



**ANNA
MORALES**
SizeMatters

El
**NANNO
MUNDO**
al descubierta

**UN VIAJE A
LO MÁS PROFUNDO
DE LA MATERIA...
Y AL FUTURO**



PAIDÓS
para curiosos

Anna Morales
SizeMatters

El
NANO
MUNDO
al descubierta

**Un viaje a lo más profundo
de la materia... y al futuro**

PAIDÓS

1.ª edición, junio de 2023

La lectura abre horizontes, iguala oportunidades y construye una sociedad mejor. La propiedad intelectual es clave en la creación de contenidos culturales porque sostiene el ecosistema de quienes escriben y de nuestras librerías. Al comprar este libro estarás contribuyendo a mantener dicho ecosistema vivo y en crecimiento. En Grupo Planeta agradecemos que nos ayudes a apoyar así la autonomía creativa de autoras y autores para que puedan seguir desempeñando su labor.

Dirígete a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos) si necesitas fotocopiar o escanear algún fragmento de esta obra. Puedes contactar con CEDRO a través de la web www.conlicencia.com o por teléfono en el 91 702 19 70 / 93 272 04 47.

© Anna Morales-Melgares, 2023

© de las ilustraciones, Javier Pérez de Amézaga Tomás, 2023

© de las fotografías del interior: de la Figura 28: Erlantz P.R / Shutterstock, de la Figura 29 (A y B), Pablo J. Martín-Correa, Laboratorio de Conectómica Cerebral, Departamento de Neurociencia de la UAM; de la Figura 29 (C y F), Gemma Rius Sunyé, Centre Nacional de Microelectrónica de Barcelona (IMB-CNM, CSIC); de la Figura 29 (D), Anna Morales-Melgares, Centre Nacional de Microelectrónica de Barcelona (IMB-CNM, CSIC), de la Figura 29 (E), Jorge Torre Ordas, Universidad de Valladolid; de la Figura 30, CiME: Interdisciplinary Centre for Electron Microscopy, École Polytechnique Fédérale de Lausanne (EPFL).

© de las ilustraciones de los esquemas de los Datos curiosos y de la Figura 28, Anna Morales-Melgares, 2023

© de todas las ediciones en castellano,

Editorial Planeta, S. A., 2023

Paidós es un sello editorial de Editorial Planeta, S. A.

Avda. Diagonal, 662-664

08034 Barcelona, España

www.paidos.com

www.planetadelibros.com

Diseño de la cubierta: Planeta Arte & Diseño

ISBN: 978-84-493-3994-3

Maquetación: Realización Planeta

Depósito legal: B. 9.079-2023

Impresión y encuadernación en Gómez Aparicio Grupo Gráfico

Impreso en España – *Printed in Spain*

SUMARIO

Introducción. La nanociencia y la nanotecnología	9
Capítulo 1. La teoría atómica.	25
Capítulo 2. El curioso orden de la tabla periódica	67
Capítulo 3. La estructura de la materia.	87
Capítulo 4. Las propiedades de los nanomateriales.	139
Capítulo 5. ¿Cómo medimos y observamos las cosas nano?	167
Capítulo 6. ¿Cómo construimos las cosas nano?	201
Capítulo 7. El maravilloso mundo de los nanomateriales	233
Epílogo	257
Agradecimientos	261
Glosario	263
Bibliografía y libros recomendados	265
Anexo.	273



Capítulo 1

LA TEORÍA ATÓMICA

Bueno, ha llegado el momento de construir el mundo que conocemos desde lo más pequeñito hasta sus **materiales macroscópicos**, es decir, los que podemos ver y manipular a simple vista. Las primeras preguntas que nos asaltan suelen ser ¿qué es un átomo? ¿Qué pasa cuando los átomos interactúan entre ellos? ¿Cómo se organizan los átomos en un material y por qué? ¿Qué características pueden tener estos materiales? Todo esto es lo que vamos a discutir en los siguientes capítulos, que además nos llevarán a través de la escala de las cosas para entender el mundo desde lo nano hasta lo macro.

