

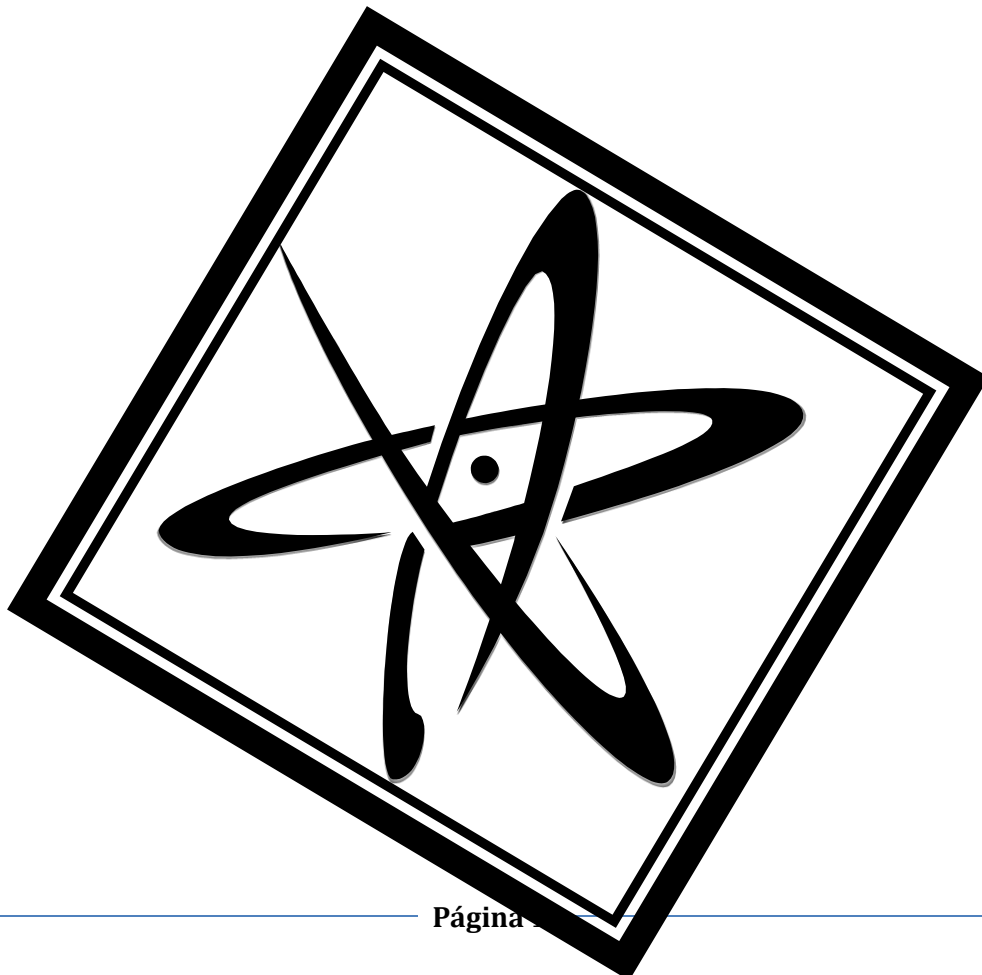
MODELOS ATÓMICOS

Elena Armas Díaz

Nº1 4ºESO A

Contenido

Introducción:	2
Teoría atomista:	2
Teoría continuista:	2
Modelo atómico de Dalton:	3
Fenómenos eléctricos:	4
Descubrimiento del electrón:.....	5
Descubrimiento del protón:.....	5
Modelo atómico de Thomson:.....	5
El experimento de Rutherford:	6
El descubrimiento del protón:.....	7
Núcleo y corteza de los átomos:	8
Modelo atómico de Bohr:	8
Modelo atómico de Schrödinger:.....	10
Modelo atómico actual:	10
Bibliografía:	12



Introducción:

Los filósofos griegos discutieron mucho sobre la naturaleza de la materia. ¿Qué ocurriría si dividiéramos un trozo de materia muchas veces? ¿Llegaríamos hasta una parte indivisible o podríamos seguir dividiendo sin parar? Los filósofos de la antigua Grecia discutieron bastante sobre este tema. El problema es que estos filósofos no utilizaban ni la medición ni la experimentación para llegar a conclusiones, por tanto, no seguían las fases del método científico.

