

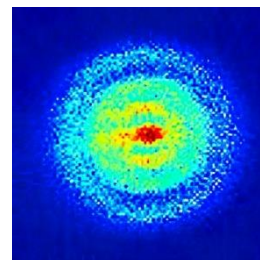
**TEMA 1: ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA****1. Estructura del átomo.**

El átomo está constituido por dos partes principales: el núcleo y la corteza.

En el núcleo se concentran casi toda la masa y las partículas llamadas nucleones, que son los protones (con carga positiva) y los neutrones (sin carga eléctrica). El núcleo concentra el 99,9% de la masa total del átomo.

El núcleo se mantiene unido gracias a la fuerza nuclear fuerte con la que protones y neutrones se atraen.

Rodeando al núcleo se encuentra la corteza o nube electrónica, donde se mueven los electrones, partículas con carga negativa y masa mucho menor que la de los nucleones (0,1% de su masa). La nube electrónica ocupa prácticamente todo el volumen del átomo.



Primera imagen real de un átomo de hidrógeno.

Los electrones, con carga negativa, están en continuo movimiento, pero se mantienen ligados al núcleo, de carga positiva, gracias a la fuerza electromagnética atractiva que se establece entre las partículas de distinta carga.

	Masa (kg)	Masa (u)	Carga (C)	Carga (e)
<b>Protón</b>	$1,673 \times 10^{-27}$	1,0073	$+1,6 \times 10^{-19}$	+1
<b>Neutrón</b>	$1,675 \times 10^{-27}$	1,0087	0	0
<b>Electrón</b>	$9,109 \times 10^{-31}$	0,0005	$-1,6 \times 10^{-19}$	-1

**Z= número atómico= nº de protones.**

**A= número másico=nº de protones + nº de neutrones.**

Estudiando el núcleo más a fondo, se ha podido saber que los protones y neutrones por su parte, están constituidos por quarks.

**2. Primeros modelos atómicos.**

Desde hace siglos, el ser humano ha tratado de entender de qué está compuesta la materia. En la antigua Grecia, filósofos como Leucipo y Demócrito ya pensaban que toda sustancia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles llamadas átomos. No obstante, sus ideas eran solo suposiciones, ya que no se basaban en experimentos científicos.

Con el avance de la ciencia, especialmente entre los siglos XVIII y XIX, comenzaron a desarrollarse teorías atómicas fundamentadas en observaciones experimentales.

**Modelo atómico de Dalton (1808)**

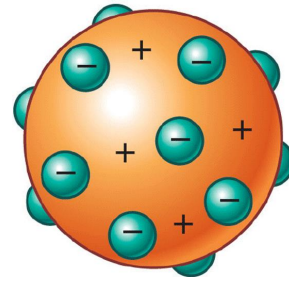
John Dalton retomó las ideas de los filósofos griegos y formuló la primera teoría atómica moderna. Afirmó que toda la materia está constituida por átomos, partículas diminutas e indivisibles, idénticas entre sí para un mismo elemento, pero diferentes de las de otros elementos. Según él, los compuestos se forman cuando los átomos se combinan en proporciones fijas y sencillas.

Sin embargo, este modelo no explicaba la existencia de partículas más pequeñas ni las cargas eléctricas.

### **Modelo atómico de Thomson (1898)**

Después del descubrimiento del electrón, J. J. Thomson propuso que el átomo era una esfera con carga positiva en la que estaban incrustados los electrones, como si fueran “pasas” en un pastel.

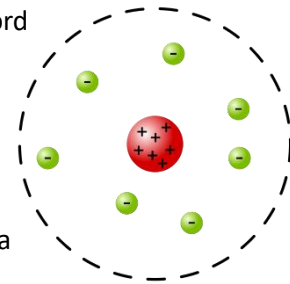
Este modelo no podía justificar la estabilidad del átomo ni la disposición real de las cargas.



### **Modelo atómico de Rutherford (1911)**

A partir de su famoso experimento con láminas de oro, Ernest Rutherford concluyó que casi toda la masa del átomo se concentra en una región muy pequeña y densa: el núcleo, con carga positiva. Los electrones girarían a su alrededor en el espacio vacío.

Sin embargo, según la física clásica, esos electrones deberían perder energía y acabar cayendo sobre el núcleo, por lo que el átomo no podría ser estable.



Estos primeros modelos sentaron las bases para teorías más precisas, como el modelo de Bohr y los posteriores modelos cuánticos, que describen con mayor exactitud cómo se comportan y organizan los electrones dentro del átomo.

