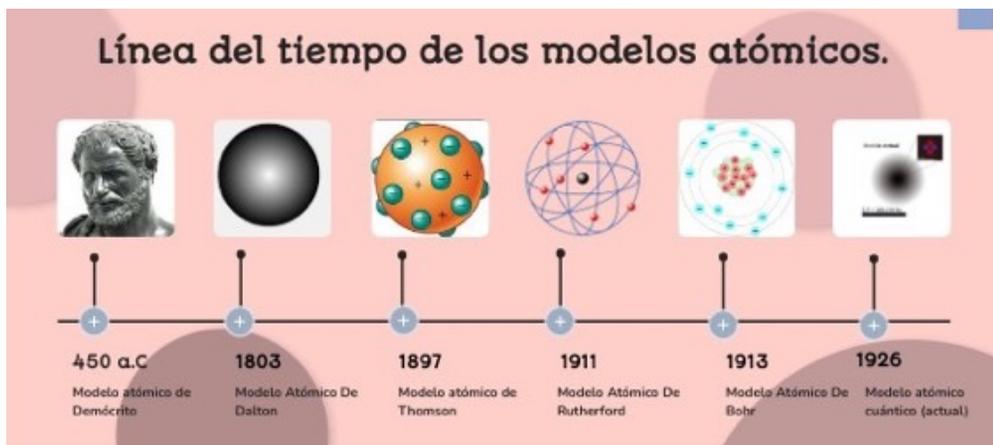


PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

La estructura del átomo es un pilar fundamental en la química moderna, proporcionando la base para entender la materia y sus interacciones. Desde las primeras teorías atómicas propuestas por filósofos de la antigua Grecia, como Demócrito, hasta los modelos más complejos que incluyen la mecánica cuántica, el concepto de átomo ha evolucionado significativamente, hasta llegar al modelo atómico actual. Diversos modelos científicos han surgido, los cuales tienen el propósito de dar una explicación más clara de algo que no podemos ver a simple vista.

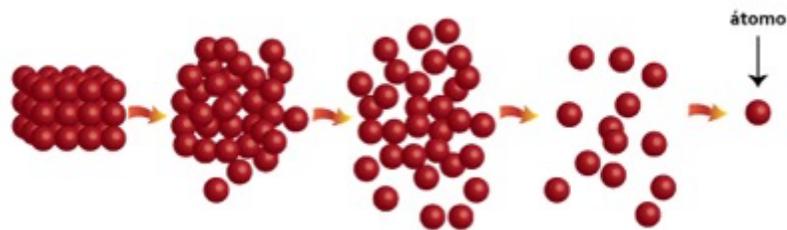


En el Siglo V a.C. **Demócrito** y **Leucipo** fueron los primeros en introducir la palabra átomo, que se refería a una porción indivisible de la materia. Estas ideas prevalecieron hasta fines del siglo XVIII.

En 1803 el científico inglés **John Dalton** formuló la primera teoría atómica en donde describió a las unidades indivisibles de las que estaba formada la materia de una manera precisa y útil, que marcó el principio de la era de la química moderna. Dalton consideraba al átomo como una esfera sólida, pequeña, indivisible y de peso fijo.

Los postulados de la teoría de Dalton son los siguientes:

1. Los elementos se pueden dividir hasta partículas indivisibles y separadas llamadas **átomos**. Los átomos de un mismo elemento son iguales esencialmente en masa y propiedades, los de otros elementos tienen diferente masa y no se pueden crear o destruir.



2. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre será siempre un número entero o una fracción sencilla que lo conforma. Este ejemplo ocurre cuando se combina el azufre y el oxígeno.
3. En una reacción química, los átomos se reacomodan para formar nuevos compuestos; no supone una creación o destrucción de estos.

Mas adelante, experimentos con tubos de descarga o tubo de rayos catódicos, demostraron que la materia es de naturaleza eléctrica y por primera vez se sospechaba de la divisibilidad de la materia. En 1898 el físico inglés **Joseph John Thomson** propuso un modelo para la estructura del átomo al que llamaron “pudín de pasas”. El estableció la hipótesis, de que los átomos estaban formados por una esfera de carga eléctrica positiva distribuida de manera uniforme, en cuyo interior se encontraban los electrones en movimiento en cantidad de igual al número de las cargas positivas para que el átomo fuera neutro. Los **electrones** fueron las primeras partículas constituyentes del átomo y su carga eléctrica era negativa. Thompson utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa del electrón. El número que obtuvo fue de -1.76×10^8 C/g.

