



Bloque 3

Modelo atómico y sus aplicaciones

APRENDIZAJES ESPERADOS:

- Valora las aportaciones de los diferentes modelos atómicos como parte de un proceso histórico que contribuye a la comprensión del modelo actual.
- Aplica los principios básicos de las configuraciones electrónicas y su relación con los números cuánticos.
- Contrasta en diferentes campos de conocimiento, el uso de isótopos radiactivos.

PROPÓSITO DEL BLOQUE

Explica los modelos atómicos que dieron origen al actual, describiendo tanto la estructura como el comportamiento del átomo, y reconoce las propiedades de los elementos radiactivos identificando sus aplicaciones e impacto en su entorno.

EVALUACIÓN DE DIAGNÓSTICO



Individual



Portafolio de evidencias

- 1.- Como se llama la partícula más pequeña que forma la materia?
- 2.- Dibuja como te imaginas al átomo.
- 3.- Describe las características (carga y localización) de los protones, neutrones y electrones.
- 4.- ¿Qué representan el número atómico, el número de masa y la masa atómica de los elementos?
- 5.- Que es un isotopo?

Introducción

Las sustancias puras son los elementos y los compuestos químicos. Desde los antiguos griegos, pasando por los alquimistas, hasta los actuales científicos, el análisis de estas sustancias ha tenido un interés particular. Su estudio conduce al conocimiento detallado del átomo, lo que permite explicar las propiedades que distinguen las diversas formas de la materia y la influencia en su comportamiento. Considerado como la unidad fundamental de la materia. En este bloque tendrás un reto muy interesante: incursionar en el mundo submicroscópico mediante el estudio de los modelos atómicos que dieron origen al conocimiento de la naturaleza de la materia y, con ello, a los grandes avances en la medicina, la tecnología, etc., con los que se cuenta en la actualidad.

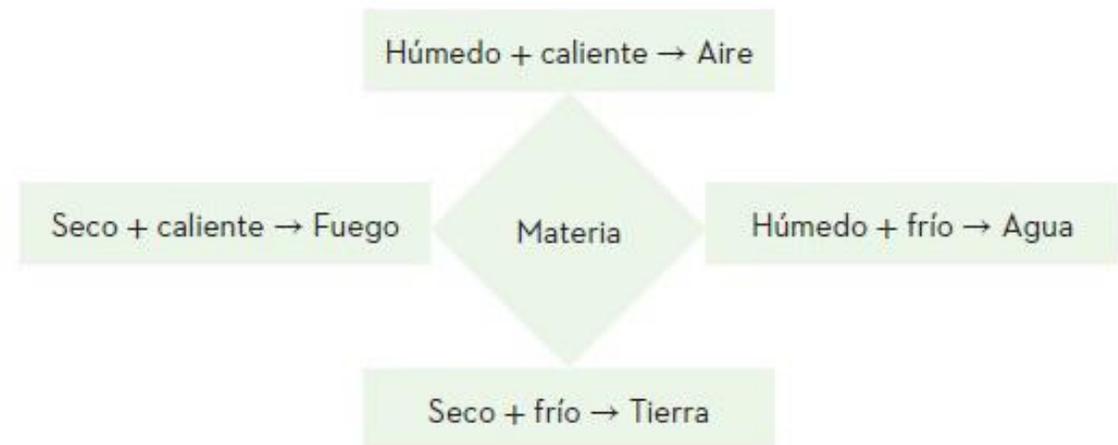
Modelos atómicos y partículas subatómicas

El átomo es la partícula más pequeña representativa de un elemento, es eléctricamente neutro y está formado por electrones, protones y neutrones. El atomismo es la primera expresión de una serie de teorías que señalan que la materia está formada por partículas fundamentales conocidas como átomos.

Las primeras ideas acerca de la estructura de la materia surgieron hace alrededor de 2500 años, cuando los filósofos griegos, por medio de la observación y el razonamiento puro reflexionaron en torno a la naturaleza de las cosas y afirmaron que la materia estaba constituida por cuatro elementos fundamentales (agua, tierra, aire y fuego) relacionados con sus propiedades (caliente, frío, seco y húmedo).

ESQUEMA 3.1

Representación simbólica de la concepción de la materia, según los griegos.

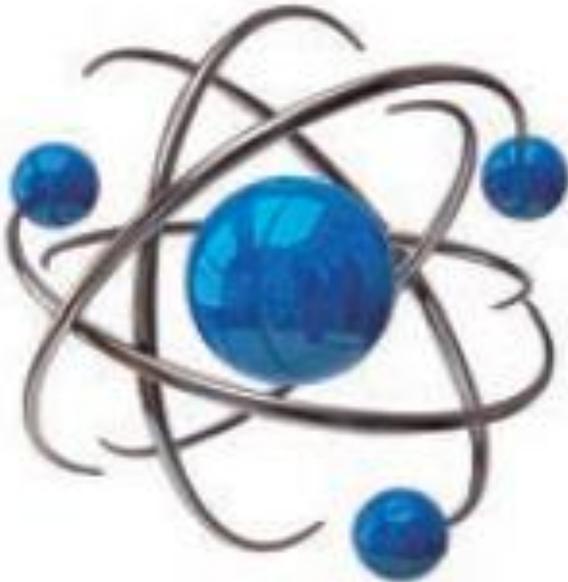


Los años pasaron y surgió entonces la doctrina del atomismo (Leucipo y Demócrito). Las ideas principales de esta doctrina son:

- La materia está constituida por pequeñísimas partículas sólidas, invisibles e indivisibles llamadas átomos.
- Los átomos son indestructibles, por lo que son eternos.
- Los átomos se encuentran en constante movimiento y separados unos de otros por espacios vacíos.
- Existen diferentes tipos de átomos según cada tipo de materia.
- La asociación y organización de los átomos influye en las propiedades de la materia.

la teoría continuista establecida por Aristóteles y apoyada por Platón y otros pensadores de la Antigüedad. Los continuistas creían que la materia estaba formada por la combinación de cuatro elementos (aire, tierra, fuego y agua); también que los átomos, como no se veían, no existían; por último, que no había límite para dividir la materia.

El término *átomo* se deriva del griego *a*, “sin”, y *tomé*, “división”; hoy se sabe que el átomo sí es divisible.