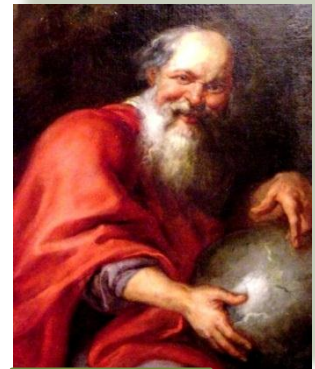
De esta forma, se establecieron dos teorías: atomista y continuista.

Teoría atomista:

En el siglo V a.C., Leucipo pensaba que sólo había un tipo de materia. Sostenía, además, que si dividiáramos la materia en partes cada vez más pequeñas, acabaríamos encontrando una porción que no se podría seguir dividiendo. Un discípulo suyo, Demócrito, bautizó a estas partes indivisibles de materia con el nombre de átomos, término que en griego significa “que no se puede dividir”. Para el año 400 a. de C. Demócrito y Leucipo propusieron la primera teoría atómica llamada la "Discontinuidad de la Materia".

Los atomistas pensaban que:

- Todo está hecho de átomos. Si dividimos una sustancia muchas veces, llegaremos a ellos.
- Las propiedades de la materia varían según como se agrupan los átomos.
- Los átomos no pueden verse porque son muy pequeños.
- Los átomos son eternos.
- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.



Demócrito

Teoría continuista:

Aproximadamente del año 400 antes de Cristo hasta finales de 1500, el átomo fue olvidado. Aristóteles había creído que toda la materia estaba hecha de cuatro elementos: fuego, agua, tierra y aire, esta teoría se llamó continuista. Como Aristóteles era un sabio, la gente aceptaba la teoría de los cuatro elementos y el avance del estudio de la materia quedó estancado durante varios siglos.

Los continuistas pensaban que:

- Los átomos no existen. No hay límite para dividir la materia.
- Si las partículas, llamadas átomos, no pueden verse, entonces es que no existen.
- Todas las sustancias están formadas por las combinaciones de los 4 elementos básicos: agua, aire, tierra y fuego.



Durante todo el período que estuvo dominado por la teoría de Aristóteles de los cuatro elementos no hubo químicos que se dedicaran a investigar los secretos de la materia, había en cambio, alquimistas, personas que buscaban la forma de transformar el plomo, un metal barato y abundante, en oro. Aristóteles sugirió que eso podría ser posible, ya que, según él, todos los metales estaban formados de los mismos cuatro elementos. Finalmente, casi dos mil años después de Aristóteles, un joven matemático italiano llamado Galileo empezó a analizar todas las teorías antiguas.

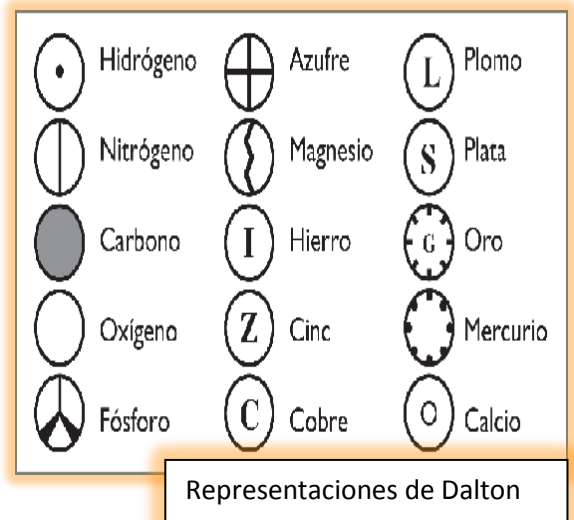
Lo más importante de aquello resultó que él, por medio de sus experimentos, ofreció probar que muchas de las teorías científicas de Aristóteles eran erróneas.

En el siglo XVII, un francés llamado Pierre Gassendi sugirió que la teoría atómica de Demócrito podría ser cierta. Al pasar el tiempo, más hombres empezaron a estar de acuerdo con él, pero era difícil creer en los átomos, porque todos se realizaban una serie de preguntas: "¿Cómo son los átomos?" "¿Qué aspecto tienen?" "¿Qué los mantiene agrupados?" "¿Existen tantas clases diferentes de átomos como objetos distintos hay en el mundo?" "¿Están formadas todas las cosas de la Tierra por una misma clase de átomos, sólo que esto están agrupados en forma distinta?"

