



Estructura atómica de la materia

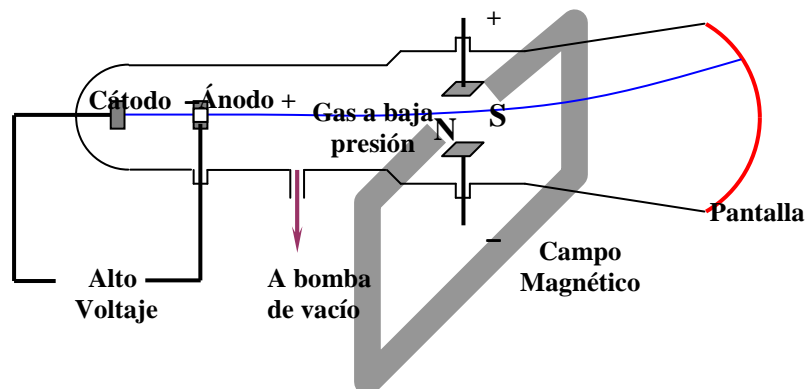


1. EVOLUCIÓN HISTÓRICA SOBRE LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

Fueron los griegos los primeros en profundizar en el conocimiento de la estructura íntima de la materia. **Leucipo de Mileto** y **Demócrito de Abdera** postularon que *la materia no es indefinidamente divisible, es decir, tiene que haber una partícula última e indivisible y constituyente básico de la materia. A esta partícula la llamaron átomo.* La palabra **átomo** significa *indivisible*. Estas ideas, al ser rechazadas por **Platón** y **Aristóteles**, permanecieron en el olvido durante casi veinte siglos.

Pero, a principio del siglo XIX, la idea de átomo es retomada con fuerza gracias al químico inglés **John Dalton** quién *actualiza la vieja teoría atómica griega, pero dándole un carácter científico.* Dalton afirma que *cada elemento químico se compone de partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos*, siendo la mínima cantidad de materia que puede intervenir en una reacción química. También añade que *un elemento químico tiene todos sus átomos iguales en masa y propiedades, en tanto que elementos diferentes poseen también átomos diferentes en masa y propiedades.* Por ejemplo, todos los átomos de *aluminio* son iguales entre sí pero son distintos de los de *estaño* o de los de *litio*.¹

Dalton consideraba al *átomo como la partícula material más elemental.* Esta idea se mantuvo hasta que, a finales del siglo XIX, experimentos demostraron que dentro del átomo existían más partículas, es decir, el átomo es divisible. El eminente físico británico **J.J. Thomson** observó que cuando se produce una descarga eléctrica en un tubo de vidrio que contiene un gas a muy baja presión, se produce una radiación denominada *rayos catódicos*, constituida por partículas *de muy poca masa, muy inferior a la del menor de los átomos: el de hidrógeno y con una pequeña carga eléctrica (la menor que se había observado nunca).* A estas partículas se las llamó **electrones**. Al observarse que se desviaban hacia placas eléctricamente positivas se dedujo que eran partículas *negativas*. Por ser el electrón de menor masa que la de cualquier átomo, se llegó a la conclusión de que *dentro del átomo había electrones*, es decir, **el átomo es divisible, echando por tierra la indivisibilidad atómica de Dalton.**



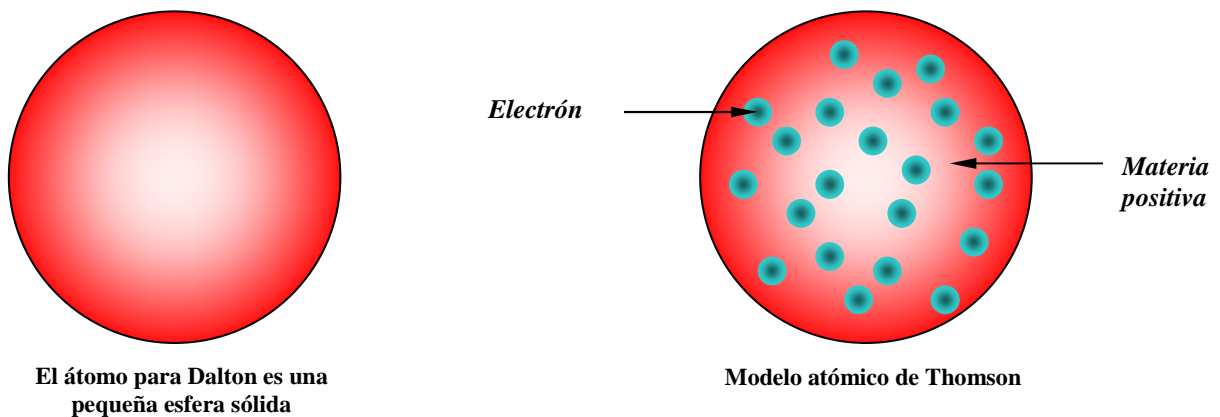
¹ Este postulado se considera actualmente falso, pues existen átomos de un mismo elemento distintos entre sí, son los llamados isótopos que veremos posteriormente.

En 1899, **Thomson** propone su modelo atómico, que se fundamenta en las siguientes consideraciones:

1. La materia es eléctricamente neutra; en consecuencia, junto a los electrones, debe existir alguna sustancia cargada positivamente.

2. Los electrones pueden ser separados del átomo, lo que no ocurre con la carga positiva.

Basándose en estas ideas **Thomson** imaginó el átomo como una esfera sólida compuesta de materia positiva, en cuyo interior se enclavaban el suficiente número de electrones capaces de mantener la neutralidad eléctrica del átomo.



Este modelo atómico estático tuvo que ser abandonado al poco tiempo, ya que no explicó satisfactoriamente observaciones posteriores, como fue la experiencia de **Rutherford**.