### **Modelo atómico de Bohr (1913)**

El físico Niels Bohr mejoró el modelo de Rutherford al introducir ideas de la teoría cuántica. Propuso que los electrones no se mueven de forma desordenada alrededor del núcleo, sino que giran en órbitas circulares bien definidas, llamadas niveles de energía.

Según Bohr:

- Los electrones pueden permanecer en una órbita sin perder energía.
- Cuando un electrón salta de una órbita a otra, emite o absorbe energía en forma de radiación.
- Cada órbita tiene una energía fija y determinada.

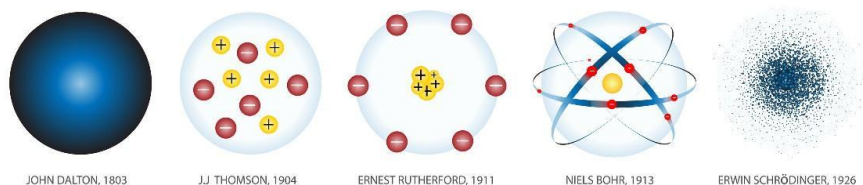
### **Modelo atómico actual o modelo cuántico (siglo XX)**

Con el desarrollo de la mecánica cuántica en el siglo XX, científicos como Schrödinger, Heisenberg y De Broglie propusieron un nuevo modelo más completo y realista.

En este modelo:

- Los electrones no tienen una trayectoria fija como en el modelo de Bohr.
- En lugar de órbitas, se habla de nubes electrónicas o orbitales, que representan zonas del espacio donde es más probable encontrar un electrón.
- La energía de los electrones está cuantizada, pero su posición exacta no puede determinarse, solo la probabilidad de que se encuentren en una región concreta (principio de indeterminación de Heisenberg).

Este modelo explica con gran precisión la estructura de los átomos, su comportamiento químico y las propiedades periódicas de los elementos.



### 2.1. Modelo atómico de Bohr.

En 1913, Niels Bohr logró un gran avance al conseguir explicar el espectro del hidrógeno, algo que los modelos anteriores no habían podido justificar. Su éxito se debió a que incorporó al modelo de Rutherford las ideas de la teoría cuántica propuesta por Max Planck en el año 1900.

Planck, al estudiar la luz emitida por los cuerpos al calentarse, descubrió que la energía no se puede dividir indefinidamente, sino que se transmite en pequeñas cantidades discretas llamadas cuantos. Esto significaba que un cuerpo solo puede emitir o absorber energía en múltiplos enteros de esos cuantos.

Pocos años después, en 1905, Albert Einstein amplió esta idea para explicar el efecto fotoeléctrico, un fenómeno en el que una superficie metálica limpia, al ser iluminada, emite electrones. Einstein propuso que la luz está compuesta por partículas de energía llamadas fotones, y que la energía de cada fotón depende de su frecuencia según la ecuación:

$$E = h\nu$$

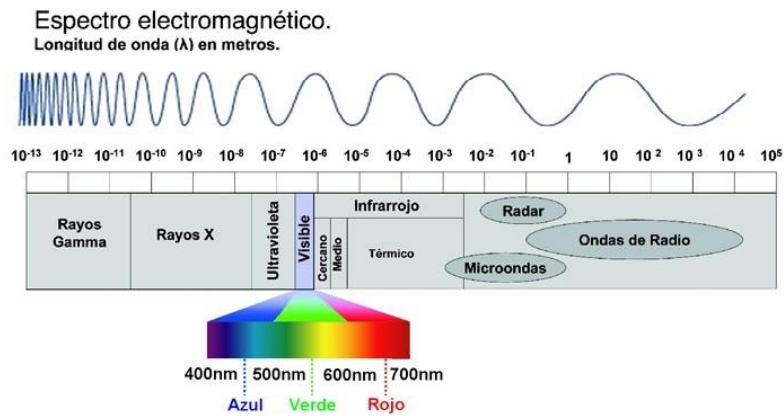
Donde E es la energía del fotón, h es la constante de Planck ( $6,626 \times 10^{-34}$  julios por segundo (J·s)) y  $\nu$  representa la frecuencia de la radiación.

Por ejemplo, un fotón de luz azul posee más energía que un fotón de luz roja, ya que su frecuencia es mayor.

A partir de este principio, Bohr propuso que el átomo también se encuentra cuantizado, es decir, que solo puede tener ciertos valores de energía determinados. Esto significa que los electrones no pueden girar a cualquier distancia del núcleo, sino únicamente en órbitas concretas y permitidas. Las demás órbitas, donde la energía no coincide con los valores permitidos, están prohibidas.

