

El átomo

La primera idea de átomo surgió con los griegos y no era científica; algunos filósofos llegaron a la conclusión de que la materia no puede ser indivisible indefinidamente

Á-TOMO = sin-partes

Luego surgieron evidencias y se crearon modelos atómicos para explicarlas, modelos que han ido evolucionando con el tiempo según aparecían evidencias que obligaban a revisarlos.

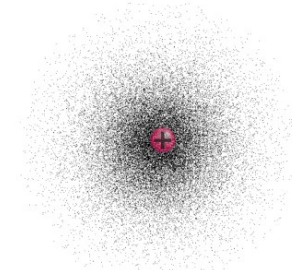
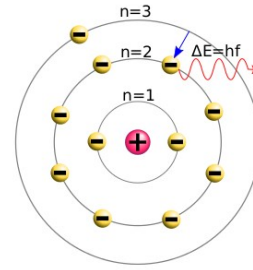
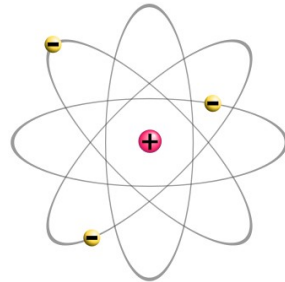
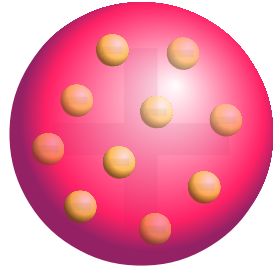
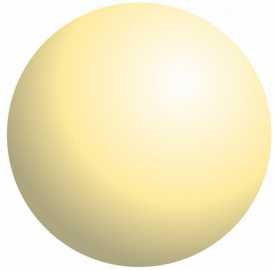
Vemos los modelos principales y las ideas básicas de cada modelo y del por qué se revisó uno y apareció otro.

¿Saber fechas? Sí, pero más que exactas orientativas, saber ponerlos en orden, entender cada modelo y paso de uno a otro

La cronología de las partículas subatómicas es distinta a la del átomo.



Modelos atómicos



Dalton (≈1808)

Thomson (≈1904)

Rutherford (≈1911)

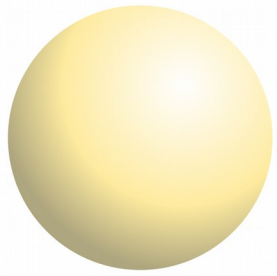
Bohr (≈1913)

Cuántico (≈1920's)

Visión rápida; modelo ; idea básica; *motivo revisión*

- **Dalton;** no tiene partes; *se descubren electrones*
- **Thomson;** pudin positivo y electrones; *experimento Rutherford*
- **Rutherford;** núcleo y corteza; *explicar espectros*
- **Bohr;** electrones en capas; *física cuántica*
- **Cuántico;** electrones en orbitales; *modelo actual*





Modelos atómicos. Dalton

Dalton: postulados de su modelo atómico (5; n.º varía, mismas ideas)

- 1) Materia formada por átomos: partículas pequeñas e indivisibles
- 2) Átomos ni se crean ni se destruyen
- 3) Átomos mismo elemento iguales entre sí (masa, propiedades), átomos distintos elementos distintos entre sí
- 4) Átomos se pueden combinar en proporciones sencillas y forman compuestos químicos
- 5) Átomos se reordenan en una reacción química formando compuestos

Es modelo científico porque explica las leyes ponderales (se conocieron antes) y predice nuevos hechos que se pueden comprobar experimentalmente.

Error en algunos postulados, en fórmulas químicas (indicaba agua HO), no explicaba leyes volumétricas, pero sus ideas básicas eran correctas



Leyes ponderales

Leyes sobre pesos (pondus = peso), lo medido habitualmente

- **Ley de la conservación de la masa (Lavoisier, 1785)**

La masa total de las sustancias en un cambio químico se conserva (Enunciado conociendo conceptos reacción: la masa de todos los reactivos es igual a la masa de todos los productos)

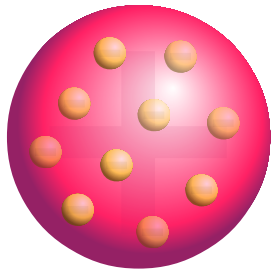
- **Ley de las proporciones definidas (Proust, 1799)**

Dos compuestos que reaccionan para formar compuesto siempre lo hacen en una proporción de masa fija.

