



ESTRUCTURA DEL ÁTOMO Y TEORÍAS ATÓMICAS.

El conocimiento del átomo, tal y como se maneja en la actualidad, es el resultado de un largo proceso de investigación que viene desde los antiguos griegos, 450 años A.C. La idea del átomo fue resultado de concepciones filosóficas. Los griegos no recurrían a la experimentación para corroborar sus afirmaciones, sino que llegaban a conclusiones argumentadas a partir de los primeros principios.

Fue **Leucipo**, el primero en obtener la suposición, en apariencia lógica, que afirmaba que la materia podía dividirse en fragmentos cada vez más pequeños. Leucipo sostenía que, llegaría un momento en el cual una de las partículas obtenidas tendría dimensiones extraordinariamente pequeñas, que no se podría fragmentarse más. Años más tarde, 380 años A.C., su discípulo **Demócrito** llamó a esta última partícula de materia: **átomo**, que en griego significa “**indivisible**”. A la teoría que afirmaba que la materia no era indefinidamente divisible se le denominó **atomismo**.

Para muchos filósofos, la Grecia clásica, dentro de ellos Aristóteles, la teoría atomista resultaba absurda y por eso la rechazaron, la gran influencia aristotélica, en el pensamiento científico y filosófico, rezagó por más de mil años el atomismo.

No fue hasta 1661 (unos 2111 años), que fue aceptada por Robert Boyle, En su libro “**El químico empírico**”, y por Isaac Newton en 1687, en su célebre libro “**Principia**” y ratificado en 1704 en su obra “**Óptica**”. Hoy las dimensiones extraordinariamente pequeñas del átomo lo hacen invisible, aún con el microscopio electrónico de barrido, limitante que representa un reto mayúsculo para su descripción por medios observables. La integración de la información a veces dispersa del comportamiento y características del átomo, obtenidos por vías experimentales, constituye una intrincada red del proceso que culmina con el establecimiento de un modelo, es decir, esquemas teóricos con fundamentos científicos que tratan de explicar la estructura y el comportamiento de una cantidad diminuta de materia a la que se denomina átomo. Al incrementarse los recursos científicos y tecnológicos, crece la posibilidad de describir el átomo, es por ello que, los modelos o teorías atómicas se han sucedido constantemente en el transcurso del tiempo, los modelos atómicos no tienen fecha de caducidad, su vigencia está supeditada a los nuevos descubrimientos, los cuales, al revelar aspectos no considerados, se integran y sustituyen a los que le preceden. ¿Cómo explicar algo que no puede verse?

Teoría atómica de Dalton.

Fue desarrollada entre 1803 y 1808, por John Dalton, considerado el último alquimista, encontró en la **ley de la conservación de la materia**, la ley de las proporciones constantes y la ley de las proporciones múltiples, las pruebas experimentales suficientes lo llevaron a postular su teoría atómica. Demostrando que a pesar de que los átomos eran invisibles era posible determinar sus masas relativas. Su teoría atómica destaca dos aspectos relativos al átomo, **la estructura**, es decir señala como es, **y sus propiedades**.

Con respecto a su estructura describe al átomo como una partícula o corpúsculo de dimensiones pequeñísimas invisible y totalmente sólido e indivisible.

Las propiedades del átomo las resume en puntos a los cuales se les denomina postulados:

- 1) Los elementos están constituidos por átomos.
- 2) Los átomos del mismo elemento son iguales en tamaño y en peso.
- 3) Los átomos de diferentes elementos son distintos en tamaño y peso.
- 4) Los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de diferentes elementos.
- 5) Los átomos se combinan para formar compuestos en relaciones numéricas sencillas 1:1, 2:1, 2:3, etc.
- 6) Los átomos de diferentes elementos pueden combinarse en diferentes relaciones formando más de un compuesto.

El quinto postulado de la teoría hace referencia a que los átomos se combinan en números enteros, esto es, de forma unitaria, uno, dos, tres, etc., y que la relación o proporción con otros está en el mismo sentido. Por ejemplo, el agua, H_2O , está formada por 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, la proporción es 2:1, el amoniaco NH_3 está formado en la proporción de 1:3, y el óxido de hierro Fe_2O_3 tiene una proporción 2:3.



El último apartado de la teoría se basa en la ley de las proporciones múltiples pues señala que la combinación entre dos elementos no está limitada únicamente a una relación. Por ejemplo, el nitrógeno y el oxígeno pueden combinarse en proporciones diferentes para formar compuestos distintos como se explica a continuación:

Compuesto Relación N/O

NO	1:1
NO ₂	1:2
N ₂ O ₄	2:4
N ₂ O ₅	2:5

Es importante destacar que, con frecuencia, suele agregarse un séptimo postulado a la teoría atómica de Dalton:

- 7) La separación de átomos y la unión de átomos se realiza en las reacciones químicas, en estas reacciones ningún átomo se crea o se destruye o se convierte en un átomo de otro elemento, sólo se reordenan.

