

La búsqueda de los componentes básicos de la materia, desde la campana de vidrio a la lámina de oro

J. P. Calderón, A. Sánchez, A. V. Porta[†] y S. Orozco

Departamento de Física, Facultad de Ciencias, Universidad Nacional Autónoma de México, Av. Universidad 3000, Universidad Nacional Autónoma de México C.U. Coyoacán, 04510, Ciudad de México, México.

Received 15 January 2024; accepted 14 March 2024

En este trabajo mostramos como el estudio de las descargas eléctricas a través de los gases condujo al descubrimiento de los constituyentes de la materia. Presentamos una revisión de experimentos fundamentales para el descubrimiento de los bloques que constituyen todos los materiales. La narración comienza con los experimentos de Lavoisier, quien al realizar reacciones químicas en ambientes controlados dentro de campanas de vidrio logró destacar la importancia de las medidas precisas y conocer algunos conceptos fundamentales involucrados en las reacciones químicas. Nuestra presentación de los descubrimientos no es histórica; sino que es un relato de las hipótesis que motivaron los experimentos, algunos detalles específicos de los mismos, una discusión de los conceptos involucrados y la forma en la que sus resultados contribuyeron a la modificación de las ideas establecidas. Concluimos con las ideas de Rutherford sobre la estructura de los átomos y sus experimentos con partículas alfa y láminas de oro.

Descriptor: Historia de la química; rayos catódicos; rayos X ; descubrimiento del electrón; estructura de la materia.

In this work, we show how the study of electrical discharges through gases led to the discovery of the matter constituents. We present a review of fundamental experiments to the discovery of the blocks that constitute all materials. Our narrative begins with the stoichiometry experiments of Antoine Lavoisier, who observing chemical reactions in controlled environments within a glass bell, managed to highlight the importance of precise measurements and to know some fundamental concepts involved in chemical reactions. Our presentation of the discoveries is not historical, instead is an essay of the hypotheses behind the experiments, some specific details of them, a discussion of the concepts involved, and how their results contributed to the modification of the ideas established. The essay is finished with the ideas of Ernest Rutherford about the atomic structure, which were conceived from the results of the experiments with gold sheets and alpha particles.

Keywords: History of chemistry; cathode rays; X -rays; discovery of the electron; structure of matter.

DOI: <https://doi.org/10.31349/RevMexFis.22.020301>

1. Introducción

Los trabajos e historias personales de los científicos que participaron en el proceso del descubrimiento de los bloques que constituyen los materiales presentes en la naturaleza han sido ampliamente documentados por diversos autores. Se han publicado textos que reproducen algunos de los trabajos originales que fueron imprescindibles para el desarrollo de la ciencia [1, 2]; algunos más se centran en el relato de un tema específico [3, 4]. Adicionalmente otros autores reconocen el impacto de una revisión histórica de los temas en la enseñanza de la ciencia [5]; sin embargo, exponer el tema en términos de un hilo conceptual que nos permita conocer y entender el impacto que distintas contribuciones tuvieron en el desarrollo de nuevos conceptos y teorías, que a su vez sentaron las bases de nuevos descubrimientos, nos sitúa en el contexto temporal en el que se desarrollaron las bases de la ciencia de materiales. El proceso de búsqueda de los constituyentes de la materia tiene una complejidad fascinante por las numerosas ramificaciones que se desprendieron de cada hecho descubierto y de cada aportación que cientos de investigadores hicieron, por lo que no hay una manera única de acercarse al desarrollo de los sucesos y en diversos relatos se pueden observar puntos de vista nuevos y diferentes, aún en trabajos que tratan temas parecidos. Necesariamente un re-

corrido lineal, en secuencia histórica de los acontecimientos es limitante, porque oculta las múltiples trayectorias que dieron lugar al maravilloso universo del conocimiento que ahora subdividimos en áreas, especialidades y subespecialidades de la física y la química. El presente manuscrito relata algunos de los sucesos que ocurrieron a partir del siglo XVII hasta la primera mitad del siglo XX, que dieron lugar al entendimiento de cómo está constituida la materia. En el mismo, damos un breve seguimiento a los experimentos que realizaron los científicos que contribuyeron al descubrimiento de la estructura atómica, y que abrieron la puerta a la búsqueda, que aún continúa, de los bloques fundamentales de la materia. Los nombres de las secciones del manuscrito son alusivos a alguno de los componentes o materiales esenciales en los experimentos que permitieron los descubrimientos, cabe señalar que en los mismos participaron científicos de diferentes países y distintas generaciones.

2. La campana de vidrio

El descubrimiento de los constituyentes que forman las sustancias, se fue abriendo paso dentro de la controversia entre la concepción corpuscular de la materia y las filosofías naturales basadas en la existencia de una componente universal

presente en todas las sustancias de la naturaleza. A inicios del siglo XVII la teoría más reconocida establecía que todos los cuerpos naturales estaban formados por cinco principios: tres activos (sal, sulfuro y mercurio); más dos pasivos (tierra y agua); algunos químicos partidarios de la existencia de los corpúsculos afirmaban que los corpúsculos de los demás elementos podrían estar formados por estos cinco elementos; de estas teorías corpusculares surgieron las primeras teorías atomistas en Francia y se generó el concepto de molécula como un agregado de átomos; basados en las formas geométricas de los corpúsculos trataron de explicar algunas propiedades químicas, como la solución de las sales en agua [6]. En Inglaterra científicos como Boyle se opusieron a estos principios, y consideraron que la química se podía interpretar en términos de las interacciones entre partículas, concepción embebida entre la discusión que suponía que todos los experimentos químicos podían ser explicados con base en los principios de la mecánica [7].

Debido a su escaso desarrollo teórico, el reconocimiento de la química como una ciencia a través de la cual se podía estudiar la naturaleza de la materia no fue inmediato; su enseñanza era una parte de la medicina y la filosofía natural, y se le consideraba más un arte que una ciencia, fue hasta el siglo XVIII que se reconoció a la química como una ciencia que explicaba los cambios químicos, la formación y composición de las sustancias; nuevos conceptos de la química como combinación, compuesto y afinidad se desarrollaron sin recurrir a teorías sobre los elementos químicos y los átomos [8].

En la segunda mitad del siglo XVIII, en los años previos de la revolución francesa, Antoine Lavoisier estableció las bases de la química como ciencia experimental [9]. En 1771, Lavoisier construyó un laboratorio donde realizó algunos de los primeros experimentos de estequiometría, donde en el interior de campanas de vidrio sellado pesó cuidadosamente los reactivos y los productos en reacciones químicas. Lavoisier hizo decenas de reacciones químicas, al medir con precisión las masas que participaban en la reacción encontró que la ganancia experimentada por una parte del sistema se balanceaba exactamente con la pérdida del resto del sistema, por lo que la cantidad de materia se conservaba constante, lo que le permitió enunciar la ley de la conservación de la masa. Este principio fue aceptado durante buena parte del siglo XIX, hasta que en 1872 químicos como Lothar Meyer sugirieron que los cambios de los átomos durante una reacción química deberían estar acompañados de algún tipo de intercambio de partículas con el éter, la sustancia en la que pensaban que se transmitía la luz, y Dimitri Mendeleev sugirió que la masa era una forma de energía, y que los cambios de energía durante las reacciones químicas deberían traducirse en cambios imperceptibles de las masas de los compuestos [10].

Medidas realizadas a principios del siglo XX, con instrumentos de mayor precisión, confirmaron la ley de la conservación de la masa en las reacciones químicas, con una aproximación de milésimas de miligramo [11]; sin embargo, numerosos experimentos posteriores comprobaron que un aparente

cambio de masa en las reacciones nucleares se balancea con un cambio equivalente en energía de acuerdo con la teoría de Albert Einstein de la equivalencia entre la masa y la energía.