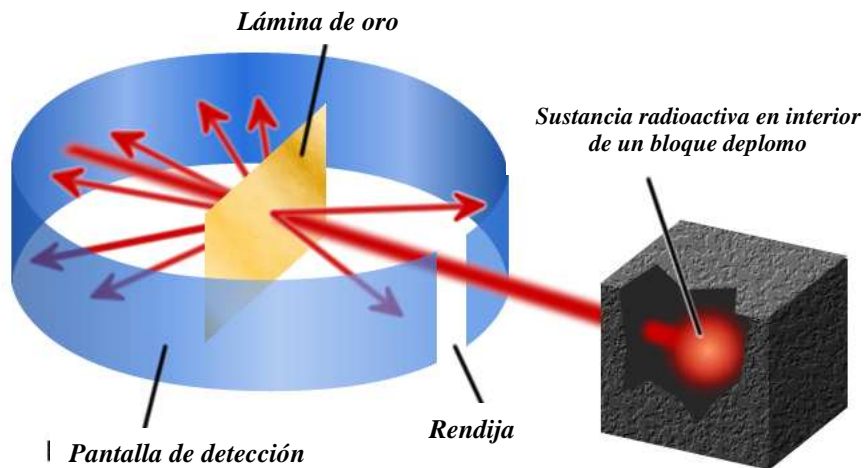
El hallazgo de la partícula fundamental de carga negativa, el electrón, estimuló a los físicos de la época a la búsqueda de la partícula con carga elemental positiva, encontrándose poco después en un experimento muy parecido al utilizado para descubrir al electrón. A esta pequeña partícula positiva se le denominó **protón**, tenía la misma carga del electrón (aunque de signo positivo), pero con mucha mayor masa (1840 veces mayor).

Por lo tanto, a principios del siglo XX ya se conocía la existencia de los electrones y protones dentro del átomo. No obstante, quedaba por resolver importantes cuestiones como: ¿qué papel desempeñan estas partículas en los átomos?, ¿cómo están situadas en su interior?

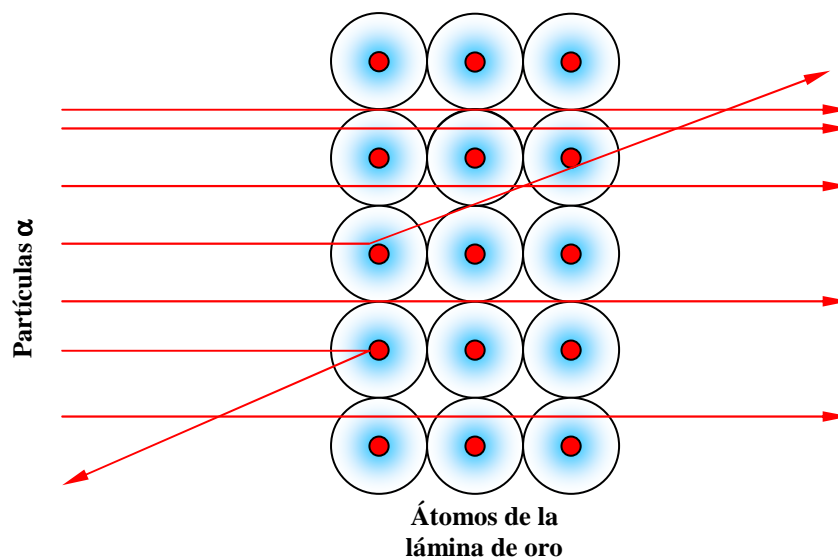
En 1911, **Ernest Rutherford** inició la respuesta a tales preguntas con el descubrimiento del núcleo atómico. Ciertos elementos radiactivos emiten un tipo de radiación denominada **rayos α** , que son haces de pequeñas partículas positivas. **Rutherford** llevó a cabo un experimento consistente en bombardear una lámina muy fina de oro mediante estas partículas α emitidas a gran velocidad (200000 km/s) por un elemento radiactivo, colocado en un bloque de plomo al cual se le había practicado un orificio con el fin de que saliese un fino haz de partículas α .

Observando el impacto que producían dichas partículas sobre una pantalla luminiscente colocada detrás de la lámina de oro, se llegó a los siguientes resultados:

1. La mayoría de las partículas α atravesaba la lámina sin sufrir desviación. Como si dicha lámina estuviese vacía de materia y no existieran en ella obstáculos que impidieran la propagación de dichas partículas.
2. Algunas (una de cada 10000) partículas α eran desviadas en un ángulo superior a 10° .
3. Muy pocas rebotaban al chocar contra la lámina de oro, es decir, el ángulo desviación era superior a 90° .



Los resultados parecían indicar que la lamina de oro es como si estuviese hueca. **Rutherford** dio a estos hechos la explicación que se muestra en la figura. Imaginó que el átomo está hueco en su mayor parte y que la carga positiva y prácticamente toda la masa del átomo está en una zona central diminuta a la cuál llamó **núcleo**.



Concretamente, *las partículas α se habrían comportado de este modo al atravesar la lámina metálica :*

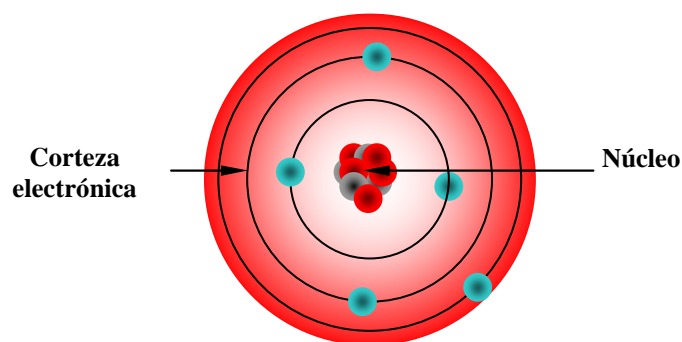
1. *La mayoría de ellas no se desviaban por tener su trayectoria suficientemente alejada de cualquier núcleo.*
2. *Algunas partículas α eran desviadas cierto ángulo por haber pasado cerca de algún núcleo, ya que aquellas están cargadas positivamente igual que éste.*
3. *Muy pocas rebotaban por choque directo con algún núcleo.*

*Si el átomo fuese tal como lo había descrito **Thomson**, no se observarían estas desviaciones pues la carga positiva estaría repartida uniformemente sobre el átomo. **Rutherford** también supuso que dentro del núcleo, junto a los protones, había otra clase de partículas denominadas **neutrones**, sin carga eléctrica, aunque de masa igual a la de los protones. Se imponía pues la necesidad de desarrollar un nuevo modelo que se ajustase a los nuevos resultados experimentales.*

Fue **Rutherford** quién describió este nuevo modelo cuyos aspectos fundamentales son los siguientes:

1. *La mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva se encuentran confinadas en una zona central y muy pequeña llamada **núcleo**. En esta región se hallan los **protones** y **neutrones**.*
2. *Fuera del núcleo están los **electrones**, en igual número de protones que tenga el núcleo, girando estos electrones en órbitas circulares alrededor del núcleo. A esa región se le denomina **corteza electrónica**.*

El físico danés **Niels Böhr** supuso que los electrones sólo podían girar en determinadas órbitas alrededor del núcleo.



