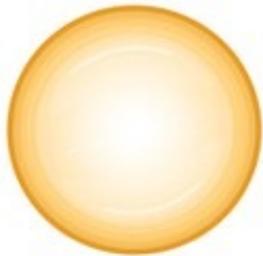
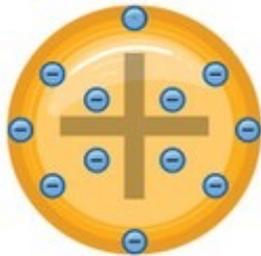


36 - Modelo Atómico

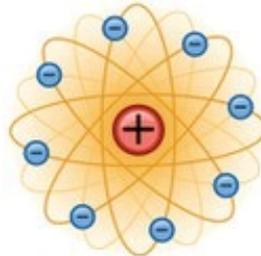
Atomic Models



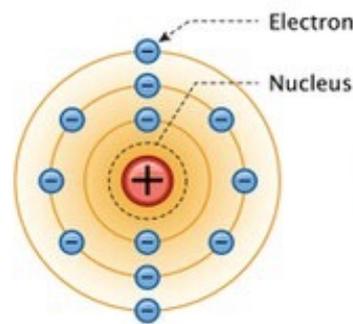
Solid sphere model
(Dalton, 1803)



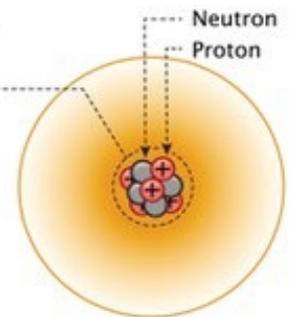
Plum pudding model
(Thomson, 1897)



Nuclear model
(Rutherford, 1911)



Planetary model
(Bohr 1913)



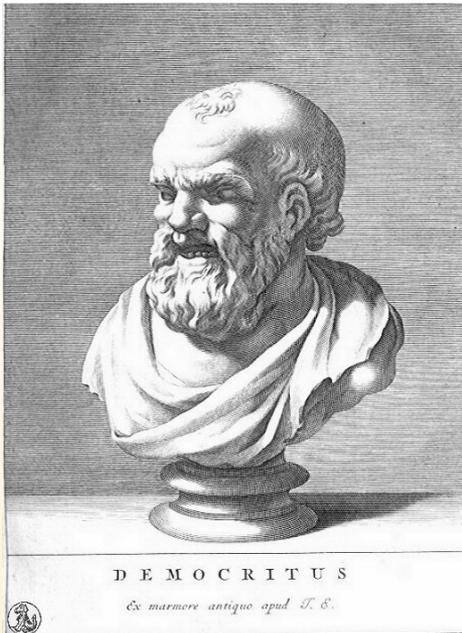
Quantum model
(Schrödinger, 1926)

En química y física, la teoría atómica es una teoría científica sobre la naturaleza de la materia que sostiene que está compuesta de unidades discretas llamadas átomos.

Empezó como concepto filosófico en la Antigua Grecia y logró amplia aceptación científica a principios del siglo XIX cuando los descubrimientos en el campo de la química demostraron que la materia realmente se comportaba como si estuviese hecha de átomos.

La idea de que la materia está compuesta de unidades discretas es una idea muy antigua, que aparece en muchas culturas antiguas como Grecia e India.

La palabra "átomo" (griego: ἄτομος; atomos), que significa "incortable", fue acuñada por los filósofos griegos pre-socráticos Leucipo y su alumno Demócrito.



Demócrito (en griego: Δημόκριτος; Abdera, Tracia, c. 460 a.C. - c. 370 a.C.) fue un filósofo y matemático griego.

John Dalton (Reino Unido 1766 – 1844)

Entre sus trabajos destacan el modelo atómico y su tabla de pesos relativos de los elementos, que contribuyeron a sentar las bases de la química moderna.

También es conocido por haber descrito el daltonismo, defecto visual relativo a la percepción de los colores que padecía y que lleva su nombre.



Los cinco puntos principales de la teoría atómica de Dalton:

- Los elementos están constituidos de partículas diminutas llamadas átomos que son indestructibles e indivisibles.
- Todos los átomos de un determinado elemento son idénticos.
- Los átomos de un elemento son diferentes de los de cualquier otro elemento, y los átomos de elementos diferentes se pueden distinguir unos de otros por sus respectivos pesos atómicos relativos.
- Los átomos de un elemento se combinan con los átomos de otros elementos para formar compuestos químicos, y un compuesto dado siempre tiene el mismo número relativo de tipos de átomos.
- Los átomos no se pueden crear ni dividir en partículas más pequeñas, ni se destruyen en el proceso químico. Una reacción química simplemente cambia la forma en que los átomos se agrupan.

Los átomos son como bolas de billar.