En 1909 **Robert Millikan** midió la carga del electrón en su experimento titulado “de la gota de aceite”, que consiste en producir e introducir gotas de aceite en una cámara con dos placas con carga eléctrica, una positiva (+) y otra negativa (-), la aplicación de un haz de rayos X permitió dotar de electrones a las gotas de aceite las cuales adoptaron carga, ya sea positiva o negativa, las fuerzas de repulsión y atracción determinan la dirección de movimiento de las gotas de aceite. Aquellas que son negativas a condiciones específicas de voltaje, se inducían a permanecer estacionarias entre las dos placas (flotando). De esta manera al conocer el

voltaje necesario y la masa del electrón se pudo conocer su carga. Con este experimento se encontró que la carga de un electrón es de $-1.6022 \times 10^{-19} \text{C}$. A partir de estos datos se descubrió que la masa de un electrón es de $9.10 \times 10^{-28} \text{C}$, el cuál es un valor extremadamente pequeño.

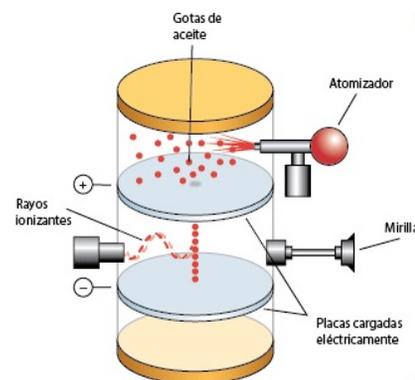
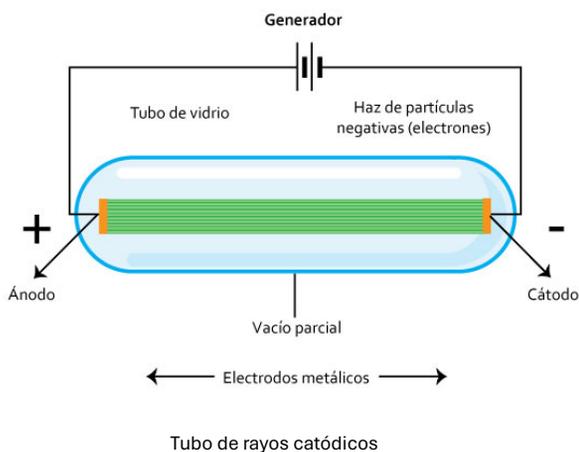


Diagrama del experimento de Millikan de la gota de aceite

https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/al/cont/exp/qui/qui1/u2/mod_atomicos/img/q1u2oa10i14.jpg

Para que observes de manera animada el funcionamiento de los tubos de rayos catódicos de Thomson y el experimento de Millikan, analiza con atención los siguientes videos:



Experimento de Thomson:

https://www.youtube.com/watch?v=FOI-11R_IHg

Experimento de Millikan:

<https://www.youtube.com/watch?v=-saMkt-X9HQ>

Referencias:

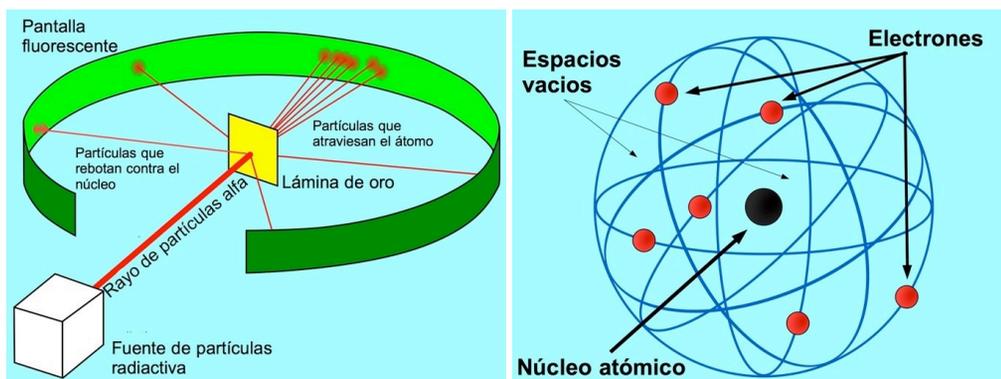
Eduscopi (2017) Experimento de J.J. Thomson. Youtube.
Recuperado de: https://www.youtube.com/watch?v=FOI-11R_IHg

IQ Y QG (2014) Experimento de Millikan. Youtube.
Recuperado de: <https://www.youtube.com/watch?v=-saMkt-X9HQ>

Finalmente, Thompson propuso los siguientes postulados acerca de cómo concebía la estructura del átomo:

1. El átomo es una esfera de electricidad positiva en la que se encuentran inmersos los electrones.
2. Los electrones son las partículas eléctricamente negativas presentes en la materia.
3. El átomo es una partícula compacta e indivisible.

En 1910 el físico **Ernest Rutherford** utilizó partículas alfa “ α ”, para demostrar la estructura de los átomos. Sus experimentos consistieron en bombardear láminas de oro y platino con partículas alfa (α). Así descubrió el núcleo del átomo y propuso que, en su mayor parte, el átomo era espacio vacío. La masa y la carga del átomo estaban concentradas en el centro del átomo llamado núcleo y los electrones giraban alrededor de este. Las dimensiones de este átomo eran de 10^{-12} cm para el diámetro del núcleo y 10^{-8} cm (= 1 Armstrong) para la extensión del átomo.