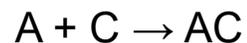


Demócrito (460-370 a. C.) fue uno de los más grandes sabios de la Antigüedad. El filósofo concluyó que hay un límite en la división de la materia y denominó átomo a la última partícula obtenida por este hipotético medio.

Dalton

A finales del siglo XVIII científicos como Robert Boyle y, luego, Antoine Lavoisier, John Dalton, Jeremías B. Richter y Joseph Louis Proust retomaron la concepción del átomo de Demócrito como una propuesta científica con hechos experimentales para explicar la constitución de la materia y la relación entre las masas de los elementos que se unen para formar compuestos químicos. De este modo se establecieron las **leyes ponderales**. Estas leyes surgen en el marco de las primeras aproximaciones al conocimiento de la estructura atómica de la materia y tratan de explicar la formación de compuestos a partir de los elementos químicos y las innumerables sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

Lavoisier fue el primero en formular una de estas leyes, **la ley de conservación de la materia** en 1783. Después, en 1799, Joseph Louis Proust, químico francés y uno de los fundadores del análisis químico, enunció la **ley química de las proporciones definidas o constantes**. Teniendo como referencia los experimentos de Lavoisier, a partir de los cuales la química se vuelve cuantitativa, en 1792 el químico alemán Jeremías Benjamín Richter formuló la **ley de las proporciones recíprocas o equivalentes**:



A finales del siglo XVIII los químicos de la época aún no comprendían el comportamiento de la materia para que se cumplieran la ley de la conservación de la materia y otras leyes ya existentes. En 1803, John Dalton formuló su **teoría atómica** como una propuesta teórica para explicar esas leyes basadas en observaciones experimentales. Pero no fue hasta 1808 cuando presentó formalmente los postulados de su teoría en su libro *Un nuevo sistema de filosofía química* incluyendo las masas atómicas de varios elementos conocidos y algunos símbolos que inventó para representar elementos y compuestos.

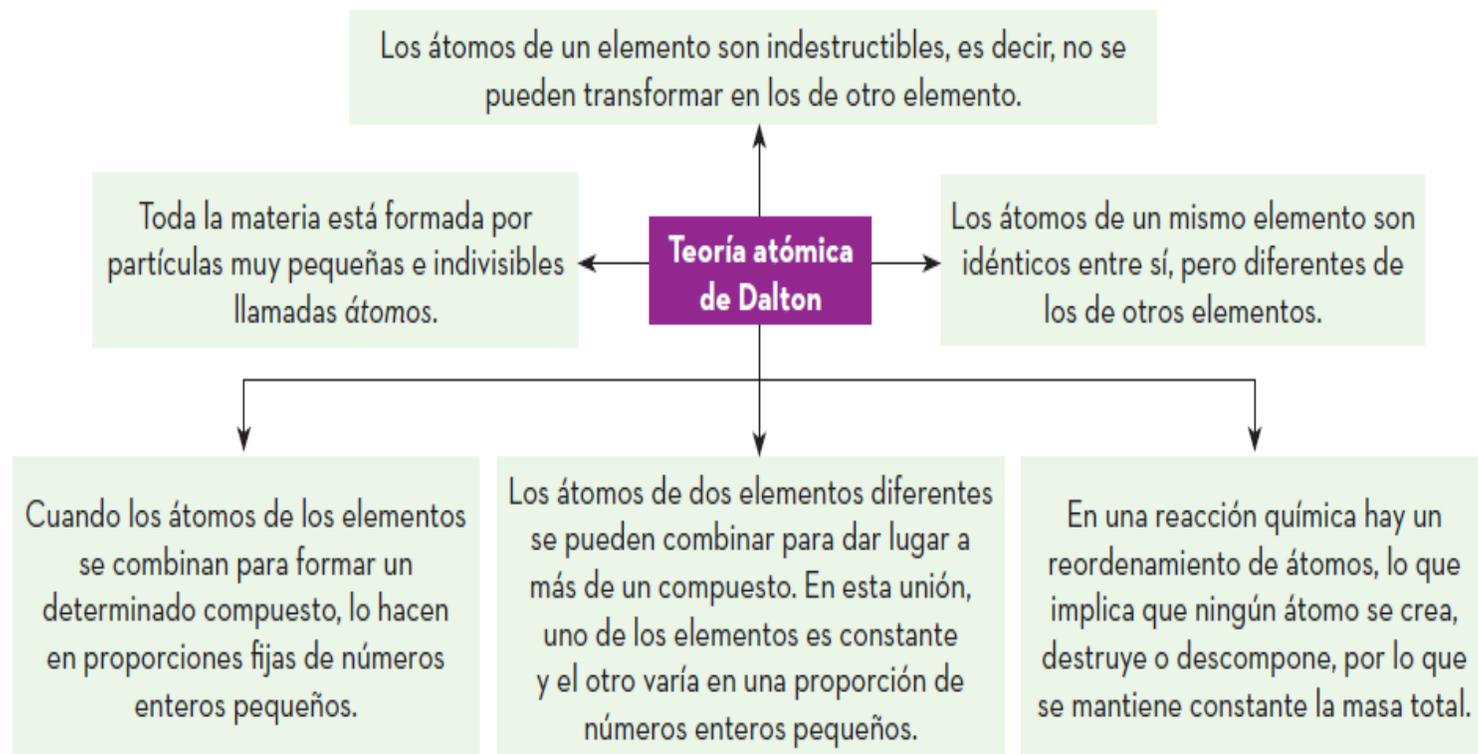
ESQUEMA 3.2 Postulados y leyes ponderales de la teoría atómica de Dalton

De uno de los postulados de la teoría atómica de Dalton se derivó la **ley de las proporciones Múltiples**.

El modelo atómico de Dalton concibe el átomo como una esfera sólida parecida a una bola de billar. Las masas de los elementos que determinó Dalton, tomando como referencia el átomo de hidrógeno, no eran muy precisas, pero sirvieron de base para la clasificación periódica moderna



Figura 3.3 Modelo atómico de Dalton (bola de billar).