Modelo atómico de Dalton:

La primera teoría atómica con carácter científico fue propuesta por el químico británico Dalton (1766-1844) en 1808. Dalton leyó los textos de Lavoisier, Boyle y otros científicos. Consideraba que todas las sustancias estaban formadas por partículas minúsculas e indivisibles que no eran observables. Los postulados de su teoría son las siguientes:

- Los elementos están constituidos por átomos, que son partículas materiales independientes, inalterables e indivisibles.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y en el resto de propiedades.
- Los átomos de distintos elementos tienen diferentes masas y propiedades.
- Los compuestos se forman por la unión de los átomos de los correspondientes elementos según una relación numérica sencilla y constante.
- En las reacciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen, solamente se redistribuyen para formar nuevos compuestos.



Estas ideas de Dalton suponen el primer modelo teórico para explicar la química moderna. El principal argumento sobre la validez de la teoría atómica de Dalton era que permitía interpretar de forma lógica todas las leyes ponderales.

Posteriormente el químico sueco Jakob Berzelius (1779-1848) determinó las masas atómicas de algunos elementos, con lo cual la inclusión del átomo como unidad básica en la estructura de la materia fue un hecho aceptado por la sociedad científica.

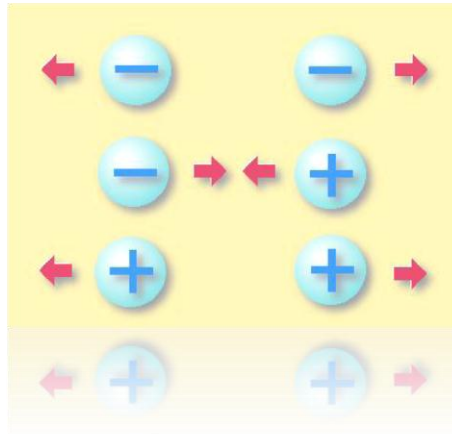
Fenómenos eléctricos:

Una vez aceptada la teoría atómica de la materia, los fenómenos de electrización y electrólisis pusieron de manifiesto, por un lado, la naturaleza eléctrica de la materia y, por otro, que el átomo era divisible; es decir, que estaba formado por otras partículas fundamentales más pequeñas.

Para explicar estos fenómenos, los científicos idearon un modelo según el cual los fenómenos eléctricos son debidos a una propiedad de la materia llamada carga eléctrica.

Las propiedades de los cuerpos eléctricos se deben a la existencia de dos tipos de cargas: positiva y negativa.

Dos cuerpos que hayan adquirido una carga del mismo tipo se repelen, mientras que si poseen carga de distinto tipo se atraen. En general, la materia es eléctricamente neutra, es decir, tiene la misma cantidad de cada tipo de carga. Si adquiere carga, tanto positiva como negativa, es porque tiene más cantidad de un tipo que de otro.



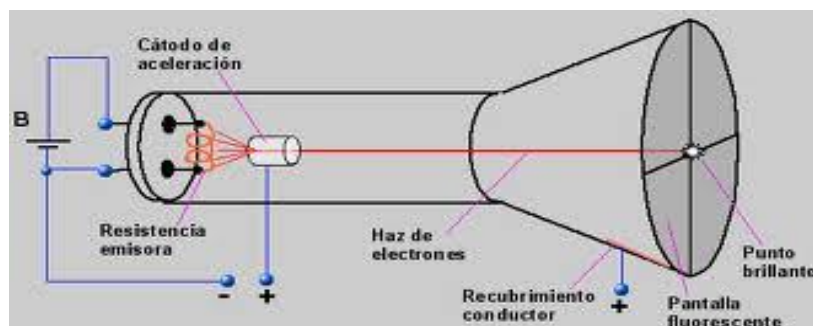
A comienzos del siglo XIX se presentaba la siguiente situación:

- Dalton había demostrado que la materia estaba formada por átomos.
- Existían experiencias de fenómenos eléctricos que demostraban que la materia podía ganar o perder cargas eléctricas.

Por tanto, esas cargas eléctricas debían de estar de alguna forma en el interior de los átomos. Si esto era cierto, la teoría de Dalton era errónea, ya que decía que los átomos eran indivisibles e inalterables.

Debido a que no podían verse los átomos, se realizaron experimentos con tubos de descarga o tubos de rayos catódicos y así, de esta manera, se observaron algunos hechos que permitieron descubrir las partículas subatómicas del interior del átomo.

