lo que cambia es el número de neutrones. A estos átomos se les llama *isótopos*.



Isótopos del litio

### Isótopos

- Son átomos de un mismo elemento con igual número de protones pero diferente número de neutrones, por tanto, diferente número de masa.
- Para identificar un isótopo se escribe el nombre o símbolo del elemento seguido del número de masa.

Ejemplo:

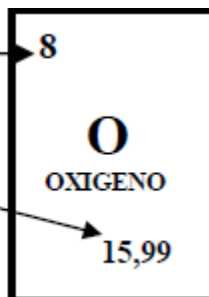
Isótopo	Núm. de masa	Núm. de neutrones	Núm. de protones
$^{35}_{17}\text{Cl}$	35	18	17
$^{36}_{17}\text{Cl}$	36	19	17

## ¿Cómo de determinan la cantidad de protones, neutrones y electrones que tienen los distintos átomos?

Para poder saber la cantidad de partículas subatómicas que forman a un determinado **ATOMO**, es necesario conocer dos datos muy importantes sobre ese **ATOMO**.

Esos dos datos, que se extraen de la **TABLA PERIODICA**, son dos números que identifican a cada ATOMO (algo así como sus números de documento y cédula) y que se llaman:

- **NUMERO ATOMICO**
- **NUMERO MASICO**



Entonces podemos decir que.....

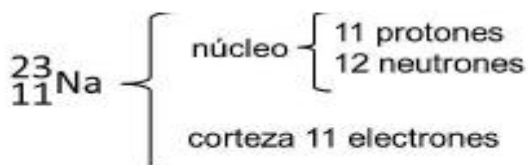
**NUMERO ATOMICO = CANTIDAD DE PROTONES = CANTIDAD DE ELECTRONES**

**NUMERO MASICO = CANTIDAD DE PROTONES + CANTIDAD DE NEUTRONES**

**CANTIDAD DE NEUTRONES = NUMERO MASICO - NUMERO ATOMICO**

**El número másico siempre se utiliza como número entero, por lo tanto siempre deberás redondearlo**

Ejemplo 1: Sodio (Na)  
m.a. = 22.989 ≈ 23



Como puedes observar, el valor de la masa atómica no es un número entero sino uno decimal. Sin embargo, el número de masa sí corresponde a un número entero, pues es la suma del número de protones y neutrones. Generalmente para realizar cálculos en los que interviene la masa atómica utilizamos para operar el número de masa, que es un número entero que expresa la suma de protones y neutrones del isótopo más abundante. Pero, por convención, también se ha adoptado el redondeo de la masa atómica al número entero más cercano. sí, en el ejemplo, observas que el sodio tiene una masa atómica de 22.989 una que redondeado es igual a 23. El Berilio (Be) tiene una masa atómica de 9.0121 una que redondeado es igual a 9.



## A PONER EN PRACTICA LO APRENDIDO!!!!!!!!!!!!

1 -**Determiná** para los átomos de SODIO, CLORO, OXIGENO y HIERRO la cantidad de protones, neutrones y electrones que poseen los mismos.

2- **Completá** el siguiente cuadro:

Elemento	Símbolo	Z	A	$p^+$	$n^0$	$e^-$
Hierro	Fe	26	56			26
Neón	Ne		22	10		10

NOMBRE	SIMBOLO	Z	A	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
plata						
	P					
		12				
				18		
					9	
			28		14	

3- Un átomo posee 32 protones y su A= 73. **Indicá** para éste átomo:

- a- su cantidad de electrones y de neutrones
- b- su nombre y su símbolo
- c- su Z d- su clasificación y ubicación en la Tabla Periódica

4- Un átomo posee 6 neutrones y 5 electrones. **Indicá** para dicho átomo:

- a- su cantidad de protones
- b- su Z y su A
- c- su nombre y su símbolo
- d- su clasificación y su ubicación en la Tabla Periódica

5-¿Cuáles de las siguientes especies químicas son **ISOTOPOS**? ¿Por qué?