Hay otras leyes ponderales explicadas por postulados Dalton: Ley de las proporciones múltiples (Dalton, 1802), Ley de pesos de combinación (Richter, 1792).

También hay leyes volumétricas: Ley de volúmenes de combinación (Gay-Lussac, 1808). Dalton no la explicaba, lo hizo Avogadro.





Modelos atómicos. Thomson

Crookes descubrió los rayos catódicos en 1875, Stoney propone nombre en 1881, Thomson descubre el electrón en 1897 (Nobel 1906), y Millikan en 1911 determinó su carga.

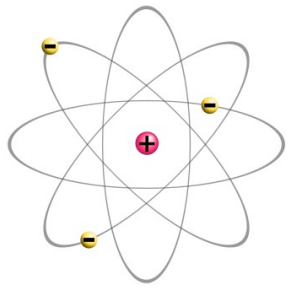
Es una partícula más ligera que el átomo más ligero conocido, lo que supone que forma parte de los átomos; este descubrimiento implica que el átomo deja de ser indivisible; hay que colocar en él electrones.

El electrón tiene carga negativa, y la materia normal es neutra (tenga carga positiva como negativa).

El modelo de Thomson propone una esfera de carga positiva con los electrones incrustados.

Analogías: “pudin de pasas”, “cookie con pepitas de chocolate”, “sandía con pepitas”



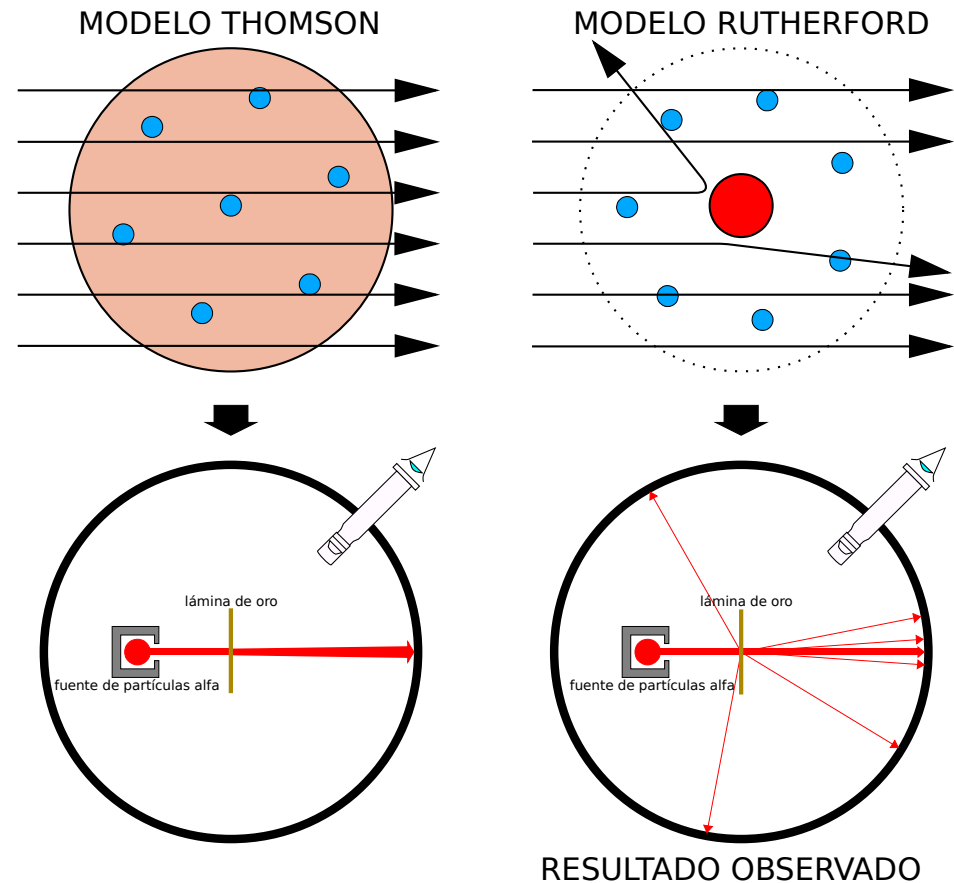


Modelo de Rutherford (I)

Entre 1908 y 1913 se realiza el “experimento de la lámina de oro”, por Rutherford (Nobel en 1908 por estudiar la radiactividad) y sus ayudantes Geiger y Marsden.