Los tubos de rayos catódicos eran tubos de vidrio que contenían un gas a muy baja presión y un polo positivo (ánodo) y otro negativo (cátodo) por donde se hacía pasar una corriente eléctrica con un elevado voltaje.



Descubrimiento del electrón:

Es la primera partícula subatómica que se detecta. El físico J. J. Thomson realizó experiencias en tubos de descarga de gases. Observó que se emitían unos rayos desde el polo negativo hacia el positivo, los llamó rayos catódicos.

Al estudiar las partículas que formaban estos rayos observó que eran las mismas siempre, cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. Por tanto, en el interior de todos los átomos existían una o más partículas con carga negativa llamadas electrones.

Descubrimiento del protón:

El físico alemán E. Goldstein realizó algunos experimentos con un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado. Observó unos rayos que atravesaban al cátodo en sentido contrario a los rayos catódicos. Recibieron el nombre de rayos canales.

El estudio de estos rayos determinó que estaban formados por partículas de carga positiva y que tenían una masa distinta según cual fuera el gas que estaba encerrado en el tubo. Al experimentar con hidrógeno se consiguió aislar la partícula elemental positiva o protón, cuya carga es la misma que la del electrón pero positiva y su masa es 1837 veces mayor.

A finales del siglo XIX y principios del XX, una serie de experimentos permitieron identificar las partículas responsables de la carga negativa (el electrón) y de la carga positiva (el protón). Estos experimentos proporcionaron los datos siguientes sobre la estructura de la materia:

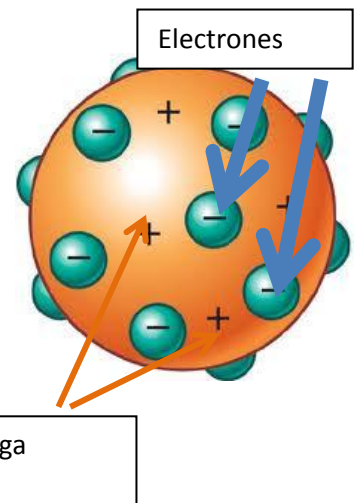
- El átomo contiene partículas materiales subatómicas.
- Los electrones tienen carga eléctrica negativa y masa. Cada electrón posee una carga eléctrica elemental.
- Los protones tienen carga eléctrica positiva y mayor masa.
- Como el átomo es eléctricamente neutro, hay que suponer que el número de cargas eléctricas negativas (electrones) es igual al número de cargas positivas (protones).

Modelo atómico de Thomson:

El físico J.J. Thomson (1856-1940) demostró, en 1897, que en las descargas eléctricas en gases se producían partículas con carga eléctrica negativa que eran idénticas para cualquier gas. Thomson denominó a estas partículas electrones y concluyó que el electrón era un constituyente fundamental de átomo.

Thomson propuso un modelo de átomo formado por unas partículas con carga eléctrica negativa (electrones), inmerso en un fluido de carga eléctrica positiva, que daba como resultado un átomo eléctricamente neutro. Este modelo es coherente con los experimento de tubos de descargas vistos antes.

El descubrimiento del electrón indicaba que el átomo no es indivisible y que esta constituido por partículas subatómicas, algunas con carga eléctrica. Aun así, las consecuencias derivadas del experimento de Rutherford, explicado en el proximo apartado, obligaron a desetermarlo.



El modelo de Thomson fue bastante valorado ya que era capaz de explicar los siguientes fenómenos:

