

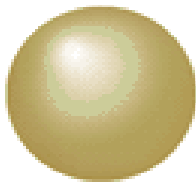
MODELOS ATÓMICOS.

DALTON

En 1808, Dalton publicó sus ideas sobre el **modelo atómico de la materia** las cuales han servido de base a la química moderna. Los principios fundamentales de esta teoría son:

1. La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas **átomos**.
2. Hay **distintas clases de átomos** que se distinguen por su masa y sus propiedades. Todos los átomos de un elemento poseen las mismas propiedades químicas. Los átomos de elementos distintos tienen propiedades diferentes.
3. Los **compuestos** se forman al combinarse los átomos de dos o más elementos en proporciones fijas y sencillas. De modo que en un compuesto los de átomos de cada tipo están en una relación de números enteros o fracciones sencillas.
4. En las **reacciones químicas**, los átomos se intercambian de una a otra sustancia, pero ningún átomo de un elemento desaparece ni se transforma en un átomo de otro elemento.

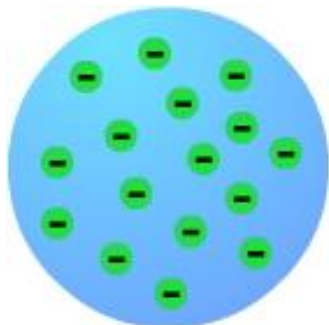
Durante prácticamente todo el siglo XIX la imagen del átomo era la propuesta por Dalton: una esfera maciza de materia. Podríamos denominarlo el átomo-bola



J.J THOMSON (1856-1940)

J.J Thomson propone el primer modelo de átomo:

Los electrones (pequeñas partículas con carga negativa) se encontraban incrustados en una nube de carga positiva. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.



Los electrones están incrustados en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas de un pastel.

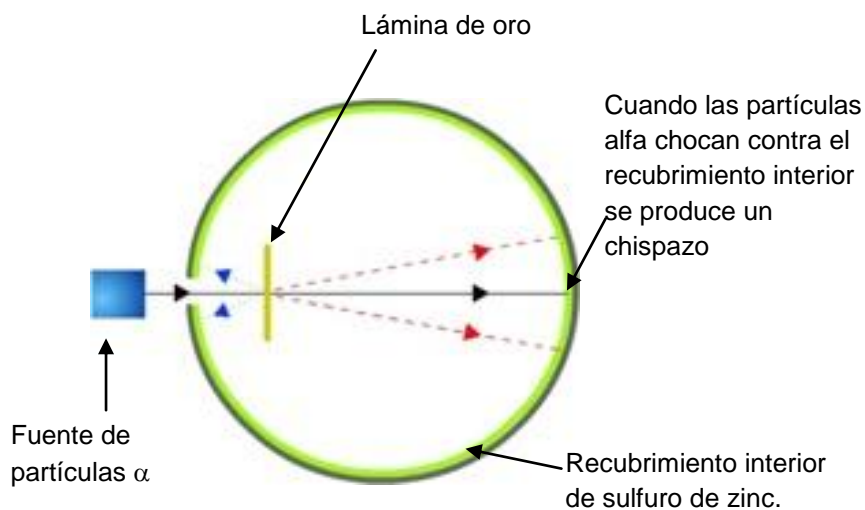
RUTHERFORD (1871 – 1937)

Rutherford realiza en 1911 un experimento crucial con el que trataba de comprobar la validez del modelo atómico de Thomson.

Las partículas alfa (α), procedentes de un material radiactivo, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina, las partículas α chocan contra una pantalla recubierta interiormente de sulfuro de zinc, produciéndose un chispazo. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

Esquema del montaje experimental usado:

Las llamadas "**partículas α** " son unas partículas muy pequeñas, con carga eléctrica positiva y con una masa 7.000 veces superior a la del electrón.



Resultando que:

- La mayor parte de las partículas atravesaban la lámina de oro sin sufrir ninguna desviación.
- Muy pocas (una de cada 10.000 aproximadamente) se desviaba un ángulo mayor de 10^0 (trazo a rayas)
- En rarísimas ocasiones las partículas α rebotaban (líneas de puntos)

Las conclusiones a las que llegó Rutherford fueron:

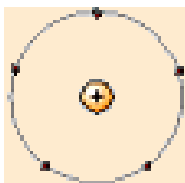
1. Si el modelo atómico propuesto por Thomson fuera cierto no deberían observarse desviaciones ni rebotes de las partículas incidentes. Éstas atravesarían limpiamente los átomos sin desviarse.
2. Para que las partículas se desvíen deben encontrar en su trayectoria una zona (núcleo) en la que se concentre carga de signo positivo y cuya masa sea comparable o mayor a la de las partículas α .