En sus experimentos Lavoisier también descubrió la composición del agua (oxígeno e hidrógeno) e hizo cuidadosos estudios sobre la oxidación y la combustión, la respiración y la fotosíntesis, consideró además que existían 33 elementos o sustancias puras que no podían ser separadas químicamente en otras sustancias más simples. En 1789, Lavoisier publicó su tratado elemental de química "Traité Élémentaire de Chimie" donde muestra una primera tabla de los elementos en las que incluyó a la luz y al calórico, siendo este último un constituyente básico en su descripción del estado gaseoso [9].

Esta misma teoría fue asumida por John Dalton en el siglo XIX, con la incorporación de una propuesta que consideraba que toda la materia está formada por átomos. Dalton publicó una tabla de pesos relativos de distintas sustancias químicas: hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, carbono, azufre y fósforo; y basado en sus estudios sobre gases, postula que todos los gases están compuestos por átomos. Al analizar distintas reacciones químicas llega a la conclusión que estas reacciones ocurren entre átomos de distintas masas, enunciando su ley de las proporciones múltiples publicada en su libro "A new system of chemical philosophy" [12], esto es, cuando dos elementos se combinan para dar lugar a dos o más compuestos, dada una cantidad fija de uno de los elementos, las cantidades del otro elemento que da lugar a los compuestos, están en una relación de números enteros sencillos.

Se puede ver esta relación, considerando el oxígeno y el carbón, los cuales se combinan para formar diferentes gases: el gas carbonoso (monóxido de carbón) y el anhídrido carbónico (dióxido de carbón); para obtener monóxido de carbón, 12 partes de masa de carbón se combinan con 16 partes de masa de oxígeno, y para obtener dióxido de carbón, 12 partes de masa de carbón se combinan con 32 partes de masa de oxígeno. Entonces, la relación entre las partes de masa de oxígeno en ambos compuestos es de 1 : 2.

Esta relación entre números enteros sirvió como una de las primeras pruebas de la hipótesis atomista, ya que, si en uno de los compuestos del oxígeno y el elemento C hay un número entero A de átomos de oxígeno, y en otro compuesto entre el mismo átomo C y el oxígeno hay otro número entero B de átomos de oxígeno. Entonces la relación entre las masas de oxígeno en los diferentes compuestos debe ser $A : B$. Como ejemplo didáctico, en la Tabla I se muestra la relación entre masas para diferentes compuestos de nitrógeno y el oxígeno. Por cada gramo de nitrógeno presente en los compuestos Óxido Nítrico NO, Dióxido de Nitrógeno NO₂ y Óxido Nitroso N₂O, se tienen presentes 1.14, 2.28 y 0.571 g de oxígeno, respectivamente.

Con la ley de proporciones múltiples y la conservación de la masa, Dalton trató de deducir la masa de los átomos de la siguiente manera: Si dos elementos A y B , con masas m_A y m_B forman un compuesto $A + B$, las masas totales

TABLE I. Razón entre compuestos oxígeno y nitrógeno.

Compuestos	Razón
NO ₂ :NO	2:1
NO ₂ :N ₂ O	4:1
NO:N ₂ O	2:1

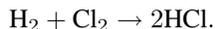
$M_A = n_A m_A$ y $M_B = n_B m_B$ que participan en la reacción se pueden medir con precisión, por lo que el cociente entre las masas atómicas está dado por la relación:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{n_B}{n_A} \frac{M_A}{M_B}.$$

Del análisis de distintas reacciones químicas en las que participaban los elementos A y B , Dalton hizo inferencias sobre el cociente n_B/n_A , que lo llevaron a contradicciones.

Joseph Louis Gay-Lussac basado en sus estudios sobre las propiedades físicas de los gases determinó que la ley de proporciones múltiples estaba dada en volúmenes [13], no en masas, como afirmaba Dalton; esto es, cuando los gases se combinan entre sí, lo hacen siempre en razones muy simples de volumen, de tal manera que, si representamos uno de los dos volúmenes en términos de la unidad, el otro vendrá a ser 1, 2, o a lo sumo 3. Por ejemplo, 1 volumen de hidrógeno más 1 volumen de cloro da 2 volúmenes de ácido clorhídrico. Dalton no aceptó esta relación, porque según él, se debería obtener un volumen de ácido clorhídrico y no dos.

El físico italiano Amedeo Avogadro [14] resuelve la cuestión, afirmando que las sustancias que participan en la reacción están formadas por átomos compuestos (moléculas), esto es un volumen de hidrógeno (el ocupado por un mol de hidrógeno) más un volumen de cloro (un mol de cloro) dan dos volúmenes de ácido clorhídrico (dos moles de ácido clorhídrico).



Es decir, los volúmenes que participaban en las reacciones con proporciones dadas por números enteros de los que hablaba Gay-Lussac, eran volúmenes ocupados por mol de sustancia. Según Avogadro “volúmenes iguales de distintos gases, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura tienen el mismo número de moléculas”. La hipótesis de Avogadro encontró su confirmación en el análisis realizado por Stanislao Cannizzaro [15], sobre las reacciones químicas estudiadas en su época, estableciendo claramente la distinción entre átomos y moléculas.

En 1860 Mendeleev y Meyer conocieron la hipótesis de Avogadro a través del trabajo presentado por Cannizzaro en un congreso internacional de química en Karlsruhe, y de manera independiente este trabajo inspiró a Meyer y a Mendeleev para organizar los elementos según sus propiedades. Mendeleev logró organizar 60 elementos químicos conocidos en una tabla, basada en sus pesos atómicos, sus propiedades químicas y físicas, la conocida tabla periódica. La paternidad

de la tabla periódica dio lugar a una disputa entre Meyer y Mendeleev, debido a que el trabajo original de este último fue mal traducido del ruso al alemán [16].

Según la observación hecha por Mendeleev, las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus pesos atómicos, siguiendo la periodicidad, descubrió que en la tabla había espacios en blanco. Mendeleev predijo de manera completa la existencia de tres elementos aún no descubiertos, especificando sus pesos atómicos y sus propiedades químicas y físicas, a los que dio el nombre de su vecino más cercano y con peso atómico menor, dentro de su mismo grupo en la tabla periódica, antecedido del prefijo eka (uno): eka-aluminio (galio), eka-silicio (germanio) y el eka-boro (escandio).

En la segunda mitad del siglo XIX, los químicos se dieron a la tarea de encontrar los elementos faltantes. En 1875 el galio, en 1879 el escandio, en 1885 el germanio. Elementos gaseosos como el argón y el helio fueron descubiertos en 1892, y posteriormente, el neón y el kriptón.

A fines del siglo XIX, se descubrieron elementos radiactivos: el radio, el polonio, y el actinio. En el siglo siguiente, prosiguió la evolución de la química, descubriéndose nuevos elementos y compuestos. Cabe destacar que el descubrimiento del uranio fue en 1789; sin embargo, sus propiedades radiactivas fueron descubiertas hasta 1896 por Henri Becquerel.

Las ideas brillantes de Mendeleev se vieron opacadas por su negación a los descubrimientos del electrón y de la radioactividad natural, ya que consideraba que los elementos eran inmutables e indivisibles, y que los nuevos fenómenos observados eran atribuibles a movimientos del éter alrededor de los átomos pesados [17].

En 1818, la teoría ondulatoria de la luz ya estaba bien aceptada, gracias a los experimentos de óptica de Thomas Young y Augustin-Jean Fresnel, por lo que la observación de la luz a través de diferentes sales comenzó a utilizarse para la identificación de materiales; por ejemplo, metales diferentes eran identificados por las líneas de emisión características de sus chispas generadas eléctricamente. Gustav Kirchhoff y Robert Bunsen [18] reportaron los espectros característicos de 8 elementos, dando inicio al estudio sistemático de los espectros característicos de los elementos químicos, como método de identificación (espectroscopia analítica) [19].