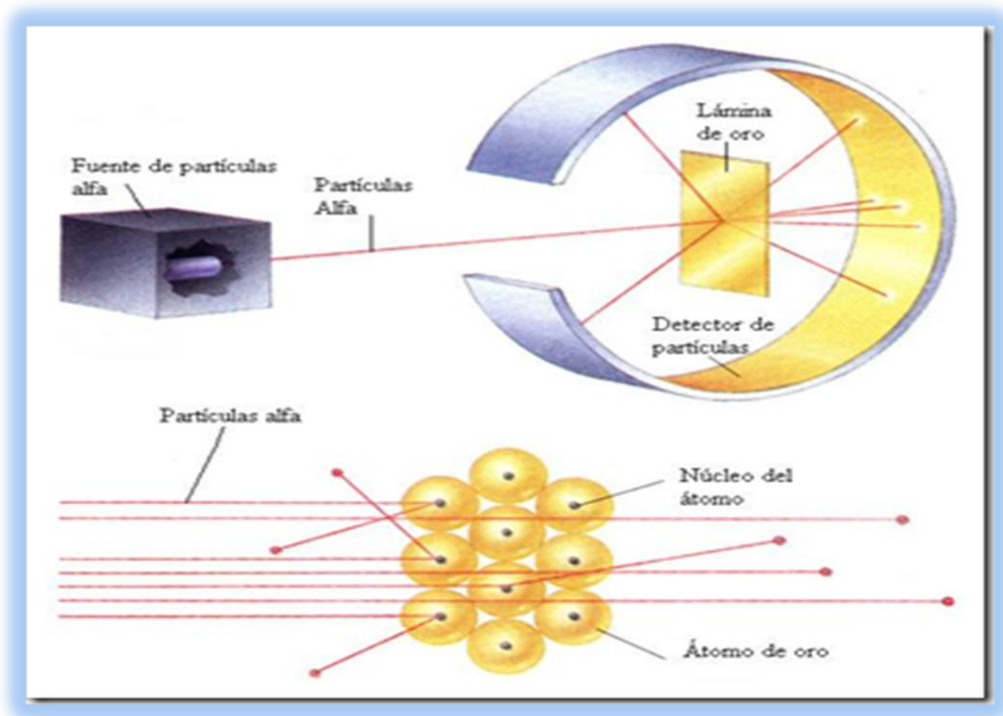
- La electrización: el exceso o defecto de electrones que tenga un cuerpo es el responsable de su carga negativa o positiva.
- La formación de iones: Un ion es un átomo que ha ganado o perdido uno o más electrones. Los electrones se pierden o se ganan con relativa facilidad, de manera que su número dentro del átomo puede variar, mientras que el número de protones es fijo siempre para cada átomo. Si un átomo pierde uno ó más electrones adquiere carga neta positiva (catión) y si gana uno ó más electrones adquiere carga neta negativa (anión).

El experimento de Rutherford:

El científico Ernst Rutherford investigó las propiedades de las sustancias radiactivas, y en particular, la naturaleza de las partículas alfa, que se obtienen de las desintegraciones radioactivas. A fin de obtener información acerca de la estructura de los átomos, propone un experimento consistente en bombardear con partículas alfa una lámina de oro. En 1911, E. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa, procedentes de un material radiactivo, a gran velocidad.

Rutherford esperaba que las partículas alfa, atravesaran la lámina con facilidad, ya que tendrían la carga positiva uniformemente distribuida, como decía el modelo postulado por Thomson.

Observó que eso era lo que sucedía para la mayor parte de dichas partículas, pero, para su sorpresa, algunas se desviaban e incluso unas pocas rebotaban en la lámina.



Rutherford elaboró una serie de conclusiones:

- Supone que la materia esta prácticamente hueca, pues la mayor parte de las partículas alfa la atraviesan sin desviarse.
- Deduce que las partículas alfa rebotan debido a las repulsiones electrostáticas que sufren al pasar cerca de las cargas positivas. Ya que esto ocurre muy raramente, es preciso que dichas cargas ocupen un espacio muy pequeño en el interior del átomo, al cual denomina núcleo; éste constituye la parte positiva del átomo y contiene casi toda su masa
- Postula la existencia de partículas neutras en el núcleo para evitar la inestabilidad por repulsión entre los protones.

En 1911, Rutherford introduce el modelo planetario, el átomo se divide en:

- Un núcleo central, que contiene los protones y neutrones (y por tanto allí se concentra toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo).
- Una corteza, formada por los electrones, que giran alrededor del núcleo en órbitas circulares.

Los experimentos de Rutherford demostraron que el núcleo es muy pequeño comparado con el tamaño de todo el átomo; el átomo está prácticamente hueco.

Pero la teoría de Rutherford se contradecía con las leyes del electromagnetismo de Maxwell, las cuales estaban ampliamente comprobadas mediante numerosos datos experimentales. Según las leyes de Maxwell, una carga eléctrica en movimiento (como es el electrón) debería emitir energía continuamente en forma de radiación, con lo que llegaría un momento en que el electrón caería sobre el núcleo y la materia se destruiría; esto debería ocurrir en un tiempo muy breve.