Si bien la teoría atómica de Dalton revolucionó la química en su momento y permitió su desarrollo, hoy sabemos que presenta algunas limitaciones e imprecisiones que durante el estudio de este bloque irás descubriendo. Es evidente que el atomismo, las leyes ponderales y la teoría atómica de Dalton tienen enorme relevancia porque fueron las primeras aportaciones para el conocimiento del átomo.

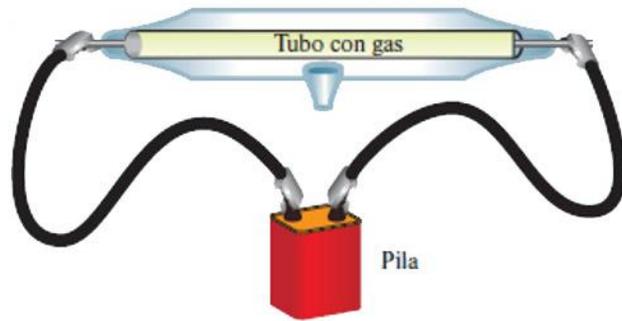
Tabla 3.1 Leyes ponderales

Leyes ponderales	Ley de la conservación de la materia (Lavoisier)	Durante un cambio químico no hay pérdida ni ganancia de materia; la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.
	Ley de las proporciones definidas o constantes (Proust)	Un compuesto químico siempre estará formado por los mismos elementos combinados en una proporción fija y en relación de números enteros sencillos, sin que influya su origen o método de obtención.
	Ley de las proporciones recíprocas o equivalentes (Richter)	Si dos diferentes masas de dos sustancias reaccionan con la misma masa de una tercera, las masas de las dos sustancias o múltiplos de ellas reaccionarán entre sí.
	Ley de las proporciones múltiples (Dalton)	Cuando dos elementos se unen para formar más de un compuesto, mientras la cantidad de uno de ellos permanece constante, la del otro varía en una relación de números enteros pequeños.

Thomson

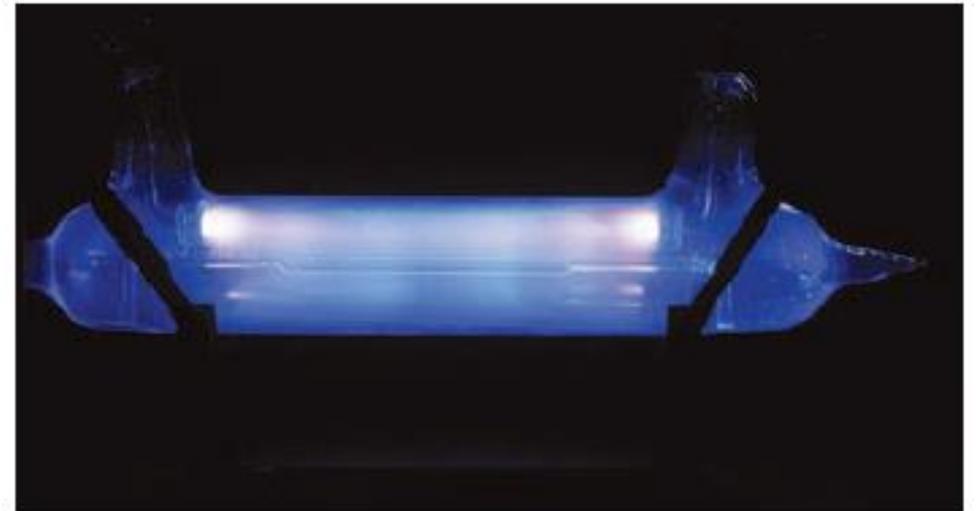
Los experimentos inmediatos posteriores a Dalton demostraron que la estructura del átomo es de naturaleza eléctrica. **El electrón** fue la primera partícula subatómica descubierta.

Tabla 3.2 Hechos experimentales que precedieron el hallazgo del electrón



En 1853 se empezaron a fabricar recipientes de vidrio en cuyo interior, colocados en los extremos, tenían unas placas de metal (electrodos), el polo positivo o ánodo, y el polo negativo o cátodo, conectados a un generador de corriente eléctrica.

Heinrich Geissler, físico alemán, fabricó tubos de vidrio, Esos tubos atrajeron la atención de los físicos de su época, conocidos como tubos de descarga, Se observó que al aplicar un voltaje la corriente fluía y el cátodo se iluminaba con una luz verde casi al mismo tiempo que un punto brillante verde aparecía en la pared opuesta del tubo. Hoy se sabe que se trataba de una radiación a la que se llamó **rayos catódicos**

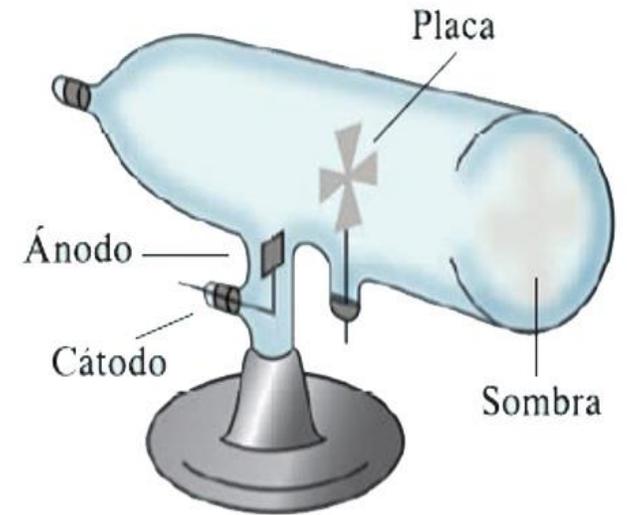


En 1879, William Crookes mejoró los tubos Geissler y sometió la radiación producida a la influencia de campos eléctricos y magnéticos. Como resultado de esos experimentos pronosticó que los rayos catódicos eran de naturaleza corpuscular. Posteriormente, en 1897, Joseph Thomson llamaría electrones a esas partículas.

A principios de 1800 el químico británico Humphrey Davy hizo las primeras investigaciones en torno a los efectos de la electricidad en los compuestos químicos y encontró que las sustancias se podían descomponer mediante una corriente eléctrica. Después, Michael Faraday efectuó los estudios cuantitativos de estos efectos. En 1874, George Stoney, tras estudiar los trabajos de Faraday, sugirió que había unidades de carga eléctrica asociadas con los átomos, los cuales propuso (en 1891) que se denominaran **electrones**. Cuatro años después, en 1895, Jean B. Perrin aseveró también que había partículas negativas en los rayos catódicos y más tarde propuso un modelo atómico.