La naturaleza de las fuerzas que mantenían unidos a los átomos de los distintos materiales era una cuestión pendiente de resolver; aunque se pueden mencionar como antecedentes, la explicación de Issac Newton en 1687 acerca de la ley de los gases de Robert Boyle, Newton usó un modelo en el que consideró que un gas estaba formado por corpúsculos duros con espacios vacíos entre ellos, sometidos a fuerzas atractivas y repulsivas; las de atracción, inversamente proporcionales al cuadrado de la distancia de separación entre corpúsculos, y las de repulsión, inversamente proporcionales a la distancia entre corpúsculos [20].

En 1808 Dalton sugirió, que entre los átomos existen fuerzas de cohesión, y de agregación, resultantes de fuerzas atractivas entre los átomos, a las que llamó afinidad química,

sin que se pudiera comprobar la existencia de estas fuerzas, ni el origen de las mismas; posteriormente para comprender las fuerzas entre los átomos, científicos de varios países tendrían que descubrir la conexión existente entre la materia y la electricidad, y es hasta después del descubrimiento del electrón que J. J. Thomson sugirió que las fuerzas ocasionadas por la distribución de las cargas positivas y negativas dentro de los átomos eran las responsables de la afinidad química [21].

3. El tubo de descarga

En la segunda mitad del siglo XIX Rudolf Clausius, James Clerk Maxwell y Ludwig Boltzmann entre otros, desarrollaron la teoría cinética de los gases [22], de tal manera que el reconocimiento de la composición molecular de los gases generó la búsqueda experimental del comportamiento de los gases a muy bajas densidades, confinados en tubos de vidrios sellados. William Crookes [23] consideró que, bajo estas condiciones, en las que la disminución del número de moléculas implicaba un aumento en su trayectoria libre media, era posible estudiar la materia radiante. La emisión de rayos por la materia ya había sido abordada por Michael Faraday, quien habló por primera vez de la materia radiante, como un estado de la materia, similar a los estados líquido, sólido y vapor.

La invención del primer tubo de descarga de gas se le atribuye en 1857 a Heinrich Geissler, quien trabajó en la Universidad de Bonn como constructor de instrumentos científicos. El dispositivo consiste en un tubo de vidrio parcialmente evacuado que contiene en su interior un gas a una presión muy baja: neón, argón, vapor de mercurio o aire, con dos electrodos metálicos. Cuando un voltaje grande es aplicado entre los electrodos una corriente fluye a través del gas. El efecto de la corriente en los átomos del gas produce su ionización y la emisión de luz por fluorescencia cuando los iones se recombinan. Al principio, el tubo de descarga fue utilizado para observar el comportamiento de corrientes eléctricas en su interior; sin embargo, como fuente emisora de luz su eficiencia era muy baja y de corta duración [24], por lo que comercialmente solamente fue considerado un elemento decorativo. Posteriormente se desarrollaron nuevos tubos de descarga, y

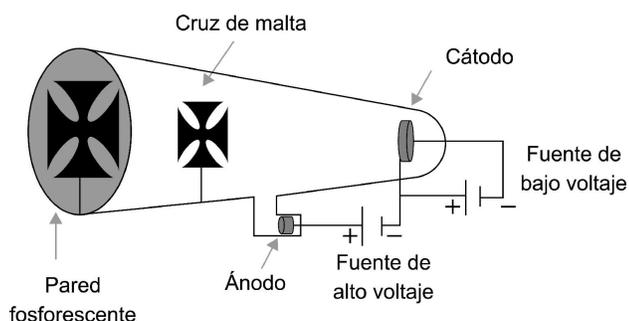


FIGURA 1. Esquema de un tubo de Crookes, una fuente de bajo voltaje calienta el cátodo y una fuente de alto voltaje conectada entre el ánodo y el cátodo genera los rayos catódicos. La cruz de zinc o aluminio bloquea los rayos catódicos que no inciden sobre la pantalla fosforescente.

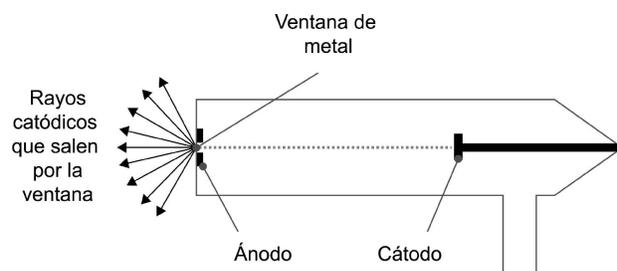


FIGURA 2. Esquema del tubo de Lenard.

su uso científico dio lugar al descubrimiento de los elementos de los que está constituida la materia.

El tubo de Crookes, sellado a un alto vacío y con una película fosforescente en uno de sus extremos, se usó para mostrar que los rayos catódicos viajan en línea recta. En el interior del tubo entre el cátodo y el ánodo se colocó un objeto metálico en forma de cruz de malta (Fig. 1), la cual podía removerse mecánicamente, cuando estaba abajo, la pared del tubo en la dirección del movimiento de los rayos catódicos brillaba intensamente, cuando la cruz de malta estaba arriba, los rayos catódicos no atravesaban el metal, y la sombra de la cruz podía ser observada en la pared del tubo. Cuando nuevamente se retiraba la cruz de malta, ésta era la zona de la pared del tubo de vidrio que brillaba más intensamente, ya que las paredes que ya habían sido expuestas a la radiación sufrían una especie de fatiga [23]. Los mayores progresos en la producción de rayos catódicos se le atribuyen a William Crookes, quien hizo sus experimentos al alto vacío, donde había pocas moléculas que los rayos catódicos pudieran excitar.

Para entender la naturaleza de estos rayos, Heinrich Rudolf Hertz y Philipp Lenard se plantearon la cuestión de si era posible que los rayos catódicos se transportaran fuera de los tubos de alto vacío donde eran producidos hacia el aire. Hertz logró un progreso real al descubrir que los rayos catódicos, que no podían atravesar el vidrio, ni la mica, ni ningún objeto transparente a la luz ultravioleta, podían pasar por delgadas hojas de metales como el oro, la plata y el aluminio. Lenard a su vez, encontró que estos atravesaban no solo una hoja delgada sino capas formadas por varias láminas de metal, lo que le permitió diseñar un tubo con una ventana de metal lo suficientemente delgada (Fig. 2), que soportara la baja presión interior y a su vez permitiera la salida de los rayos catódicos al exterior. Lenard anotó que los rayos catódicos no eran observables a simple vista, sino que podían ser observados a través de la emisión de materiales que presentaban fluorescencia al incidir los rayos catódicos sobre ellos. Al tomar en cuenta que los rayos catódicos son desviados por campos eléctricos y magnéticos, Lenard sugiere que los rayos catódicos son simplemente un fluido eléctrico de carga negativa sin materia, esto es, cargas eléctricas sin un cuerpo cargado. La velocidad de estas cargas negativas depende del voltaje entre el cátodo y el ánodo, Lenard usó 30000 V, entonces la velocidad era un tercio de la velocidad de la luz [25]. Más adelante, el tubo diseñado por Lenard fue utilizado en

numerosos experimentos que permitieron diversos descubrimientos; algunos de ellos de manera totalmente casual, como el de los Rayos X, que veremos en la siguiente sección.

4. Los rayos X

Al igual que Hertz y Lenard, Wilhelm Roentgen, en 1895, se interesó por el estudio de los rayos catódicos, más su investigación lo llevó a descubrir un nuevo tipo de radiación. Cuando Roentgen encendía el alto voltaje entre el ánodo y el cátodo, era notable el brillo emitido por una placa de cristales de bario platino-cianuro localizada a una distancia de 6 pies del laboratorio en el que trabajaba con los rayos catódicos. El brillo emitido por la placa de cristales de bario platino-cianuro era notable, aunque el tubo estuviera cubierto por una cartulina negra. Hertz y Lenard habían encontrado que las distancias máximas a la que los rayos catódicos podían inducir fluorescencia eran de unos 6 a 8 cm, por lo que aquello observado por Roentgen era realmente notable. Aunque ya otros investigadores como Thomson habían observado fluorescencia fuera de los tubos de Crookes a unos cuantos pies de distancia, a ellos les interesaba estudiar el comportamiento de los rayos catódicos en el interior del tubo, por lo que no prestaron suficiente atención a este fenómeno.