El descubrimiento del protón:

Mediante diversos experimentos se comprobó que la masa de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo; por tanto, el físico E. Rutherford supuso que tenía que haber otro tipo de partícula subatómica en el interior de los átomos.

Estas partículas se descubrieron en 1932 por el físico J. Chadwick. Al no tener carga eléctrica recibieron el nombre de neutrones. El hecho de no tener carga eléctrica hizo muy difícil su descubrimiento.

Los neutrones son partículas sin carga y de masa algo mayor que la masa de un protón.

PARTÍCULAS ELEMENTALES DEL ÁTOMO			
Partícula	Símbolo	Masa	Carga
Electrón	e ⁻	9,11·10 ⁻³¹ kg	- 1,6·10 ⁻¹⁹ C
Protón	p ⁺	1,673·10 ⁻²⁷ kg	+ 1,6·10 ⁻¹⁹ C
Neutrón	n	1,675·10 ⁻²⁷ kg	0

Núcleo y corteza de los átomos:

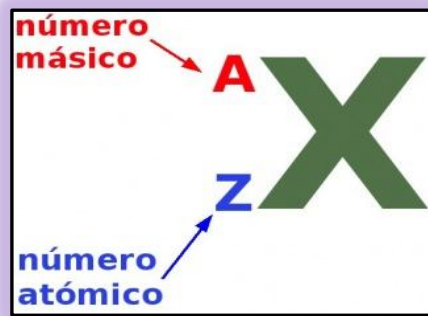
Así se completó la estructura atómica. Consta de un núcleo positivo, en donde se hallan los protones y neutrones, en conjunto llamados nucleones, y una zona cortical (o simplemente corteza), por donde giran los electrones al torno al núcleo.

Existen dos conceptos que caracterizan los núcleos atómicos:

- El número másico: es el número de partículas que hay en su núcleo ,es decir, la suma del número de protones (Z) y del número de neutrones (n).Se simboliza con la letra A.

$$A = Z + n$$

- El número atómico: indica el número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Coincide con el número de electrones si el átomo es neutro. Se simboliza con la letra Z.

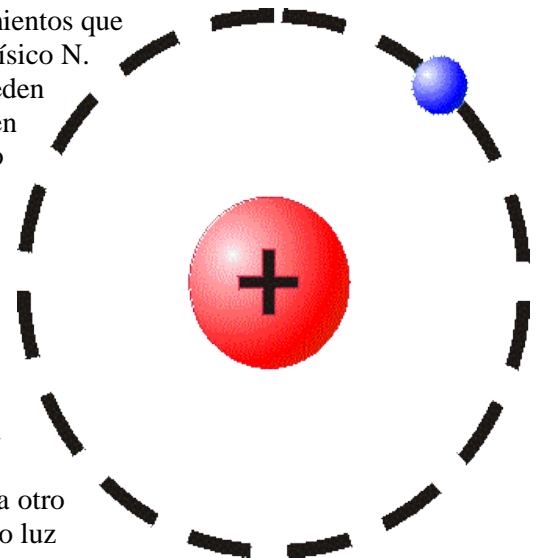


Modelo atómico de Bohr:

En la primera mitad del siglo XX se realizaron unos descubrimientos que no podían ser explicados con el modelo de Rutherford. El físico N. Bohr propone un modelo en el que los electrones sólo pueden ocupar ciertas órbitas circulares. Los electrones se organizan en capas y, en cada capa tendrán una cierta energía, llenando siempre las capas inferiores (de menor energía) y después las superiores.

El modelo de Borh se basa en tres postulados:

- El electrón gira en torno al núcleo en órbitas circulares de energía fija.
- Solo existen órbitas en las que los electrones tienen valores de energía determinados. Por eso, las órbitas se llaman también niveles de energía, designados con la letra $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
- Cuando el electrón pasa de un nivel de energía superior a otro de energía inferior, la diferencia de energía se emite como luz



El físico alemán A.Sommerfeld (1868-1951), discípulo de Bohr, propuso una ampliación del modelo atómico de su maestro.

Sommerfeld supuso que cada nivel de energía estaba subdividido a su vez en un conjunto de subniveles próximos en energía. Así, cada nivel tenía tantos subniveles como indicaba su número y podían albergar un número máximo de electrones.