Las investigaciones con los CRT (tubos de rayos catódicos o del inglés, Cathodic Ray Tube) fueron la evidencia más convincente de la existencia de partículas negativas en los átomos.

Las especulaciones en torno al tema terminaron en abril de 1897 con las investigaciones del físico británico Joseph John Thomson, quien estudió con detenimiento esas partículas y las llamó electrones, tal como lo sugirió Stoney. En un principio, Thomson, utilizando también tubos de descarga, trató de determinar la masa de los electrones midiendo las desviaciones producidas por campos magnéticos y eléctricos de intensidad conocida.



El físico francés Jean Baptiste Perrin demostró la presencia de partículas negativas en la materia. En su libro *Los átomos*, publicado en 1913, presento pruebas de ello, lo que condujo a una amplia aceptación de la existencia de los átomos. Perrin modifico el modelo de Thomson y fue el primer científico en considerar que las cargas eléctricas negativas se encontraban en la periferia de la masa positiva a la que más tarde se llamó **núcleo**.

Rutherford

Eugen Goldstein, a partir de experiencias similares a las de Crookes, Roentgen y Thomson, percibió una pequeña luminiscencia detrás de la placa metálica sólida del cátodo de un CRT, la cual sustituyo por una placa perforada. Así observo unos rayos que viajaban en sentido contrario a los rayos catódicos, del ánodo al cátodo. Goldstein los llamo rayos canales y, por su comportamiento, supuso que tenían masa y que su carga eléctrica debía ser positiva.

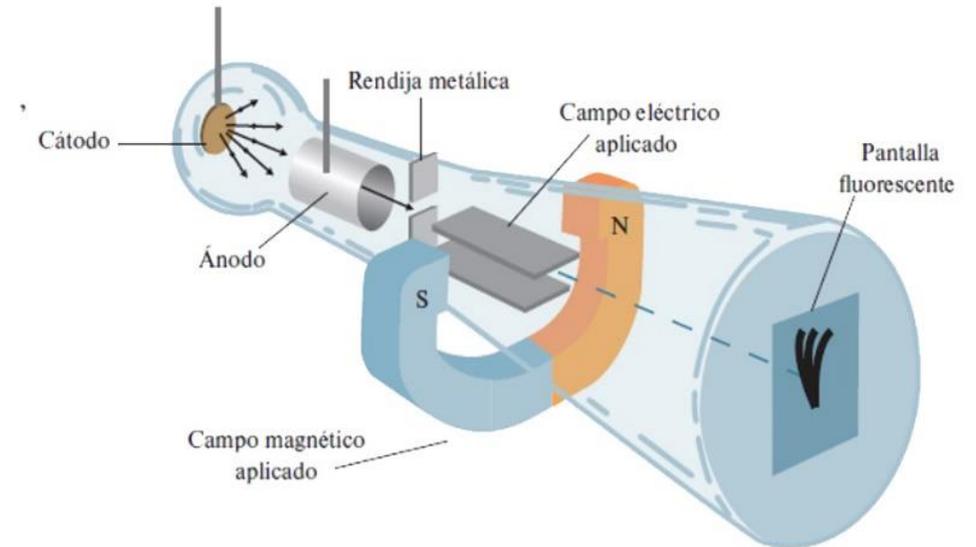


Figura 3.4 Aparato de J.J.Thomson

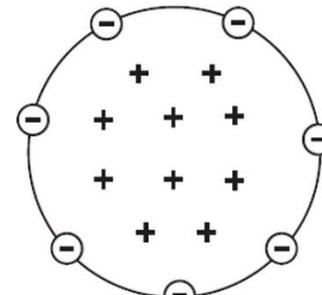


Figura 3.7 Modelo atómico de Perrin.

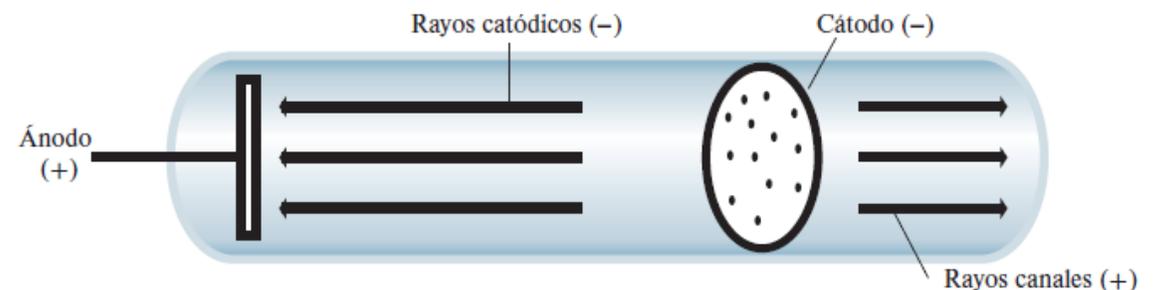


Figura 3.8 Experimento de Goldstein

Ernest Rutherford, físico británico y discípulo de Thomson, llamo protones a las partículas positivas que componen los rayos canales y que hoy se consideran como la unidad de carga eléctrica positiva. En 1914, Rutherford comprobó que la carga del protón era la misma que la del electrón, pero positiva.

Fue Rutherford, en 1899, quien identifico los componentes principales de la radiación y los denomino rayos alfa, beta y gamma. En 1911, su estudio de la radiación lo llevo a formular una teoría de la estructura atómica revolucionaria para su tiempo, porque fue la primera en describir el átomo como un núcleo denso alrededor

del cual giran los electrones. Al bombardear una laminilla de oro con partículas alfa, algunas de ellas rebotaron como si golpearan algo sólido y de igual carga, mientras que otras pasaron hacia el otro lado de la laminilla.