3. La zona en la que se concentra la masa y la carga positiva debería de ser muy pequeña comparada con la totalidad del átomo.
4. Los electrones orbitan en círculos alrededor del núcleo.

Así el átomo según **Rutherford** estaría formado por dos partes: núcleo y corteza

El **núcleo** es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo. Esta carga positiva del núcleo, en la experiencia de la lámina de oro, es la responsable de la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva).

La **corteza** es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los electrones con masa muy pequeña y carga negativa. Como en un diminuto sistema solar, los electrones giran alrededor del núcleo, igual que los planetas alrededor del Sol. Los electrones están ligados al núcleo por la atracción eléctrica entre cargas de signo contrario.



BOHR (1885 – 1962)

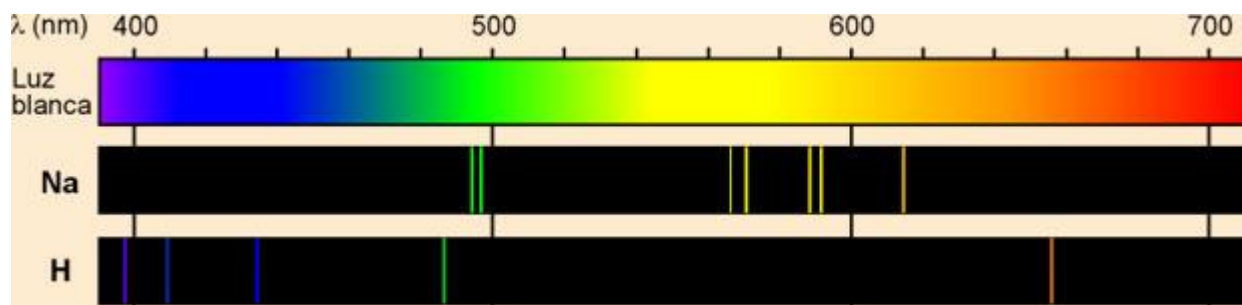
Cuando Rutherford enunció su modelo, no tuvo en cuenta algunos trabajos publicados por sus contemporáneos y que ponían en evidencia ciertos aspectos negativos de su teoría. Los principales inconvenientes del modelo de Rutherford son:

- La existencia de espectros atómicos.
- El átomo por él descrito sería inestable puesto que según la física clásica una carga en movimiento emite continuamente energía por lo que los electrones radiarían energía continuamente hasta "caer" en el núcleo, con lo que el átomo se destruiría.

En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma. El **espectro** que se obtiene es continuo; contiene todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta, es decir, entre unos 400 y 700 nm (1 nm -nanómetro- = 10^{-9} m).

En cambio la luz emitida por un gas incandescente no es blanca sino coloreada y el espectro que se obtiene al hacerla pasar a través de un prisma es bastante diferente. Es un **espectro discontinuo** que consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas. Cada elemento (es decir cada tipo de átomos) posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo. Por ejemplo, en el del sodio, hay dos líneas intensas en la región amarilla a 589 nm y 589,6 nm.

Uno de los espectros atómicos más sencillos, y que más importancia tuvo desde un punto de vista teórico, es el del hidrógeno. Cuando los átomos de gas hidrógeno absorben energía por medio de una descarga de alto voltaje, emiten radiaciones que dan lugar a 5 líneas en la región visible del espectro:



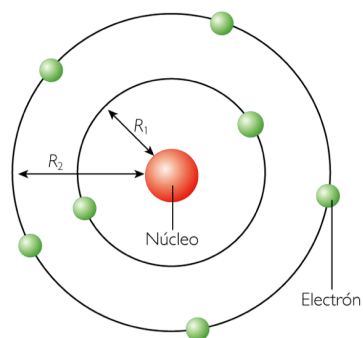
El modelo atómico de Rutherford no podía explicar estas emisiones discretas de radiación por los átomos.

Basándose en algunas experiencias de sus colegas, como el efecto fotoeléctrico, la teoría cuántica de Planck y Einstein (según la cual la energía de un sistema no puede aumentar o disminuir de forma continua, sino a saltos muy pequeños o «cuantos» de energía) y los espectros atómicos, **Niels Bohr** propuso un modelo atómico, compuesto por núcleo y corteza.