Pero, para poder explicarte esto, antes necesito darte algunas herramientas vitales de física y química que te van a ayudar a entender cómo funcionan los electrones y los átomos en el mundo de lo pequeño. Hablamos de la teoría atómica, la configuración electrónica y la estructura de la materia. Son conceptos que no solo te van a servir para entender este libro, sino que son importantes para cualquier persona que se dedique a la ciencia ya que, como te decía, la nanociencia y la nanotecnología son extremadamente transversales. Sin estos conocimientos, a cualquier persona que se dedique a la nano le resultaría imposible explicar el nanomundo, y menos aún manipularlo. Empezaremos hablando de los electrones, de cómo se distribuyen en un átomo y de por qué las propie-

dades de los elementos dependen de ello. Después veremos qué pasa cuando no tenemos solamente un átomo, sino muchos más y finalmente explicaremos cómo se distribuyen los átomos en un material macroscópico. En resumen, conseguiremos entender lo que pasa, desde los electrones hasta el material macroscópico. Así que vamos allá: ¿qué es un electrón?

Un electrón es una partícula subatómica (usualmente simbolizada como e^-) que tiene una carga negativa elemental, es decir, es el portador de la carga eléctrica negativa más pequeña que existe y es el principal responsable de la corriente eléctrica (de que se encienda tu lámpara, vaya). Los electrones son las partículas elementales con masa más ligeras que hay ($9,1 \cdot 10^{-31}$ kg) y, junto con los protones y los neutrones, forman lo que conocemos como átomo, la unidad de materia más pequeña de un elemento químico. Si, por ejemplo, desintegrásemos un átomo de hierro (Fe) y separásemos todas sus piezas, tendríamos un puñado de partículas subatómicas, pero ya no tendríamos hierro. Por tanto, el átomo es la unidad de un elemento químico de la tabla periódica.

Hablando de la tabla periódica..., échale un vistazo, anda. Está en las páginas 274-275. Verás que hay 118 elementos y es muy posible que puedas reconocer muchos de ellos, como el hierro (Fe), el cobre (Cu), el oxígeno (O), el nitrógeno (N) o el uranio (U). Sin embargo, ¿sabes por qué estará ordenada de esta forma tan extraña? ¿Por qué el hidrógeno se encuentra en la esquina superior izquierda y el Helio en la derecha? O ¿por qué hay un bloque lleno de metales en medio o dos filas llenas de algo a lo que hemos llamado lantánidos y actínidos? Bueno, este orden dista muchísimo de ser casual y durante las siguientes páginas veremos que lo que da forma a la tabla periódica es, de hecho, la distribución de los electrones en los átomos, lo que llamamos *configuración electrónica*. Y para poder entender cómo se colocan los electrones en un átomo, ahora te

presentaré los distintos modelos atómicos que se han propuesto a lo largo de la historia y hablaremos del modelo atómico aceptado actualmente: el modelo mecánico-cuántico de Erwin Schrödinger.

LA IMPORTANCIA DE LA TEORÍA ATÓMICA

«Si, en caso de cataclismo, se perdiera todo el conocimiento científico y solamente pudieras salvar una frase para las siguientes generaciones que poblaran la Tierra, ¿cuál sería?»

En 1961, un alumno de pregrado del Caltech le hizo esta pregunta a Richard Feynman en una conferencia. El físico, sin apenas dudar, respondió que la frase que él salvaría sería: «Todas las cosas están hechas de partículas pequeñas en constante movimiento que se atraen y repelen entre sí». Estaba hablando, por supuesto, de los átomos.

Como ya hemos visto, la idea de que la materia está compuesta por unidades discretas* es muy antigua, data al menos desde Demócrito y Leucipo, quienes propusieron el *atomismo* (que luego derivaría en las diversas teorías y modelos atómicos). Según esta corriente de pensamiento, toda la materia que existe en este mundo está compuesta por partículas indivisibles a las que llamamos átomos. Si bien los átomos son divisibles —cosa que obviamente en la antigua Grecia no podían saber, ya que no tenían aceleradores de partículas para comprobarlo—, la idea de que toda la materia está formada

* Cuando hablamos de cosas que son discretas nos referimos a algo que se puede contar y que no forma un continuo. Si hablamos de cubitos de hielo, entonces hablamos de partículas discretas (un cubito, dos cubitos, tres cubitos, etcétera). Pero si hablamos de agua, entonces no hablamos de algo discreto, sino de un continuo (a menos que consideremos el agua molécula a molécula, vaya).

