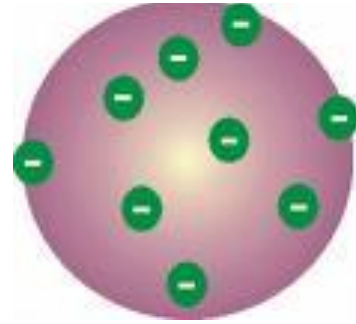


Teoría Atómica: La Primera Época

Hasta los últimos años del siglo XIX, el modelo aceptado del átomo se parecía a una bola de billar - una pequeña esfera sólida. En 1897, J.J. **Thomson** cambió dramáticamente la visión moderna del átomo con su descubrimiento del electrón. El trabajo de Thomson sugiere que el átomo no es una partícula 'indivisible' como John Dalton había sugerido, sino más bien un rompecabezas compuesto de piezas todavía más pequeñas.

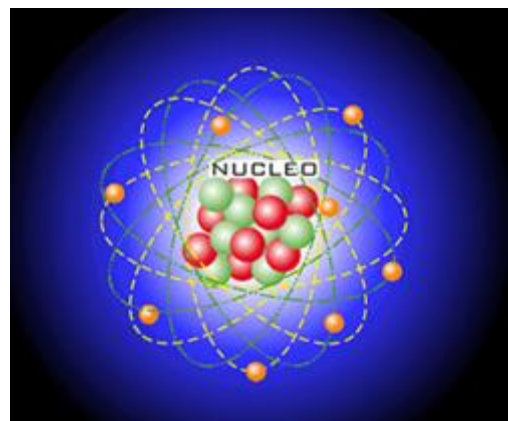


La noción de Thomson sobre el electrón se origina en su investigación sobre una curiosidad científica del siglo XIX: el tubo de rayo catódico. Durante años, algunos científicos habían tenido conocimiento del hecho que si una corriente eléctrica pasaba a través de un tubo, se podía ver un rayo de material resplandeciente. Sin embargo, nadie podía explicar el por qué. Thomson descubrió que el misterioso rayo resplandeciente se torcía hacia una placa eléctrica cargada positivamente. Thomson teorizó, y posteriormente se probó que estaba en lo cierto, que, en realidad, el rayo estaba compuesto de pequeñas partículas o pedazos de átomos que llevaban una carga negativa. Más tarde, a estas partículas se las llamó electrones.

Thomson imaginó que los átomos parecían pedazos de pan con uvas pasas o una estructura en la cual grupos de pequeños electrones cargados negativamente (las 'uvas pasas') estaban dispersas dentro de una mancha de cargas positivas (el 'pan', ya que Eugen Golstein había descubierto en 1886 que los átomos tenían cargas positivas).

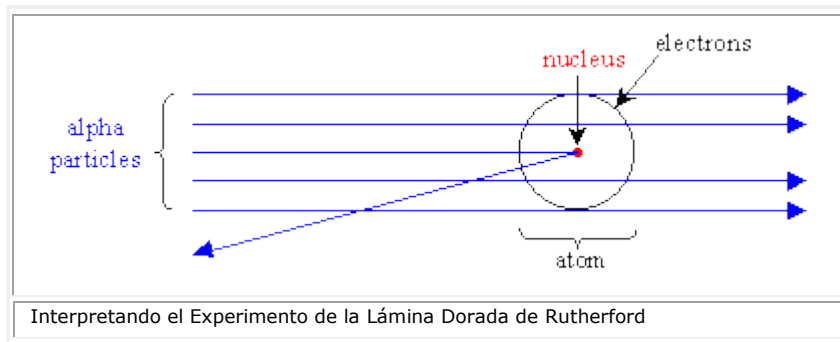
En 1908, Ernest **Rutherford**, un antiguo estudiante de Thomson, probó que la teoría del pan con uvas pasas de Thomson era incorrecta.