Oxígeno



Hidrógeno



Nitrógeno



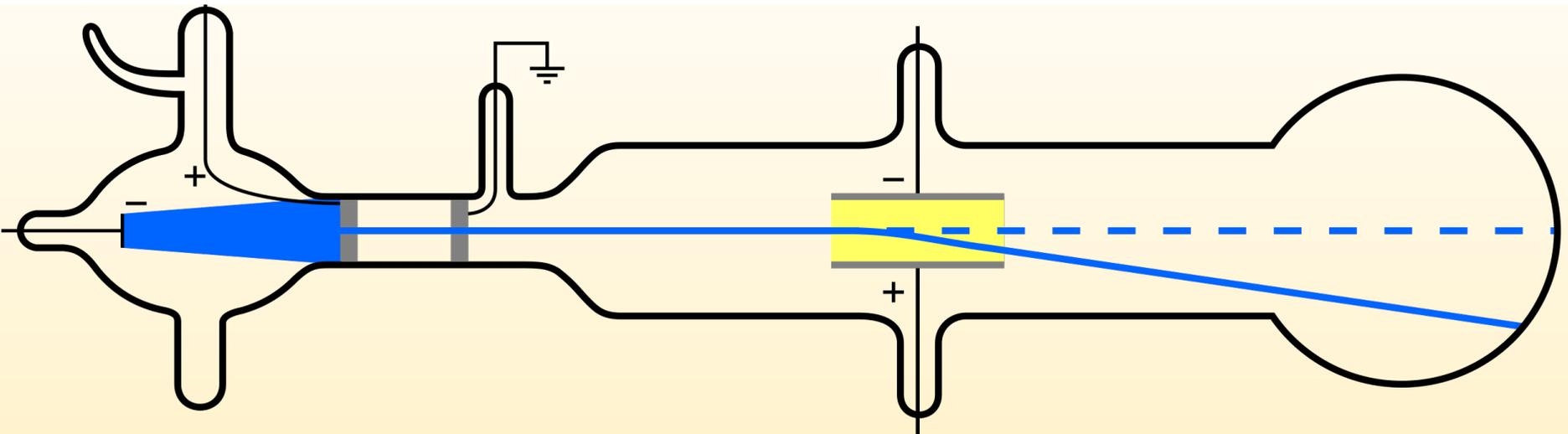
Carbono

Sir Joseph John Thomson

(Reino Unido 1856 – 1940)

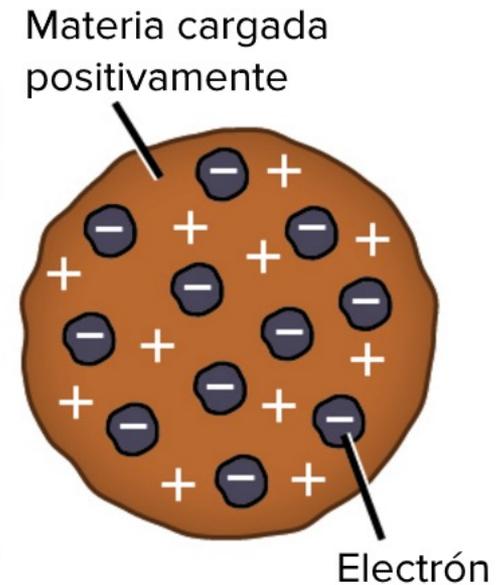


Joseph John "J.J." Thomson fue un científico británico, descubridor del electrón, de los isótopos e inventor del espectrómetro de masa. En 1906 fue galardonado con el Premio Nobel de Física.



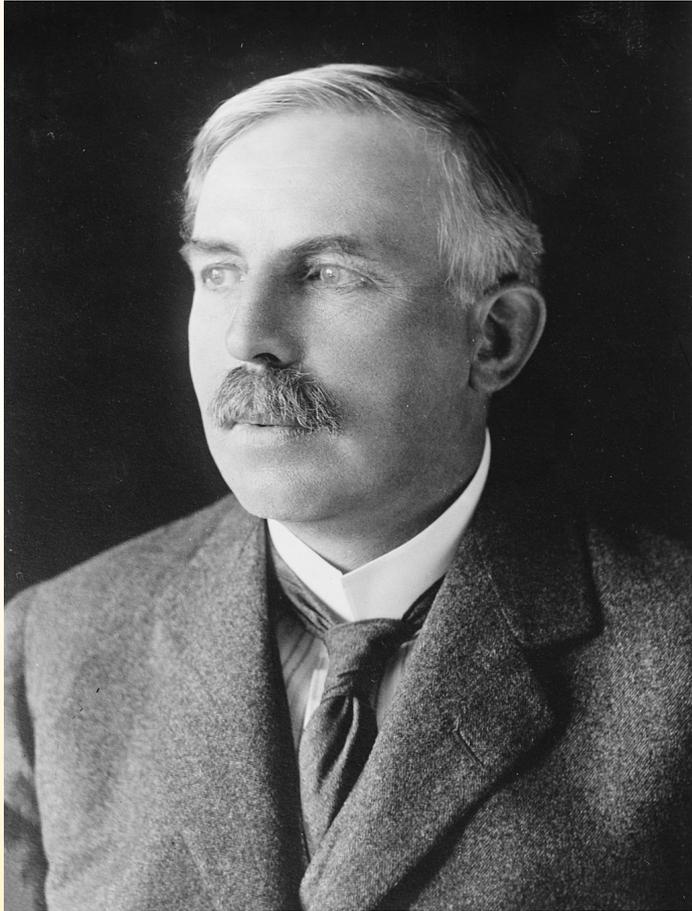
Modelo de pudín de ciruela

Thomson sugirió que los átomos eran divisibles y que los corpúsculos (electrones) eran sus bloques de construcción.