por partículas pequeñas ha sido vital para el desarrollo de la ciencia y la tecnología. La razón por la que Feynman respondió que lo primero que debíamos salvar del conocimiento era la teoría atómica es que, a raíz de ella, podemos comenzar a entender fenómenos como la presión, la temperatura y la electricidad. Hay muchísimas cosas que podemos explicar en relación con los átomos: ¿a qué velocidad van?, ¿cuántos hay?, ¿cómo están colocados? Y gracias a la respuesta de este tipo de preguntas podemos hablar de presión de gases, cambios de fase o condiciones atmosféricas, y podemos construir objetos como bombillas, motores y teléfonos móviles. Por eso (y por muchas cosas más), quiero que hagamos este pequeño viaje a través de las diferentes teorías que han intentado explicar qué es y cómo funciona un átomo. Así, descubriremos los modelos atómicos de Dalton, de Thomson, de Rutherford y de Bohr y el modelo mecánico-cuántico, que es el más actual. Veremos, además, la importancia de construir teorías y rebatirlas a medida que pasa el tiempo, pues una gran cantidad del conocimiento que tenemos es erróneo o está incompleto, y precisamente por eso es vital que evolucione con nuevas teorías o nuevos matices.

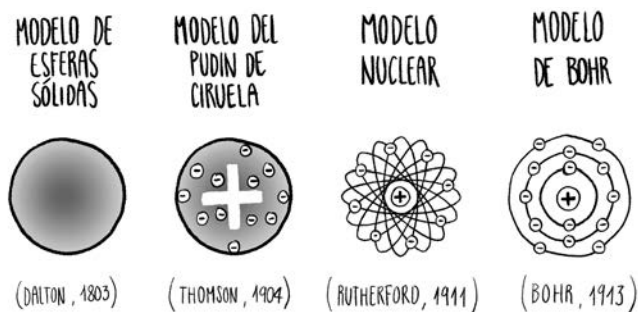


Figura 2: Los modelos de Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr

EL ÁTOMO SEGÚN DALTON (1804): PIEZAS DE LEGO ESFÉRICAS

Empezamos nuestro viaje en el New College (Mánchester), que se convertiría años más tarde en el Harris Manchester College. Fue allí donde por primera vez el físico, químico y meteorólogo inglés John Dalton propuso una formulación moderna de la teoría atómica que pudo desarrollar gracias a una serie de observaciones experimentales basadas en el trabajo previo de Antoine Lavoisier y Joseph Proust, dos químicos franceses conocidos por sus leyes de **conservación de masa** y de **proporciones constantes** respectivamente.

En primer lugar, Dalton tomó como referencia el trabajo de Antoine Lavoisier que había descubierto que la masa ni se crea ni se destruye durante un proceso químico. Es decir, que, siempre que hablemos de un sistema estanco, la masa de los elementos químicos al principio de una reacción es siempre igual a la masa de los productos finales de la reacción. Por ejemplo, si se hacía reaccionar gas metano con oxígeno (un proceso que llamamos *combustión*), los productos de la reacción eran dióxido de carbono y agua, pero la masa de estos productos era la misma que la de los reactivos iniciales. Esta observación dio lugar a que Lavoisier formulara lo que se conoce como **ley de conservación de masa**.

Dalton también se fijó en los experimentos con óxidos de metales de Proust. Resulta que cuando Proust hacía reaccionar un elemento con oxígeno, el contenido de oxígeno del producto final (su porcentaje en masa) estaba fijado en uno o dos valores; en algunos casos, más, pero el producto final nunca tenía un contenido de oxígeno al azar. Por ejemplo, el producto de hacer reaccionar hierro con oxígeno siempre contenía o bien un 27% de oxígeno o bien un 48%. Si en lugar de hierro usaba cobre, entonces el producto tenía un 18% o un 25% de oxígeno. Su conclusión, basándose en estas observaciones, fue que

los elementos se combinan entre sí en proporciones constantes y definidas. Esta es la **ley de proporciones constantes** de Proust y, aunque sea algo notorio ahora que se habla de óxidos de hierro (FeO y FeO_3) y de cobre (Cu_2O y CuO), piensa que, a finales del siglo XVIII, los conceptos de composición química y estequiometría* no estaban definidos, así que las observaciones de Proust no solo ayudaron a Dalton a construir su teoría atómica (como veremos en breve), sino que además asentaron las bases de la química moderna.