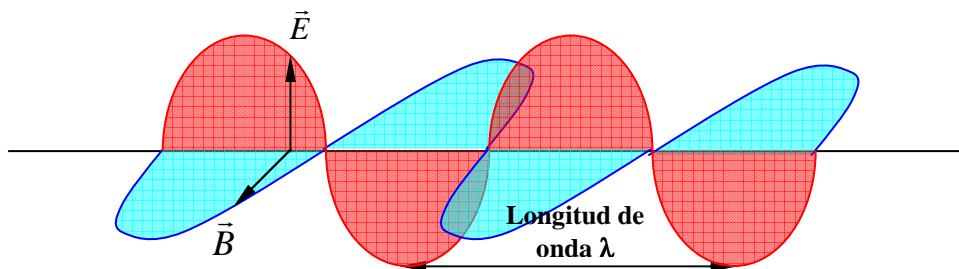
Rutherford afirmó que *el núcleo tiene un diámetro cien mil veces más pequeño que el átomo entero. Conviene darse cuenta de la gran cantidad de vacío que ello supone. Para hacerse una idea, si el tamaño del núcleo fuese de un garbanzo, si lo pusiésemos en el centro del estadio Santiago Bernabeu, el tamaño del átomo envolvería a este estadio.*

Las **principales críticas** al modelo de **Rutherford** surgen por una parte por lo que predecía la *teoría electromagnética clásica*, que establecía que toda carga acelerada pierde energía. El electrón es una partícula que gira alrededor del núcleo, por lo que tiene una *aceleración centrípeta*. Por lo tanto, la energía de los electrones tendría que disminuir y en consecuencia los electrones caerían paulatinamente sobre el núcleo, lo cual implicaría que el átomo no sería estable, es decir, no podría existir ningún átomo y, por consiguiente, ningún elemento químico.

Por una razón similar, este modelo *no permite dar una explicación satisfactoria a los espectros en forma de líneas discretas*, ni en el caso del elemento más sencillo, el hidrógeno. Si bien es cierto que existían reglas empíricas sencillas que describían la longitud de onda de cada línea. Sin embargo no se conocía una deducción válida de esta fórmula a partir de los postulados de la física clásica.

ESPECTROS ATÓMICOS

La *luz* es una clase de onda electromagnética y, por tanto, consiste en una propagación de energía a través del espacio mediante vibraciones de un campo magnético y un campo eléctrico perpendiculares entre sí.



Las ondas vienen caracterizadas por los siguientes parámetros:

Longitud de onda, λ , es la distancia entre dos puntos que están en el mismo estado de vibración. Se suele medir en nm o en Å.

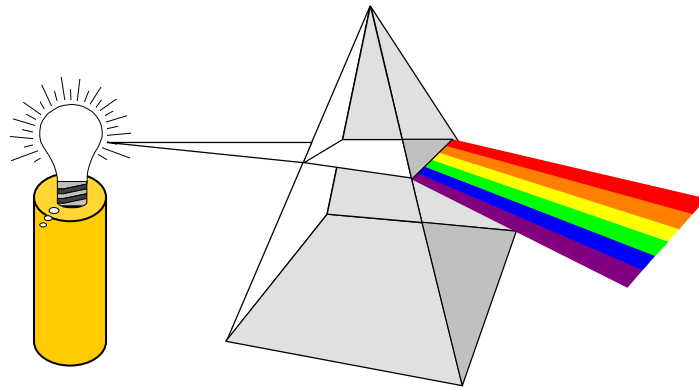
Frecuencia, ν , es el número de veces que la onda vibra en un segundo. Se mide en s^{-1} ó Hz.

Periodo, T , es el tiempo que tarda la onda en efectuar una vibración. Es la inversa de la frecuencia. Se mide en s.

Velocidad de propagación, v , es la distancia que avanza la onda en la unidad de tiempo. Siempre se cumple que:

$$v = \lambda \cdot \nu$$

Newton, en el siglo XVII, descubrió que cuando un haz de rayos de luz natural (luz blanca) pasa a través de un prisma óptico, ésta se descompone en otros colores más simples. El prisma separa los colores simples que componen la luz blanca.

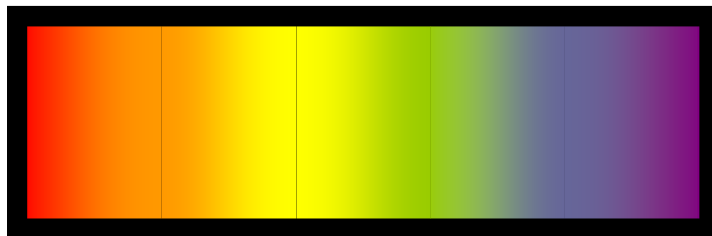


Este fenómeno se debe a que *las distintas radiaciones que componen cualquier luz compleja no se propagan con idéntica velocidad al atravesar medios transparentes* y, como consecuencia, *se desviarán con diferente ángulo de refracción*, lo que acarrea la separación de las diferentes luces simples, o monocromáticas, que componen la luz simple. Entre las radiaciones que componen la luz blanca, la roja ($\lambda = 656 \text{ nm}$) es la que menos se desvía y la violeta ($\lambda = 397 \text{ nm}$) la que más. *Si se recogen en una pantalla o placa fotográfica las radiaciones que salen del prisma se obtendrán en ella unas rayas o bandas de diferentes colores, originando lo que se denomina **el espectro de la luz visible**. Un **espectroscopio** es un dispositivo que se basa en este fenómeno y descompone sobre una pantalla o placa fotográfica cualquier luz compleja inicial en las radiaciones monocromáticas que contenga la luz compleja inicial.*