Para explicar la carga neutra general del átomo, propuso que los corpúsculos se distribuyeran en un mar uniforme de carga positiva; este era el modelo de pudín de ciruela ya que los electrones estaban incrustados en la carga positiva como las pasas en un pudín de ciruela (aunque en el modelo de Thomson no eran estacionarios).

Ernest Rutherford (1871 – 1937)

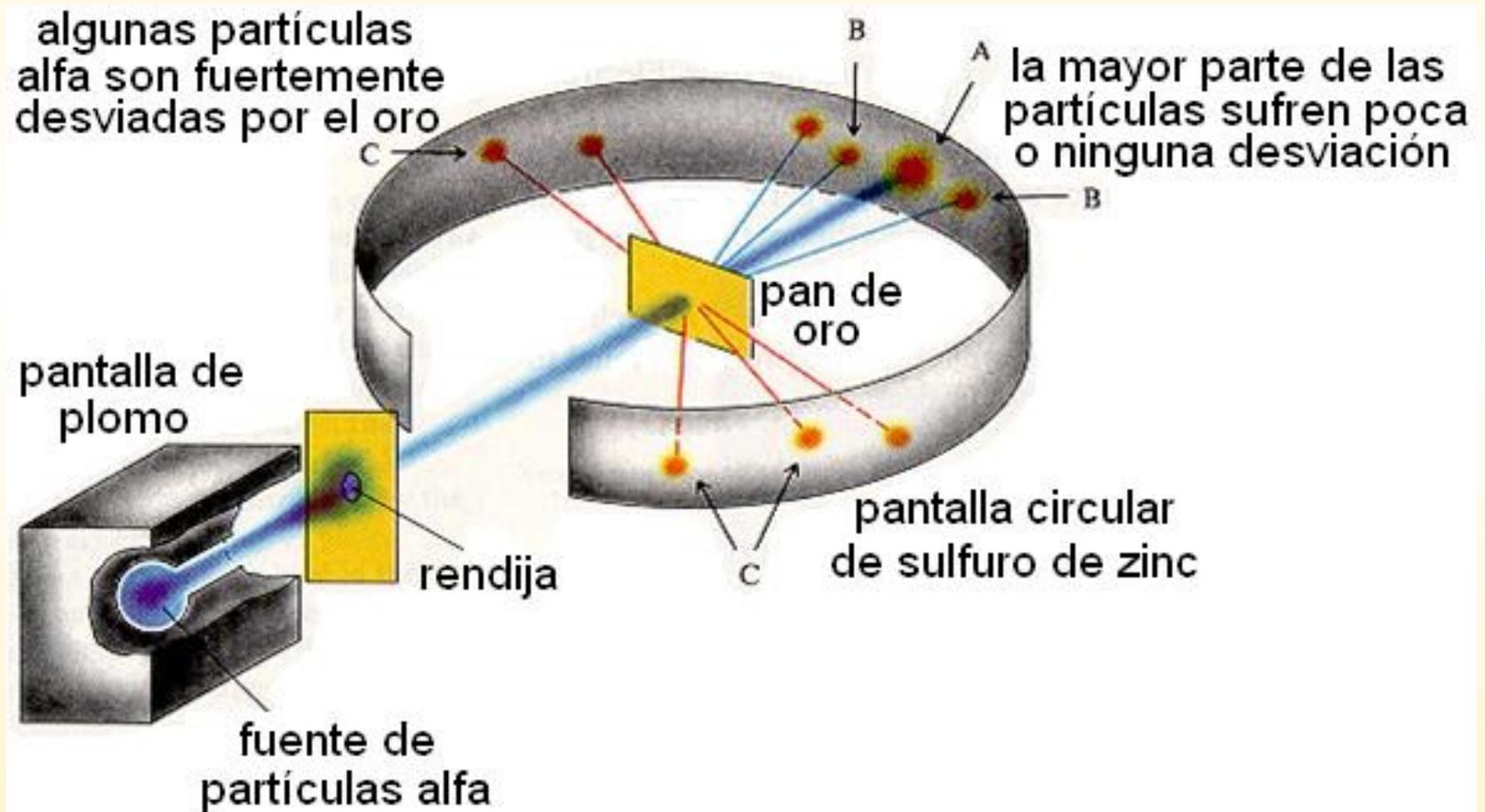


Ernest Rutherford, primer barón Rutherford de Nelson, fue un físico británico nacido en Nueva Zelanda.