La investigación de Lenard del comportamiento de los rayos catódicos fuera del tubo, permitió a Roentgen notar la importancia de su descubrimiento. En experimentos que diseñó para medir la atenuación de los rayos catódicos fuera del tubo, Roentgen detectó la presencia de radiación a distancias mayores que las reportadas por Lenard y con otra serie de experimentos entendió que la naturaleza de estos rayos era distinta a la de los rayos catódicos, ya que además de su poder de inducir fluorescencia a distancias mayores, podían atravesar cualquier superficie, independientemente de su conductividad eléctrica, también encontró que el lugar sobre la pared del tubo, donde provenían estos rayos, se movía si el haz de rayos catódicos se desviaba con un campo magnético, pero a su vez, los rayos fuera del tubo, a los que llamó rayos X no eran afectados por el campo magnético. Por otro lado, experimentos que realizó para reflejar o refractar los rayos X, lo llevaron a concluir que éstos no eran susceptibles de reflejarse o refractarse de forma regular.

Las características del tubo de Crookes que utilizó Roentgen no fueron reportadas, ya que lo más impactante de su descubrimiento fue la primera radiografía obtenida de la mano de su esposa Ana Bertha. Después de investigar sistemáticamente las propiedades de los rayos que provenían del tubo, Roentgen presentó un artículo [26] "On a new Kind of Rays" a la Würzburg Physical Medical Society para su publicación en sus proceedings. Roentgen, quien recibió el premio nobel por su descubrimiento, no patentó su invento y ordenó que todos sus documentos de trabajo fueran quemados después de su muerte [27]. Después de la publicación del descubrimiento de los rayos X, científicos de todo el mundo repitieron el experimento de Roentgen usando sus propios tubos de Crookes.

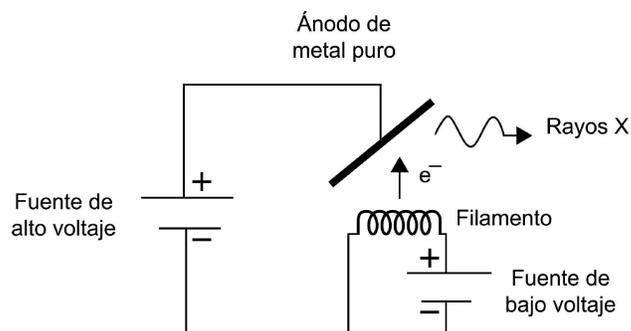


FIGURA 3. Diagrama del circuito para emisión de rayos X producido al incidir electrones sobre el ánodo, el alto y el bajo voltaje son de 50 kV y 12 V, respectivamente con una corriente de 5 A, el ánodo puede ser de cobre o molibdeno.

Pasaron más de 20 años para entender el proceso físico que da lugar a la formación de los rayos X; sin embargo, la naturaleza incomprendida de los rayos X no impidió que muy rápidamente fueran utilizados por la comunidad médica con fines de diagnóstico. Muy pronto se identificó a los rayos X, como una radiación electromagnética similar a la luz, pero de longitud de onda más corta, es decir de más alta energía, proveniente de la zona donde impactaban los rayos catódicos, en el interior del tubo (Fig. 3); sin embargo, persistía una cierta inquietud dentro de la comunidad científica, ya que fenómenos que presentaba la luz como la difracción, refracción e interferencia no habían sido observados en los rayos X.

En 1912, el experimento de la difracción de rayos X por un cristal dejó fuera de toda duda la naturaleza electromagnética de los rayos X. Este nuevo descubrimiento le valió a Max von Laue el premio nobel 1914, después William Lawrence Bragg encontró que la longitud de onda de los rayos X era de dimensiones atómicas, y que con los patrones de difracción era posible obtener información sobre las estructuras cristalinas (Fig. 4). Lawrence Bragg y su padre William Henry Bragg, realizaron las primeras medidas por espectrometría de rayos X de los espaciamientos entre planos de diferentes cristales de materiales simples, por sus contribuciones al análisis de las estructuras cristalinas por la difracción de rayos X, ambos, padre e hijo recibieron el premio nobel en 1915 [28].

En el siglo XX, décadas después de su descubrimiento, la teoría cuántica permitió entender el proceso físico que da lugar a la generación de los rayos X, al incidir los rayos catódicos (electrones) sobre un blanco metálico. A fines del

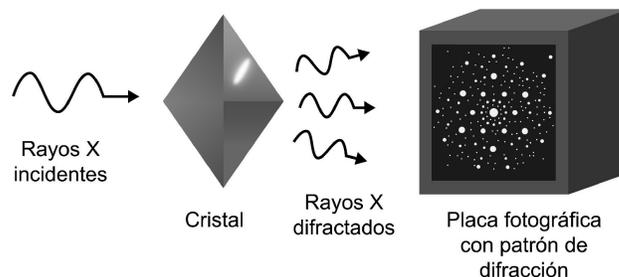


FIGURA 4. Difracción de rayos X.

siglo XIX, el desconocimiento del origen de los rayos X, llevó a otros investigadores como Becquerel a buscar otras posibles fuentes de emisión.

5. Los rayos del uranio

En 1896, Henri Becquerel asistió a una conferencia dictada por Henri Poincaré sobre los enigmáticos rayos X descubiertos un año antes, en ese momento se pensaba que los rayos X eran resultado de la fluorescencia del vidrio del tubo de Crookes cuando los rayos catódicos eran producidos en un alto vacío. Becquerel, quien era un experto en fluorescencia, comenzó a estudiar las posibles conexiones entre la fluorescencia y los rayos X. Después de probar con diferentes materiales fluorescentes sin éxito, Becquerel consideró la posibilidad de que las sales de sulfato uranio potasio, que eran fluorescentes durante un corto tiempo después de ser expuestas a la luz del sol, pudieran emitir rayos X. La prueba cualitativa de esta relación sería la exposición del mineral a la luz solar y su propiedad para velar una placa fotográfica cubierta con un material opaco. Como resultado de sus experimentos, Becquerel reportó a la Academia de Ciencias de París que el material fluorescente emitía una radiación que atravesaba un material opaco a la luz, para comprobar si esta radiación era la misma que los rayos X, Becquerel hizo pruebas sobre el poder de penetración de la radiación, encontrando que ésta no solamente atravesaba una hoja de papel opaco, sino también una placa de aluminio o una delgada hoja de cobre. Posteriormente y de manera casual, Becquerel hizo un segundo notable e inesperado descubrimiento, la radiación proveniente del uranio se mantenía, aunque el mineral no fuera expuesto a la luz, por lo que descartó la idea de que los rayos emitidos por el uranio tuvieran algo que ver con la fluorescencia, descubriendo, además, de manera cualitativa, que la radiación emitida tenía la capacidad de ionizar los gases [29]. Por otro lado, a diferencia del conocido fenómeno de la fluorescencia, la emisión de los rayos de uranio parecía ser un fenómeno de larga duración, por lo que el origen de la energía para emitir de modo permanente era una cuestión pendiente de resolver.

Buscando la relación entre los rayos X y los rayos de uranio, varios investigadores estudiaron sus propiedades físicas, Friedrich Oskar Giesel, Stefan Meyer, Egon von Schweidler y el propio Henri Becquerel mostraron que a diferencia de los rayos X, los rayos provenientes del uranio podían ser deflactados por campos magnéticos, lo que le permitió descubrir que la radiación podía ser neutra o estar cargada, negativa o positivamente [30].