- El nivel $n=1$ tiene un solo subnivel, denominado “1s”.
- El nivel $n=2$ tiene dos subniveles, denominados “2s” y “2p”.
- El nivel $n=3$ tiene tres subniveles, denominados “3s”, “3p” y “3d”.
- El nivel $n=4$ tiene cuatro subniveles, denominados “4s”, “4p”, “4d” y “4f”.

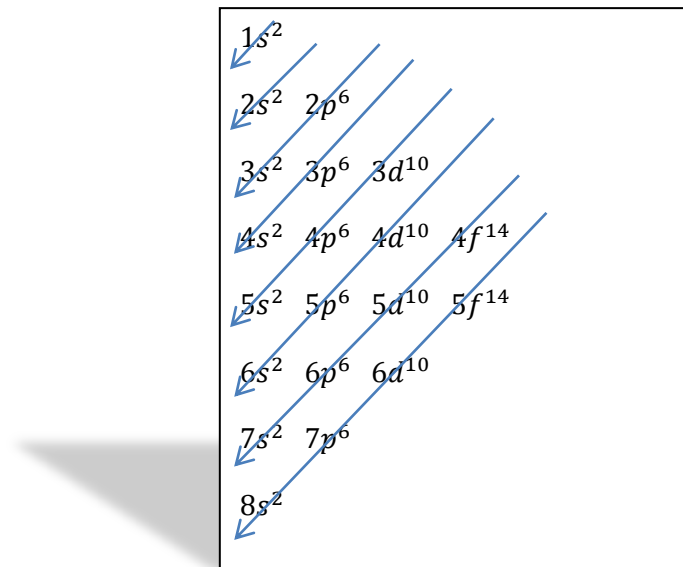
La disposición es la siguiente:

Nivel (n)	1		2		3			4			
subniveles	s		s	p	s	p	d	s	p	d	f
Electrones por subnivel	2		2	6	2	6	10	2	6	10	14
Electrones por nivel	2		8		18			32			

La distribución de los electrones en las capas se denomina configuración electrónica.

La configuración electrónica de un átomo es el modo en que están distribuidos los electrones alrededor del núcleo de ese átomo. Es decir, cómo se reparten esos electrones entre los distintos niveles y orbitales.

Para recordar el orden de llenado de los orbitales se aplica el diagrama de Möeller. Debes seguir el orden de las flechas para ir añadiendo electrones.



Se representa por números separados por comas y entre paréntesis. Por ejemplo, el átomo de sodio tiene 11 electrones; por tanto, 2 llenan la 1ª capa, 8 quedan en la 2ª capa y el último electrón quedaría en la 3ª capa. La representación es: (2, 8, 1).