Otro factor importante en el desarrollo de la teoría atómica de Dalton fue la capacidad de absorción de distintos gases que tiene el agua. El mismo Dalton pudo comprobar que el agua absorbe el dióxido de carbono (CO_2) mucho mejor que el nitrógeno (N_2). Su teoría para dar explicación a este hecho fue que estos dos gases tienen una masa y una complejidad distintas (cierto es que el agua absorbe mejor el CO_2 que el N_2 , pues el CO_2 es un poco más pesado y contiene más átomos, aunque la razón por la que el CO_2 se disuelve fácilmente en agua es más compleja y tiene que ver con la polaridad de esta molécula, pero esto lo veremos más adelante). La ley de conservación de masa, la ley de proporciones constantes y las observaciones respecto a la absorción de gases en agua llevaron a John Dalton, en 1804, a formular una teoría que explicaría el porqué de todos estos fenómenos y que unificaría todas estas ideas bajo cinco directrices que recibirían el nombre de **teoría atómica**.

Sostenía pues que el mundo estaba formado por pequeñas piezas de *lego* que podían combinarse con otras piezas para formar compuestos (y esto explica que se conserve la masa, porque los átomos al principio de la reacción son los mismos que hay al final). Pero para Dalton estas piezas no se podían combinar arbitrariamente. Por ejemplo, un átomo de estaño solo se podía

* La estequiometría es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en una reacción química.

La teoría atómica de Dalton (1804)

1. Todo está compuesto por átomos, que son indivisibles e indestructibles.
2. Todos los átomos de un elemento químico son idénticos.
3. Los átomos de diferentes elementos químicos varían en tamaño y masa.
4. Los compuestos químicos son combinaciones de números enteros de átomos.
5. Una reacción química es el resultado de reordenar átomos.

combinar con uno o con dos átomos de oxígeno; pero no con uno y medio, porque no es un número entero (lo cual concordaba con los resultados de los experimentos con óxidos de Proust).

La presentación de la teoría atómica fue uno de los momentos más importantes de la historia de la ciencia porque sienta las bases de casi todo lo que vino después. Sin embargo, igual ya has identificado que esta teoría tiene un par de «errores» que, más tarde, con tecnología más puntera, se han podido revisar y rectificar. Esto es más que normal (y necesario) dado que el conocimiento se construye y evoluciona a través de las generaciones, así, a medida que obtenemos tecnología más puntera y la humanidad avanza socialmente, debemos revisar lo que hemos dicho con anterioridad para poder adaptarlo a los experimentos y conclusiones modernas (cosa que no suele ocurrir con las pseudociencias).

Lo primero que salta a la vista cuando uno lee la teoría atómica de Dalton habiendo consumido la información científica en el siglo XXI es que los átomos no son ni indivisibles ni indestructibles. No son indivisibles porque están formados por partículas subatómicas. Tampoco son indestructibles porque precisamen-

te reventar átomos es lo que se hace en los procesos de fisión nuclear, en los que además se crean átomos de elementos más ligeros. También podemos crear átomos de elementos más pesados con los procesos de fusión nuclear, fusionando las piezas en vez de simplemente reordenándolas. Y, por supuesto, cuando Dalton decía que todos los átomos de un elemento químico son idénticos... Claramente no había oído hablar de los isótopos, que son átomos del mismo elemento químico, pero con un número distinto de neutrones y, por tanto, también de diferente masa. Evidentemente, a lo que se conocía sobre los átomos en el año 1800 aún le quedaba mucho por evolucionar.

EL ÁTOMO SEGÚN THOMSON (1904): UN PUDIN DE CIRUELA

Nuestra siguiente parada es Cambridge (Reino Unido) y nos lleva al que posiblemente haya sido uno de los científicos más brillantes de la historia: sir Joseph John Thomson. Este físico británico no solamente observó por primera vez, junto a su asistente F. W. Aston, los isótopos, sino que además fue un gran profesor admirado por sus alumnos y respetado por sus diversos asistentes, entre los cuales figuran pesos pesados de la física y la química como Barkla, Rutherford, Oppenheimer, Born, Wilson y Bragg. Lo que nos concierne ahora, sin embargo, es que Thomson sostenía que, efectivamente, los átomos sí son divisibles y están formados por partículas subatómicas. Y esto es porque Thomson descubrió lo que más tarde se conocería como **electrón** (al que, por otro lado, ¡ya era hora que introdujera como es debido! Que se supone que en estos capítulos tengo que hablar de la configuración «electrónica» y me estoy yendo por las ramas...).