El descubrimiento de Becquerel motivó a Pierre y Marie Curie a extraer uranio de minerales de pechblenda y chalcólita, al notar que el mineral remanente era más activo que el uranio puro, concluyeron que en la muestra debían existir elementos mucho más activos que el uranio, de este modo, descubrieron nuevos elementos como el radio y el polonio. Los esposos Curie usaron métodos eléctricos para determinar cuantitativamente la actividad de sus muestras, este método substituyó los métodos cualitativos de las placas fotográficas

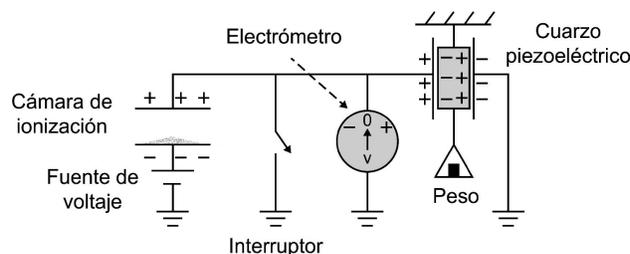


FIGURA 5. Esquema del dispositivo utilizado por Pierre y Marie Curie para medir la intensidad de radiación de los elementos radioactivos.

y el uso del electroscopio de láminas de oro. El instrumento que utilizaron, conocido ahora como cámara de ionización, consistía en un capacitor con una diferencia de potencial de 100 V donde, en una de las placas se colocaba una capa uniforme de polvo fino del material activo, la corriente a través del capacitor era medida por un electrómetro y un cuarzo piezoeléctrico [31]. En este dispositivo las cargas en la cámara de ionización eran compensadas por la carga obtenida al aplicar un peso conocido, suspendido de la lámina de cuarzo piezoeléctrico (Fig. 5). La carga producida por el piezoeléctrico era calculada de la medida del peso aplicado y el tiempo durante el cual se aplicaba éste.

Marie Curie señaló por primera vez, que las medidas de la conductividad del aire mostraban que los elementos más activos, el uranio y el torio, eran los de mayor peso atómico. El descubrimiento de otros elementos como el polonio, el radio y el actinio, llevó a llamar a los rayos emitidos: rayos Becquerel y a la propiedad de emitirlos con un término general: radioactividad (del latín radius, rayo de luz).

Por el descubrimiento de la radioactividad y de nuevos elementos radioactivos, así como el estudio de sus propiedades, Becquerel, Pierre y Marie Curie recibieron el premio nobel de física en 1903. La naturaleza de los rayos Becquerel y su relación con la estructura microscópica de la materia fueron reveladas tiempo después.

Ernest Rutherford estudió el poder de penetración de la radiación proveniente del uranio y encontró que estaba compuesta por al menos dos tipos de radiación, la primera que era absorbida por una hoja de papel la llamó α (alfa) y la segunda de mayor poder de penetración la llamó β . Al aplicar campos magnéticos se encontró que la radiación β era igual a los rayos catódicos que ya habían sido identificados como electrones por Joseph John Thomson en 1897. Fue hasta 1900 que Paul Villard detectó la existencia de la radiación γ , que no se desviaba con un campo magnético y de muy alto poder de penetración (Fig. 6). Inicialmente Villard identificó a la radiación γ como rayos X del radio [30].

En 1902, Rutherford encontró que la radiación alfa tenía carga positiva y que se desviaba con campos magnéticos muy intensos. Pierre Curie y Albert Laborde midieron su alto poder de ionización y finalmente la medición de su relación carga-masa e/m , mostró que la radiación alfa estaba formada por átomos de helio ionizados.

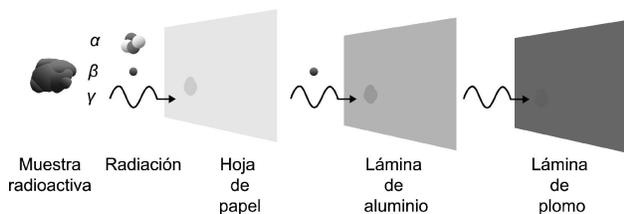


FIGURA 6. Penetración de la radiación α, β, γ .

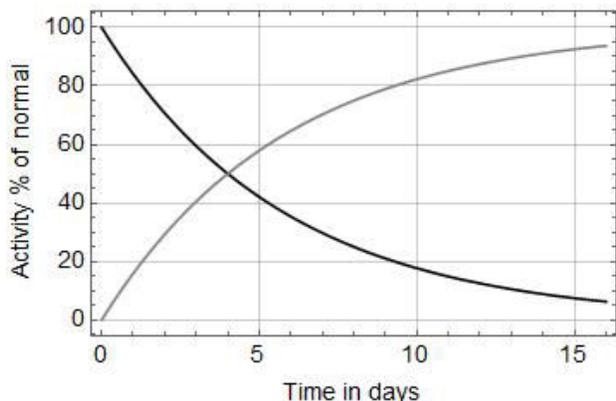


FIGURA 7. Decaimiento exponencial del radón (línea negra) y la regeneración del radio (línea gris), obtenida por Soddy y Rutherford en 1903.

Los experimentos realizados por Ernest Rutherford y Frederick Soddy en 1902 [32] mostraron que el decaimiento de los átomos radioactivos llevaba a la aparición de otros átomos estables, y que la radiación natural era la transformación espontánea de un átomo a otro, y que el número de átomos de un material radioactivo decrecía en el tiempo siguiendo la ley exponencial $N = N_0 e^{-\lambda t}$ (Fig. 7), donde λ es la constante de decaimiento.

Una vez que se reconoció que la radiación emitida por el uranio era distinta a los rayos X, y que los rayos catódicos en el interior de los tubos de descarga estaban cargados negativamente, las condiciones estaban dadas para descubrir experimentalmente la naturaleza de los rayos catódicos como partículas con carga y masa.

6. Las partícula en el tubo

Thomson realizó sus experimentos con la idea de entender la naturaleza de los rayos catódicos, partiendo de la hipótesis que los rayos catódicos estaban formados por partículas electrificadas negativamente. Una de las principales objeciones a esta hipótesis radicaba en que no se había observado que los rayos catódicos fueran desviados con una pequeña fuerza electrostática, y su deflexión al pasar cerca de electrodos conectados a fuentes de grandes diferencias de potencial podía ser atribuida a las descargas pasando por los electrodos y no al campo eléctrico. Apoyado en el punto de vista que consideraba que los rayos catódicos tenían una naturaleza ondulatoria, Hertz hizo experimentos colocando dos placas metálicas

conectadas a una pila en el interior de los tubos de descarga, sin encontrar deflexión alguna. Posteriores experimentos habrían de mostrar que la ausencia de deflexión era debida a la conductividad del gas en el interior del tubo, la cual era inducida por los rayos catódicos [1].

Thomson repitió el experimento de Hertz con tubos llenos de diferentes gases a muy baja presión, obteniendo la deflexión del haz, aun cuando aplicaba una diferencia de potencial entre las placas metálicas tan pequeña como 2V. Una escala colocada en el exterior del tubo permitía medir con precisión la deflexión del haz. Thomson concluyó que los rayos catódicos eran partículas de materia con carga negativa al observar que la trayectoria era desplazada hacia abajo cuando la placa de arriba se conectaba al polo negativo de la batería y la placa de abajo con el polo positivo, por el contrario, el haz se movía hacia arriba cuando se invertía la polaridad. La deflexión medida era proporcional a la diferencia de potencial.