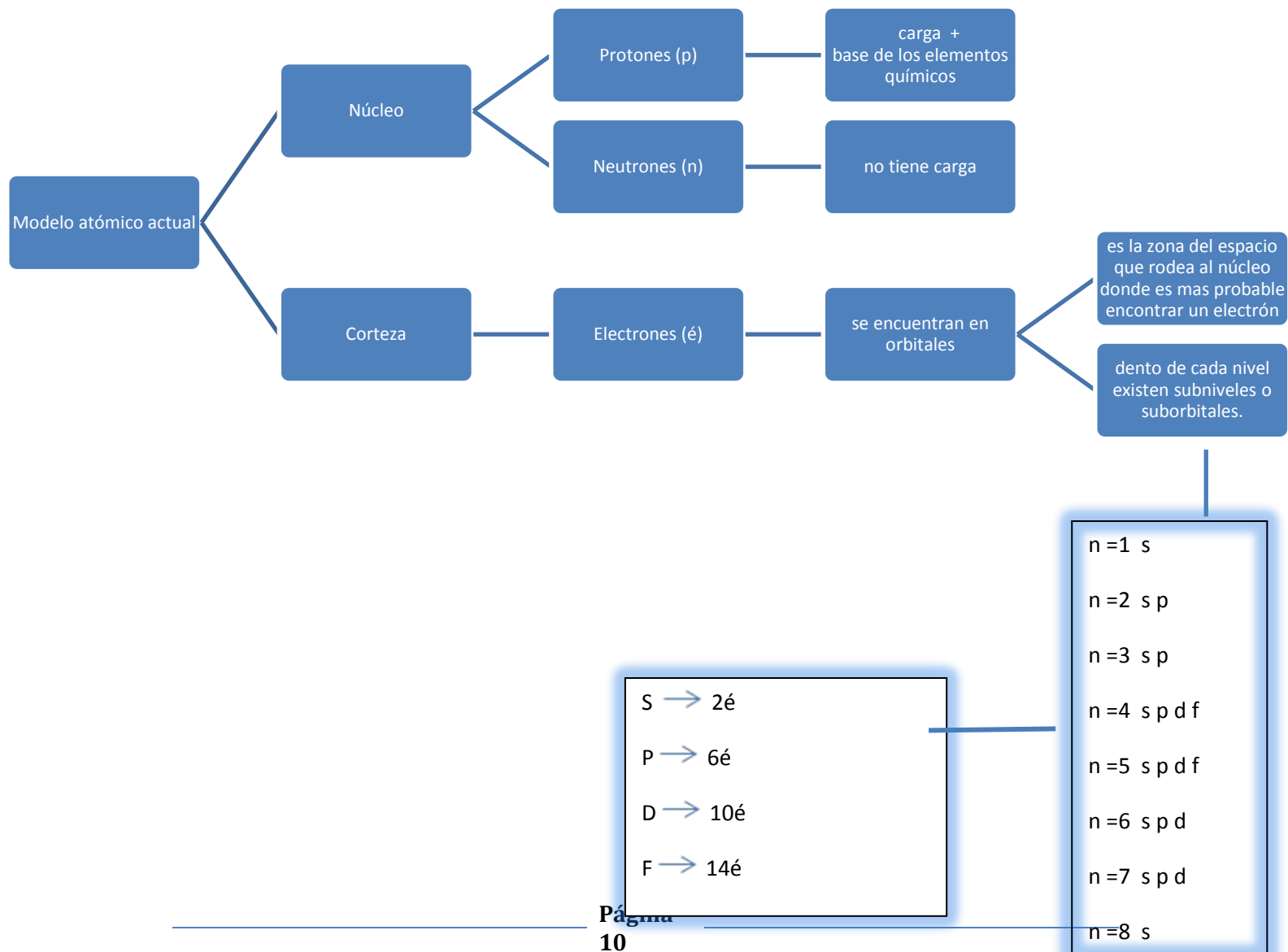
Modelo atómico de Schrödinger:

El físico E. Schrödinger estableció el modelo mecano-cuántico del átomo, ya que el modelo de Bohr suponía que los electrones se encontraban en órbitas concretas a distancias definidas del núcleo; mientras que, el nuevo modelo establece que los electrones se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones más o menos probables, pero su posición no se puede predecir con exactitud.

Se llama orbital a la región del espacio en la que existe una probabilidad elevada de encontrar al electrón.

Si representamos con puntos las distintas posiciones que va ocupando un electrón en su movimiento alrededor del núcleo, obtendremos el orbital.

Modelo atómico actual:



El modelo atómico actual fue desarrollado durante la década de 1920, sobre todo por Schrödinger y Heisenberg. Es un modelo de gran complejidad matemática.

De cualquier modo, el modelo atómico mecano-cuántico encaja muy bien con las observaciones experimentales.

En este modelo:

- No se habla de órbitas, sino de orbitales.
- Los orbitales atómicos tienen distintas formas geométricas.

El átomo está constituido por un núcleo central con casi toda la masa del átomo, que contiene partículas con carga positiva llamadas protones.

En la corteza están los electrones, con una masa despreciable frente a la del núcleo. Giran en órbitas circulares concéntricas en torno al núcleo y su carga negativa equilibra a la positiva.

El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el tamaño de todo el átomo, y entre el núcleo y la corteza hay un espacio vacío.

La mayoría de los núcleos había otras partículas, sin carga eléctrica denominados neutrones.

- Número atómico: representa el número de protones que hay en el núcleo. Se representa con la letra Z .
- Número másico: es la suma del número de protones y de neutrones del núcleo. Se representa con la letra A .

Un elemento puede tener diversos isótopos, es decir, átomos con el mismo número de protones y distintos de neutrones, su masa atómica es la medida ponderada de todos los isótopos, la cual depende de la abundancia relativa de cada uno de ellos.



Bibliografía:

- www.quimicaweb.net
- www.monografías.es
- www.concurso.cnice.mec.es
- <http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/impresos/quincena5.pdf>
- [libro física y química 4ESO editorial SM](#)
- [libro física y química 3ESO editorial SM](#)
- [libro física y química 1 BACHILLERATO editorial Mc Graw Hill](#)