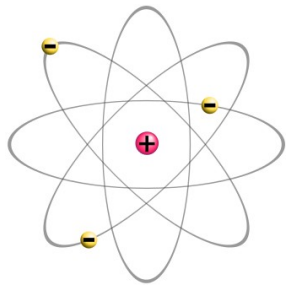
La idea básica del experimento es lanzar partículas alfa (carga +) contra una lámina de oro muy delgada, pocos átomos de grosor.

El resultado esperado según modelo Thomson era que no se desviasen, pero se desviaban, y algunos “rebotaban”.



Experimento lámina oro, resultado esperado y observado, wikimedia, kurzon, cc-by-sa





Modelo de Rutherford (II)

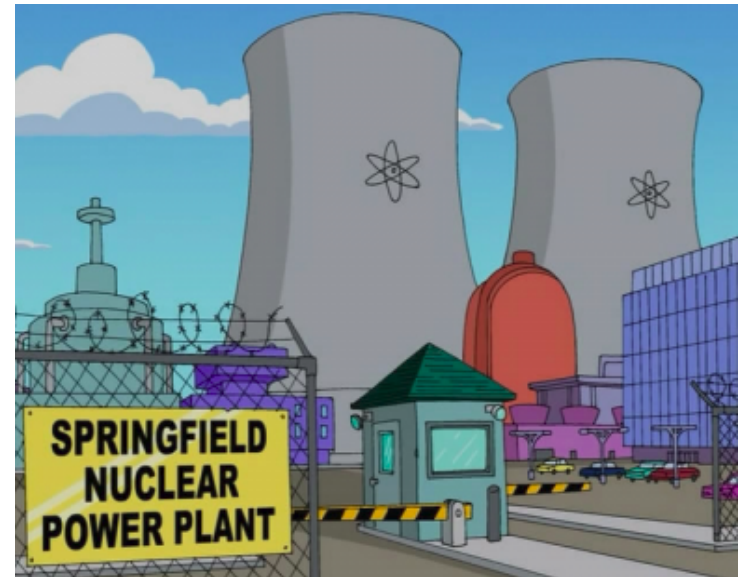
Analizando resultados se propuso el modelo nuclear: átomo formado por núcleo y corteza, analogía “sistema solar”

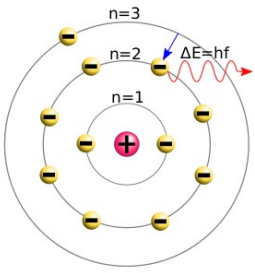
Núcleo: muy pequeño, casi toda la masa, y carga positiva.

Corteza: electrones orbitan en torno a núcleo.

Se estima tamaño núcleo: unas 100 000 veces menor que el átomo.

Es el modelo que menos ha durado, pero es el que aporta la idea básica de núcleo y el que se suele utilizar para representar el átomo (no a escala para ver el núcleo, que es casi todo vacío)





Modelo de Bohr

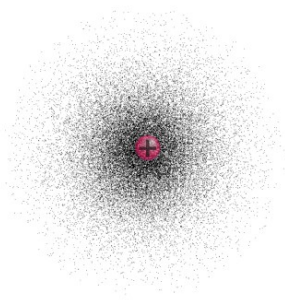
Surge para explicar los espectros atómicos y la estabilidad del átomo, y lo consigue aplicando ideas básicas de física cuántica, como la cuantización: hay ciertas magnitudes que solamente pueden tener ciertos valores.

- El radio de las órbitas está cuantizado: los electrones solamente pueden estar en ciertas órbitas estables. Eso explica la estabilidad del átomo.

Aparece un número $n=1,2,3,\dots$ que es el número cuántico principal o número de capa.

- La energía en las órbitas está cuantizada y depende de n : $E=-E_0/n^2$
- Los electrones emiten o reciben energía al pasar de una capa a otra, y ese es el origen de los espectros.