El siguiente experimento que Thomson realizó tuvo el propósito de determinar la naturaleza de las partículas cargadas negativamente, para ello midió la razón entre la masa y la carga de las partículas bajo diferentes condiciones experimentales, y con dos métodos diferentes. En el primero de ellos utilizó un tubo sin las placas metálicas D y E (Fig. 8), al final del tubo conectó un dispositivo formado por dos cilindros coaxiales, el exterior conectado a tierra y el interior conectado a un electrómetro para medir la carga Q , en este mismo cilindro colocó un termopar formado por un par hierro y cobre para medir el aumento de temperatura provocado al incidir los rayos catódicos directamente sobre la junta, la cual tenía un tamaño lo suficientemente grande como para asegurar que todos los rayos incidieran directamente sobre ésta. Midió la capacidad calorífica de la junta y de esta forma pudo determinar la energía cinética W del haz de partículas cargadas negativamente, a continuación, colocó el tubo en el campo magnético uniforme H generado por dos bobinas circulares paralelas y separadas una distancia igual a sus radios. De esta manera la medida del radio de curvatura ρ del haz le permitía determinar la relación carga-masa como:

$$\frac{m}{q} = \frac{(H\rho)^2 Q}{2W}$$

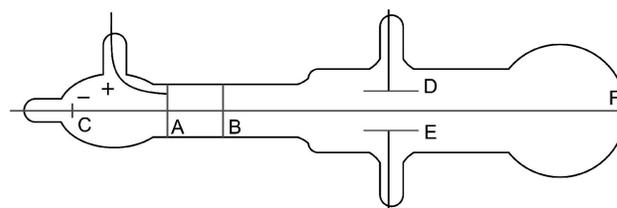


FIGURA 8. Esquema del aparato usado por Thomson. Los rayos provenientes del cátodo C pasan por una rendija en el ánodo metálico A, y por una segunda rendija en la pieza metálica B, y pasan entre las placas de aluminio de 5 cm de largo y 2 cm de ancho, D y E, que se encuentran separadas 1.5 cm. La trayectoria del haz es observada en la pantalla fluorescente en la pared del tubo en F.

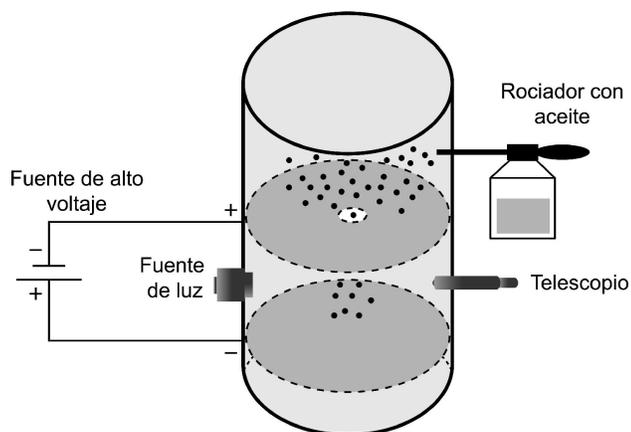


FIGURA 9. Esquema del dispositivo del experimento de Millikan.

El orden de magnitud de la relación m/q determinada por Thomson fue independiente de la naturaleza del gas contenido en el interior del tubo. El segundo método de medida de la relación carga-masa es el más conocido y está basado en la medida de una misma desviación del haz producido por un campo eléctrico E , y por un campo magnético H , obteniendo la relación $m/q = H^2/\theta E$, donde θ es el ángulo que se desvía el haz, medido a partir del punto, donde el haz se mueve libremente.

La magnitud de la razón de las partículas negativas recién descubiertas era un orden de magnitud mil veces más pequeñas que la relación m_H/q_H para los iones de hidrógeno, determinada por el experimento de la electrólisis del agua. Esta diferencia se atribuyó a que las partículas negativas identificadas con los experimentos de Thomson tenían una masa muy pequeña o una carga muy grande. Ahora sabemos que la masa del protón es aproximadamente 1830 veces más grande que la masa del electrón.

Con sus experimentos de 1897 Thomson mostró que los rayos emitidos por el cátodo en los tubos de descarga eran partículas con masa cargadas negativamente, la idea de que éstas fueran las partículas de carga fundamental, a las que Stoney [33] había llamado electrón, la expresa claramente Thomson al proponer su modelo atómico en 1904.

Por el descubrimiento del electrón Thomson recibió el premio nobel en 1906. El valor de la masa del electrón se pudo calcular después de que Robert Andrews Millikan en 1909 midiera la carga del electrón, como se verá en la siguiente sección.

7. Las cargas en las gotas de aceite

En 1834, Faraday publicó sus resultados para la electrólisis de diferentes compuestos, los cuales mostraban que durante la electrólisis la cantidad de masa depositada en un electrodo era proporcional a la cantidad de electricidad que pasaba a través del sistema. Demostró también que, para algunos compuestos, en los electrodos siempre se depositaban elementos libres, exactamente en la misma proporción

en la que combinaban para formar los compuestos: hidrógeno y oxígeno en la descomposición del agua, plomo y cloro en la descomposición del cloruro de plomo, cobre y cloro en la descomposición del cloruro de cobre. En la descomposición de los cloruros, en el electrodo negativo (cátodo) se depositaban los metales: plomo y cobre, mientras que en el electrodo positivo (ánodo) se depositaba el cloro. Pasado un determinado tiempo bien definido, Faraday obtenía la masa del sólido depositado, pesando el electrodo antes y después de la electrólisis; cuando se depositaba un gas en un tubo que rodeaba el electrodo, Faraday medía el volumen que ocupaba el gas a una presión y temperatura conocida. En términos de las unidades del sistema internacional de unidades, los resultados muestran que para la electrólisis del agua una corriente I por un tiempo Δt aproximadamente igual a $Q = I\Delta t = 96500$ Coulomb a través del agua, se liberan 1 g de hidrógeno en el electrodo negativo y 8 g de oxígeno en el electrodo positivo, a la cantidad de carga eléctrica que se requiere para obtener un mol de electrones (media mol de moléculas de hidrógeno) se le conoce como 1 Faraday [34].

A partir de los experimentos de electrólisis de Michael Faraday, Hermann von Helmholtz sugirió en 1881, la idea de que, si se acepta la hipótesis de que las sustancias elementales están compuestas por átomos, de la misma manera la electricidad, tanto la negativa como la positiva, debería estar compuesta por porciones elementales definidas de carga eléctrica. En ese mismo año George J. Stoney afirmó que esa unidad de carga debía ser la misma, independientemente de la sustancia particular en la que estuviera presente [33]. Stoney sugirió el término electrón para denominar a la carga fundamental, o el "átomo de electricidad". También reportó un valor para la carga elemental de 10^{-20} veces la cantidad de electricidad que pasa cada segundo en una corriente de un Ampere, para hacer esta estimación consideró que, en 1 milímetro cúbico de gas en condiciones de presión y temperatura normales, había 10^{18} moléculas, esto es 10^{24} moléculas en 1.0 l de gas, distinto al valor $N_0 = 6.02 \times 10^{23}$ moléculas en 22.4 l , como conocemos actualmente.

Con el experimento de Thomson no se puede calcular de manera independiente ninguna de las dos cantidades que aparecen en la relación m/q , por lo que de manera natural surgieron los investigadores que diseñaron métodos para determinar la carga directamente, utilizando gotas de vapor de agua. En esa época ya se sabía que, en el aire húmedo, iones de nitrógeno y oxígeno servían como núcleos de condensación para el vapor de agua. El método más preciso para determinar la carga consistía esencialmente en estudiar el comportamiento de una sola gota moviéndose en condiciones de equilibrio en presencia del campo gravitacional y un campo eléctrico; sin embargo, Millikan señaló que los errores en este método radicaban en diversos puntos: 1) La gota no estaba completamente en equilibrio en el aire, 2) el campo eléctrico no era completamente uniforme, 3) la evaporación gradual de la gota, y 4) la validez de la ley de Stokes para la gota usada.