Chadwick y el neutrón

En 1932 el físico británico James Chadwick comprobó la existencia de otra partícula de masa igual a la de un protón, pero sin carga eléctrica, a la que denomino neutrón y ubico en el núcleo. La existencia de esta tercera partícula fundamental ya había sido profetizada por Rutherford. Se trataba de una radiación muy penetrante y de gran energía, producto de la interacción de partículas alfa con núcleos de berilio y boro. Chadwick concluyo que las propiedades de esta radiación solo se podían explicar si se suponía que estaban formadas de partículas sin carga eléctrica y con masas ligeramente superiores a la del protón (figura 3.12). Por este trabajo, Chadwick fue galardonado con el Premio Nobel de Física en 1935.

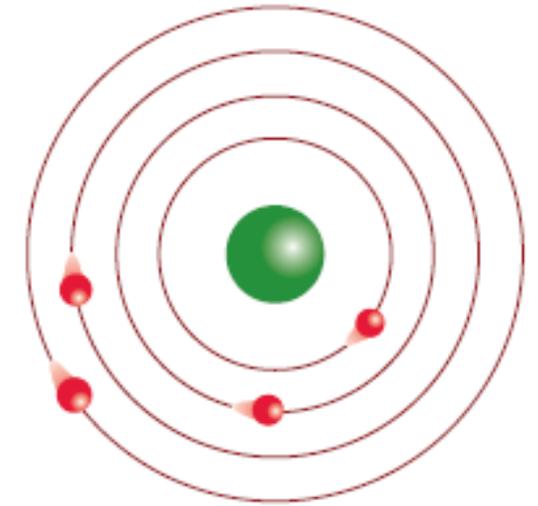


Figura 3.11. Modelo atómico de Rutherford

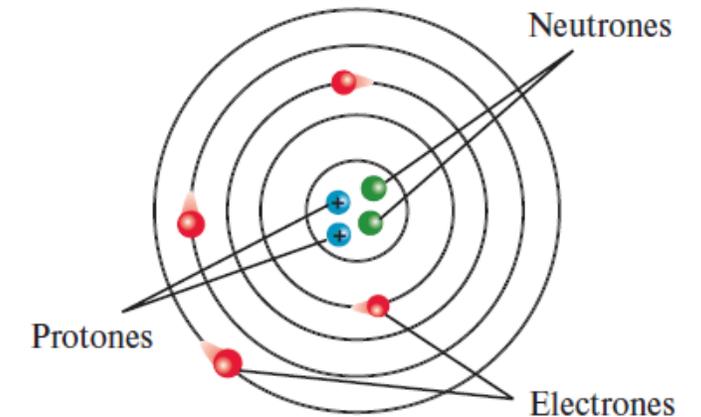


Figura 3.12. Modelo atómico de Chadwick

Modelo atómico actual

Bohr

Su modelo se basa en las ideas de Max Planck y la teoría cuántica; representa al átomo con un núcleo positivo rodeado de uno o más electrones que se desplazan en orbitas definidas situadas a cierta distancia del núcleo (figura 3.13).

Los enunciados de este modelo son:

- Cada orbita o nivel de energía queda determinado por un número cuántico principal n ;
- El nivel de menor energía es el más cercano al núcleo, los demás siguen en orden creciente de energía;
- El número de niveles energéticos depende del número de electrones que tenga el átomo;
- Cada nivel energético se designa con números de 1 a 7;
- El electrón ni gana ni pierde energía en tanto permanezca en su nivel;
- En el átomo, los electrones tienen su energía restringida a un nivel específico; si absorben o emiten energía (cuantos), saltan de un nivel a otro.

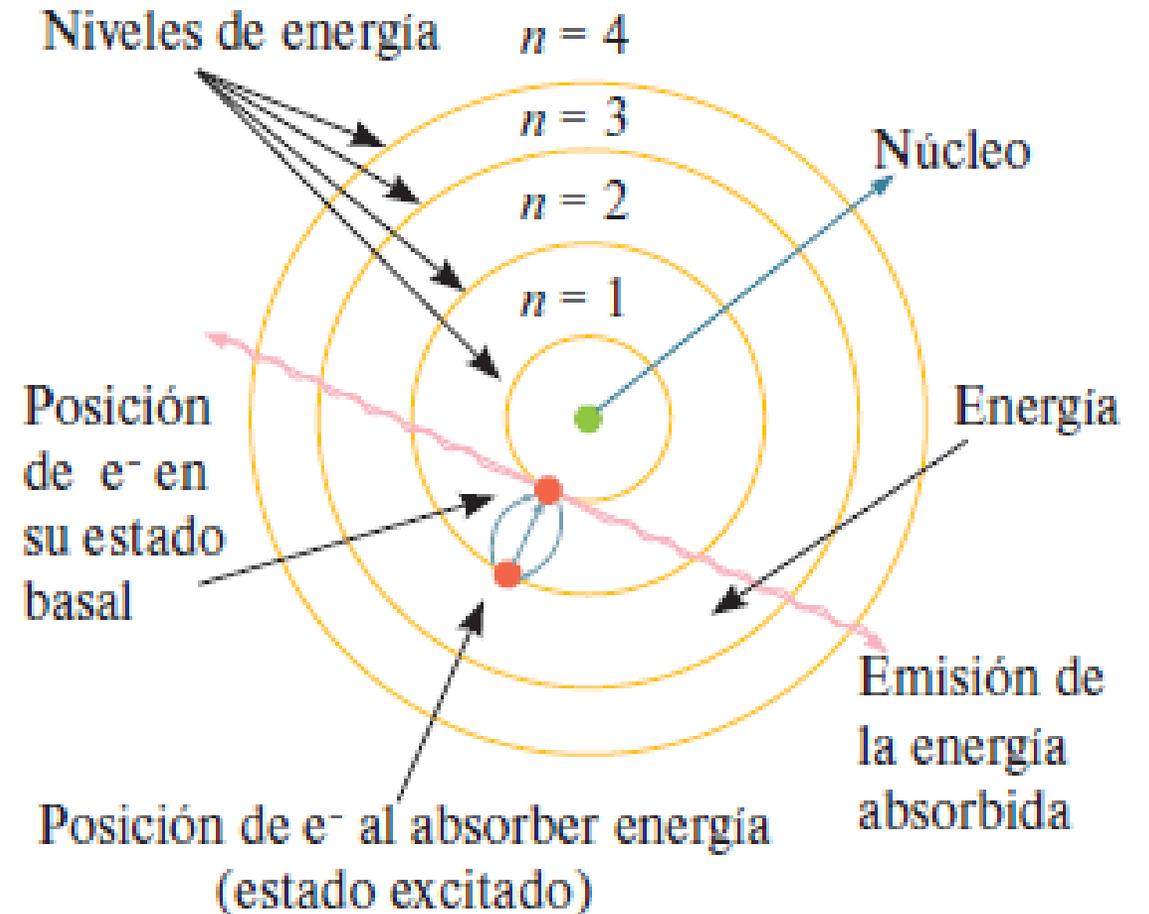


Figura 3.13. Modelo de Bohr.