Antes de Thomson, ya había habido científicos que sostenían que los átomos no eran una unidad simple, sino que

DATO CURIOSO

El Proyecto Manhattan y las chicas Calutrón

El Proyecto Manhattan es el nombre en clave que recibió el proyecto estadounidense cuyo objetivo era desarrollar la tecnología necesaria para crear armas nucleares. Se llevó a cabo en los laboratorios Tennessee Eastman, lo encabezaba el famoso físico Robert Oppenheimer y contó con la participación de miles de científicos y técnicos importantísimos, como Leo Szilard o Enrico Fermi. Lo que quizás no conozcas es la historia de las chicas Calutrón.

Para el desarrollo del Proyecto Manhattan se necesitaban grandes cantidades de uranio-235, ya que este isótopo es capaz de llevar a cabo la fisión nuclear, y el Calutrón, diseñado por Ernst Lawrence, era imprescindible para conseguirlo. ¿Y quiénes iban a operar estas máquinas de manera rutinaria y mecánica, y, además, mantener el secretismo? Pues mujeres locales que no tuvieran demasiada idea de física nuclear, por supuesto. Así, se contrató a unas diez mil mujeres que no conocían el verdadero propósito del proyecto a las que se les negó el derecho de saber que iban a ser partícipes de uno de los peores crímenes de guerra de la historia: los bombardeos atómicos de Hiroshima y Nagasaki. Para más inri, el eslogan de algunos de los anuncios que se utilizaron para reclutar a estas mujeres era: «Cuando seas abuela, fardarás de haber trabajado en los laboratorios Tennessee Eastman».

El 6 de agosto de 1945, cuando se lanzó la bomba Little Boy sobre la ciudad de Hiroshima, se anunció a las chicas Calutrón la naturaleza del proyecto en el que participaban. Algunas de ellas pudieron alegrarse de que la guerra terminara y de que algunos de sus seres queridos regresaran de la batalla, pero la mayoría de ellas vivieron hasta el final de sus días con un amargo sabor de boca.

estaban compuestos por partículas subatómicas, diversas piezas aún más pequeñas. Sin embargo, habían concluido que estas piezas deberían tener un tamaño parecido al del átomo más pequeño, el del hidrógeno (H). Thomson fue el primero en proponer que las partículas más pequeñas que componían el átomo eran unas mil veces más pequeñas que los átomos en sí. Y fueron sus experimentos con tubos de rayos catódicos los que lo llevaron a escribir estas conclusiones en abril de 1897.

Un tubo de rayos catódicos es un tubo de vidrio sellado en el que se ha extraído todo el aire del interior (o la mayoría de partículas al menos, porque el vacío absoluto aún no se ha conseguido). En uno de los extremos del tubo se colocan un cátodo, que es un material conductor del que emana la corriente eléctrica, y un ánodo, que es un material conductor que recibe corriente eléctrica. Al aplicar un voltaje, un rayo de partículas fluye del cátodo al ánodo. Este rayo catódico (que simplemente se llama así porque se genera en el cátodo) viaja hasta el final del tubo de vidrio, al que reviste un material *fosforescente* que brilla cuando las partículas de nuestro rayo impactan contra él. De esta forma, podemos detectar un rayo catódico con un tubo de vidrio y un voltaje aplicado. Sin embargo, ¿de

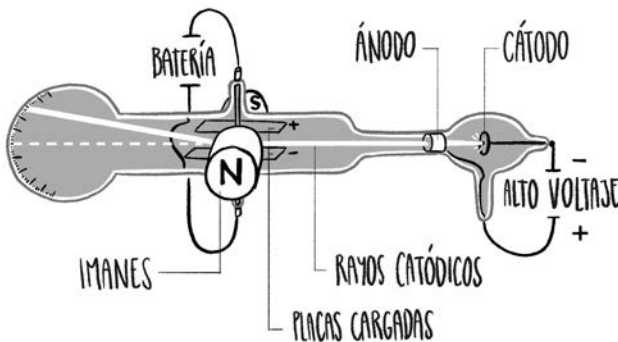


Figura 3: Experimento del tubo de rayos catódicos de Thomson

qué está hecho un rayo catódico? ¿Qué partículas son las que se desprenden del cátodo? ¿Son átomos o no? Thomson también se hacía estas preguntas; para resolverlas, diseñaría una modificación en el tubo de rayos catódicos que lo llevaría a determinar la naturaleza de esas partículas que se desprendían del material conductor.