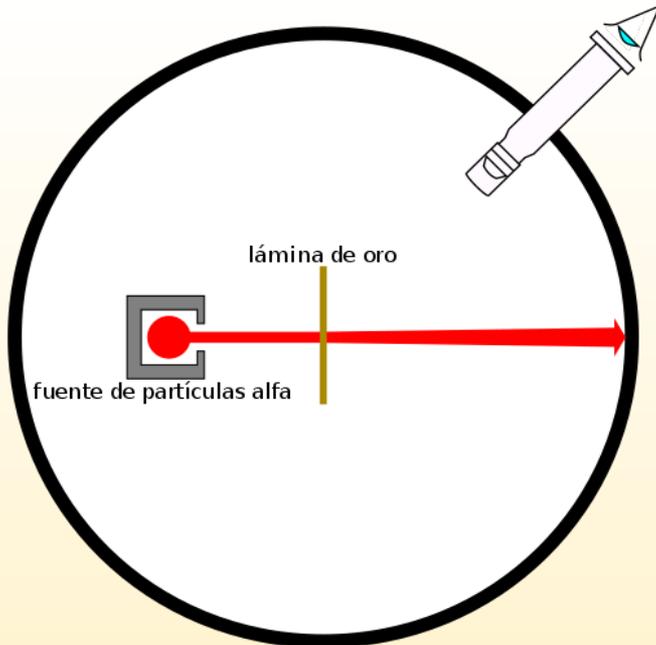
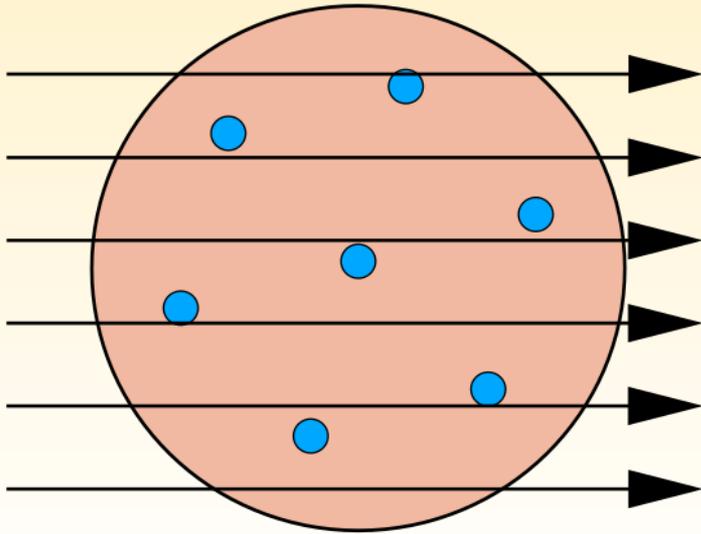
Se dedicó al estudio de las partículas radiactivas y logró clasificarlas en alfa (α), beta (β) y gamma (γ). Halló que la radiactividad iba acompañada por una desintegración de los elementos, lo que le valió para ganar el Premio Nobel de Química en 1908.

Se le debe un modelo atómico, con el que probó la existencia del núcleo atómico, en el que se reúne toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo.

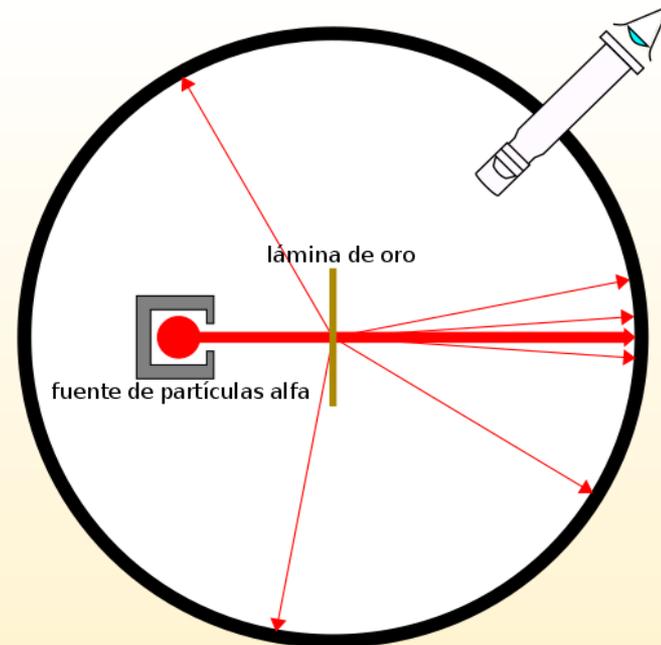
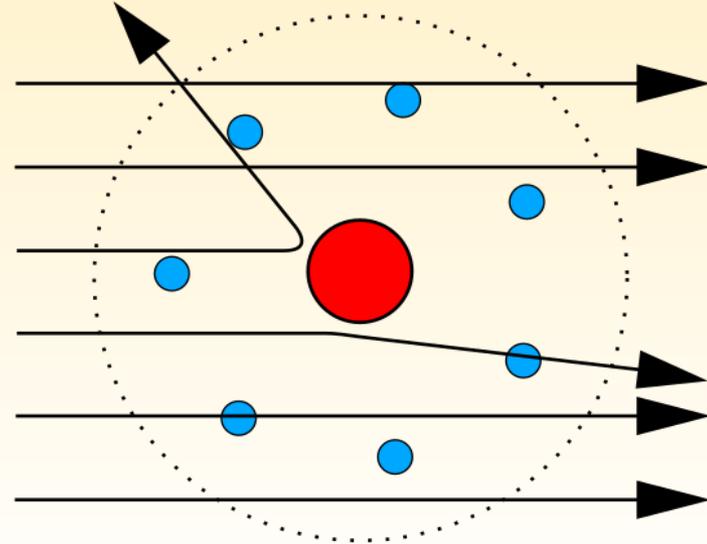
Experimento de Rutherford