Sommerfeld

El modelo de Sommerfeld se estableció en 1916 para explicar la estructura final de los espectros atómicos. Modificó el modelo de Bohr al combinar orbitas circulares y elípticas. Además, propuso que, a partir del segundo nivel principal, en los demás se encuentran subniveles que corresponden al número cuántico secundario l ; se representan con las letras s, p, d, f.

Modelo mecánico cuántico del átomo

Es un modelo matemático del átomo desarrollado por Erwin Schrödinger en 1926, que parte de las ideas de Max Planck, Louis de Broglie y del principio de incertidumbre de Heisenberg. El modelo describe el comportamiento ondulatorio del electrón, permite calcular estadísticamente donde es más probable que estén los electrones y con qué cantidad de energía; de este modelo derivan los números cuánticos n , l y m que establecen el espacio-energía del electrón.

En 1928, Paul Maurice Dirac y Ernst Pascual Jordan propusieron también un modelo matemático basado en la mecánica cuántica; trata de explicar el comportamiento relativo de los electrones en movimiento; es decir, cuando las partículas son muy pequeñas, ya no es posible fijar su posición y su velocidad al mismo tiempo, por lo que deja de tener sentido la órbita. Entonces, se piensa en términos de que el electrón genera una nube electrónica. Este modelo introduce el cuarto número cuántico que equivale al giro o espín s del electrón sobre sí mismo.

Figura 3.14. Modelo de Sommerfeld.

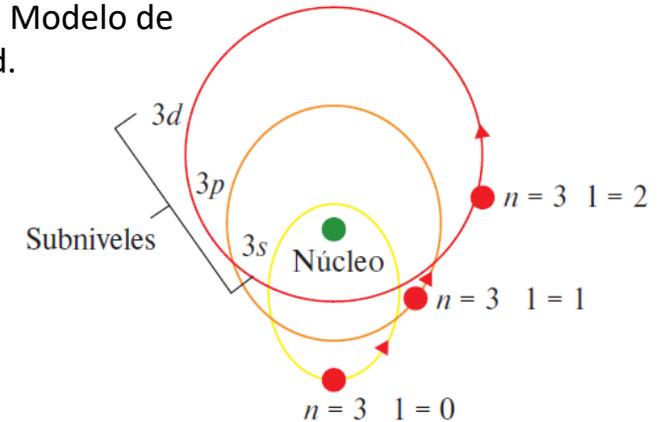


Figura 3.15 Modelo matemático de Schrödinger.

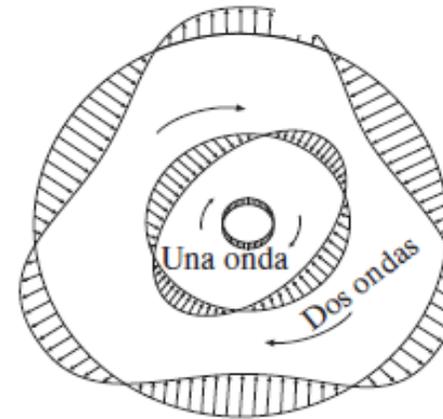
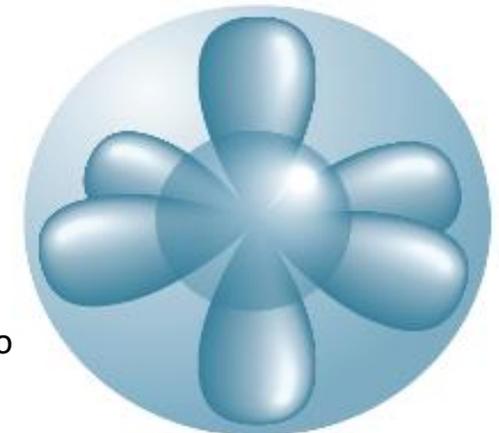


Figura 3.16 Modelo mecánico cuántico del átomo.



Número atómico y número de masa

Existen dos conceptos que caracterizan a los núcleos atómicos: el número atómico y el número másico o de masa.

Número atómico: Es el número de protones en el núcleo de un átomo, que es igual al número de electrones si el átomo es neutro.

Número de masa: Es la suma de la cantidad de protones y de neutrones en el núcleo de un átomo.

El número de masa y el número de neutrones no se incluyen en la tabla periódica, pero sí los valores de las masas atómicas de los elementos químicos.

Masa atómica

Es la masa promedio de los átomos de un elemento referida a la masa de un átomo de carbono-12. Suele llamarse peso atómico y también se define como la suma promedio de las masas de los isótopos naturales de un elemento.

Tabla 3.7 Masas atómicas

Elemento químico	Masa atómica (uma)	Número de masa (A)	Número atómico (Z)	Total de neutrones (n^0)	Simbología
Hierro (Fe)	55.845	56	26	$56 - 26 = 30$	${}^{56}_{26}\text{Fe}$
Calcio (Ca)	40.078	40	20	$40 - 20 = 20$	${}^{40}_{20}\text{Ca}$

Son parámetros o valores que satisfacen la ecuación energética del modelo atómico de la mecánica cuántica y se utilizan para describir la posición y la energía de los electrones inmersos en la nube electrónica que se encuentra rodeando el núcleo.