La separación de átomos y la unión de átomos se realiza en las reacciones químicas; en estas reacciones ningún átomo se crea o se destruye o se convierte en un átomo de otro elemento

John dalton (1766 -1852). Científico inglés contemporáneo de Lavoisier y Berzelius, descubridor de la ley de las proporciones parciales en mezclas de gases en 1801. Una de sus aportaciones más valiosas fue su teoría atómica, sustentada por primera vez sobre bases experimentales. Introdujo el empleo de símbolos químicos y fórmulas que posteriormente fue sistematizado por Berzelius.

La teoría atómica de dalton fue la base del desarrollo de la química moderna. Aunque sus postulados son ciertos, deben señalarse algunas aclaraciones, resultado de investigaciones posteriores:

- a) Los átomos están constituidos por partículas subatómicas.
- b) No todos los átomos del mismo elemento tienen la misma cantidad de masa (isótopos).
- c) Los átomos se pueden descomponer por procedimientos físicos, es decir procesos nucleares de fisión.

La concepción atómica de Dalton permitió el establecimiento de masas atómicas relativas, adoptando como patrón de masa relativa la masa del átomo más pequeño y sencillo, el átomo de hidrógeno, e hizo posible la sistematización de la formulación.

La importancia relevante de la teoría atómica de dalton no puede limitarse exclusivamente a las aportaciones que introduce en el mundo científico, sino que debe considerarse el punto de referencia para el desarrollo de nuevas concepciones e inclusive de diversas alternativas de investigación.

El protón y el electrón. Modelo atómico de Thomson

G. Johnstone Stoney, investigador inglés expuso en 1874, que la electricidad existe en unidades discretas, asociadas a los átomos materiales. En 1891, insistió respecto de ese punto y sugirió el nombre de **electrón**, para la supuesta unidad de electricidad. Los estudios realizados por J. J. Thomson, acerca de la condición de la electricidad a través de los gases, le llevaron a la conclusión de la existencia del electrón y en la determinación de algunas de sus propiedades.

En 1905 Thomson, apoyándose en los resultados de sus estudios, propuso un nuevo modelo para el átomo, el cual lleva su nombre, aunque en ocasiones se le da la denominación **del modelo del budín de pasas**, según este modelo, el átomo está formado por una esfera sólida sumamente densa de electricidad positiva, distribuida más o menos uniforme en la totalidad del

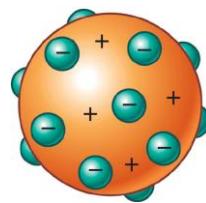


Figura 2. Modelo atómico de Thomson

Joseph John Thomson (1856-1940). Físico inglés, descubridor del electrón y el protón. Al estudiar la conducción de la corriente a través de los gases, comprobó la naturaleza atómica de la electricidad, lo cual lo llevó en 1897, al descubrimiento del electrón en los rayos catódicos.

*En 1906, recibió el premio nobel de física por el descubrimiento del protón. En 1905 propuso el primer modelo estructural del átomo. El aparato diseñado por Thomson, para determinar la relación carga/masa del electrón(*e/m*), es el precursor del espectrógrafo de masas empleado para calcular las masas atómicas.*



volumen conocido del átomo, en la cual se incrustan los electrones en número suficiente para neutralizar la totalidad de la carga positiva. De acuerdo con Thomson la estabilidad resulta del balance de las fuerzas de repulsión entre los electrones y sus atracciones hacia el centro de la esfera positiva.

Los protones fueron observados por primera vez por Eugen Goldstein, en 1886. Sin embargo, fue Thompson en 1906, quien determinó mediante experimentos similares a los utilizados para caracterizar al electrón, la naturaleza del protón. Supuso que estas partículas son componentes normales de todos los átomos y que tienen una carga de igual magnitud a la del electrón, pero de signo opuesto. Esta carga se le llama unidad de carga eléctrica. Se dice que el electrón **tiene una unidad de carga negativa (-)** y, el protón **una unidad de carga positiva (+)**, la masa del protón es 1836 veces la masa del electrón, lo que significa que es más pesado que éste. Por tanto, casi toda la masa del átomo está asociada de algún modo a su carga positiva. Estos descubrimientos demostraron que el concepto de átomo indivisible de Dalton era incorrecto, dado que tanto los electrones como los protones provenían de los átomos. Se confirmó de manera experimental que todos los átomos eran eléctricamente neutros, esto es que contenían igual número de cargas positivas y negativas.