Thomson comprobó que, al colocar dos placas cargadas negativa y positivamente alrededor del rayo catódico, el rayo se desviaba alejándose de la placa negativa y acercándose a la positiva. Esto significaba que el rayo catódico estaba compuesto por partículas cargadas negativamente, pues las cargas iguales se repelen y las opuestas se atraen. El físico añadió, además, dos imanes a cada lado del rayo y observó que el campo magnético generado por estos también lo desviaba. Este resultado le permitió calcular la ratio carga/masa de las partículas que componían el rayo catódico y, en consecuencia, afirmar que la masa de dichas partículas era extremadamente pequeña. Lo más impactante fue que, al cambiar el material del cátodo, los resultados eran completamente idénticos. Es decir, que ya podía salir este rayo de partículas despedido de un cátodo de plata, de uno de hierro o de uno de cobre, que la masa y la carga negativa de las partículas eran exactamente las mismas. Fue este experimento el que le llevó a concluir su **teoría de los corpúsculos** (ahora los llamamos electrones, porque, sin duda, electrón suena mejor que corpúsculo).

Si bien estas hipótesis fueron controvertidas en su momento, tras años de investigación las hemos aceptado casi todas, a excepción de la última. Y es que Thomson creía que los átomos estaban compuestos por una matriz cargada positivamente en la cual estaban integrados estos corpúsculos con carga negativa. Este fue el primer modelo de átomo que incorporaba la existencia de los electrones, y se conoce comúnmente como el modelo del **pudin de ciruela**, formulado en 1904 con las hipótesis de la teoría corpuscular. El pudin sería la matriz positiva y las ciruelas

La teoría corpuscular de Thomson (1904)

1. Los rayos catódicos están compuestos por partículas cargadas negativamente.
2. Estas partículas, o corpúsculos, son componentes de los átomos.
3. Los corpúsculos que constituyen los átomos de todos los elementos son idénticos.
4. Estos corpúsculos son los únicos componentes de los átomos y están integrados en una matriz.

serían los electrones (puedes ver una representación del pudín de ciruela en la página 30, junto con los modelos atómicos posteriores). Por supuesto, y como ya sabrás, en un átomo hay más partículas subatómicas aparte de los electrones, así que el modelo atómico de Thomson, aunque vital para el avance de la ciencia y transgresor para su momento, no se ajustaba bien a la realidad. Y sería un discípulo del mismísimo Thomson el que rebatiría su modelo atómico siete años después integrando la idea de que los átomos tienen un **núcleo**.

EL ÁTOMO SEGÚN RUTHERFORD (1911): EL MODELO NUCLEAR

Nuestro viaje nos lleva ahora a hablar de Ernest Rutherford (y volvemos a Mánchester). Este físico inglés, nacido en Nueva Zelanda, fue el padre de la física nuclear, y la *Enciclopedia británica* lo considera el mejor experimentalista después de Michael Faraday por su descubrimiento de los tres tipos principales de radiactividad: las *partículas alfa*, las *partículas beta* y las *partículas gamma*. Sin embargo, lo que nos concierne ahora mismo es su visión del átomo y sus componentes,

DATO CURIOSO

La masa del electrón

Gracias al cálculo de la ratio carga/masa de los electrones de Thomson, Robert A. Millikan y Harvey Fletcher pudieron, años después, realizar un experimento usando gotas de aceite que les permitió obtener la carga del electrón y, consecuentemente, calcular su masa. Así, hoy en día sabemos que los electrones pesan aproximadamente $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg o, lo que es lo mismo, $9,11 \cdot 10^{-28}$ g. Puede que así escrito este número no impresione, pero veámoslo sin usar la notación científica:

0,000000000000000000000000000000911 g

También es interesante compararlo con el protón, cuya masa es de $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg. Aunque ambas masas nos parezcan tremendamente pequeñas, el protón pesa aproximadamente dos mil veces más que el electrón, que no es poco. En definitiva, aunque comparemos los protones y los electrones a menudo por ser partículas subatómicas con carga opuesta, debemos tener presente lo diferentes que son en realidad.

y cómo logró rebatir el modelo del pudin de ciruela de Thomson.