MODELO THOMSON

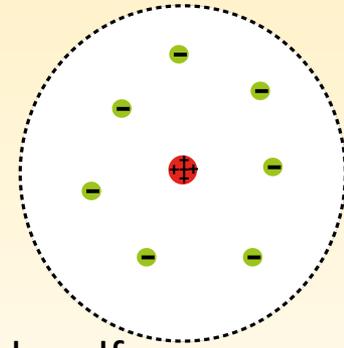


MODELO RUTHERFORD



RESULTADO OBSERVADO

Resultados claves:



- La nube de electrones del átomo no influye la dispersión de las partículas alfa.
- Gran parte de la carga positiva de un átomo se concentra en un volumen relativamente pequeño en el centro del átomo, conocido hoy como el núcleo. La magnitud de esta carga es proporcional a (hasta un número de carga que puede ser aproximadamente la mitad de) la masa atómica del átomo; ahora se sabe que la masa restante se atribuye principalmente a los neutrones. Esta masa y carga central concentrada es responsable de desviar las partículas alfa y beta.
- La masa de átomos pesados como el oro se concentra principalmente en la región de carga central, ya que los cálculos muestran que no es desviada ni movida por las partículas alfa de alta velocidad, que tienen un impulso muy alto en comparación con los electrones, pero no con respecto a un pesado átomo en su conjunto.
- El átomo en sí es de aproximadamente 100,000 veces el diámetro del núcleo. Esto podría estar relacionado con poner un grano de arena en el medio de un campo de fútbol.

Niels Bohr (Dinamarca 1885 – 1965)



Niels Henrik David Bohr fue un físico danés que realizó fundamentales contribuciones para la comprensión de la estructura del átomo y la mecánica cuántica.

A principios del siglo XX, los experimentos de Ernest Rutherford establecieron que los átomos consistían en una nube difusa de electrones cargados negativamente que rodeaban un núcleo pequeño, denso y cargado positivamente.

Dados estos datos experimentales, Rutherford consideró naturalmente un modelo planetario del átomo, el modelo Rutherford de 1911 (electrones que orbitan un núcleo solar).

Sin embargo, dicho modelo planetario del átomo tiene una dificultad técnica: las leyes de la mecánica clásica (es decir, el Larmor fórmula) predicen que el electrón liberará radiación electromagnética mientras orbita un núcleo.

Debido a que el electrón perdería energía, rápidamente iría en espiral hacia adentro, colapsando en el núcleo en una escala de tiempo de alrededor de 16 picosegundos. Este modelo atómico es desastroso, porque predice que todos los átomos son inestables.

Además, a medida que el electrón gira en espiral hacia adentro, la emisión aumentaría rápidamente en frecuencia a medida que la órbita se hiciera más pequeña y más rápida. Esto produciría una mancha continua, en frecuencia, de radiación electromagnética.

Sin embargo, los experimentos de finales del siglo XIX con descargas eléctricas han demostrado que los átomos solo emitirán luz (es decir, radiación electromagnética) a ciertas frecuencias discretas.

Postulados de Bohr

1. El electrón puede girar en ciertas órbitas estables alrededor del núcleo sin irradiar energía, al contrario de lo que sugiere el electromagnetismo clásico. Estas órbitas estables se llaman órbitas estacionarias y se alcanzan a ciertas distancias discretas del núcleo. El electrón no puede tener ninguna otra órbita entre las discretas.

Postulados de Bohr

2. Las órbitas estacionarias se alcanzan a distancias para las cuales el momento angular del electrón giratorio es un múltiplo integral de la constante de Planck reducida:

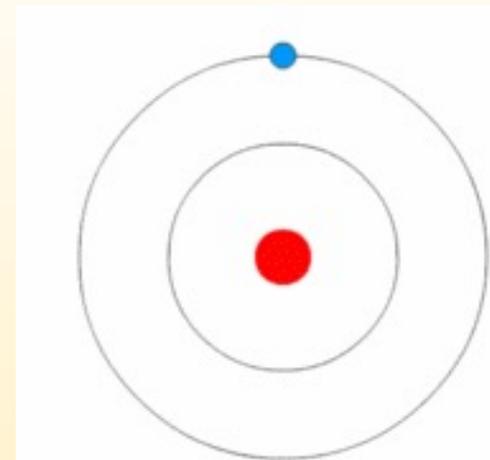
$$m_e v r = n \hbar \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