La radiactividad y el átomo nuclear de Rutherford.

En 1896, **Henri Becquerel**, estudiando la fluorescencia de minerales de uranio descubrió de forma accidental el fenómeno de la **radiactividad**. El hecho circunstancial de guardar en una gaveta mineral de uranio, envuelto en un papel, sobre una placa fotográfica, le mostró que ésta se había velado, como si hubiera sido expuesta a la luz del sol. Becquerel, sospechó que la causa del fenómeno era algún elemento desconocido que estaba presente en el mineral.

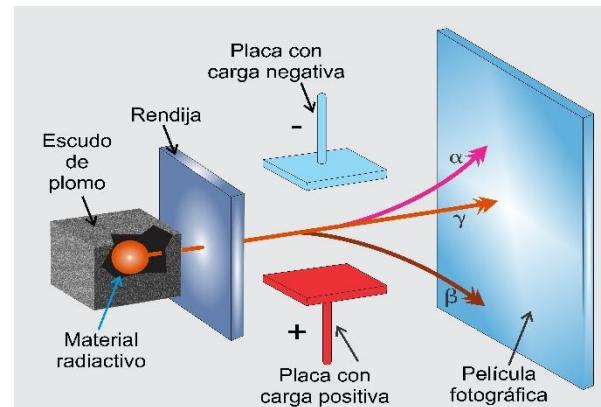
Henri Becquerel (1852 -1908). Físico e ingeniero francés, fue titular en la cátedra de física aplicada a las ciencias naturales del Museo de Historia Natural de París. Continuó los trabajos de su padre sobre la fluorescencia de los minerales de uranio y descubrió, en 1896, la radiactividad. Becquerel, encontró que dichos minerales emitían una radiación invisible que velaban las placas fotográficas y que atravesaba el papel, el vidrio y hasta láminas metálicas. En un principio pensó que se trataba de rayos X, pero posteriormente comprobó que estas radiaciones, además de rayos gamma muy parecidos a aquellos contenían partículas alfa y beta las cuales exhibían masa y carga eléctrica.

Sus investigaciones acerca de la radiactividad lo hicieron acreedor al premio nobel de física en 1903. Sus trabajos fueron continuados por los esposos Curie y Rutherford.

En poco tiempo las investigaciones en torno a la radiactividad indicaron que las sustancias radiactivas emiten tres clases de rayos o radiaciones. Valiéndose de un campo electromagnético se encontró que los tres tipos diferentes de rayos estaban constituidos por partículas diferentes:

- Los rayos alfa o radiación alfa (α) eran desviados ligeramente hacia un lado en un campo electromagnético. En 1909 Rutherford demostró que las partículas alfa eran iones de He^{+2} .
- Los rayos beta o radiación beta (β) se desvían en un campo electromagnético con más intensidad que las partículas α , pero al lado contrario, posteriormente Becquerel comprobó que las partículas β eran partículas iguales a los electrones en carga y masa.
- Los rayos gamma "Y" son altamente energéticos muy similares a los rayos X y no representan desviación alguna en un campo electromagnético.

Ernest Rutherford, y su colaborador Friedrich Soddy, después de estudiar con más detalle la radiactividad.



Aportaciones de Niels Bohr a la Teoría Atómica.

Niels Bohr, físico danés, realizó contribuciones fundamentales al desarrollo de la teoría atómica en el siglo XX. Su trabajo marcó un punto de inflexión en la comprensión de la estructura del átomo y sentó las bases de la física cuántica moderna.

Antes de Bohr, el modelo atómico de Rutherford había propuesto que los electrones giraban alrededor del núcleo, similar a los planetas alrededor del Sol. Sin embargo, este modelo presentaba un problema: según las leyes clásicas, los electrones en movimiento deberían perder energía y colapsar hacia el núcleo, lo que haría inestable al átomo. Bohr resolvió esta contradicción introduciendo conceptos revolucionarios.

En 1913, Bohr propuso que los electrones no se mueven en órbitas arbitrarias, sino en niveles de energía bien definidos llamados órbitas estacionarias. Cada órbita corresponde a un estado energético específico, y mientras el electrón permanezca en ella, no emite energía. Esto explicó la estabilidad del átomo.



Niels Bohr (1885-1962)

Bohr incorporó la idea de la cuantización, inspirada en la teoría de Planck. Los electrones solo pueden ganar o perder energía en cantidades discretas, llamadas cuantos. Cuando un electrón salta de una órbita a otra, emite o absorbe un fotón cuya energía está dada por la ecuación:

$$E=h\nu$$

donde h es la constante de Planck y ν la frecuencia de la radiación. Este concepto explicó los espectros de emisión y absorción observados en los átomos. Cuando un electrón salta de una órbita a otra, la diferencia de energía entre esos niveles se libera o se absorbe en forma de luz (fotón).