Al igual que en el modelo de Rutherford, el átomo también tenía un núcleo positivo y los electrones giraban en torno a él, *pero lo hacían en unas órbitas circulares, donde no emiten ni absorben energía. A estas «órbitas permitidas» se les llamó niveles de energía. Es decir en estas órbitas la energía cinética del electrón equilibra exactamente la atracción electrostática entre las cargas opuestas de núcleo y electrón.*

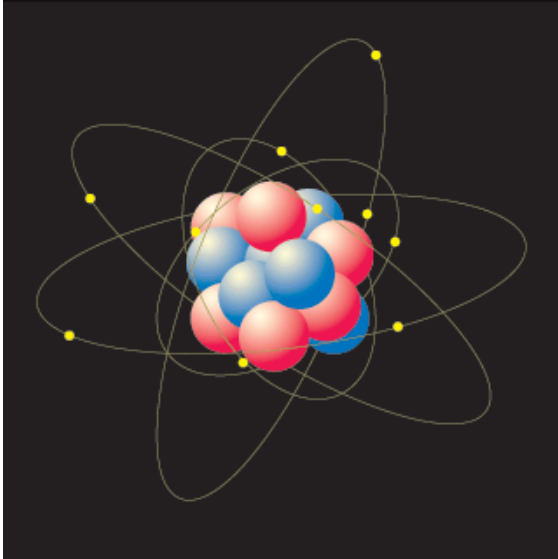
El electrón solo puede tomar así los valores de energía correspondientes a esas órbitas.

Los saltos de los electrones desde niveles de mayor energía a otros de menor energía o viceversa suponen, respectivamente, una emisión o una absorción de energía electromagnética (*fonones* de luz).