Números cuánticos, su significado y valores

- **Número cuántico espacio-energético fundamental (n):** antes llamado principal, se refiere a la magnitud del volumen ocupado por el orbital en el cual se localiza el electrón diferencial. Este parámetro puede adquirir valores enteros y positivos de uno en adelante; para los elementos conocidos solo se necesitan siete niveles ($n = 1$ a $n = 7$). A cada nivel energético le corresponde un número de electrones que se deduce de la expresión $2n^2$, donde n es un número entero positivo que indica los niveles de energía.
- **Numero cuántico secundario o azimutal (ℓ):** determina la forma de la región del espacio que ocupa un electrón. A este espacio se le llama subnivel u orbital, y se le asignan las letras s de sharp, p de principal, d de difuse y f de fundamental. Tiene valores enteros desde 0, 1 y 2 hasta $(n - 1)$.
- **Número cuántico de momento magnético (m):** designa la orientación espacial de un orbital atómico. Su valor depende del valor de ℓ ; así, $m = 2\ell + 1$. Al servirnos de una recta numérica, m puede tener valores negativos y positivos, pasando por el cero. El número de valores de m indica el número de orientaciones de los orbitales (s, p, d, f) para un valor determinado de ℓ . Por ejemplo, al aplicar las fórmulas para los números cuánticos, si $n = 4$, entonces $\ell = 3$, por tanto, $m = 7$, lo que significa valores de $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. Esto identifica al orbital 4f con sus siete orientaciones.
- **Número cuántico de espín (s):** determina la orientación del giro del electrón sobre su propio eje, generando un campo eléctrico, que solo puede tener dos direcciones: en el sentido de las manecillas del reloj y en sentido contrario a estas. Los valores numéricos para este parámetro son $+1/2$ y $-1/2$, y se representa por una flecha hacia arriba y otra hacia abajo

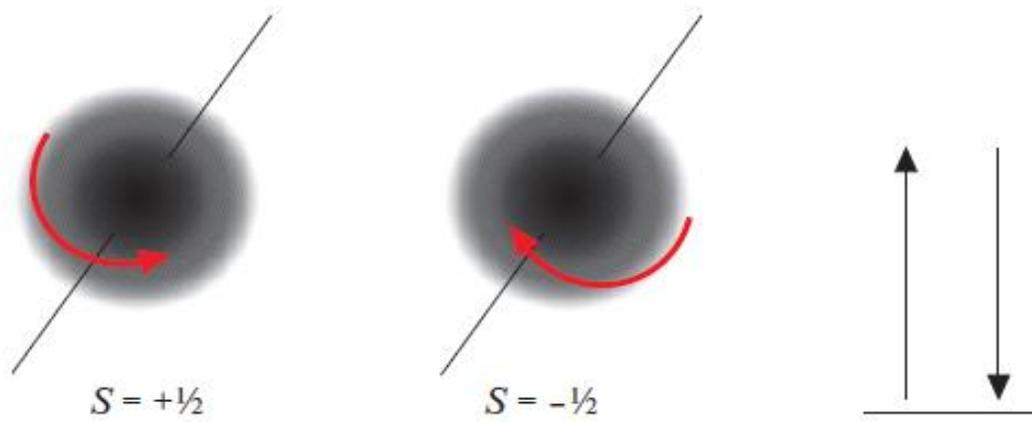


Figura 3.17 Número cuántico de espín.

Configuraciones electrónicas de los elementos

la materia de cualquier sustancia está formada por átomos y que estos son agrupaciones de cantidades variables de partículas subatómicas de masa y carga eléctrica características. Cada elemento tiene una configuración electrónica propia. Para escribirla, se deben considerar los siguientes aspectos.

- **Primero.** ¿Cuántos electrones hay que repartir? En un átomo eléctricamente neutro, este dato lo proporciona el número atómico (Z).
- **Segundo.** El principio de edificación progresiva o regla de Aufbau (del verbo alemán aufbauen, “construir”), que indica que los electrones deben acomodarse en orden creciente de energía; es decir, se llenan primero los orbitales de menor energía

La siguiente lista detalla el orden en el cual se llenan los orbitales y el número de electrones que contiene cada subnivel.
1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶ 7s² 5f¹⁴ 6d¹⁰

Otra manera de conocer la secuencia de llenado es usando la pirámide de Aufbau o regla de las diagonales, la cual señala que la lectura de la configuración electrónica de los elementos químicos se efectúa en la dirección de las flechas.

- **Tercero.** El principio de exclusión de Pauli, que establece que en un átomo no puede haber dos o más electrones con los mismos valores de números cuánticos. Así, en un orbital puede haber uno o máximo dos electrones, pero con espín opuesto.
- **Cuarto.** El principio de máxima multiplicidad o regla de Hund, el cual señala que, en los casos donde existen varios orbitales disponibles del mismo tipo y no existen los electrones necesarios para saturarlos, se coloca un electrón en cada orbital

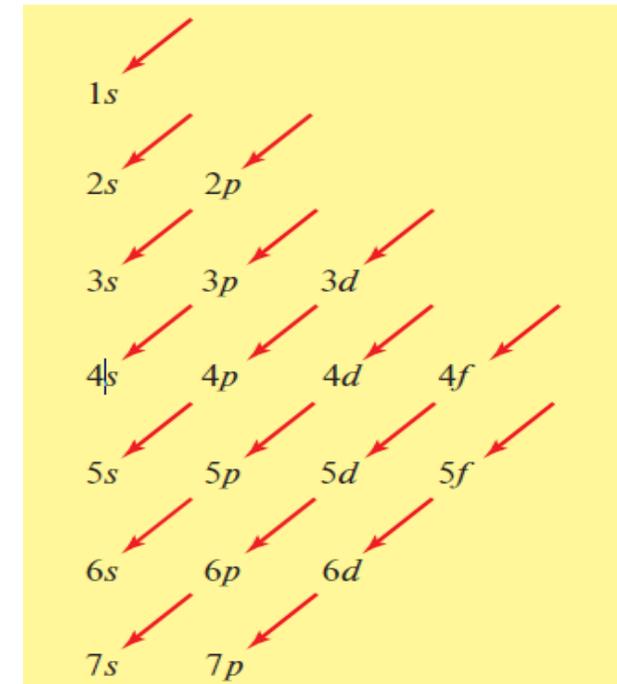
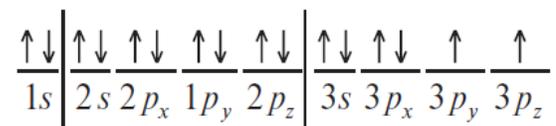


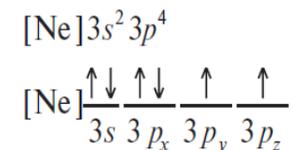
Figura 3.18 Regla de Aufbau.