Una de las mayores aportaciones de Bohr fue explicar el espectro lineal del hidrógeno. Su modelo predijo con precisión las longitudes de onda de las líneas espectrales, confirmando la validez de su teoría. Esto fue un gran avance, ya que los modelos anteriores no podían justificar estos fenómenos.

El modelo de Bohr fue el primer paso hacia la mecánica cuántica aplicada a la estructura atómica. Aunque posteriormente fue perfeccionado por el modelo mecánico-cuántico de Schrödinger y otros, su propuesta abrió el camino para comprender la dualidad onda-partícula y el comportamiento probabilístico de los electrones.

El trabajo de Bohr no solo resolvió problemas fundamentales, sino que también impulsó el desarrollo de la física moderna. Su modelo sigue siendo enseñado como una etapa crucial en la evolución del pensamiento científico, ya que introdujo la idea de niveles energéticos y la cuantización, conceptos esenciales en química y física.

J.J. Thomson (1897)

En 1897, Joseph John Thomson, físico británico, realizó uno de los descubrimientos más trascendentales en la historia de la ciencia: el electrón. A través de experimentos con rayos catódicos, Thomson demostró que estos rayos estaban compuestos por partículas cargadas negativamente, mucho más pequeñas que los átomos. Este hallazgo derrumbó la idea de que el átomo era indivisible y llevó a la creación del modelo conocido como "pastel de pasas" o "budín con pasas", donde los electrones se encontraban incrustados en una esfera de carga positiva. Este modelo, aunque posteriormente fue reemplazado, marcó el inicio de la física moderna y abrió la puerta a nuevas investigaciones sobre la estructura interna del átomo.

Ernest Rutherford (1911)

En 1911, Ernest Rutherford, discípulo de Thomson, realizó el famoso experimento de la lámina de oro. Bombardeó una delgada lámina de oro con partículas alfa y observó que la mayoría atravesaban la lámina sin desviarse, pero algunas se desviaban en ángulos pronunciados. Este resultado inesperado lo llevó a proponer el modelo nuclear del átomo: una estructura en la que casi toda la masa y la carga positiva se concentran en un núcleo diminuto, mientras que los electrones giran alrededor en un espacio vacío.



Este descubrimiento fue revolucionario, pues cambió la concepción del átomo y sentó las bases para el desarrollo de la física nuclear.

Niels Bohr (1913)

Dos años después, en 1913, Niels Bohr perfeccionó el modelo de Rutherford al introducir la idea de niveles de energía cuantizados. Según Bohr, los electrones no giran al azar alrededor del núcleo, sino que ocupan órbitas específicas con energía definida. Cuando un electrón salta de una órbita a otra, emite o absorbe energía en forma de radiación electromagnética. Este modelo explicó con éxito el espectro del hidrógeno y fue un paso crucial hacia la mecánica cuántica.

Arnold Sommerfeld (1916)

En 1916, Arnold Sommerfeld amplió el modelo de Bohr incorporando órbitas elípticas y el concepto de números cuánticos adicionales. Sommerfeld introdujo la idea de que los electrones podían moverse en trayectorias más complejas, lo que permitió explicar fenómenos como el efecto Zeeman y el desdoblamiento de líneas espectrales. Su trabajo fue esencial para la transición hacia la teoría cuántica moderna.

James Chadwick (1932)

Finalmente, en 1932, James Chadwick descubrió el neutrón, una partícula sin carga eléctrica presente en el núcleo junto con los protones. Este hallazgo completó el modelo nuclear y explicó por qué los núcleos no se desintegran debido a la repulsión entre protones. El neutrón también abrió el camino para el desarrollo de la energía nuclear y la comprensión de las reacciones nucleares.

Las aportaciones de Thomson, Rutherford, Bohr, Sommerfeld y Chadwick transformaron la teoría atómica en menos de medio siglo. Cada descubrimiento no solo corrigió errores del modelo anterior, sino que también reveló nuevas preguntas que impulsaron el avance de la ciencia. Gracias a ellos, hoy entendemos que el átomo es una estructura compleja regida por principios cuánticos, y sus estudios siguen siendo la base de tecnologías modernas como la electrónica, la energía nuclear y la medicina.



Escuela Secundaria General N° 12
"Nicolás Cedano Torres"
Clave: 26DES0030S

Profr.: Ramón Cristóbal Valenzuela Alcaraz

Materia: Química
Trimestre: 2 Ciclo escolar: 2025-2026



INSTRUCCIONES. ELABORA UNA LÍNEA DEL TIEMPO CON LA INFORMACIÓN DE LA LECTURA, ORDENANDO CORRECTAMENTE LAS FECHAS.