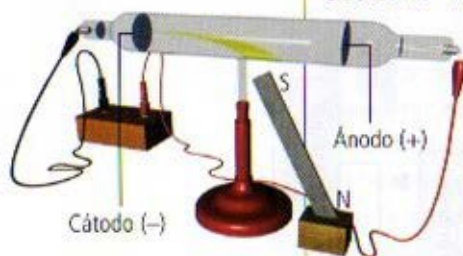


**Naturaleza eléctrica de la materia.** Los avances sobre la estructura interna de los átomos provienen de estudios relacionados con la naturaleza eléctrica de la materia. Así, se podía explicar por qué algunos cuerpos al ser frotados adquieren carga eléctrica.

**Experimento de Thomson.** Al cerrar el circuito se observa el paso de corriente eléctrica a través del gas que está a baja presión, al mismo tiempo que se desprenden "rayos" desde el cátodo hacia el ánodo, observándose en las paredes opuestas una fluorescencia, la que se observa por una pantalla cubierta de sulfuro de zinc.



Los rayos catódicos son desviados en presencia de un imán, lo que confirma la carga negativa.

## Teoría atómica de Dalton

En 1803, John Dalton (1766-1844) formula su teoría atómica:

- Toda la materia está formada por partículas llamadas **átomos**. Los átomos son extremadamente pequeños e indivisibles.
- Los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, tanto en masa como en propiedades químicas y físicas.
- Los átomos de elementos diferentes son distintos en masa y propiedades.
- Los compuestos se forman por la unión de átomos diferentes y se combinan en razón de números enteros y sencillos.
- En las reacciones químicas solo existe un reordenamiento de átomos.

## Modelo atómico de Thomson

En 1903, Joseph Thomson (1856-1940) postula que el átomo es una esfera compacta cargada positivamente sobre la cual se incrustan los electrones. Como se sabía que los átomos poseían electrones y eran eléctricamente neutros, el número de cargas negativas debía ser igual al de cargas positivas. Este modelo es conocido como "budín de pasas".

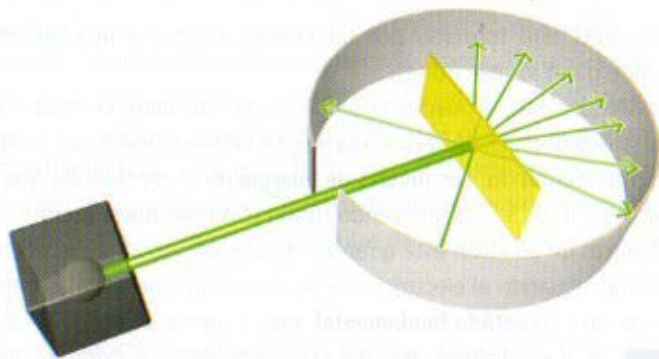


## Descubrimiento del electrón

En 1897, Thomson demostró, en un tubo de descarga, la existencia de partículas mucho más pequeñas que el átomo, cargadas negativamente, a las que llamó **electrón** ( $e^-$ ). Además, determinó la relación entre la carga y la masa de dicha partícula demostrando que era constante e independiente del metal de que estuviera hecho el cátodo. Luego, Robert Millikan, a partir de la relación, calculó la masa del electrón, que es  $9,10 \times 10^{-28}$  g.

## Experimento de Rutherford

En 1910, Ernest Rutherford (1871-1937), junto con Geiger y Marsden, propusieron un nuevo modelo de átomo. Bombardeando una fina lámina de oro con partículas  $\alpha$ , observaron lo siguiente:

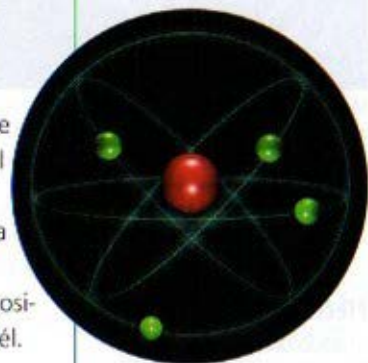


- La mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse o con una ligera desviación.
- Una pequeña fracción era desviada con ángulos muy grandes.
- Solo algunas rebotaban en la lámina hacia la fuente radiactiva.