La modificación esencial, introducida por Millikan [35] en 1909, al método anteriormente usado fue substituir la go-

ta de vapor por un líquido no volátil como el aceite, o el mercurio. Para realizar su experimento, Millikan parte de la hipótesis que “todas las cargas eléctricas independientemente de cómo sean producidas, son múltiplos exactos de una carga fundamental... que en lugar de estar repartida uniformemente sobre toda la superficie del objeto microscópico tiene una estructura granular definida, consistente en un número exacto de partículas o átomos de electricidad todos exactamente iguales” (Traducción libre).

En el dispositivo experimental de Millikan una nube de gotitas de aceite producidas por un atomizador entra en la cámara libre de polvo, algunas de las gotas se cargan por fricción a su paso por el atomizador. Una o más gotitas de la nube caen por el orificio de la placa metálica superior, después de que entran las gotitas la perforación se cierra, por un mecanismo eléctrico. Las placas están separadas 16 mm mediante barras de ebonita, formando un espacio cerrado lleno de aire ionizado previamente por un haz de rayos X. El cilindro tiene tres ventanas colocadas a 0° , 165° , 180° , por una de éstas entra la luz para iluminar la gota y por otra de ellas se coloca un microscopio para observar la gota. Entre las placas se crea un campo eléctrico de una intensidad entre 3000 y 8000 Volts/cm.

Una gota no cargada cae por la acción de la fuerza de gravedad y eventualmente alcanza su velocidad límite debido a la fuerza de fricción del aire, en cambio una gota con carga negativa experimenta una fuerza adicional que la atrae hacia la placa superior (cátodo). El comportamiento de las gotas cambia si estando descargada se carga o si estando cargada se neutraliza capturando alguna de las cargas existentes en el aire. En sus experimentos, Millikan determinó 1) la velocidad terminal v_1 de una gota de densidad ρ cayendo en un medio de densidad σ , en ausencia de campo eléctrico, 2) el campo eléctrico necesario para equilibrar la fuerza gravitacional E_0 , y 3) el campo eléctrico necesario $E_2 \geq E_0$ para que la gota subiera con una velocidad terminal v_2 . Con estos datos encontró que la carga q de la gota en estudio está dada por:

$$q = \frac{4}{3}\pi \left(\frac{9\mu}{2}\right)^{3/2} \left(\frac{1}{(\rho - \sigma)g}\right)^{1/2} \frac{(v_1 + v_2)v_1^{1/2}}{E_2},$$

donde μ es la viscosidad del aire, y g la aceleración de la gravedad.

Millikan realizó cientos de mediciones de la carga q , y encontró que independientemente de que las cargas fueran adquiridas por fricción al salir del atomizador o adquirieran su carga del aire dentro de la cámara, o que fueran positivas y negativas, en todos los casos encontró que todas eran múltiplos enteros de una carga fundamental, con un valor de $e = 1.6 \times 10^{-19}$ Coulomb. A partir de este valor se pudo determinar la masa del electrón como $m = 9.1 \times 10^{-31}$ kg.

El descubrimiento del electrón permitió entender el origen eléctrico de las fuerzas entre los átomos que conforman la materia, dada la naturaleza neutra de los átomos debía existir carga positiva en el interior de los mismos, cuyas características eran desconocidas.

8. La lámina de oro

A partir del descubrimiento del electrón surgieron los primeros modelos del átomo, basados en diferentes combinaciones de cargas positivas y negativas; sin embargo, todos estos modelos tenían en común la ausencia de bases experimentales. En un laboratorio de la Universidad de Manchester, Rutherford y sus colaboradores estudiaron el comportamiento de las partículas alfa a su paso a través de la materia, los resultados de una serie de experimentos permitieron develar la existencia de los núcleos atómicos. Rutherford y Thomas Royds [36] mostraron en un elegante experimento que las partículas alfa eran átomos de helio ionizados. En un tubo con doble pared, Rutherford y Royds depositaron una muestra de gas radón de tal manera que las partículas alfa podían atravesar la primera pared de vidrio muy delgado de 0.01 mm de espesor y permanecer en el espacio evacuado entre ambas paredes, a su paso a través de la primera pared, las partículas alfa se neutralizaban al atrapar un electrón. El análisis espectral del contenido mostró claramente la presencia de helio, siendo las partículas alfa cuatro veces más pesadas que los iones de hidrógeno con una carga igual a $+2e$.

En experimentos posteriores, Ernest Rutherford, Hans Geiger y Ernest Marsden estudiaron la dispersión de las partículas alfa al incidir en una hoja muy delgada de metal. Inicialmente ellos consideraron un resultado compatible con el modelo atómico de Thomson, quien había sugerido que la interacción entre los electrones de los átomos y las partículas alfa podía ser despreciada debido a la enorme diferencia entre sus masas, de 8000, por lo que la trayectoria de las partículas alfa, moviéndose con una energía cinética grande a través de la nube de carga positiva que contenía a los electrones, debería ser poco desviada. Marsden y Geiger [37] midieron el porcentaje de partículas alfa desviadas en diferentes ángulos, para ello colocaron una placa cubierta de sulfuro de zinc detrás de la lámina de oro, y con ayuda de un microscopio contaron los destellos en las diferentes direcciones, al principio contaron solamente los destellos en ángulos pequeños, pero Rutherford sugirió que también tenían que observar lo que sucedía a ángulos mayores, esperando no encontrar ningún resultado positivo; sin embargo, Geiger notó que algunas partículas alfa inclusive eran desviadas a ángulos mayores, y aproximadamente una partícula alfa de cada 8000, parecía retroceder hacia la dirección de la que venía (Fig. 10). Este resultado no era consistente con un modelo atómico con una densidad uniforme como el propuesto por Thomson; sino con uno en el cual la materia fuera muy densa en unos puntos y sumamente rarificada en otras zonas. Después de una serie de cálculos, Rutherford encontró que la masa del átomo estaba altamente concentrada en un núcleo con carga positiva y 1/100000 veces más pequeño que el tamaño reconocido del átomo. Los electrones rodeaban este núcleo y el tamaño de sus órbitas determinaba el tamaño del átomo. Entonces, la mayoría de las partículas alfa pasaban lejos del núcleo y no se desviaban, mientras que aquellas

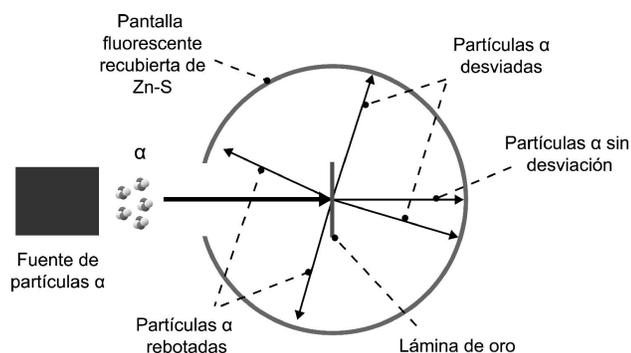


FIGURA 10. Esquema del experimento de Rutherford. Las partículas α atraviesan la lámina de oro con o sin desviación en su trayectoria, pero también hay partículas α que rebotan en la lámina de oro. Las partículas α son detectadas en la pantalla fluorescente recubierta de $Zn - S$.

que pasaban cerca del núcleo experimentaban una fuerte repulsión eléctrica [38].