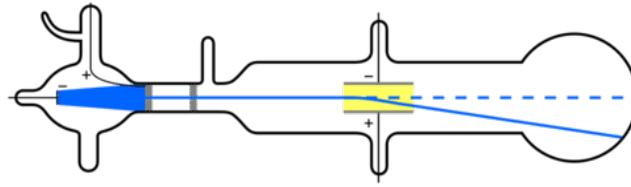


Experimento de Rutherford

Modelo atómico

<https://images.app.goo.gl/Ts8ne6sTKXe2mXq46> / <https://images.app.goo.gl/M7gbPTWUbJyTSQko6>

En sus experimentos realizados en 1886 el científico **Eugene Goldstein** observó que los rayos catódicos estaban compuestos por partículas que se movían en la dirección opuesta a los electrones, es decir, viajaban del ánodo al cátodo. Por su comportamiento supuso que tenían masa y su carga era positiva, a estas partículas las nombró rayos canales.



<https://images.app.goo.gl/CsjPT5Hfubc8m9Nf9>

Observa el siguiente Prezi sobre los modelos subatómicos de Goldstein:

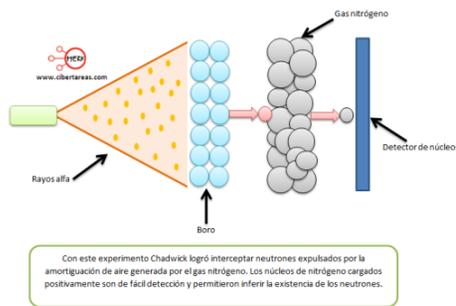


<https://prezi.com/1ydixw1zqt1/modelos-atomicos-goldstein/>

Referencias:

Nájera Fernanda. (2016) Modelos atómicos: Goldstein. Prezi. Recuperado de: <https://prezi.com/1ydixw1zqt1/modelos-atomicos-goldstein/>

De 1920 a 1932, la constitución del núcleo solo conteniendo protones, como lo propuso Rutherford, no coincidía con los resultados obtenidos de masa atómica observada experimentalmente. Se pensaba que el núcleo tenía un número suficiente de partículas neutras. En 1932 el científico **James Chadwick** comprobó la existencia de otra partícula de igual masa que el protón, pero sin carga eléctrica, a la que denominó neutrón y la ubicó en el núcleo del átomo. Su experimento consistió en el bombardeo de una lámina de berilio con partículas alfa, el metal emitió una radiación muy potente a lo que más adelante recibió el nombre de neutrones.



Experimento de James Chadwick



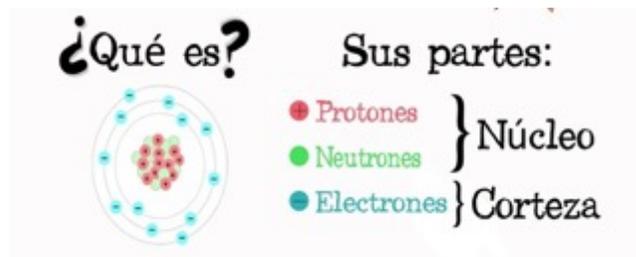
Modelo atómico

<https://images.app.goo.gl/HhxWMpmWJRWrdfs8> / <https://images.app.goo.gl/41cLrz2soa3ZrFmk7>

Contribuciones de Chadwick a la estructura atómica:

1. Determinó que los neutrones son partículas subatómicas que no tienen carga eléctrica, cuya masa es casi igual a la de los protones.
2. Los neutrones juegan un papel importante en los procesos de división del átomo.

Todos los científicos mencionados lograron determinar el carácter eléctrico de la materia y, por consecuencia, del átomo. De esta manera se puede definir a las **partículas subatómicas** como los componentes fundamentales que constituyen a los átomos, son la partícula más pequeña de un átomo y constituyen los bloques básicos de la materia. En el átomo se pueden distinguir dos zonas específicas: corteza y núcleo.



<https://images.app.goo.gl/X8kx8cNujpRG3Vct8>

Las tres partículas fundamentales son:

- Electrón: Partículas negativas que orbitan el núcleo atómico.
- Protón: Partículas positivas que se encuentran en el núcleo atómico.
- Neutrón: Partículas sin carga que se encuentran en el núcleo atómico.

Referencias:

Chang, Raymond. (2002). *Química. Séptima edición*. McGraw Hill. Colombia.

Se incluye el libro en PDF dentro de la carpeta recursos.

Ocampo, G. A. (2004) *Fundamentos de química*. México. Publicaciones culturales.

Telebachillerato (s.f.) *Química I*. Recuperado de: https://0201.nccdn.net/4_2/000/000/056/7dc/Quimica-I.pdf