## Modelo atómico de Rutherford

Rutherford estableció que el átomo estaba formado por:

- una región central, muy pequeña, llamada **núcleo**, en la cual se concentran las cargas positivas y la mayor parte de la masa del átomo.
- El resto del átomo es un espacio prácticamente vacío. Esta zona ocupa la mayor parte del volumen del átomo.
- El átomo es neutro, porque tiene el mismo número de cargas positivas en el núcleo y de cargas negativas girando alrededor de él.



## Descubrimiento del neutrón

Las observaciones de Rutherford y otras experiencias afirmaron la presencia de cargas positivas en el núcleo, a las que llamó **protón** ( $p^+$ ), sin embargo, esta confirmación no explicaba la diferencia en las masas de algunos elementos, por lo que debía existir otra partícula en el núcleo. En 1932, James Chadwick (1891-1972), al bombardear una lámina de berilio con partículas  $\alpha$ , comprobó la emisión de partículas de muy alta energía y eléctricamente neutras. A esta partícula la llamó **neutrón** ( $n$ ).

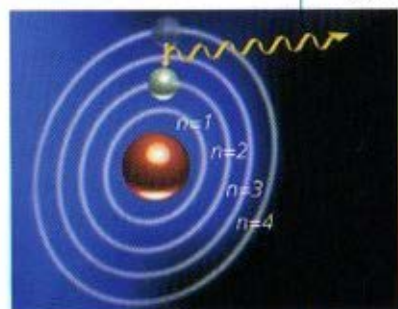
**Descubrimiento del protón.** A fines del siglo XIX, Eugen Goldstein (1850-1930) demostró la existencia de protones utilizando un tubo de rayos catódicos modificado. Así observó que, además de los rayos catódicos, existen unos rayos que se propagan en sentido contrario, los llamó **rayos canales**.

### Partículas elementales

Partícula	Masa (g)
Protón ( $p^+$ )	$1,673 \times 10^{-24}$
Neutrón ( $n$ )	$1,675 \times 10^{-24}$
Electrón ( $e^-$ )	$9,10 \times 10^{-28}$

## Postulados de la física clásica.

- Toda partícula acelerada, como el electrón cuando gira sobre su órbita, debe perder energía continuamente por emisión de energía radiante.
- El electrón, al perder energía, seguirá una trayectoria en espiral, acercándose cada vez más al núcleo, hasta caer sobre él. Esto no sucede, ya que los átomos son estables.



Modelo atómico de Bohr para el átomo de hidrógeno.

## Efecto fotoeléctrico.

Cuando un haz de luz de cierta frecuencia cae sobre un metal, este emite electrones. Estos son atraídos hacia el electrodo positivo, formando un flujo de corriente eléctrica. Según Einstein, un rayo de luz es en realidad una corriente de diminutos paquetes de energía, a los que llamamos **fotón**.

## Modelo atómico de Bohr

Tomando los postulados de la **física clásica** y basándose en la **teoría cuántica** y el **efecto fotoeléctrico**, y en estudios del espectro atómico del hidrógeno, Niels Bohr (1888-1962) propuso su modelo de átomo:

- El átomo está formado por un núcleo positivo y una envoltura donde giran los electrones.
- Los electrones solo pueden describir órbitas circulares de modo estable alrededor del núcleo. Cada órbita corresponde a un nivel de energía permitido. Los **niveles de energía (n)** se representan por los números 1, 2, 3... comenzando desde el núcleo hacia fuera.
- Mientras un electrón esté girando en su nivel, no absorbe ni emite energía. Cuando el electrón está en el nivel de energía más bajo se encuentra en **estado fundamental**, posee menos energía.
- Si el electrón absorbe suficiente energía externa, puede pasar a un nivel de mayor energía. Se dice que el átomo está **excitado**.
- Cuando un átomo excitado regresa a un nivel de menor energía, emite energía radiante (fotón).
- El número máximo de electrones en un nivel de energía se calcula según:  $2n^2$ , donde n es el nivel que se está considerando.

