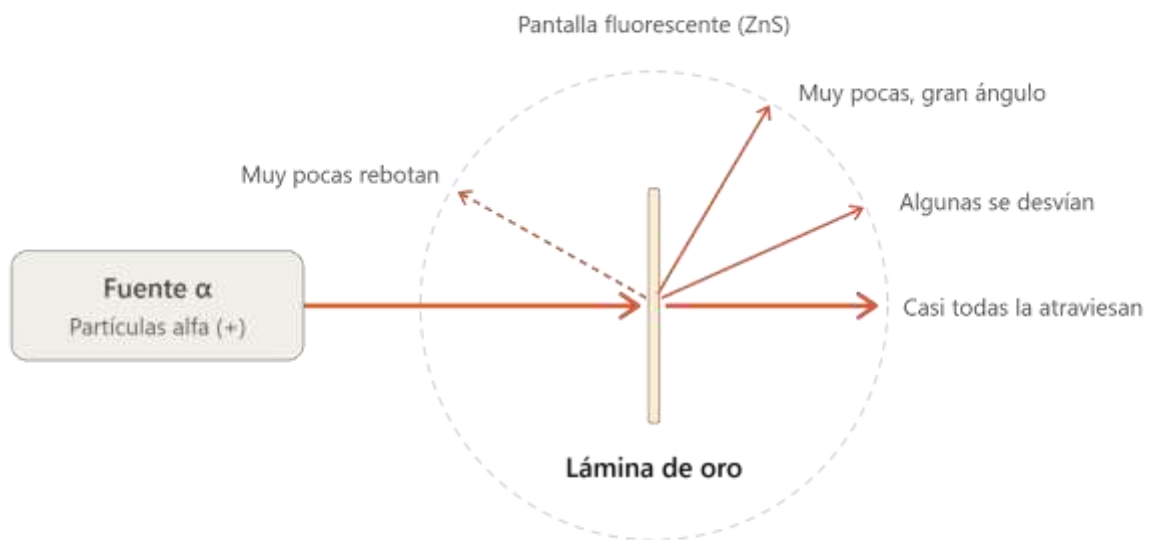


Experimento de la lámina de oro

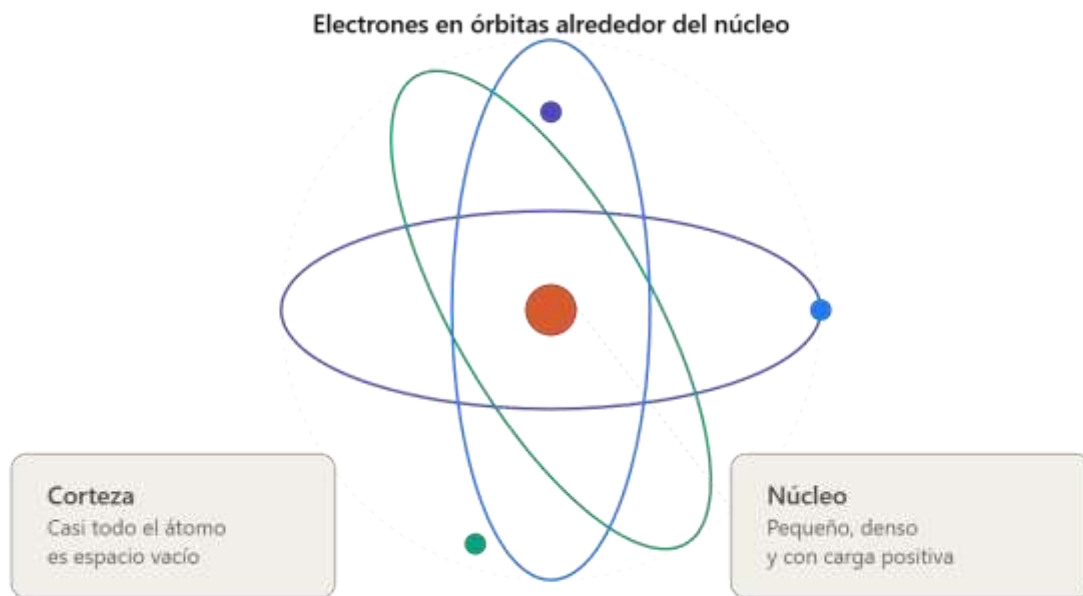
En 1911, Ernst Rutherford y sus alumnos realizaron un experimento que revolucionó el concepto que se tenía de átomo. El experimento consistía en bombardear una fina **lámina de oro** con partículas **alfa** muy pequeñas y con carga positiva (2 protones y 2 neutrones). Rodeando la lámina había una pantalla fluorescente que emitía un destello cada vez que una partícula chocaba contra ella.