Después de conocer los principios fundamentales para la construcción de la configuración electrónica de un elemento, es necesario conocer las diferentes formas de representarla. Usemos como un ejemplo, el azufre (S).

- Número atómico (Z) es 16: ${}_{16}\text{S}$
- Forma condensada: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- Forma desarrollada: $1s^2 2s^2 2p^{2x} 2p^{2y} 2p^{2z} 3s^2 2p^{2x} 2p^{1y} 2p^{1z}$
- Forma gráfica o vectorial:



Notación Kernel: cuando el número atómico de un elemento aumenta, se pueden aprovechar las configuraciones electrónicas de los gases nobles para acotar así la escritura de la configuración. Con base en el ejemplo anterior, tenemos:



Donde Ne es el símbolo del neón con $Z = 10$, que representa la parte de la configuración del azufre que no se escribe: $1s^2 2s^2 2p^{2x} 2p^{2y} 2p^{2z}$.

El coeficiente indica el nivel principal ($n = 1$).

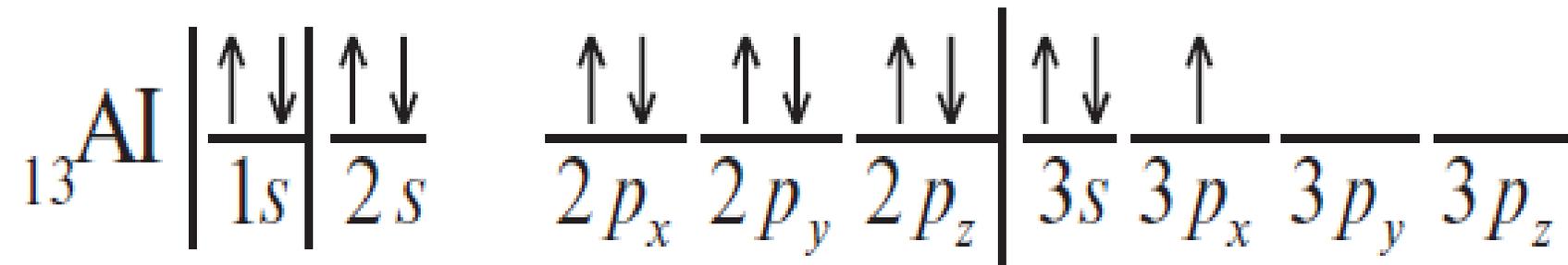


El exponente señala el número de electrones por subnivel.

La letra s es el subnivel; representa el número cuántico secundario.

Electrón diferencial

Es el último electrón que se distribuye en una configuración electrónica, y establece la diferencia entre un elemento y otro. Por ejemplo:



Para el ejemplo anterior se tienen los siguientes valores del electrón diferencial:

$n = 3$

$l = 1$ por estar en el orbital p.

$m = -1$ ya que $l = 1$; por tanto, m tiene tres valores $(-1, 0, +1)$

porque $p_x \rightarrow -1$, $p_y \rightarrow 0$ y $p_z \rightarrow +1$.

$s = +\frac{1}{2}$ por el sentido de la flecha.

Determinar la configuración electrónica es de vital importancia, ya que de esa distribución dependen las características particulares de cada elemento químico, lo que los diferencia unos de otros y permite lograr una gama amplia de combinaciones o enlaces que dan origen a muchos de los compuestos que hoy conocemos.

Isótopos

El número atómico es equivalente al número de protones en el núcleo y el número másico es la suma total de protones y neutrones, los átomos del mismo elemento solo difieren entre ellos en el número de neutrones que

contienen. A estos átomos se les conoce como isótopos.

Isótopos son átomos del mismo elemento que tienen igual número atómico, pero diferente masa. El término se deriva de las palabras griegas *isos*, “igual”, y *topos*, “lugar”.

Ejemplo de isótopos son el hidrógeno o protio (sin neutrones), el deuterio (un neutrón) y el tritio (dos neutrones).

El carbono tiene tres isótopos naturales: el carbono-12, que constituye 98.89% del elemento natural; el carbono-13, que es el único isótopo magnético de este elemento, y el carbono-14, que es radiactivo.

En 1962 la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) determinó el uso del carbono-12 como referencia en la determinación de las masas atómicas por su abundancia en la naturaleza, su estabilidad y el valor de su masa que facilita el trabajo de cálculo en notación científica. De este modo nace la *uma* (unidad de masa atómica), que es exactamente 1/12 de la masa de un átomo de carbono-12

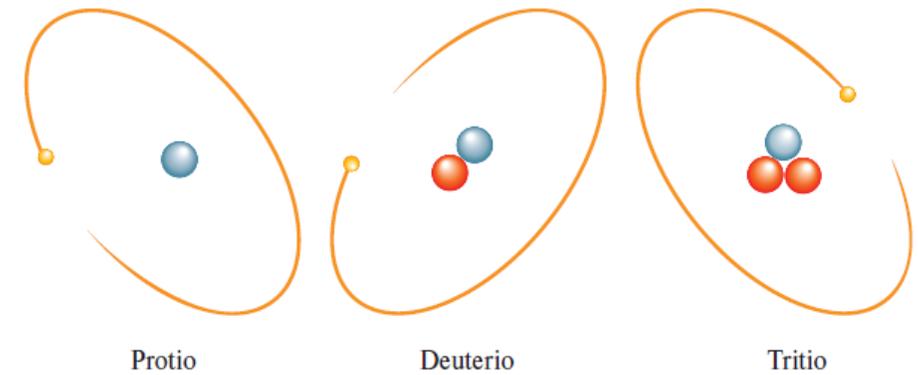


Figura 3.19 Isótopos de hidrógeno.

	Carbono-12	Carbono-13	Carbono-14
Protiones (p^+)	6	6	6
Neutrones (n^0)	6	7	8
Electrones (e^-)	6	6	6

Tabla 3.13 Masa atómica