## Teoría cuántica y efecto fotoeléctrico

En 1900, Max Planck (1858-1947) planteó que los átomos y las moléculas emitan o absorban energía solo en cantidades discretas. A esa mínima cantidad de energía emitida o absorbida en forma de radiación electromagnética, la llamó **cuanto**. Un cuanto se calcula según:

$$E = h \nu$$

donde:

$h$  = constante de Planck =  $6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

$\nu$  = frecuencia de la radiación

Cinco años después, Albert Einstein (1879-1955), tomando en cuenta lo propuesto por Planck, explica el **efecto fotoeléctrico**, propiedad que presentan algunos metales de emitir electrones cuando incide sobre estos una luz de determinada frecuencia.

## Modelo atómico actual

Este modelo se basa en el principio de **dualidad onda-corpúsculo** y en el **principio de incertidumbre** de Heisenberg.

- En 1924, Louis de Broglie (1892-1977) concluyó que las ondas se comportan como partículas y que estas muestran propiedades ondulatorias. Toda partícula en movimiento lleva asociada una onda.
- En 1927, considerando el carácter ondulatorio y corpuscular del electrón, Werner Heisenberg (1901-1976) planteó el **principio de incertidumbre**, el cual indicaba que era imposible conocer simultáneamente la posición y el movimiento de un electrón. Mientras más exacta sea la determinación de una de las variables, más inexacta será la otra.

Si bien la mecánica cuántica no indica en qué parte del átomo está un electrón, sí advierte la región de mayor probabilidad en un momento dado. Esta se conoce como **orbital atómico**.

En mecánica cuántica se define **orbital** como una zona del espacio donde existe mayor probabilidad de encontrar un electrón.

### Niveles y subniveles atómicos

Reglas para distribuir los electrones en el átomo:

- Los **niveles de energía (n)** están formados por uno o más subniveles. El primer nivel es el más cercano al núcleo ( $n = 1$ ).  
 $n = 1$ , 1 subnivel;  $n = 2$ , 2 subniveles;  $n = 3$ , 3 subniveles ...
- Los **subniveles** se representan por las letras minúsculas: **s, p, d y f**, y tienen una cantidad determinada de orbitales: s, 1 orbital; p, 3 orbitales; d, 5 orbitales y f, 7 orbitales.
- Cada subnivel tiene una capacidad máxima de electrones: s hasta  $2e^-$ ; p hasta  $6e^-$ ; d hasta  $10e^-$  y f hasta  $14e^-$ .
- Cada átomo tiene su propia configuración electrónica.

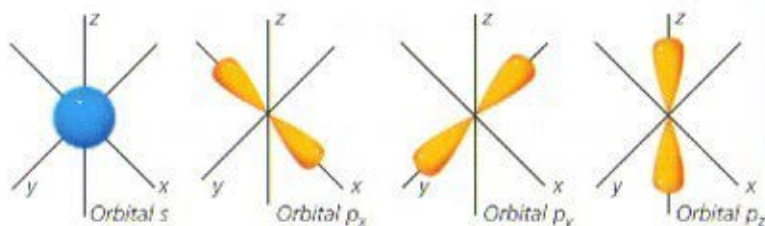
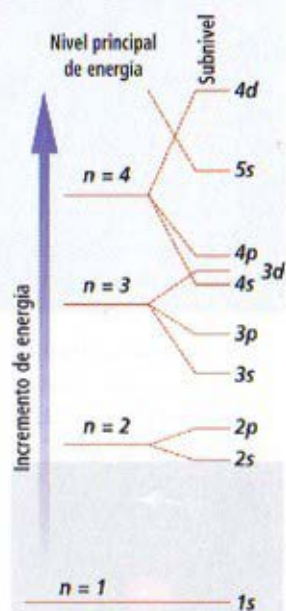


Diagrama de energía para átomos que tienen más de un electrón.



**Forma de los orbitales s y p.** Las investigaciones y los cálculos han determinado que en el orbital s, el electrón tiene mayor probabilidad de encontrarse dentro de una región con forma esférica; en cambio, en el orbital p, el electrón ocupa una zona similar a dos lóbulos que se orientan en los ejes del sistema cartesiano.