Qué se observó. El resultado fue que el **99,999%** de las partículas la **atravesaron sin desviarse** lo más mínimo. El resto experimentó desviaciones notables e incluso rebotó.

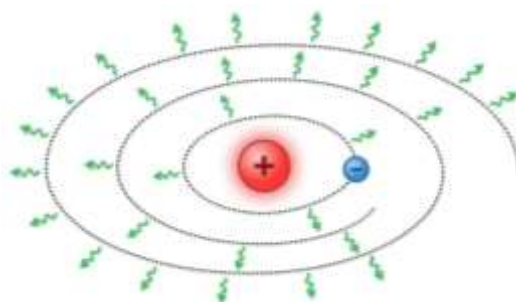
El modelo de Thomson no podía explicar estos resultados, por lo que era necesario plantear otro modelo.

Conclusión (Rutherford, 1911). Como casi todas las partículas pasan, el átomo es sobre todo espacio vacío. Como algunas se desvían y otras rebotan, en el centro hay una zona muy pequeña, densa y con carga positiva: el **núcleo**. Los electrones giran a su alrededor, en la corteza, a gran velocidad y están a una gran distancia de él.



El modelo de Rutherford explicaba bien el experimento, pero chocaba con dos hechos conocidos, y de ahí sale el modelo de Bohr.

Problema 1: la estabilidad del átomo. En el modelo de Rutherford los electrones giran alrededor del núcleo. Un electrón que describe una órbita está acelerado (cambia constantemente de dirección) y, según el electromagnetismo clásico, toda carga acelerada emite radiación y pierde energía. Al perderla, el electrón describiría una espiral y acabaría cayendo sobre el núcleo en una fracción de segundo. Según este modelo los átomos no podrían existir, y sin embargo son estables.



Problema 2: los espectros atómicos. El átomo emitiría luz como consecuencia de los saltos entre órbitas y todos los saltos estarían permitidos. En consecuencia, se emitiría radiación electromagnética con cualquier valor de energía prediciendo un espectro continuo:

Luz blanca: espectro continuo

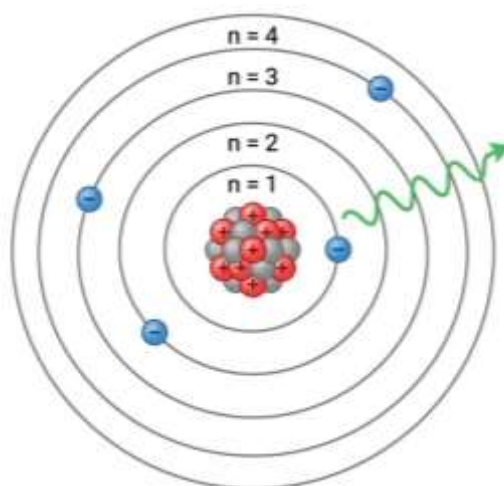


Hidrógeno excitado: espectro de emisión



Pero cuando se excita un gas, como el hidrógeno, y se analiza su luz, aparecen solo unas rayas de colores concretos sobre fondo oscuro: el espectro atómico es discontinuo. Cada elemento tiene su propio espectro de rayas, como una huella dactilar, y el modelo de Rutherford no tenía forma de explicarlo.