Modelo cuántico

Nombre general para modelo actual; tuvo modelos intermedios

La idea esencial es aplicar principio de incertidumbre: no se puede saber simultáneamente posición y velocidad, y no hay órbitas.

Orbitales: zonas del espacio donde hay una probabilidad muy alta de encontrar el electrón. Se representan como nube de puntos o “formas” que representan la zona que tendría un 99% de probabilidad. Tienen “forma” y tamaño.

En cada orbital puede haber un máximo de 2 electrones.

Los orbitales pueden ser de varios tipos; están definidos por 3 números cuánticos (n , l y m)

En cada capa hay subcapas y cierto número y tipos de orbitales.

Se ve más detalle al ver la configuración electrónica.



El átomo actual

En 4º ESO nos quedamos con idea básica modelo nuclear, algunas ideas simplificadas modelo cuántico, y ciertas partículas

Tratamos primero el núcleo, y luego la corteza. Ideas generales

Núcleo: protones (+) y neutrones (sin carga)

Corteza: electrones (-) en orbitales: configuración electrónica

$\text{masa}_{\text{protón}} \approx \text{masa}_{\text{neutrón}} \approx 2000 \text{ veces } \text{masa}_{\text{electrón}}$: la masa de un átomo es la del núcleo, la de los electrones se desprecia

Átomo unas 100 000 veces mayor que núcleo: es casi todo vacío

¿Qué partículas son fundamentales en el átomo? Los electrones. Protones y neutrones están formados por quarks, y los quarks sí son fundamentales.



Núcleo atómico

- **Nº atómico (Z)** = nº de protones
 - Identifica el elemento: $Z=1$ H, $Z=2$ He ...
 - Si el átomo es neutro, Z coincide con nº de e
- **Nº másico (A)** = nº nucleones ($A=Z+N$)
 - Indica la masa del núcleo (asumiendo $m_p=m_n$) y masa átomo (asumiendo m_e despreciable)
- **Isótopos:** átomos del mismo elemento (mismo Z) y distinto número másico (A)
 - Puede variar el número de neutrones pero no varía el tipo de elemento si no varía Z.
- Notación: A_ZX (${}^{14}_6\text{C}$), X-A (C-14), nombres H



Unidad de masa atómica

- Se expresa en u. No es unidad del SI
- También se puede usar Da (Dalton), no es correcto “uma”
- $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (10^{-24} en g)
- Definiciones:
 - Aproximada: $\text{masa}_{\text{protón}} \approx \text{masa}_{\text{neutrón}} \approx 1 \text{ u}$
 - Exacta: “ la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo, neutro y no enlazado, de carbono-12, en su estado fundamental eléctrico y nuclear”, por lo que promedia masa de protones y neutrones, que no son iguales, $\text{masa}_{\text{protón}} \approx 1,007276 \text{ u}$ y $m_{\text{neutrón}} \approx 1,008665 \text{ u}$
 - Por esto en la realidad la masa atómica de un único isótopo sí puede tener decimales.



Isótopos y masa atómica

- **Masa atómica:** la masa de un átomo (de un isótopo concreto).
 - Es $\approx A \cdot u$; visión simple si se toma $\text{masa}_{\text{protón}} \approx \text{masa}_{\text{neutrón}} \approx 1 \text{ u}$
- En tabla periódica, la masa atómica aparece con decimales
 - ¿cómo es posible? no hay decimales de protones
- **Masa atómica de un elemento:** media ponderada de los isótopos según su abundancia en la naturaleza
 - La masa con decimales nos da una idea de qué isótopos hay y su abundancia, por ejemplo H (1,0), Cl (35,5).
 - Los elementos artificiales no tienen decimales, se indica como masa atómica el A del isótopo más estable



Configuración electrónica (I)

- Definición: descripción de la colocación de electrones en corteza: capas, subcapas y orbitales.
- Los **orbitales** pueden ser de varios tipos; están definidos por 3 números cuánticos (n , l y m)
 - $n=1,2,3,\dots$: capa, n° cuántico principal, **nivel** de energía, tamaño del orbital
 - $l=(0,1,\dots,n-1)$: subcapa, n° cuántico secundario, **subnivel** de energía, forma del orbital
 - $m=(-l, \dots, 0, \dots, +l)$: tipo de subcapa, n° cuántico magnético, orientación del orbital
- En cada orbital caben 2 electrones, cada uno con un número cuántico de **espín (s)** distinto que solamente puede tener dos valores: $-1/2$ y $+1/2$.
- Algunos valores de l tienen nombre propio: vemos valores de m en función de l .