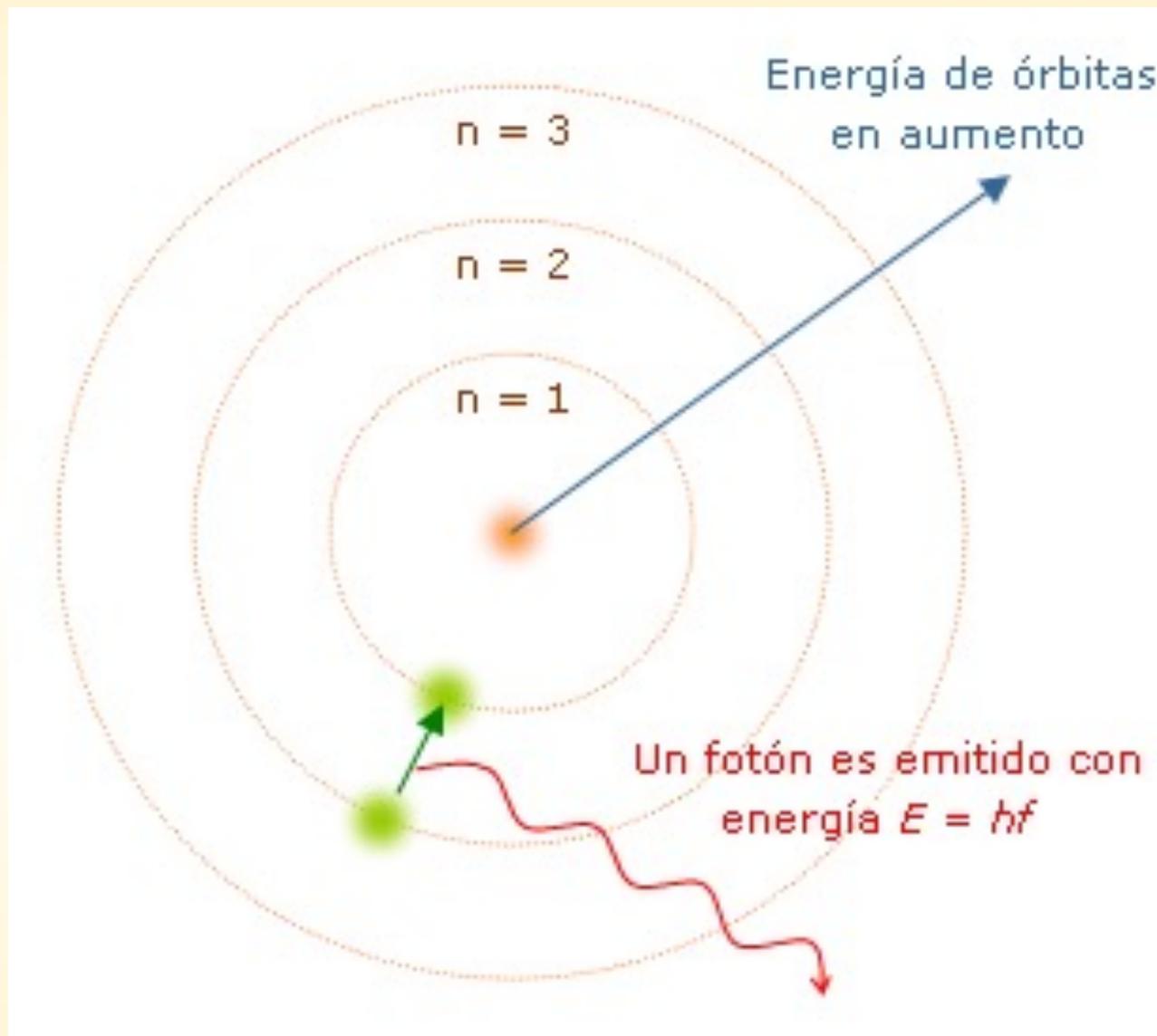
donde n se llama el número cuántico principal. Una vez que un electrón está en la órbita más baja, no puede acercarse al protón. A partir de la regla cuántica de momento angular, Bohr pudo calcular las energías de las órbitas permitidas del átomo de hidrógeno y otros átomos e iones similares al hidrógeno. Estas órbitas están asociadas con energías definidas y se llaman niveles de energía. En estas órbitas, la aceleración del electrón no produce radiación ni pérdida de energía.

Postulados de Bohr

3. Los electrones solo pueden ganar y perder energía saltando de una órbita permitida a otra, absorbiendo o emitiendo radiación electromagnética con una frecuencia ν determinada por la diferencia de energía de los niveles según la relación de Planck:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$$





Numeros cuanticos del modelo de Bohr

- **número cuántico principal:** $n = 1, 2, 3$
- **número cuántico secundario:** $l = 0, 1, \dots, n-1$
 - **$l = 0$:** Subórbita "s" (forma circular) → **s** proviene de sharp (*nítido*) Tiene un espacio para dos electrones.
 - **$l = 1$:** Subórbita "p" (forma semicircular achatada) → **p** proviene de **p** principal (*) Tiene tres espacios para seis electrones.
 - **$l = 2$:** Subórbita "d" (forma lobular, con anillo nodal) → **d** proviene de **d**ifuse (*difuso*) (*) Tiene cinco espacios para diez electrones.
 - **$l = 3$:** Subórbita "f" (lobulares con nodos radiales) → **f** proviene de **f**undamental (*) Tiene siete espacios para catorce electrones.
- **número cuántico magnético:** $m = -l, \dots, 0, \dots, l$
- **número cuántico de espín:** $s = -1/2, 1/2$

Modelo físico cuántico del átomo

En 1924, Louis de Broglie propuso que todas las partículas en movimiento, particularmente las partículas subatómicas como los electrones, exhiben un grado de comportamiento ondulatorio.