La solución de Bohr (1913). Niels Bohr mantuvo el núcleo central de Rutherford, pero cambió las reglas para los electrones, apoyándose en la idea de Planck de que la energía se intercambia en cantidades discretas (cuantos):

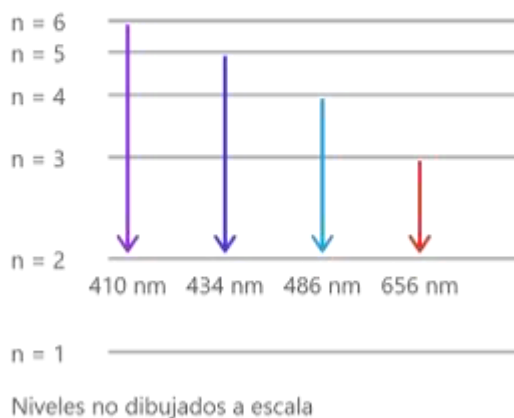


- Los electrones solo pueden estar en ciertas órbitas permitidas, llamadas niveles de energía, y mientras permanecen en una de ellas no emiten radiación. Esto resuelve el problema de la estabilidad.

- Cada nivel tiene una energía definida, y cuanto más cerca del núcleo, menor es esa energía.
- Un electrón puede saltar de un nivel a otro, pero solo si absorbe o emite justo la energía que separa ambos niveles. Al bajar de un nivel superior a uno inferior emite un fotón de esa energía.

Como los niveles son fijos, las diferencias de energía también lo son, y por eso cada elemento emite solo ciertas frecuencias. Las rayas del espectro son la firma de esos saltos, y así se resuelve el problema 2.

Origen de las rayas: saltos de electrones hacia $n = 2$



Un salto = una raya

El electrón baja de nivel y emite un fotón con la energía que separa los dos niveles.
Mayor salto: luz más violeta

Limitaciones de Bohr. Su modelo funciona muy bien para el hidrógeno, pero falla con átomos con más de un electrón y no explica por qué solo ciertas órbitas están permitidas. Eso llevó al modelo mecanocuántico, donde los electrones se describen mediante orbitales (zonas de probabilidad) y no mediante órbitas.

La solución vino de cambiar la forma de pensar sobre el electrón.

MODELO ACTUAL

- **Principio de incertidumbre (Heisenberg, 1927).** Es imposible conocer a la vez la posición exacta y la velocidad de un electrón. Por tanto, dibujar una trayectoria precisa alrededor del núcleo, como hacía Bohr, no tiene sentido. Únicamente se conoce la probabilidad de encontrar el electrón en un determinado lugar. Resultado de este principio es el cambio del concepto de órbita por el de orbital.
- **Ecuación de Schrödinger (1926).** Describe el electrón como una onda. Sus soluciones no dan órbitas, sino la probabilidad de encontrar al electrón en cada zona del espacio.

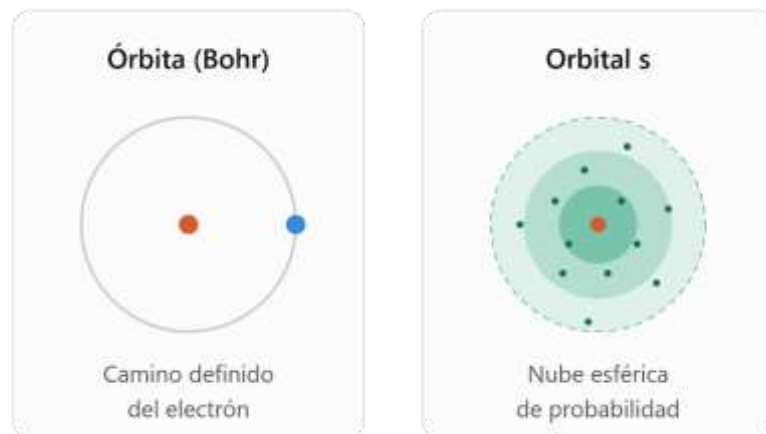
Del orbital al átomo

De aquí sale el concepto central: un **orbital** es la región del espacio alrededor del núcleo donde es más **probable** (en torno al 90 %) encontrar al electrón. Es una "nube" de probabilidad, no una trayectoria.

Los orbitales se organizan en niveles y subniveles de energía:

- Nivel n (1, 2, 3...): determina la energía y el tamaño del orbital.
- Subnivel (s, p, d, f): determina la forma. Los orbitales s son esféricos y los p tienen forma de dos lóbulos.
- Capacidad: cada orbital admite como máximo 2 electrones. Así, los subniveles s, p, d y f admiten **2, 6, 10 y 14** electrones respectivamente.