Numerosos experimentos de colisiones de partículas alfa con láminas de oro y plata, realizados por Geiger y Marsden, mostraron la validez de la teoría nuclear de la estructura atómica propuesta por Rutherford. En experimentos de dispersión, en los que detectaron las partículas alfas dispersadas en ángulos en un rango entre 5° y 150° , encontraron que la fuerza de repulsión seguía la ley del inverso del cuadrado de la distancia, y a partir de esta ley, la predicción de que el número de partículas alfa dispersadas en un ángulo dado estaba en relación con la cuarta potencia del inverso de sus velocidades fue comprobada experimentalmente [39]. En experimentos muy precisos, James Chadwick también encontró que la carga nuclear de los átomos, en unidades fundamentales, era igual al número atómico. Rutherford señaló la importancia fundamental de la carga nuclear y del número de electrones que rodean el núcleo, para determinar las pro-

iedades físicas y químicas de los elementos. La posibilidad de interpretar la periodicidad de las propiedades de los elementos mostrada en la tabla periódica, en función de la carga nuclear y del número de electrones significó un enorme avance; aunque no definitivo en el entendimiento de cómo están constituidos los átomos. Por otro lado, la existencia de átomos con núcleos de mayor masa y con idéntica carga nuclear (los isótopos) hizo pensar a los científicos en la posibilidad de que los núcleos atómicos estuvieran compuestos por partículas cargadas positivamente y partículas neutralizadas [40]. La existencia de estas partículas neutras, los neutrones, con masas casi idénticas a la de las partículas de carga positiva, los protones, fue probada más adelante por Chadwick [36], abriendo la puerta a la fascinante búsqueda de las partículas elementales, de las cuales está constituida la materia.

Conclusión

Personajes que contribuyeron a entender la estructura de los átomos están presentes en esta narración y el descubrimiento del neutrón en 1932 por James Chadwick llevaría al pleno entendimiento de las masas de los átomos. Tratar de entender la radiactividad natural de los átomos pesados, llevó a los científicos del siglo XX al descubrimiento de cómo están constituidas las componentes de los núcleos atómicos; pero esta historia será objeto de una segunda entrega de este trabajo: La búsqueda de las componentes básicas de la materia.

Agradecimiento

Este trabajo está dedicado en memoria de nuestro querido maestro y colega Andrés Valentín Porta Contreras.

†. A un año de su fallecimiento, 25 de febrero de 2023.

1. M. Shamos ed., *Great Experiments in Physics, Firsthand Accounts from Galileo to Einstein* (Dover, New York, 1987).
2. G. Trigg, *Landmark Experiments in twentieth Century Physics* (Dover, New York, 1995).
3. Y. Ne'eman and K. Yoram, *Particles hunters* (University Press, Cambridge 2006).
4. E. Ley Koo, *El Electrón Centenario* (Fondo de Cultura Económica, SEP, Conacyt, México, 1999)
5. H. G. Riveros, Análisis del experimento de Millikan *Rev. Mex. Fis. E* **17** (2020) 236; M. A. Rodríguez and M. Niaz, A Reconstruction of Structure of the Atom and Its Implications for General Physics Textbooks: A History and Philosophy of Science Perspective, *J. Sci. Educ. Technol.*, **13** (2004) 409.
6. A. Clericuzio, Spirit, Chemical Principles and Atoms in France in the First Half of the Seventeenth Century. In *International Archives of the History of Ideas*, vol 171 (Springer, Dordrecht, 2000) pp. 35-74.
7. A. Clericuzio, "Sooty Empiricks" and Natural Philosophers: The Status of Chemistry in the Seventeenth Century, *Sci. Context* **23** (2010) 329.
8. U. Klein, Theory and Concepts: transformation of chemical ideas in the eighteenth century, In *A Cultural history of chemistry in the eighteenth century*, vol. 4, Matthew Daniel Eddy and Ursula Klein eds. (Bloomsbury Academic, London, 2021), pp. 23-44.
9. R. Hendry, Lavoisier and Mendeleev on the elements, *Found. Chem.* (2005) 31.
10. S. Sambursky, The Equivalence of Mass and Energy. An Anticipation by Mendeleev, *Isis*, **60** (1969) 104.
11. G. Holton and B. Stephen, *Physics, the Human Adventure: From Copernicus to Einstein and Beyond* (Rutgers University Press, New Jersey, 2001).
12. J. Dalton, *A new system of chemical philosophy* (Henderson and Spalding, London, 1808).

13. J. Gay Lussac, Mémoire sur la combinaison des substances gazeuses, les unes avec les autres, *Mémoires de la Société de physique et de chimie de la Société d'Arcueil*, **2** (1809) 207.
14. A. Avogadro, D'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ses combinaisons, *J. Phys. Chim. Hist. Nat.* **73** (1811) 58.
15. S. Cannizzaro, *Sunto di un corso di filosofia chimica* (Università di Genova, Genova 1858).
16. M. Meyer, *An element of order*, Distillations, Science History Institute (2013) <https://www.sciencehistory.org/distillations/magazine/an-element-of-order>.
17. P. Stewart, Mendeleev's predictions: success and failure, *Found. Chem.* (2018) 1.
18. G. Kirchhoff and R. Bunsen, Chemical Analysis by Observation of Spectra, *Annalen der Physik und der Chemie (Poggendorff)* **110** (1860) 162.
19. W. Schrenk, Historical Development of flame excitation sources for analytical spectroscopy, *Appl. Spectrosc.* **40** (1986) 19.
20. J. Israelachvili and Ma. Ruths, Brief History of Intermolecular and Intersurface Forces in Complex Fluid Systems, *Langmuir* **29** (2013) 9605.
21. G. N. Lewis, The atom and the molecule, *J. Am. Chem. Soc.* **38** (1916) 762.
22. H. T. Bernstein, J. Clerk Maxwell on the History of the Kinetic Theory of Gases, 1871, *Isis* **54** (1963) 206.
23. W. Crookes, On Radiant Matter (The British association for advancement of science at Sheffield, London 1879).
24. A. Eger and H. Ehlhardt, On the origin of products: the evolution of product innovation and design (Cambridge University Press, Cambridge 2018).
25. P. Lenard, On Cathode Rays, Nobel Lectures (1906) 105.
26. W. Roentgen, On a New Kind of Rays (translated by Arthur Stanton), *Nature* **53** (1896) 254.
27. A. Hessenbruch, A brief history of X-rays, *Endeavour* **26** (2002) 137.
28. A. Assmus, Early History of X Rays, *Beam Line* **25** (1995) 10.
29. H. Becquerel, On radioactivity a new property of matter, Nobel Lectures (1903) 52.
30. P. Radvanyi and J. Villain, The discovery of radioactivity, *C. R. Phys.* **18** (2017) 544.
31. J. P. Adloff, The laboratory notebooks of Pierre and Marie Curie and the discovery of polonium and radium, *Czech. J. Phys.* **49/S1** (1999) 15.
32. P. Radvany, The discussion between P. Curie and E. Rutherford, *Eur. Phys. J. H* (2013) 1; H. Kragh, *Rutherford, Radioactivity and the atomic nucleus*, <https://arxiv.org/abs/1202.0954> (2012) 1.
33. G. Stoney, Of the "Electron", or Atom of Electricity, *Philos. Mag. Series 5*, **38** (1894) 418.
34. A. Arons, Evolución de los conceptos de la Física (Trillas, México, 1970).
35. R. Millikan, On the Elementary Electric Charge and the Avogadro Constant, *Phys. Rev.* **2** (1913) 109.
36. B. C. Reed, A Short History of Nuclear Physics to the Mid-1930s. In *The History and Science of the Manhattan Project. Undergraduate Lecture Notes in Physics* (Springer, Berlin, Heidelberg, 2014) pp. 15-70.
37. H. Geiger and E. Marsden, *On a diffuse reflection of the α particles*, *Proc. R. Soc. London A*, **82** (1909) 495.
38. Ernest Rutherford, *The scattering of α and β particles by matter and the structure of the atom*, *Philos. Mag. Series 6* **21**:125, (1911) 669.
39. E. Rutherford and J. Chadwick, Scattering of alpha-particles by Atomic Nuclei and the law of force, *Philos. Mag. S 1* **50** (1925) 889.
40. E. Rutherford, Bakerian lecture: Nuclear constitution of atoms, *Proc. R. Soc. London A* **97** (1920) 374.