l	nombre	Forma	Valores de m	Nº orbitales por valor l
$l=0$	s	Esfera	$m=0$	1
$l=1$	p	Dos lóbulos	$m= -1, 0, +1$	3
$l=2$	d	Variada, "4 lóbulos"	$m= -2, -1, 0, +1, +2$	5
$l=3$	f	Variada, "6 lóbulos"	$m= -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	7



Configuración electrónica (II)

Hay unas reglas para colocar los electrones:

1. Se colocan en orden de energía creciente
2. No pueden tener los 4 números cuánticos iguales
3. Si es posible dentro mismo nivel estarán desapareados

Analogía con hotel: n = planta, l y m tipos de habitaciones en cada planta, s limita a 2 electrones en cada habitación.

El resumen es utilizar la regla de Madelung, que se visualiza con el diagrama de Moeller o “regla del serrucho”

La configuración se realiza con cierta notación: texto o mediante flechas en cajas.

Ejemplos de configuración y notación:

H: $1s^1$, He: $1s^2$, Li ..., B, C, N, ... Na, S ...

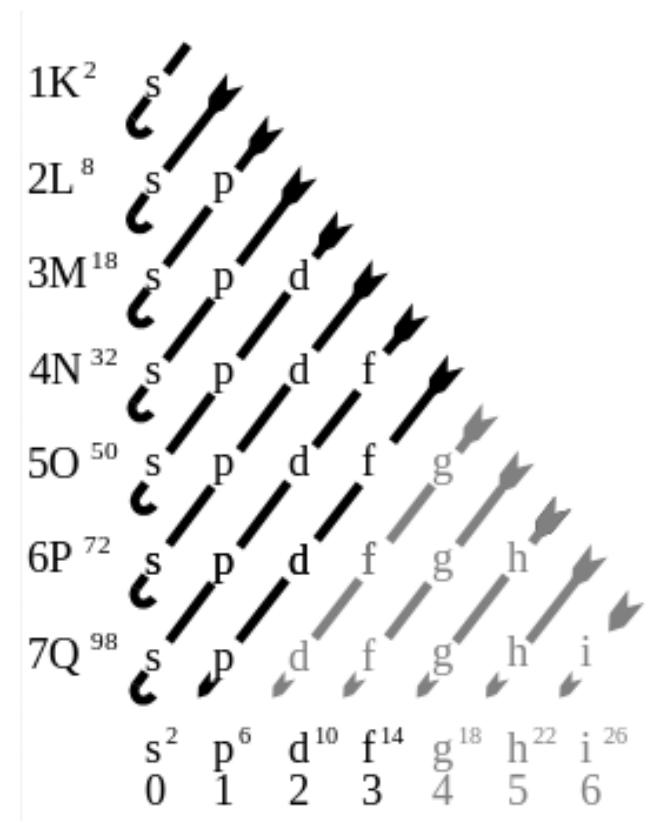


Diagrama Moeller, wikimedia, patricia.fidi, public domain



Configuración electrónica (III)

- La configuración electrónica es del número de electrones presente
- Iones: átomos que han ganado o perdido electrones
 - Cationes: han perdido electrones, carga positiva
 - Aniones: han ganado electrones, carga negativa
 - Notación: esquina superior derecha, se escribe $2+$, no $+2$
- En iones el núcleo y su carga positiva queda inalterada, la carga puede variar según el número de electrones que tenga
- Ejemplos: configuración S^{2-} , Na^+ , ..