Rutherford ejecutó una serie de experimentos con partículas alpha radioactivas. A pesar de que en ese momento no se sabía que era una partícula alpha, se sabía que era muy pequeña. Rutherford lanzó pequeñas partículas alpha hacia objetos sólidos como láminas doradas. Descubrió que la mayoría de las partículas alpha atravesaban la lámina dorada, que un reducido número de las partículas alpha atravesaban en un ángulo (como si se hubiesen chocado contra algo), y que algunas rebotaban como una pelota de tenis que golpea una pared. ¡Los experimentos de Rutherford sugirieron que las láminas doradas, y la materia en general, tenía huecos! Estos huecos



permitían a la mayoría de las partículas alpha atravesar directamente, mientras que un reducido número rebotaba de vuelta porque golpeaba un objeto sólido.

En 1911, Rutherford propuso una visión revolucionaria del átomo. Sugirió que el átomo consistía de un pequeño y denso núcleo de partículas cargadas positivamente en el centro (o núcleo) del átomo, rodeado de un remolino de electrones. El núcleo era tan denso que las partículas alpha rebotaban en él, pero el electrón era tan pequeño, y se extendía a tan grande distancia que las partículas alpha atravesaban directamente esta área del átomo. El átomo de Rutherford se parecía a un pequeño sistema solar con el núcleo cargado positivamente siempre en el centro y con los electrones girando alrededor del núcleo.




Las partículas cargadas positivamente en el núcleo del átomo fueron denominadas protones. Los protones contienen un número igual de cargas, pero opuesto, a los electrones. Sin embargo los protones son mucho más grandes y pesados que los electrones.

En 1932, James Chadwick descubrió un tercer tipo de partícula sub-atómica a la que llamó el neutrón. Los neutrones ayudan a estabilizar los protones en el núcleo del átomo. Ya que el núcleo es una masa tan compacta, los protones cargados positivamente tienden a rechazarse entre ellos. Los neutrones ayudan a reducir la repulsión entre los protones y estabilizan el núcleo atómico. Los neutrones siempre residen en el núcleo de los átomos y son aproximadamente del mismo tamaño que los protones. Sin embargo, los neutrones no tienen una carga eléctrica, más bien son eléctricamente neutrales.

Los átomos son eléctricamente neutrales porque el número de protones (cargas +) es igual al número de electrones (cargas -). De esta manera se neutralizan. Si se consideran átomos más grandes, el número de protones aumenta, y también aumenta el número de electrones en el estado neutral del átomo.

Los átomos son extremadamente pequeños. Un átomo de hidrógeno (el átomo más pequeño que se conoce) tiene aproximadamente 5×10^{-8} mm de diámetro. Para poner esto en perspectiva, habría que tomar casi 20 millones de átomos de hidrógeno para hacer una línea tan larga como este guión - . La mayoría del espacio ocupado por un átomo está en realidad vacío porque el electrón gira a una distancia muy alejada del núcleo. Por ejemplo, si fuésemos a dibujar un átomo de

hidrógeno a escala y usásemos un protón de un centímetro (más o menos del tamaño de este dibujo - ) , el átomo del electrón giraría a una distancia de ~ 0.5 km del núcleo. ¡En otras palabras, el átomo sería más grande que una cancha de football!

Los átomos de diferentes elementos se distinguen entre sí por el número de protones (el número de protones es constante para todos los átomos de un elemento, el número de neutrones y de electrones puede variar bajo ciertas circunstancias). Para identificar esta importante característica del átomo, se usa el término número atómico (z) para describir el número de protones en un átomo. Por ejemplo, $z = 1$ para el hidrógeno y $z = 2$ para el helio.

Otra importante característica del átomo es su peso o su masa atómica. El peso de un átomo está aproximadamente determinado por el número total de protones y de neutrones en el átomo. Mientras que los protones y los neutrones son más o menos del mismo tamaño, el electrón es más de 1,800 veces más pequeño que estos dos. Es así que el peso del electrón es irrelevante al determinar el peso del átomo. Es como comparar el peso de una mosca al peso de un elefante.