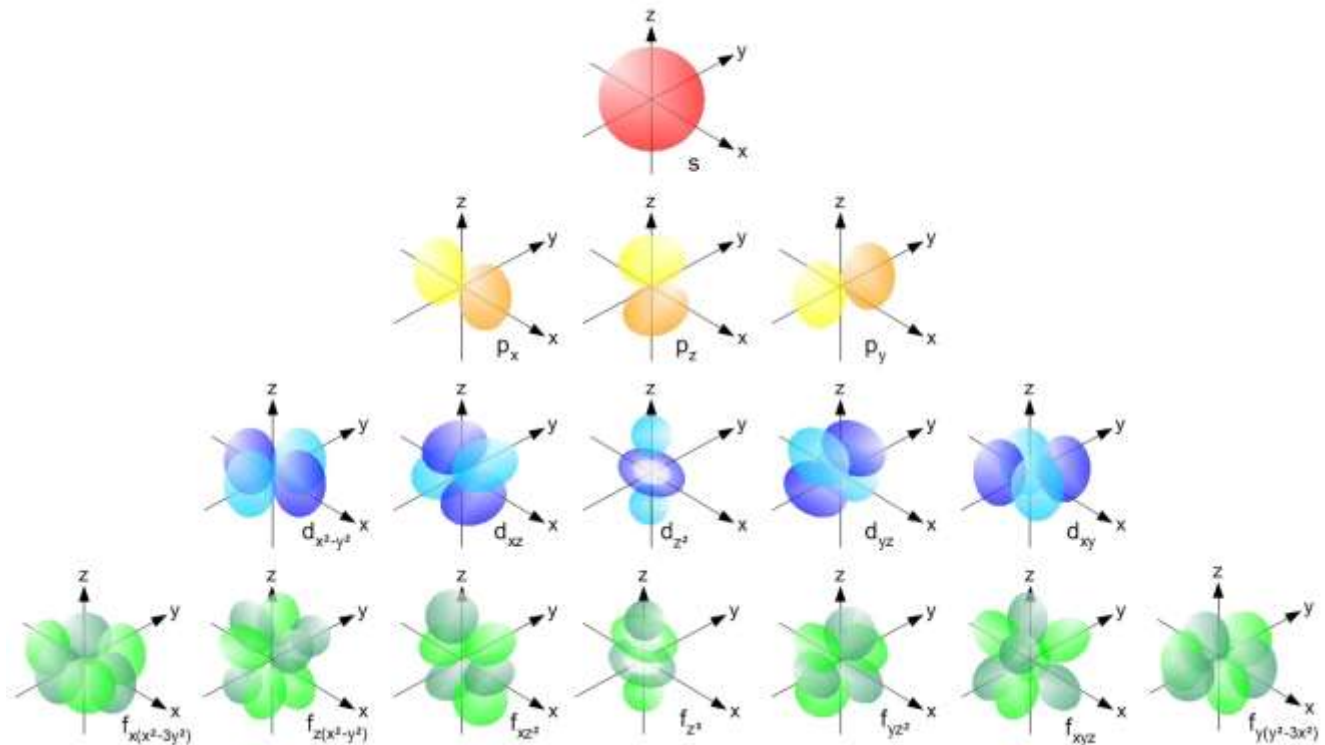
Diferencia clave. Bohr hablaba de órbitas (caminos definidos). El modelo cuántico habla de orbitales (probabilidades). Es el modelo que se acepta hoy.



- **Órbita (Bohr):** el electrón sigue un camino concreto, y podríamos decir dónde está en cada momento.
- **Orbital:** los puntos representan posibles posiciones del electrón. Es más probable encontrarlo cerca del núcleo, donde la nube es más densa, pero puede estar en cualquier zona.

TIPOS DE ORBITALES

Aquí tienes todos los subniveles. Los orbitales s, p y d están dibujados con su forma, y los f solo se indican, porque son demasiado complejos para un esquema de este nivel.



- **Capacidad:** cada subnivel tiene 1, 3, 5 y 7 orbitales (s, p, d, f), con dos electrones como máximo por orbital. Por eso admiten 2, 6, 10 y 14 electrones.
- **Misma energía:** los orbitales de un mismo subnivel (por ejemplo, los tres p) tienen la misma energía y solo se diferencian en su orientación en el espacio.