Podemos distinguir las siguiente clase de espectros:

1. Espectros de emisión: se denominan así a los *producidos por radiaciones emitidas por cuerpos incandescentes*. Pueden ser:

a) Continuos: *Si contienen todos los colores del espectro visible (rojo, anaranjado, amarillo, verde, azul, añil y violeta); por ejemplo, el espectro emitido por el filamento incandescente de una bombilla. En general, estos espectros proceden de sólidos y líquidos incandescentes.*



b) Discontinuos: *Si solamente contienen algunos colores del espectro visible; por ejemplo, el espectro emitido por el vapor de mercurio o por el hidrógeno. En general, proceden de gases y vapores incandescentes y pueden ser de:*

i) **Bandas**, si la franja coloreada es suficientemente ancha. Proceden de gases y vapores en forma molecular.

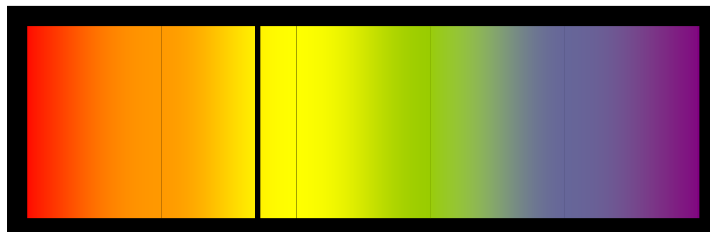
ii) **Rayas**, si la franja coloreada se reduce a una línea. Proceden de gases y vapores en forma atómica.



En realidad, los espectros de bandas están constituidos por una serie de rayas muy próximas entre sí, pudiéndose resolver la banda si la dispersión es grande.

2. Espectros de absorción: Son los que se obtienen por la absorción parcial de las radiaciones emitidas por un foco luminoso cuando éstas atraviesan una sustancia en estado gaseoso, ya que según la **ley de Kirchhoff**, todo gas o vapor, absorbe, a cualquier temperatura las mismas radiaciones que es capaz de emitir si estuviese incandescente.

Como en el caso de los espectros de emisión se subdividen en espectros de absorción continuos y discontinuos. En general, los sólidos y los líquidos dan lugar a la absorción continua de amplias zonas del espectro visible. Los gases y vapores originan, sobre un fondo continuo, una serie de rayas oscuras producidas por la absorción parcial que el gas realiza sobre el conjunto de radiaciones que emite el foco luminoso.



El estudio de los espectros conduce a las siguientes **consecuencias**:

1. Cada elemento químico, convenientemente excitado, emite una serie de radiaciones características de él y que sirven, por consiguiente, para identificarlo.

2. La presencia de tales radiaciones es independiente de que el elemento esté solo, mezclado o combinado con otros elementos. Sus rayas espectrales son siempre las mismas y ningún otro elemento las puede emitir.

3. La intensidad de las radiaciones emitidas, y por tanto, de las rayas espectrales, depende del número de átomos excitados, por lo que el mayor o menor colorido de la placa nos permitirá estimar la concentración de dicho elemento en una muestra.

El hecho de que cada elemento posea su propio espectro característico nos hace suponer que las longitudes de onda de las radiaciones emitidas por él están relacionadas entre sí mediante alguna expresión matemática que, de algún modo, nos indica que en el átomo sólo son posibles ciertos estados energéticos. **Balmer**, en 1886, una fórmula que predecía perfectamente la posición de las líneas para el hidrógeno:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

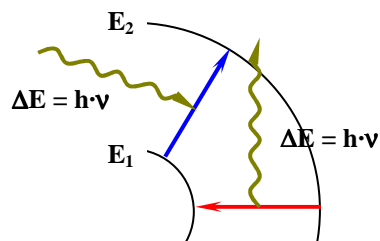
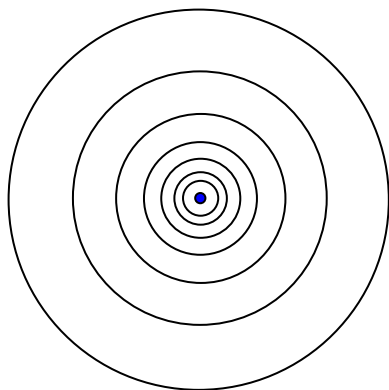
donde λ es la longitud de onda de la radiación emitida, R la constante de Rydberg 109677 cm^{-1} y n_1 y n_2 dos números enteros positivos tal que $n_2 > n_1$. Como se apuntaba en algún párrafo anterior, a principios del siglo XX, no se conocía una deducción válida de la expresión de **Balmer** a partir de los postulados de la física clásica.

El físico danés **Niels Böhr**, en 1913, perfeccionó el modelo de **Rutherford** aplicando la teoría cuántica de **Planck** al átomo de hidrógeno, el más sencillo de todos, constituido por un protón en el núcleo, alrededor del cual gira un electrón. Las ideas de **Böhr** (que no demostró) incluyen que:

1. Dentro del átomo, al electrón sólo le están permitidas ciertas órbitas circulares con valores de energía determinados (órbitas estacionarias). Mientras gire en una órbita permitida, no emite ni absorbe energía, en contra de lo que propugnaba la física clásica. De este modo quedaba salvada la cuestión de las órbitas inestables del modelo de **Rutherford**.

2. El electrón se mueve normalmente por la órbita correspondiente al nivel de menor energía, es decir, la más cercana al núcleo. Pero, si recibe una cantidad precisa de energía, puede ser promocionado y alcanzar una órbita de energía superior. Se requiere que la luz que provoque ese proceso tenga unas características muy definidas (frecuencia).

Cuando un electrón salta desde una órbita superior a una inferior, emite luz cuyas características son idénticas a la que provocó su promoción a una órbita superior. De este modo, se explicaba el hecho de que el electrón no podría jamás precipitarse sobre el núcleo, por que nunca podría acercarse a él más allá de la órbita más cercana permitida.