Rutherford se preguntaba si había alguna forma de determinar la distribución de la carga que hay en los átomos. La presencia de los electrones era ya casi indiscutible, pero ¿estaban realmente incrustados en una matriz de carga positiva? Con esta pregunta en mente, Rutherford diseñó, junto con Hans Geiger y Ernest Marsden, una serie de experimentos para poder determinar la distribución de la carga dentro del átomo (comúnmente llamados experimentos Geiger Marsden o experimentos de la capa de oro de Rutherford).

Resulta que las partículas alfa, que son minúsculas partículas

cargadas positivamente (constituidas por dos protones y dos neutrones, aunque Rutherford y compañía no lo supieran en ese momento), se pueden generar en masa, en un rayo de partículas alfa. Rutherford, Geiger y Marsden dirigieron uno de estos rayos hacia una capa de oro —compuesta de átomos de oro, obviamente— extremadamente fina dentro de una cápsula revestida con un material fosforescente (algo parecido al tubo de rayos catódicos de Thomson, pero con un rayo de partículas alfa, que tienen mucha más masa y viajan más rápidamente que los electrones). La hipótesis era la siguiente: si el modelo del pudín de ciruela de Thomson fuera correcto, las partículas alfa deberían atravesar los átomos porque tanto su carga positiva como su carga negativa estarían bien distribuidas en todo el volumen del átomo. Si, por el contrario, los rayos alfa se desviarán, esto querría decir que la carga positiva estaría acumulada en un punto (cuanto más concentrada la carga, más potente). En resumen, y suponiendo que los electrones estuvieran distribuidos de forma homogénea en el volumen del átomo, si los rayos alfa atravesaran la capa de oro sin que su trayectoria se viera afectada, el modelo de Thomson sería correcto, porque esto querría decir que la carga positiva

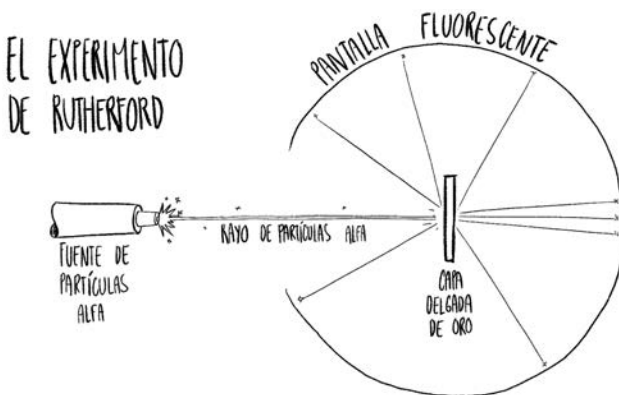


Figura 4: Experimento con capas delgadas de oro de Rutherford

está distribuida de forma ubicua y es lo suficientemente débil. Pero si la trayectoria de los rayos alfa se viera afectada, entonces la única solución según los cálculos de nuestros tres físicos sería que la carga positiva está concentrada en un punto del átomo.

Finalmente, el resultado evidenció que la trayectoria de los rayos alfa se desvía cuando estos impactan contra los átomos de un material. No solamente se desviaron en diversos ángulos, sino que algunos incluso cambiaron de sentido y volvieron al lugar donde se habían generado, la fuente de partículas alfa. Esto significaba, entonces, que la carga positiva del átomo estaba concentrada en su punto central, lo que Rutherford llamaría el **núcleo** (fíjate que el padre de la física *nuclear* descubrió el *núcleo*, ¿casualidad? Pues no, claro). Así, el modelo que Rutherford propuso consistía en un núcleo donde se concentraba toda la carga positiva del átomo y un espacio esférico circundante donde los electrones podían orbitar en torno a este núcleo vinculados por las fuerzas electrostáticas que atraen a las cargas negativas y a las positivas entre sí, algo parecido a como los planetas orbitan alrededor del Sol.

El modelo planetario de Rutherford (1911)

1. El átomo es, en su mayoría, espacio vacío.
2. Los electrones, cargados negativamente, orbitan por el espacio alrededor de un núcleo.
3. El núcleo contiene toda la carga positiva, que no se halla distribuida homogéneamente.
4. El núcleo ocupa el centro del átomo.