Erwin Schrödinger, fascinado por esta idea, exploró si el movimiento de un electrón en un átomo podría explicarse mejor como una onda que como una partícula.

La ecuación de Schrödinger, publicada en 1926, describe un electrón como una función de onda en lugar de una partícula puntual.

Este enfoque predijo elegantemente muchos de los fenómenos espectrales que el modelo de Bohr no pudo explicar.

Modelo físico cuántico del átomo

Aunque este concepto era matemáticamente conveniente, era difícil de visualizar y enfrentaba oposición.

Uno de sus críticos, Max Born, propuso en cambio que la función de onda de Schrödinger no describiera el electrón sino todos sus estados posibles, y por lo tanto podría usarse para calcular la probabilidad de encontrar un electrón en cualquier ubicación dada alrededor del núcleo.

Esto concilió las dos teorías opuestas de los electrones de partículas versus ondas y se introdujo la idea de la dualidad onda-partícula.

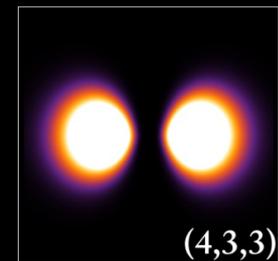
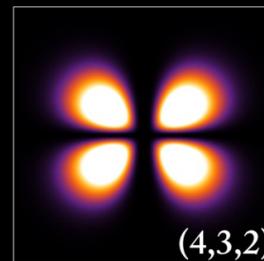
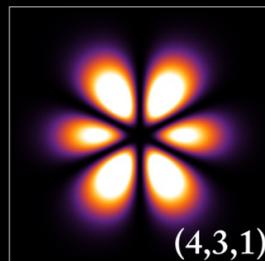
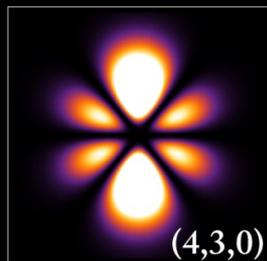
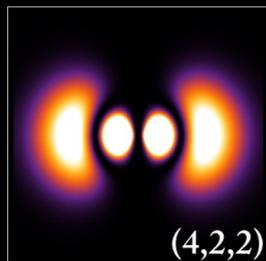
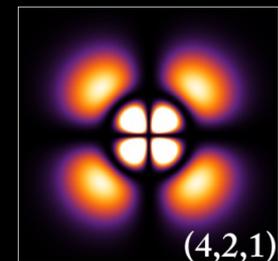
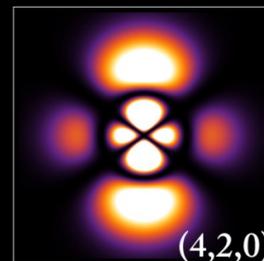
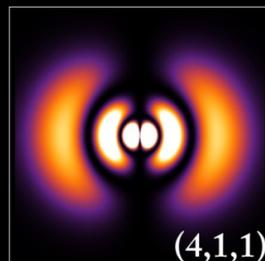
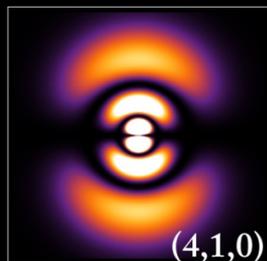
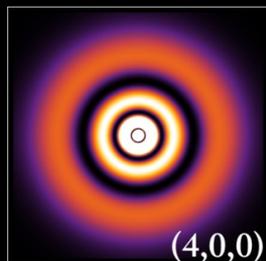
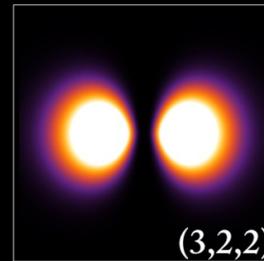
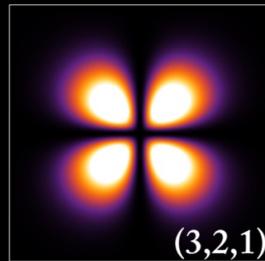
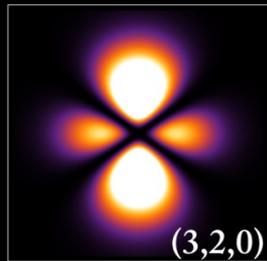
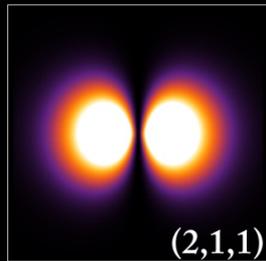
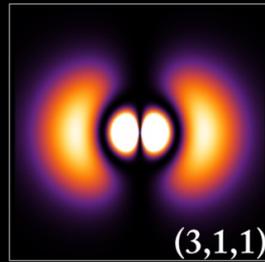
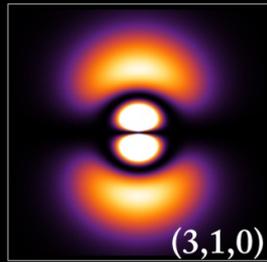
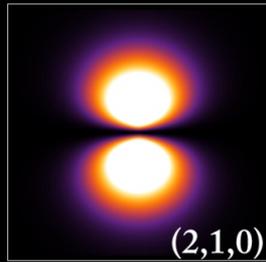
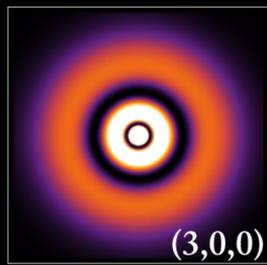
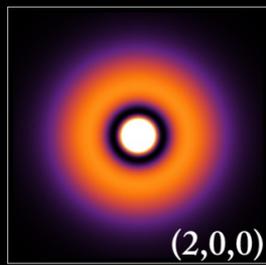
Esta teoría establece que el electrón puede exhibir las propiedades de una onda y una partícula.