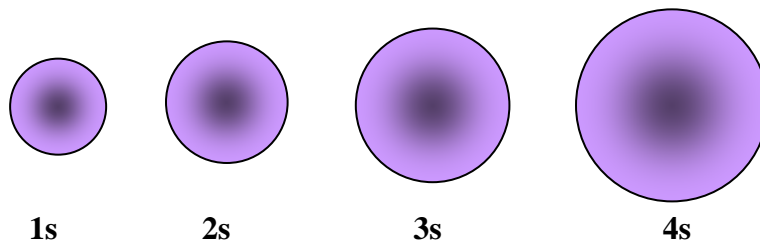
La primera crítica al modelo de **Böhr** parte de la base de que sus postulados son una mezcla de mecánica clásica y mecánica cuántica, muy incompatibles entre sí. Los avances en espectroscopía mostraron que algunas líneas de los espectros atómicos que se creían que eran únicas eran, en realidad, dos o más líneas que correspondían a energías muy similares. El modelo de **Böhr** no lo daba explicado

Muchas dificultades que existían a la hora de describir el mundo atómico, no se solucionaron hasta que **Werner Heisenberg** y **Erwin Schrödinger**, de forma independiente, crearon una doctrina, que ampliada y estructurada por **Max Born** y **Jean-Paul Dirac**, entre otros, se conoce con el nombre de *mecánica cuántica* que tiene como bases: *la dualidad corpúsculo-onda* y *el principio de incertidumbre de Heisenberg* (que por su complejidad es objeto de estudio en la 2º de bachillerato)

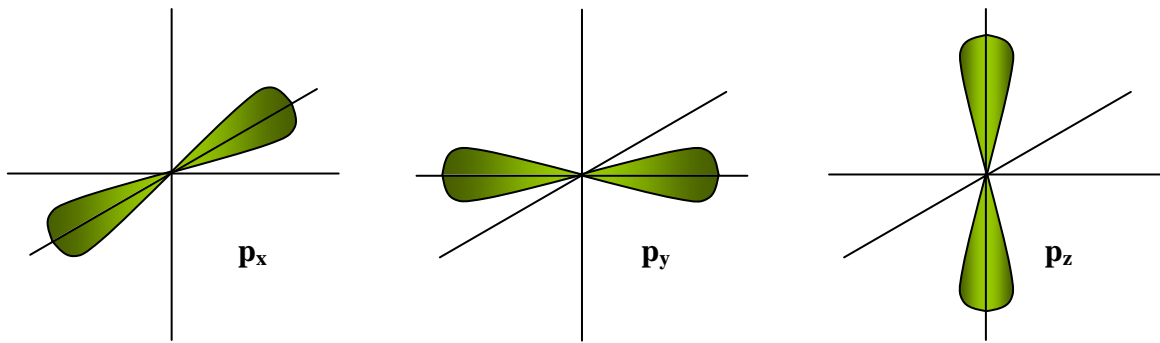
Como consecuencia de esta teoría, *el movimiento de un electrón no puede determinarse a unas órbitas sencillas conocidas, puesto que si así fuera, podríamos determinar exactamente su posición y velocidad en cada instante, lo que estaría la teoría demuestra como imposible. Ya no se puede hablar de órbitas conocidas.*

Imaginemos que fuese posible fotografiar al electrón del átomo de hidrógeno en un momento dado. Como un electrón se mueve a gran velocidad y con una trayectoria desconocida, una segunda fotografía, al cabo de una fracción de segundo muy pequeña, cogerá al electrón en una segunda posición. Si se superponen, por ejemplo, un millón de fotografías, *el resultado sería al parecido al de una nube en la que cada punto representaría una posición posible del electrón. La zona que ocupa dicha nube es lo que se entiende por orbital y en el centro estaría el núcleo atómico.* Por consiguiente, todo lo que podemos llegar a afirmar es que el electrón es muy probable que se halle en cierta región del espacio. Así **Schrödinger** define **orbital atómico** como *aquella región del espacio atómico, con una forma determinada, en la que es muy probable que se encuentre el electrón.* Los orbitales pueden ser de forma diferente:

1. Los **orbitales s**, tienen forma esférica. Pueden albergar un máximo de dos electrones. Existen en todos los niveles energéticos.



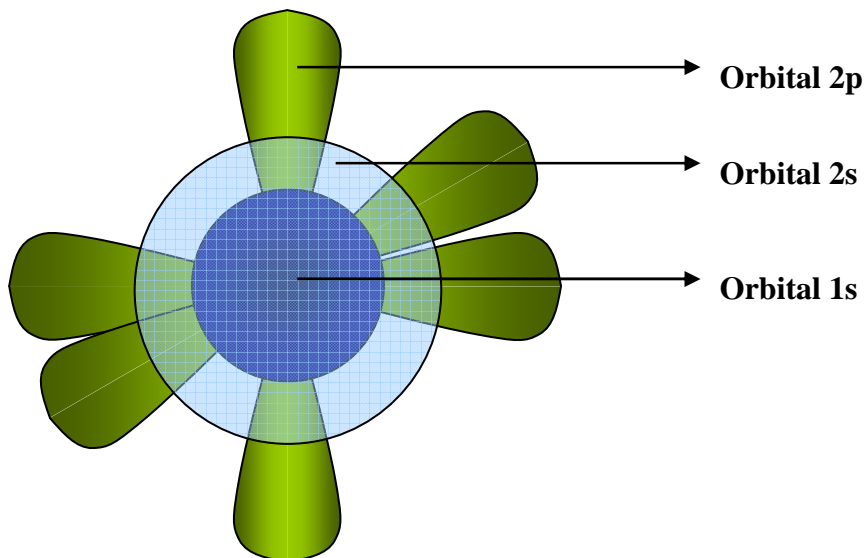
2. Los **orbitales p**, tienen forma de *doble lóbulo*, con *tres orientaciones distintas*. Pueden albergar un máximo de seis electrones (dos por cada orientación). No existen en el primer nivel energético.