Configuración electrónica (IV)

- La configuración electrónica enlaza con otros conceptos y estos a su vez con la tabla periódica:
- **Electrones de valencia:** son los electrones de la capa más externa.
- **Grupo:** sus elementos tienen el mismo número de electrones de valencia, su configuración electrónica externa termina igual
 - Ejemplo: gases nobles terminan ...p⁶
- **Periodo:** sus elementos tienen los últimos electrones en la misma capa, el número n de la configuración electrónica es el mismo.
 - Ejemplo: periodo 4 tiene 4s^x ó 4p^y



Tabla periódica (I)

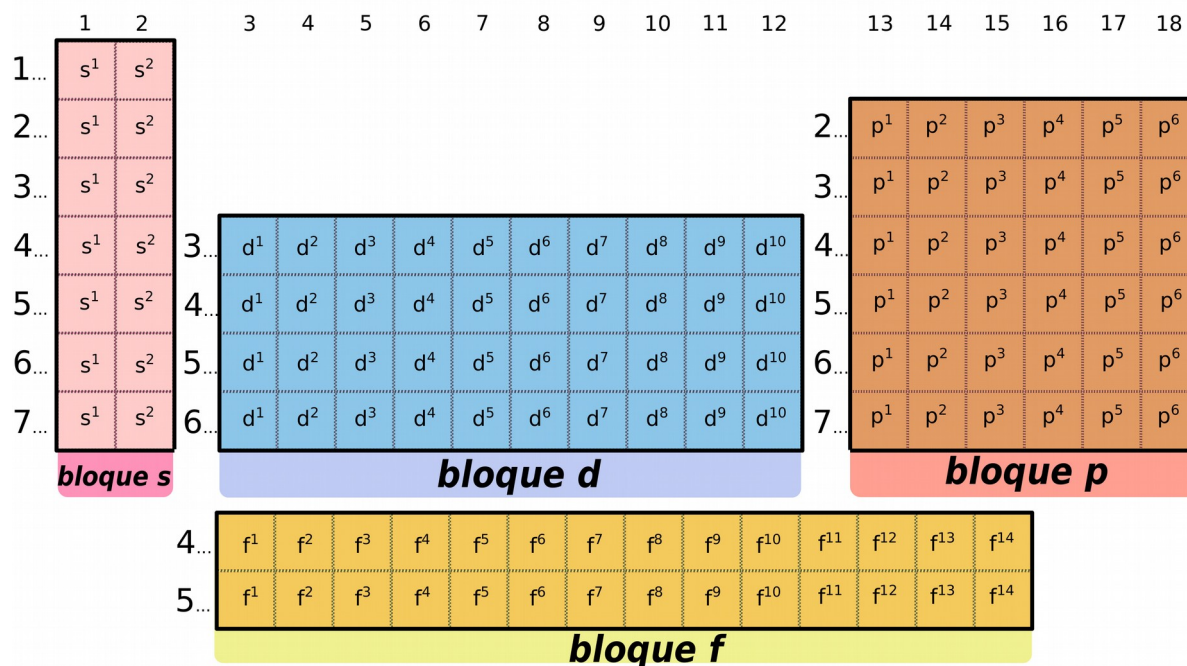
- Sistema periódico: ordenación de elementos con Z creciente, en grupos y periodos
 - Elemento químico: sustancia formada por átomos de mismo Z.
 - Definición más clara que “sustancia pura que no se puede descomponer en otras más sencillas”
 - Hay 118 elementos: naturales y artificiales (isótopos no estables, se indican en la tabla)
 - Grupo=columna: elementos con propiedades químicas similares. Se identifica nº 1 a 18 o con nombre
 - Periodo=fila: elementos con Z creciente en los que se repiten propiedades respecto a periodos anteriores.
- Para cada elemento se indica en la tabla al menos: Z = nombre = símbolo, y masa atómica

No confundir con notación ${}_{Z}X$, usar leyenda tabla.



Tabla periódica (II)

- Nombres grupos: ver tabla
- La estructura de la tabla está relacionada con la configuración electrónica y se puede asociar a bloques s, p, d, f



Bloques tabla periódica, derivado de [wikimedia](#), [Roshan200195](#), cc-by-sa

1	Alcalinos
2	Alcalinotérreos
3-12	Metales de transición
13	Térreos
14	Carbonoideos
15	Nitrogeneideos ó Pnictógenos
16	Anfígenos ó Calcógenos
17	Halógenos
18	Gases Nobles



Tabla periódica (III)

- En la tabla periódica uno de los aspectos más visuales es la indicación para cada elemento de si es
 - Metal
 - No metal
 - Semimetal
 - Gas noble
- Está relacionado con la configuración electrónica y con la regla del octeto; es algo que se trata al ver el enlace químico.