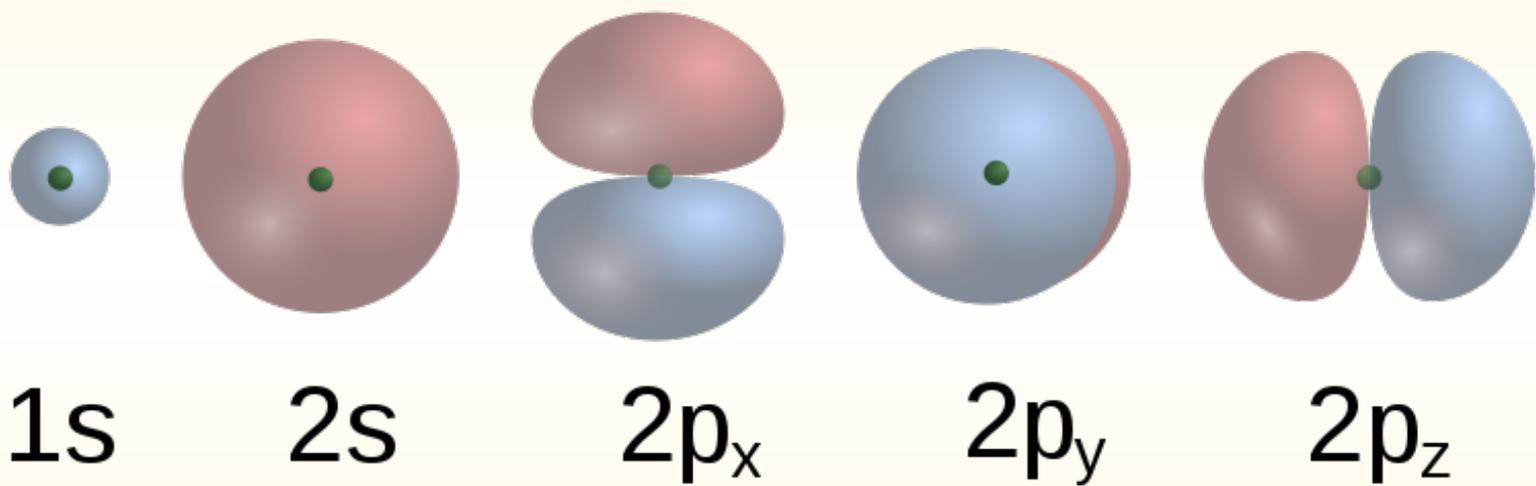
Por ejemplo, puede refractarse como una onda y tiene una masa como una partícula.

Hydrogen Wave Function

Probability density plots.

$$\psi_{nlm}(r, \vartheta, \varphi) = \sqrt{\left(\frac{2}{na_0}\right)^3 \frac{(n-l-1)!}{2n[(n+l)!]}} e^{-\rho/2} \rho^l L_{n-l-1}^{2l+1}(\rho) \cdot Y_{lm}(\vartheta, \varphi)$$





Louis Victor Pierre Raymond de Broglie, 7th duc de Broglie

(Francia 1892 -1987)

fue un físico francés que hizo contribuciones innovadoras a la teoría cuántica. En su tesis doctoral de 1924, postuló la naturaleza ondulatoria de los electrones y sugirió que toda la materia tiene propiedades ondulatorias. Este concepto se conoce como la hipótesis de Broglie, un ejemplo de dualidad onda-partícula, y forma una parte central de la teoría de la mecánica cuántica.

De Broglie ganó el Premio Nobel de Física en 1929, después de que el comportamiento ondulatorio de la materia se demostrara experimentalmente en 1927.



Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger (Austria 1887-1961)

fue un físico austríaco-irlandés ganador del Premio Nobel que desarrolló una serie de resultados fundamentales en la teoría cuántica: la ecuación de Schrödinger proporciona una forma de calcular la función de onda de un sistema y cómo cambia dinámicamente en el tiempo.





gato de schroedinger



GATO DE SCHRÖDINGER

Esta vivo y quiere venganza

Max Born

fue un físico y matemático judío alemán que fue instrumental en el desarrollo de la mecánica cuántica. También hizo contribuciones a la física y la óptica de estado sólido y supervisó el trabajo de varios físicos notables en las décadas de 1920 y 1930. Born ganó el Premio Nobel de Física en 1954 por su "investigación fundamental en mecánica cuántica, especialmente en la interpretación estadística de la función de onda.