3. Los **orbitales d**, cuatro de ellos tienen forma de 4 lóbulos formando 45° entre sí, y el quinto es un doble lóbulo con un anillo en el centro que lo rodea. Pueden albergar un máximo de diez electrones (dos por cada orientación). No existen en los dos primeros niveles energéticos. No los veremos gráficamente, por su complejidad a la hora de dibujarlos.

4. Los **orbitales f**, tienen siete orientaciones distintas. Pueden albergar un máximo de catorce electrones (dos por cada orientación). No existen en los tres primeros niveles energéticos. No los veremos gráficamente, por su complejidad a la hora de dibujarlos.

En la siguiente figura se representan los orbitales en los dos primeros niveles energéticos: 1s, 2s y 2p:



2. ISÓTOPOS. NÚMERO ATÓMICO (Z). NÚMERO MÁSCICO (A).

Dado que la masa del electrón es 1840 veces menor que la masa del protón o la del neutrón, podemos afirmar que *la masa del núcleo es prácticamente igual a la masa del átomo*.

En la segunda década del presente siglo se observó que *los átomos de un mismo elemento podían tener masas diferentes. La diferencia en las masas se debía a que la masa de los átomos neutros de un mismo elemento, aunque poseían igual número de protones (y por tanto de electrones), podían tener diferente número de neutrones*.

Se definen **isótopos** como los *átomos de un mismo elemento con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones*.

El **número atómico Z** expresa el *número de protones que hay en el núcleo de un átomo e indica el número de orden que ocupa dicho elemento en la tabla periódica*.

El **número másico A** expresa la *suma de protones y neutrones que hay en el núcleo de un átomo*.

La *relación* entre el número atómico, número másico y número de neutrones de un átomo viene dado por :

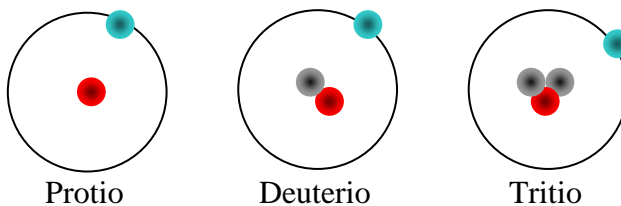
$$A = Z + N$$

En general, para representar el *isótopo de un elemento X*, usaremos la siguiente notación:



Por ejemplo, el *hidrógeno* tiene tres isótopos : *protio, deuterio y tritio*, cuyas características son las siguientes :

<i>Notación</i>	<i>Isótopo</i>	<i>n° de protones</i>	<i>n° de electrones</i>	<i>n° de neutrones</i>
${}^1_1 H$	Protio	1	1	0
${}^2_1 H$	Deuterio	1	1	1
${}^3_1 H$	Tritio	1	1	2



El *oxígeno* está formado por la mezcla de los isótopos: ${}^{16}_8 O$, ${}^{17}_8 O$ y ${}^{18}_8 O$, sin embargo el *sodio* está formado por átomos iguales, es decir, no está formado por mezcla de isótopos. Todos sus átomos son del tipo ${}^{23}_{11} Na$.

3. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS.

Los electrones se van a mover alrededor del núcleo en ciertos orbitales, a cada uno de los cuales le corresponde una energía. *Estos orbitales han de estar definidos por unos números denominados cuánticos.* Son los siguientes :

1. **Número cuántico principal n:** representa el *volumen efectivo y la energía del orbital.* Puede tomar cualquier valor entero positivo. $n = 1, 2, 3, \dots$. También se le puede asignar una letra según la siguientes serie:

Valor de n	1	2	3	4	5	6	7
Letra	K	L	M	N	O	P	Q

2. **Número cuántico secundario l:** Determina la *forma del orbital.* Toma valores que van: $l = 0, \dots, n - 1$. Según el valor de l pueden los orbitales pueden ser:

Valor de l	Tipo de orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

3. **Número cuántico magnético m:** Determina la *orientación del orbital en el espacio.* Toma valores que van desde $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$. El número de orientaciones de cada orbital en el espacio es $x = 2l + 1$. Así un orbital esférico s ($l = 0$) sólo puede tomar una orientación, los orbitales p ($l = 1$) se presentan en grupos de tres (tres orientaciones), los orbitales d ($l = 2$) poseen cinco orientaciones distintas y los orbitales f ($l = 3$) se presentan en grupos de siete.

Estos números cuánticos definen cada orbital atómico, *si quisiésemos especificar cada electrón entonces precisaríamos, además, un cuarto número cuántico:*

4. **Número cuántico spin s:** *Experimentalmente se ha demostrado que el electrón posee un movimiento de rotación sobre sí mismo, movimiento que puede tener dos sentidos.* Para caracterizarlo, se define el número cuántico de spin, que *puede tomar dos valores según el sentido de la rotación : $+1/2$ y $-1/2$.*

Tabla - resumen de los números cuánticos

Nº cuántico	Nombre	Valores permitidos	¿Qué representa ?
n	Principal	1,2,3,	Tamaño y energía del orbital
l	Secundario	0,.....,(n - 1)	Forma del orbital
m	Magnético	-1 , ..., 0, ..., +1	Orientación del orbital
s	Spin	+ 1/2 y - 1/2	Sentido de giro del electrón

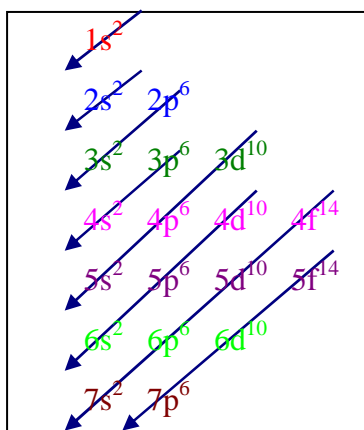
Los números cuánticos en este modelo tienen un significado distinto al que tenían en el modelo de Böhr – Sommerfeld.

4. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Los electrones ocupan los orbitales según las siguientes reglas:

1. Los átomos neutros tienen tantos electrones como indica su número atómico Z (tantos electrones como protones tenga el núcleo).