Aunque la hipótesis de que los átomos tienen un núcleo con carga positiva y una nube de electrones alrededor no es del todo falsa, faltarían aún unos cuantos matices para redondear la visión que tenemos del átomo. Más tarde, en 1919, el mismo

Rutherford (vaya *crack*, ¿eh?) descubrió que el núcleo está formado por otras partículas subatómicas a las que llamó **protones**. Y en 1932 James Chadwick, otro físico inglés, descubrió que, además de protones, el núcleo contiene también unas partículas sin carga, pero con masa, a las que dio el nombre de **neutrones**. Y mientras otros se dedicaban a encontrar protones y a teorizar sus ideas sobre el átomo, un joven danés (aunque siempre bajo la supervisión de Rutherford, que estaba en el *núcleo* de estas investigaciones) introdujo al estudio del átomo una de las últimas piezas que le faltaban: la teoría cuántica. Y esto fue vital, porque definió la energía que pueden tener los electrones, dio una idea de su distribución por orbitales y explicó y predijo fenómenos como los rayos X, la fluorescencia, la fosforescencia, los enlaces iónicos y muchísimo más. Así que... ha llegado el momento. Arremanguémonos un poco porque vamos a hablar de Niels Bohr, energía cuantizada, orbitales y rayos X.

EL ÁTOMO SEGÚN BOHR (1913): UNA MATRIOSCA DE CÁSCARAS ESFÉRICAS

En 1911, Niels Bohr dejó su Copenhague natal y se dirigió al Reino Unido gracias a una importante beca de la Fundación Carlsberg. Allí, trabajó y compartió ideas con los científicos que en aquel momento estaban intentando dilucidar la estructura atómica: Thomson, Rutherford, Larmor y Bragg, entre muchos otros. Aunque Bohr no consiguió impresionar a Thomson con sus propios experimentos con rayos catódicos, sí que logró captar la atención de físicos más jóvenes, entre ellos, los mismísimos Ernest Rutherford y Max Planck. Y esto es especialmente relevante porque Max Planck estaba desarrollando una teoría que desafiaría todo lo que se conocía sobre la física hasta el momento: **la teoría cuántica**. Y es que la física clásica (la física de toda

DATO CURIOSO

¿Dónde están las mujeres?

Cuando me puse a leer sobre la historia de la ciencia para poder explicarte cómo se llegó al modelo de átomo actual, me di cuenta de lo obvio: hay muchísimos científicos interrelacionados y coetáneos... y muy pocas científicas, y si las hay, no se llevaron tanto reconocimiento.

Existe, de hecho, una fotografía tomada en la Conferencia Internacional de Solvay en 1927 en la que figuran titanes de la física, la química y las matemáticas como Pauli, Brillouin, Heisenberg, Schrödinger, Debye, Dirac, Compton, de Broglie, Bohr, Langmuir, Planck, Einstein y Thomson, entre otros. Entre tantos hombres de ciencia, sentada en la primera fila, se encuentra una de las científicas más reconocidas de la historia: Marie Curie. Pero está sola, el resto de participantes son hombres y tienen un aspecto extremadamente similar entre sí (se ve que el bigote estaba de moda).

A primera vista, la historia parece contarnos que las mujeres no participábamos en la ciencia. Pero eso no es verdad: las mujeres hemos contribuido históricamente a la ciencia a pesar de las dificultades. Muchas mujeres no podían estudiar porque no se las aceptaba en las universidades, otras tenían su familia en contra (la ciencia era «cosa de hombres») y otras acabaron experimentando fuera del sistema académico. Las que sí pudieron estudiar, se encontraron que su trabajo se atribuía constante y únicamente a sus compañeros de género masculino.

Para que veas la gravedad del asunto, durante un tiempo después de su inauguración en 1636, la Universidad de Harvard solo aceptaba hombres blancos. Ah, ¿he dicho un tiempo? Quería decir 300 años. 300. AÑOS. Tres siglos en que a todas las mujeres y a una gran cantidad de hombres se les prohibía el acceso al conocimiento. Es por eso por lo que en la fotografía de la Conferencia de Solvay de 1927 solamente hay una mujer y es por eso también por lo que el trabajo de muchas ha quedado en las sombras o no se les ha atribuido adecuadamente.