17	35	40	16	23	37	33	18	36	32
<b>O</b>	<b>Cl</b>	<b>Ca</b>	<b>O</b>	<b>Na</b>	<b>Cl</b>	<b>S</b>	<b>O</b>	<b>Cl</b>	<b>S</b>
8	17	20	8	11	17	16	8	17	16

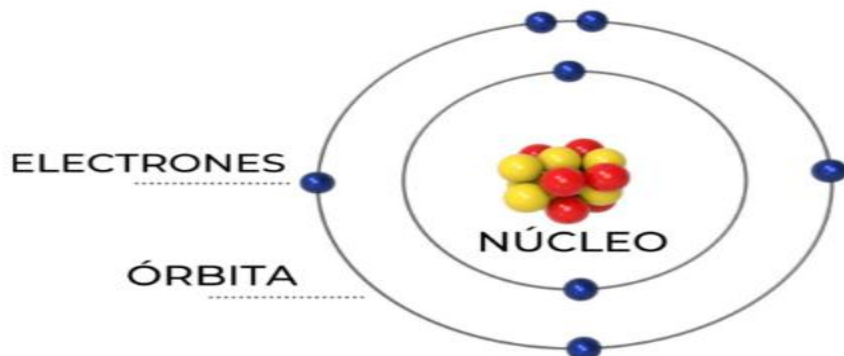


6-Las siguientes son aplicaciones de diferentes isótopos en diversas áreas, como la Medicina y Ciencias de la Tierra. Determina el número atómico, el número de neutrones y el número de masa de cada elemento.

Isótopo	Z	n°	A
Arsénico - 74. Se usa en la localización de tumores cerebrales.			
Bromo - 82. Útil para hacer estudios en hidrología tales como, determinación de caudales de agua, direcciones de flujo de agua y tiempos de residencia en aguas superficiales y subterráneas.			

Isótopo	Z	n°	A
Arsénico - 74. Se usa en la localización de tumores cerebrales.			
Bromo - 82. Útil para hacer estudios en hidrología tales como, determinación de caudales de agua, direcciones de flujo de agua y tiempos de residencia en aguas superficiales y subterráneas.			
Fósforo - 32. Es un isótopo que emite rayos beta y se usa para diagnosticar y tratar enfermedades relacionadas con los huesos y con la médula ósea.			
Radio - 226. Se emplea en tratamientos para curar el cáncer de la piel.			
Oro - 198. Se aplica en la industria del petróleo, perforación de pozos para búsqueda de petróleo.			
Carbono - 14. Se utiliza para determinar cronologías y la edad o antigüedad de un fósil. También se usa para verificar la autenticidad de una pieza de arte.			
Cobalto - 60. Es uno de los 22 isótopos radiactivos de este elemento, se utiliza como terapia para el cáncer. Se manejó en el primer tratamiento de radioterapia.			

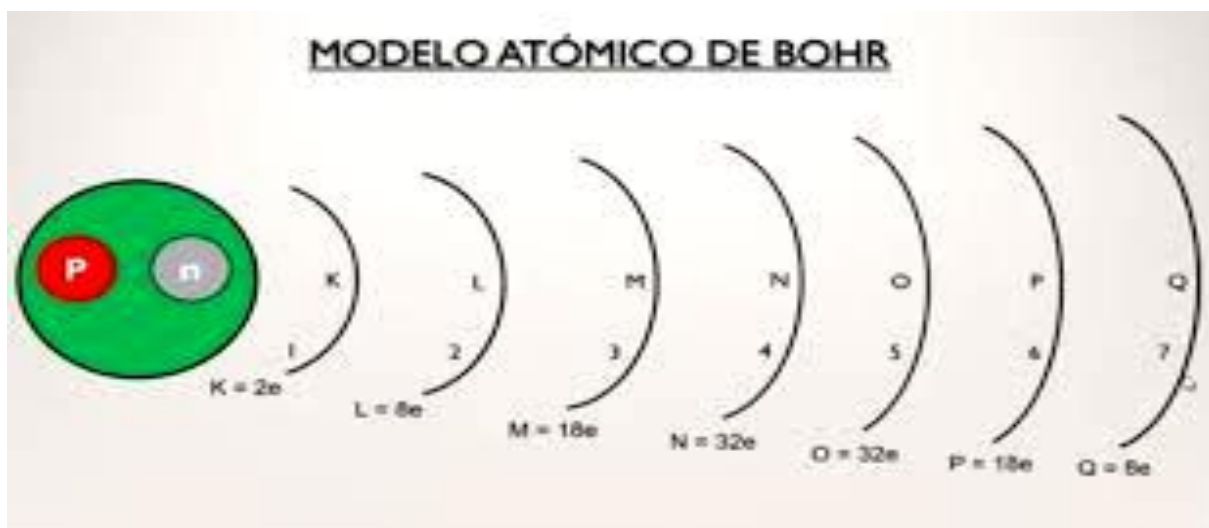
### MODELO ATÓMICO DE BOHR y SU RELACION CON LA TABLA PERIÓDICA



El modelo atómico de Bohr, que resultó la base del modelo atómico actual, explicaba la estabilidad de la materia y la conformación de los enlaces químicos. Observar la representación gráfica del modelo de Bohr hará más sencillo comprender las siguientes características:

- Los electrones que rodean el núcleo de un átomo pueden ser internos o externos. Ambos tipos de electrones se encuentran en órbitas circulares alrededor del núcleo, pero los electrones no pueden estar en todas las órbitas, solo en las permitidas.
- Los electrones están en niveles definidos de energía y a distancias fijas. La órbita más cercana al núcleo tiene energía más baja respecto a la órbita más alejada del núcleo, que tiene más energía.

- Las órbitas tienen un número determinado de electrones, según su distancia respecto al núcleo. Esa escala de distribución se denomina "configuraciones electrónicas" y es equivalente a la escala de la tabla periódica (representada en el orden de las filas).
- Los electrones pueden saltar de nivel o de órbita, y este salto solo puede ocurrir desde y hacia las órbitas permitidas. Por ejemplo, un electrón que salta de una órbita exterior a una interior pierde energía, que se desprende en forma de fotón o luz. Si salta de una órbita interior a una exterior, gana energía.
- La mínima cantidad de energía que se puede ganar o perder en cualquier longitud de onda se denomina "cuanto de energía", de allí surge la expresión "salto cuántico" para hacer referencia a un cambio de los electrones de un nivel energético a otro. Este cambio está asociado a una pérdida o ganancia de energía.



### ¿Cómo están ubicados los electrones en los niveles energéticos?

Los **ELECTRONES**, ya sabemos están en la zona extranuclear del átomo, ubicados en distintos niveles energéticos. Pero allí, en esos niveles u órbitas no se encuentran en forma desordenada, sino que respetando una determinada cantidad de electrones por cada nivel energético.

Así es que...

- **En el nivel energético 1 solo pueden ubicarse 2 electrones como máximo**
- **En el nivel energético 2 pueden ir como máximo 8 electrones**
- **En el nivel energético 3 puede contener 18 electrones como máximo, etc.etc.....**
- **Es importante saber que cualquiera sea el último nivel energético que posea un átomo, en dicho nivel nunca habrá ubicados mas de 8 electrones.**

Retomemos el ejemplo que analizamos anteriormente sobre el átomo de **ALUMINIO** y veamos como distribuimos los electrones en los distintos niveles energéticos.

Ya sabemos que el átomo de aluminio tiene **13 protones y 14 neutrones**, los cuales estarán ubicados **en el núcleo atómico** y también sabemos **que posee 13 electrones**.



Esos 13 electrones van a estar distribuidos de la siguiente manera.

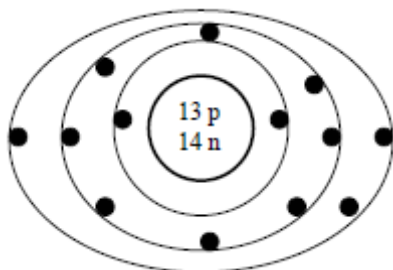
**En el nivel energético 1: 2 electrones**

**En el nivel energético 2: 8 electrones**

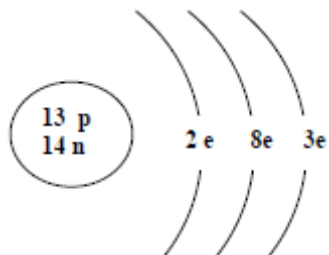
**En el nivel energético 3: 3 electrones**

**Total 13 electrones**

Si esquematizamos éste átomo nos quedaría más o menos así.....



O de una manera más sencilla y que usaremos de ahora en adelante.....



## **Actividades!!!!**

1-Siguiendo el ejemplo dado, **esquematizá** los siguientes átomos.

- a- sodio
- b- carbono
- c- oxígeno
- d- magnesio
- e- litio
- f- argón

2- Un átomo tiene 2 electrones en el Nivel 1, 8 electrones en el Nivel 2 y 4 electrones en el Nivel 3. Se desea saber:

- a- cuál es su Z y su A
- b- de qué elemento se trata y cuál es su símbolo
- c- cuántos neutrones posee dicho átomo
- d- cuál es su ubicación en la Tabla Periódica

3- Dados los siguientes esquemas de átomos, **indicá** para cada uno de los mismos:

- a- su nombre y símbolo
- b- su Z y su A
- c- su clasificación y ubicación en la Tabla Periódica