2. Cada electrón que entra a formar parte de un átomo, tiende a ocupar el orbital de menor contenido energético, este contenido energético aumenta con el número cuántico principal n , y, aumenta también, aunque en menor grado, con el número cuántico secundario o azimutal l , por lo que, a veces, un orbital A de número cuántico principal mayor que otro B puede tener menor energía que el B. Para saber en que orden ha de llenarse los orbitales acudiremos al *diagrama de Moeller*.



3. **Principio de exclusión de Pauli:** En un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Este principio limita el número máximo de electrones que puede existir por orbital: dos como máximo.

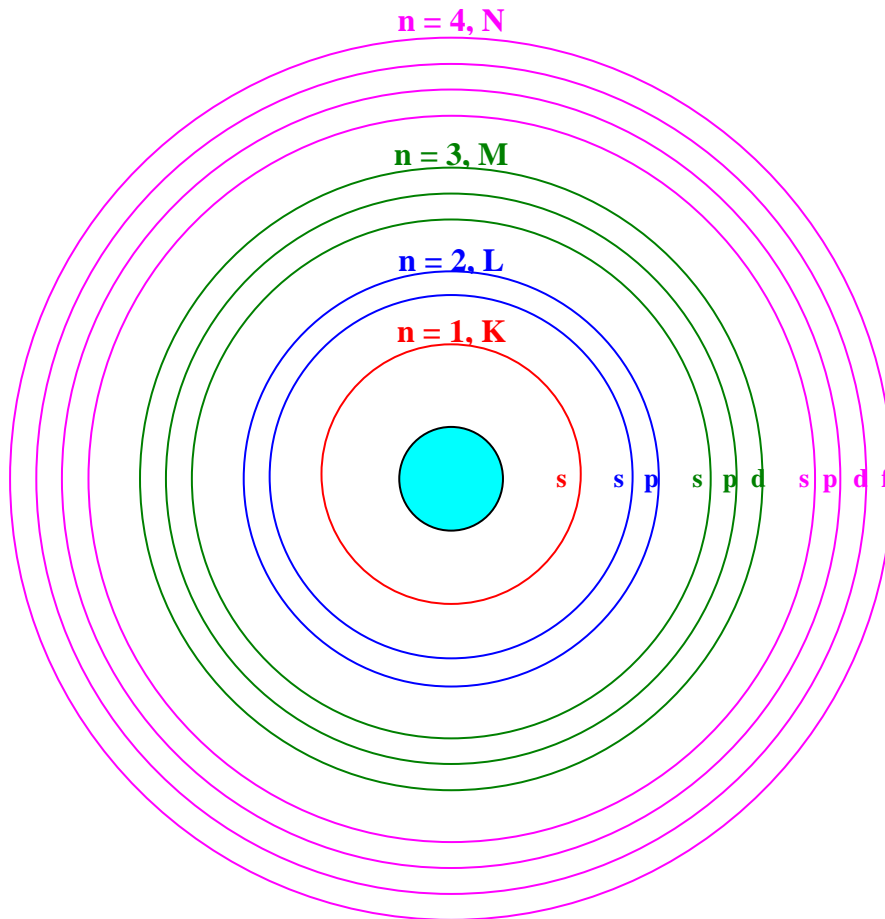
4. **Regla de máxima multiplicidad de Hund:** Cuando los electrones ocupan subniveles, tienden a extenderse en ellos al máximo ocupando el mayor número de orbitales.

En la corteza electrónica los electrones se alojan ordenadamente en distintas capas o niveles, cada uno de las cuales poseen unas subcapas denominadas orbitales.

Capa o nivel	Orbitales que alberga
1, K	s
2, L	s, p
3, M	s, p, d
4, N	s, p, d, f
5, O	s, p, d, f (y otros) ²
6, P	s, p, d (y otros)
7, Q	s, p (y otros)

² Son orbitales con los que nos se va a trabajar en la práctica.

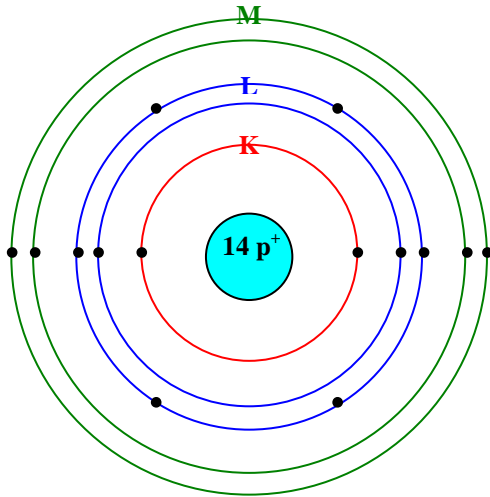
En la figura se muestran las *cuatro primeras capas de la corteza un átomo con sus respectivos orbitales*:



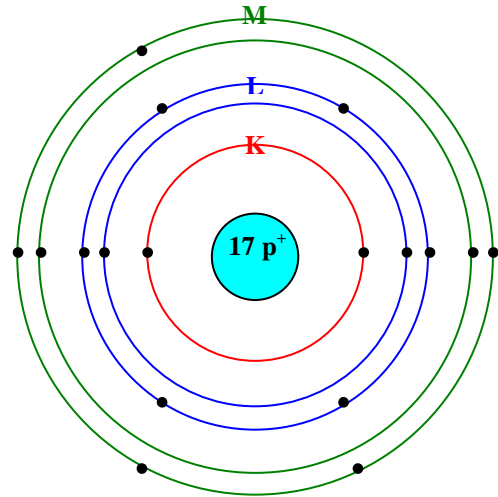
Cada orbital puede alojar un número máximo determinado de electrones. En la siguiente tabla se indica el número máximo de electrones que pueden albergar las distintas clases de orbitales:

Orbital	Número máximo de electrones que contiene
s	2
p	6
d	10
f	14

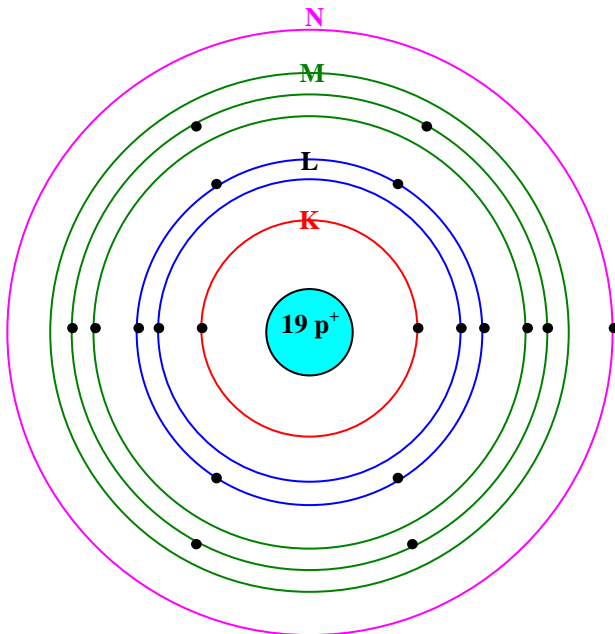
La **configuración electrónica** es una *expresión que nos indica como se distribuyen los electrones de un átomo en las diferentes capas y orbitales*.



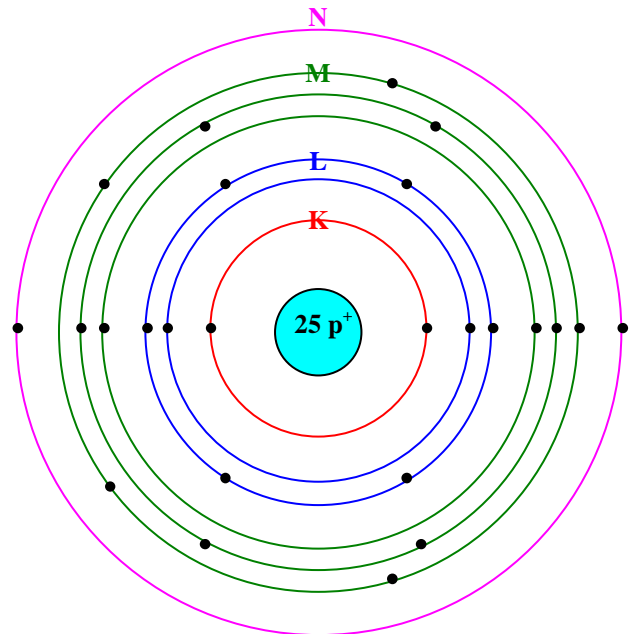
Si (Z = 14): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$



Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



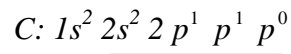
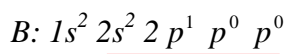
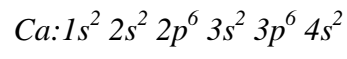
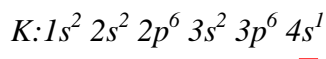
K (Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

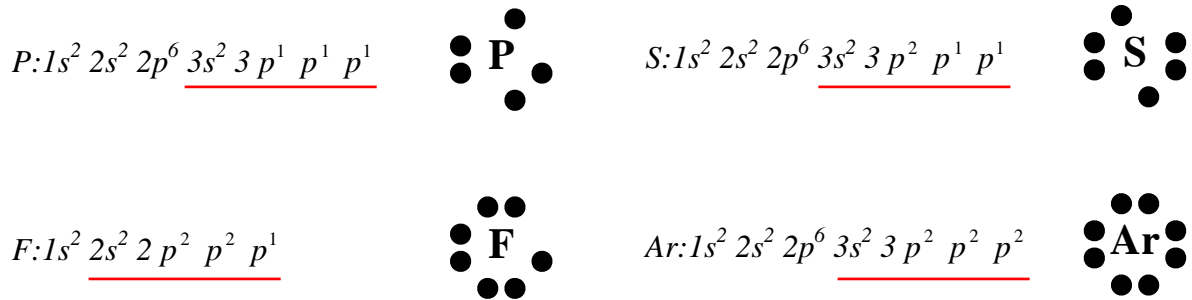


Mn (Z = 25): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

5. ELECTRONES DE VALENCIA. ESTRUCTURA DE LEWIS.

Los *electrones de valencia* de un átomo son aquellos que ocupan la capa más externa. La *notación de Lewis* es un sistema de representación que se usa para simbolizar a los electrones de valencia de un átomo de un elemento representativo, mediante una serie de puntos o de cruces. Ejemplos:





Nota: La capa de valencia aparece subrayada.

6. CONCEPTO DE ION.

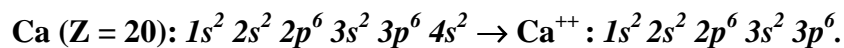
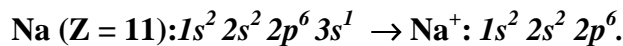
La máxima estabilidad de un átomo se consigue cuando este adquiere la configuración electrónica de un gas noble (su configuración electrónica termina en p^6 , excepto para el He, $1s^2$). Por ello, cuando tiene la oportunidad de hacerlo, el átomo capta o expulsa electrones a fin de conseguir dicha estabilidad.

Ion es la partícula que resulta cuando un átomo (o conjunto de átomos) capta o expulsa electrones con objeto de adquirir la configuración de gas noble (8 electrones en la última capa, salvo algunas excepciones).

Los iones, por tanto, no son eléctricamente neutros. Si un átomo *capta* electrones queda cargado *negativamente*; por el contrario si los *cede* queda cargado *positivamente*. Existen dos tipos de iones:

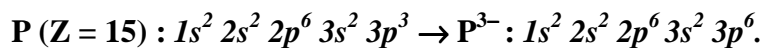
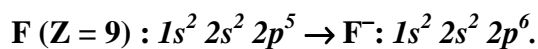
6.1. CATIONES

Son iones cargados positivamente. Ejemplos:



6.2. ANIONES.

Son iones cargados negativamente. Ejemplos:



Nótese que tanto el Na^+ como el F^- tienen la estructura electrónica del Ne, no obstante, son especies diferentes pues tienen distinto número de protones y neutrones en el núcleo. Lo mismo se podría decir del Ca^{++} y el del P^{3-} .