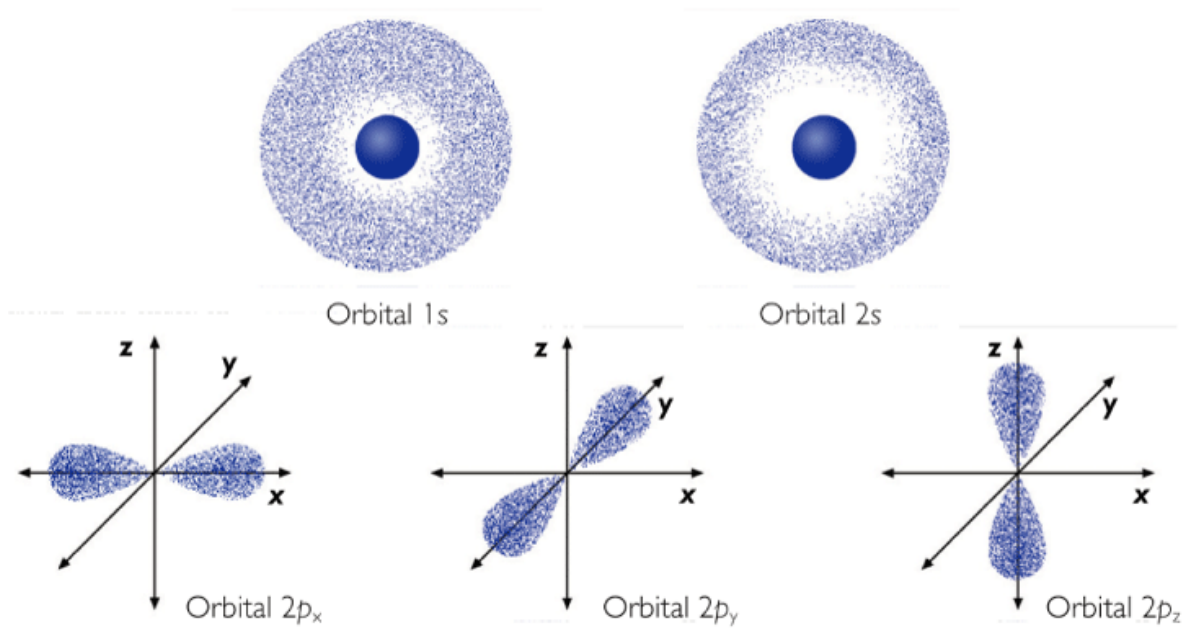
MODELO ATÓMICO ACTUAL

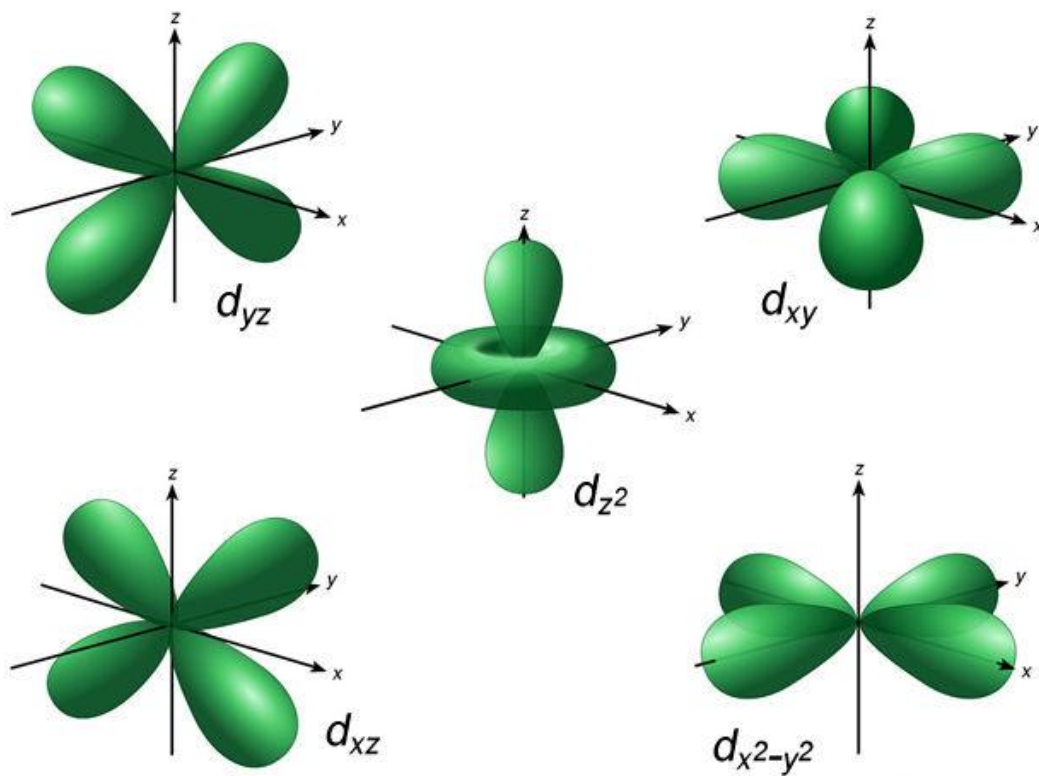
El modelo atómico de Bohr es muy útil, pero la ciencia va evolucionando y experiencias posteriores llevaron a abandonar la idea de las órbitas estacionarias de Bohr, que se regían según las leyes de la mecánica clásica, para establecer una nueva mecánica; la mecánica cuántica. Sus padres fueron: Werner Karl Heisenberg (1901-1976), Erwin Schrödinger (1887-1961) y Paul Dirac (1902-1984).



Se abandonó el concepto de órbita estacionaria, debido fundamentalmente a que no se puede determinar con precisión la posición exacta de un electrón en un determinado instante.

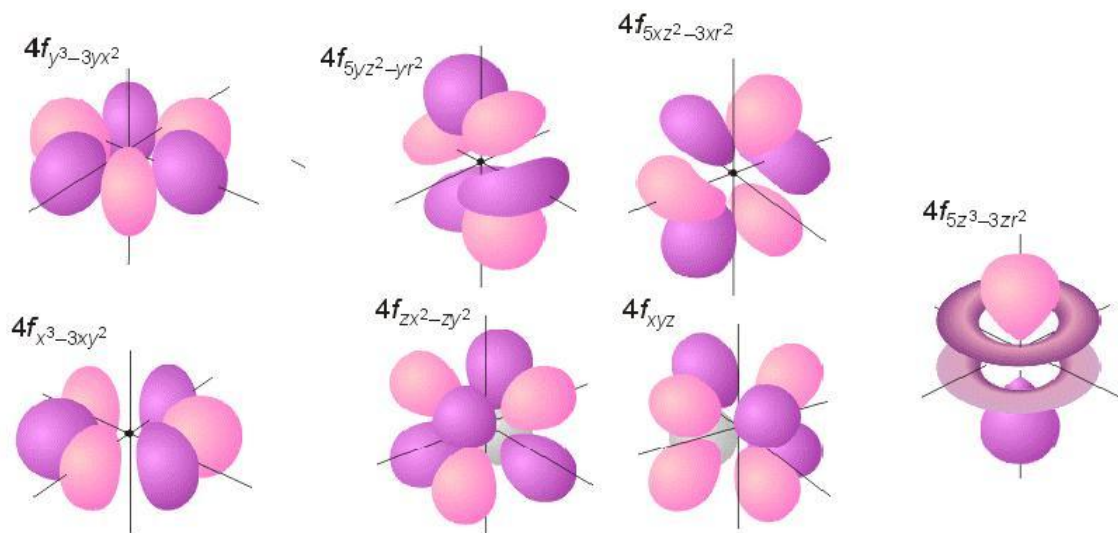
En la mecánica cuántica se define el **orbital** como una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.





©NCSSM 2003

Orbitales f



JM G. Zorrilla 2000