Cuando un electrón desciende de una órbita con más energía a otra de menor energía, la diferencia energética se libera en forma de fotón. La frecuencia de ese fotón está relacionada con la energía emitida mediante la ecuación de Planck ( $E = h\nu$ ).

Gracias a esta idea, se pudo comprender por qué en el espectro de un átomo aparecen líneas de luz con frecuencias concretas, en lugar de un espectro continuo. En el modelo de Rutherford, esto no se podía explicar, ya que en teoría los electrones podían ocupar cualquier órbita alrededor del núcleo.



### a) Postulados de Bohr.

Para explicar la estructura del átomo de hidrógeno y su espectro, Niels Bohr formuló tres ideas fundamentales conocidas como postulados de Bohr:

- **Los electrones se mueven en órbitas fijas y estables.**

Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares determinadas, llamadas niveles de energía, sin emitir energía mientras permanecen en ellas.

Esto solucionaba el problema del modelo de Rutherford, que no podía explicar por qué el átomo no colapsaba si los electrones estaban en movimiento.

- **Solo se permiten ciertas órbitas cuantizadas**

No todas las órbitas son posibles: los electrones solo pueden ocupar aquellas en las que su momento angular cumple la condición:

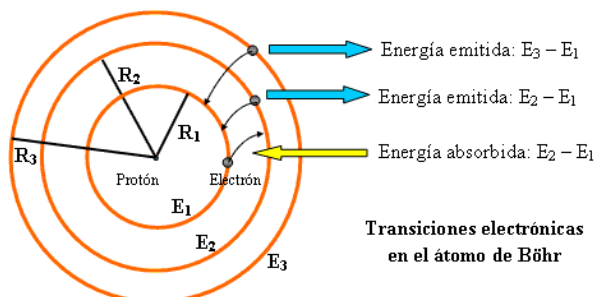
$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

donde  $m$  es la masa del electrón,  $v$  su velocidad,  $r$  el radio de la órbita,  $h$  la constante de Planck y  $n$  un número entero (1, 2, 3...) que corresponde a un nivel de energía distinto y determinado.

- **Emisión y absorción de energía en forma de fotones.**

Cuando un electrón salta de una órbita a otra, el átomo absorbe o emite energía.

- Si el electrón pasa de una órbita inferior a otra superior, absorbe energía.
- Si desciende de una órbita de mayor energía a otra de menor, emite un fotón cuya energía es igual a la diferencia entre ambos niveles:



$$E = h\nu = E_{mayor} - E_{menor}$$

Esto explica las líneas espectrales observadas en el hidrógeno: cada salto electrónico produce una radiación con una frecuencia específica.

A partir de estos tres postulados, Bohr consiguió calcular matemáticamente tanto el radio de las órbitas electrónicas como las energías permitidas para el electrón en el átomo de hidrógeno.

Demostró que el radio de cada órbita depende del número cuántico  $n$ , de manera que el electrón más cercano al núcleo ( $n = 1$ ) tiene el menor radio y energía, mientras que las órbitas más alejadas ( $n = 2, 3, 4...$ ) presentan radios y energías mayores.

La primera órbita ( $n = 1$ ) tiene un radio de aproximadamente  $0,529 \times 10^{-10}$  m, conocido como radio de Bohr.

### 3. Modelo mecanocuántico de Schrödinger.

Pero la cosa no terminó ahí. Los científicos siguieron estudiando los espectros con equipos más precisos y haciendo nuevos experimentos. Cada vez que analizaban una línea, aparecían más líneas nuevas.

Resultó que la estructura cuántica del átomo era mucho más complicada de lo que pensaban. Para poder describir bien a cada electrón, se necesitan cuatro números cuánticos: ( $n, l, m, s$ ).

Así nació el modelo mecano-cuántico de Schrödinger.

Hubo que volver a replantear cómo entendíamos el átomo, esta vez desde la física cuántica. Además, se descubrió que el electrón no solo se comporta como una partícula, sino también como una onda: se mueve como una onda cuando viaja, pero actúa como partícula cuando choca con la materia.

El modelo de Erwin Schrödinger, aunque se centró en el átomo de hidrógeno, se basó en esos cuatro números cuánticos. Lo más importante es que descartó la idea de las órbitas de Bohr y las reemplazó por los orbitales, que son zonas donde es muy probable encontrar un electrón. Los físicos se dieron cuenta de que el simple hecho de medir ya afectaba al electrón, así que solo podían hablar de probabilidades.

#### Relación entre los números cuánticos y los orbitales

Los cuatro números cuánticos que se obtienen de los espectros son los que permiten describir los orbitales atómicos, es decir, las regiones donde se puede hallar cada electrón dentro del átomo.

Símbolo	Nombre	Valores posibles	Significado
$n$	Principal	1,2,3,4,5, ...	Nivel de energía o capa
$l$	Secundario	Valor entre 0 y $n-1$	Número de subniveles en cada nivel de energía y tipo de orbital.
$m$	Magnético	Valores entre $+l$ y $-l$	Número de orbitales en un nivel de energía
$s$	Espín	$+1/2, -1/2$	Momento magnético intrínseco del electrón.

En cada orbital, solo caben dos electrones, cada uno con dos valores de espín opuestos (+1/2, -1/2).

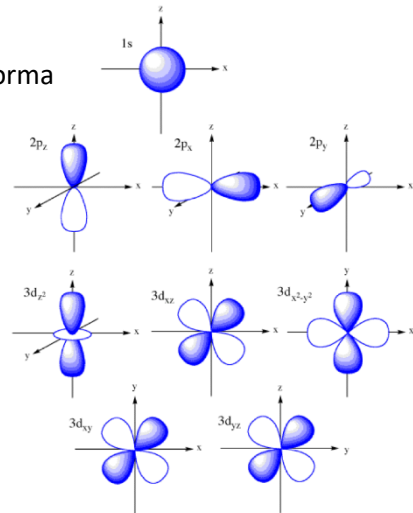
l	Tipo de orbital	Posibles valores de m (número de orientaciones posibles)	Número máximo de electrones que cabe en cada orbital
0	s	0	2 electrones
1	p	-1,0,1	6 electrones
2	d	-2,-1,0,1,2	10 electrones
3	f	-3,-2,-1,0,1,2,3	14 electrones

Dependiendo del tipo de orbital que sea (s,p,d,f), tiene una forma geométrica diferente.

Al tener diferentes formas, cada orbital también tiene diferentes energías.

Las energías aumentan así:

$$f > d > p > s$$



### Orbitales atómicos y energía. Regla n+l

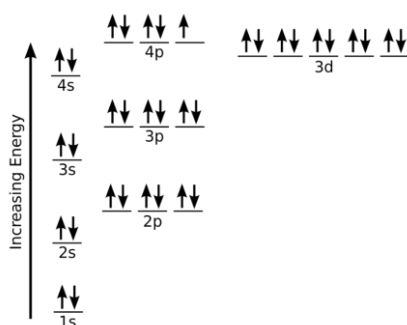
La energía de un electrón funciona como un trabajo en equipo: el protagonista principal es el número cuántico n, apoyado en segundo plano por el número cuántico l.

Para ordenar los orbitales atómicos de menor a mayor energía sin complicaciones, el método más práctico y fiable es la regla empírica n+l. Esta regla se resume en dos pasos:

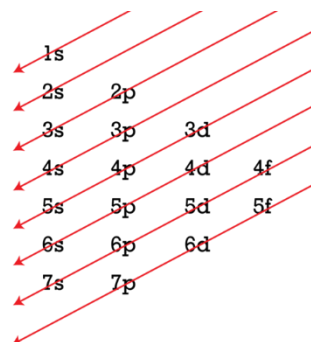
- **Norma general:** La energía del orbital aumenta a medida que crece el valor numérico de la suma n+l.
- **Desempate:** Si dos orbitales distintos suman exactamente lo mismo, el que tenga el valor de n más pequeño será el de menor energía.

Aplicando esto, la secuencia energética de los orbitales queda de este modo:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$$



The diagonal rule for electron filling order.



### Principio de exclusión de Pauli. Configuración electrónica de los elementos. Principio de máxima multiplicidad.

La forma en que los electrones se "acomodan" en los distintos orbitales de un átomo es lo que conocemos como su configuración electrónica.

Para organizar este mapa, debemos seguir la secuencia de energía que vimos antes, pero respetando la siguiente regla:

- **El Principio de Exclusión de Pauli:** Imagina que cada orbital es una habitación en la que solo caben dos electrones como máximo. Además, para poder convivir ahí, deben tener espines opuestos (es decir, estar apareados). Es imposible que en un mismo átomo existan dos electrones con exactamente los mismos números cuánticos.

A la hora de escribir esta configuración correctamente en el papel, el proceso se resume en dos sencillos pasos:

1. **Distribuye por energía:** Ve repartiendo los electrones siguiendo el orden de la regla  $n+l$  (de los orbitales de menor energía a los de mayor) y recordando el límite del Principio de Pauli.
2. **Ordena por nivel (n):** Una vez que tienes todos los electrones repartidos, reorganiza la secuencia final agrupando los orbitales según su nivel principal (el número  $n$ ), de menor a mayor, para que quede perfectamente estructurada.

Por ejemplo, el hierro ( $Z=26$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

#### ¿Qué ocurre cuando hay varios orbitales con la misma energía?

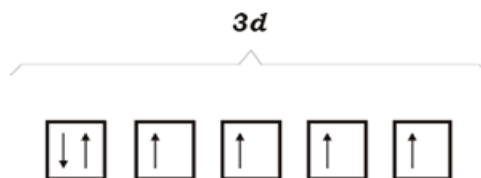
Aquí es donde entra en juego la **Regla de Hund de la máxima multiplicidad**.

Cuando nos encontramos con un conjunto de orbitales idénticos que tienen la misma energía (por ejemplo, los cinco orbitales  $3d$ ), la regla nos dice que la configuración más estable es aquella que tiene el mayor número de electrones desapareados con el mismo espín.

Es decir, los electrones tienden a no emparejarse si tienen otros orbitales de la misma energía disponibles:

**Aplicándolo al ejemplo de los orbitales  $3d$ :** Como hay 5 orbitales  $3d$  disponibles, los primeros 5 electrones que lleguen se colocarán de uno en uno, ocupando cada uno su propio orbital y con el espín paralelo (mirando hacia el mismo lado).

Solo cuando todos esos orbitales tengan ya un electrón, el sexto electrón que llegue empezará a formar pareja con el primero (con el espín opuesto, para cumplir a su vez con la regla de Pauli).



### El núcleo atómico

Para entender el átomo al completo, debemos dividirlo en dos grandes zonas de estudio:

- **La corteza:** La parte más externa, especialmente la capa de valencia, es la protagonista de las reacciones químicas y determina cómo se comporta un elemento.

- **El núcleo:** El corazón del átomo. Su estudio comenzó a finales del siglo XIX con el descubrimiento de la radiactividad.

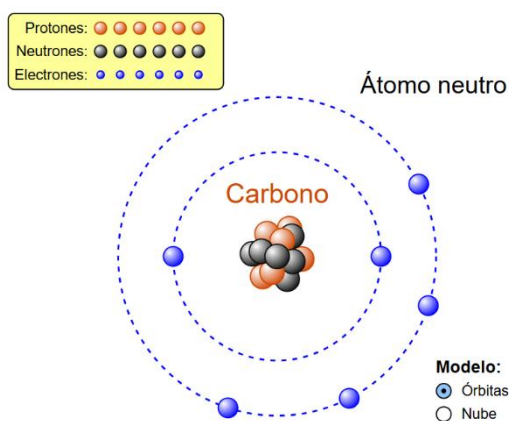
### ¿Qué hay dentro del núcleo?

Aunque el núcleo ocupa un espacio minúsculo (su diámetro es unas 100.000 veces menor que el del átomo entero), concentra toda la carga positiva y prácticamente toda la masa. Está formado por nucleones, que se dividen en dos tipos:

1. **Protones:** Partículas con carga eléctrica positiva.
2. **Neutrones:** Descubiertos por James Chadwick en 1932. Tienen una masa casi idéntica a la del protón, pero carecen de carga eléctrica.

### ¿Cómo se mantiene unido?

Al igual que los electrones, los nucleones se organizan en complejas capas de energía. Para evitar que los protones se repelan entre sí (ya que tienen la misma carga), interviene la interacción nuclear fuerte: unas fuerzas inmensas, pero de muy corto alcance, que mantienen el núcleo fuertemente cohesionado.



### El DNI del átomo: Z y A

Para identificar la composición exacta de cualquier núcleo, utilizamos dos valores fundamentales:

- **Número atómico (Z):** Es el número total de protones. Este número es clave porque define de qué elemento químico estamos hablando.
- **Número másico (A):** Es la suma total de nucleones (protones + neutrones, es decir,  $A = Z + N$ ). Define la masa aproximada del átomo.

Si se trata de un átomo, tiene el mismo número de protones que de electrones, manteniendo una carga neutra, sin embargo, si tenemos cationes o aniones, la cosa cambia, tendremos que calcular el número de protones, electrones y neutrones gracias al número atómico y al número másico.

A menudo encontramos átomos del mismo elemento (mismo número Z) pero que tienen una cantidad diferente de neutrones (distinto número A). A estos átomos "hermanos" se les llama **isótopos**.



donde X es el símbolo del elemento.

Por ejemplo, para referirnos al isótopo del carbono que tiene 6 protones y 8 neutrones (masa total 14), utilizaríamos la expresión:

