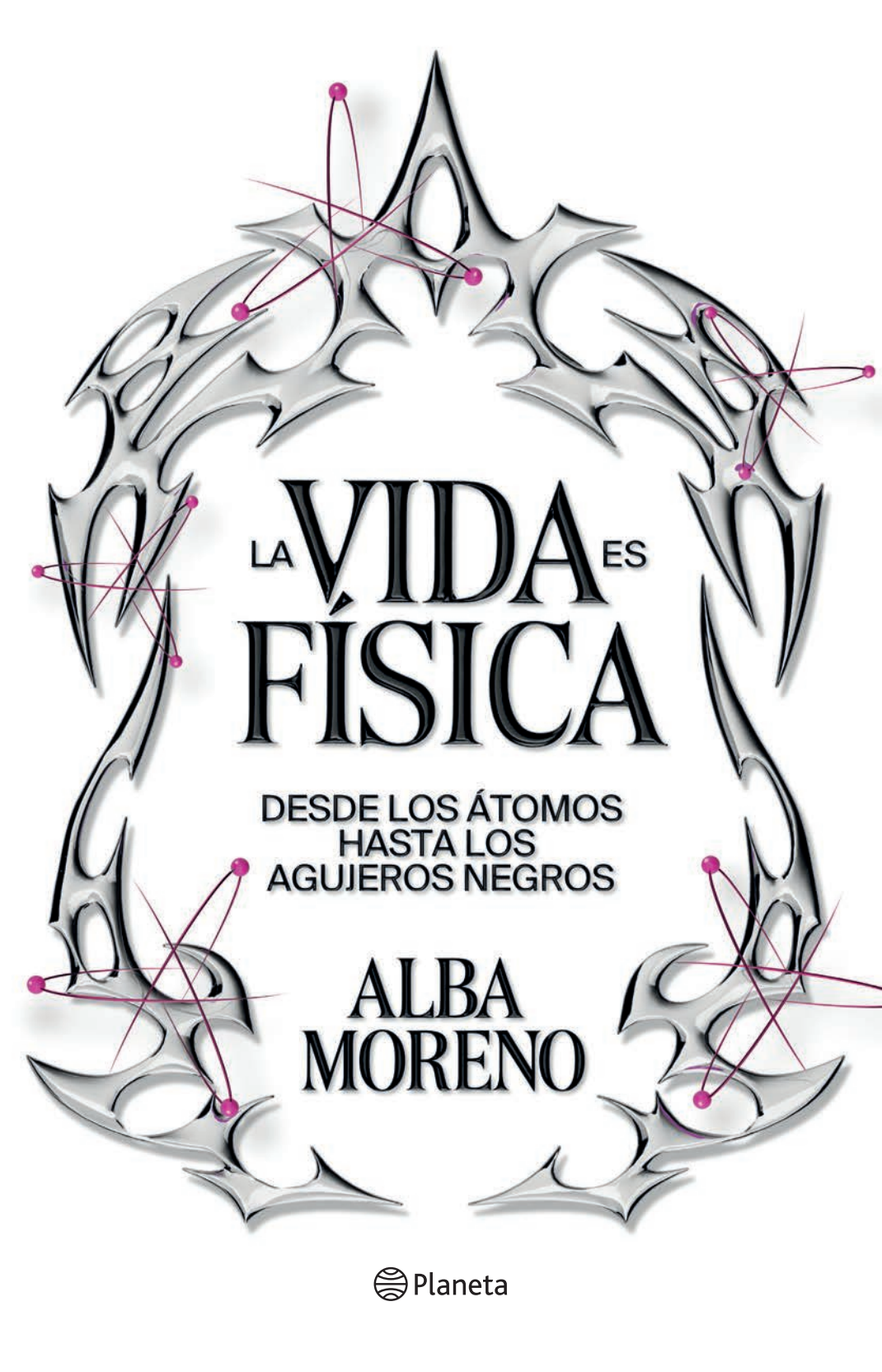




LA VIDA ES FÍSICA

DESDE LOS ÁTOMOS
HASTA LOS
AGUIEROS NEGROS

ALBA
MORENO

LA VIDA^{ES} FÍSICA

DESDE LOS ÁTOMOS
HASTA LOS
AGUJEROS NEGROS

ALBA
MORENO

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 continuar desempeñando su labor. Diríjase a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos) si necesita fotocopiar o escanear algún fragmento de esta obra. Puede contactar con CEDRO a través de la web www.conlicencia.com o por teléfono en el 91 702 19 70 / 93 272 04 47. Queda expresamente prohibida la utilización o reproducción de este libro o de cualquiera de sus partes con el propósito de entrenar o alimentar sistemas o tecnologías de inteligencia artificial.

© Alba Moreno, 2025

Diseño e ilustraciones de interiores: © Mauricio Restrepo

Imágenes de interiores: © Shutterstock

Iconografía: DAU, Grupo Planeta

© Editorial Planeta, S. A., 2025

Av. Diagonal, 662-664, 08034 Barcelona (España)

www.editorialplaneta.es

www.planetadelibros.com

Primera edición: marzo de 2025

Depósito legal: B. 2.992-2025

ISBN: 978-84-08-29955-4

Preimpresión: J. A. Diseño Editorial, S. L.

Impresión y encuadernación: Gohegraf

Printed in Spain - Impreso en España



Índice

Introducción, 9

α

PRIMERA PARTE

LO QUE NO PUEDES VER

Capítulo 1. Historia del átomo, 15

Capítulo 2. Física cuántica, 35

Capítulo 3. Aplicaciones en la vida cotidiana, 51

β

SEGUNDA PARTE

LO QUE PUEDES VER

Capítulo 4. La luz, 69

Capítulo 5. Electromagnetismo, 85

Capítulo 6. Aplicaciones en la vida cotidiana, 101

PRIMERA PARTE

Lo que no puedes ver

α

«La ciencia es, a menudo,
más extraña que la ficción».

JOCELYN BELL BURNELL

CAPÍTULO 1

Historia del átomo

El átomo (del griego *ἄτομον*, ‘que no se puede cortar’, ‘indivisible’) toma forma entre los siglos V y IV a. C.

Leucipo y Demócrito, dos filósofos de aquella época pertenecientes a la escuela atomista de la Antigua Grecia, decidieron centrarse en el estudio de la «indivisibilidad» de la materia. Así es como nace la primera teoría¹ atómica, aunque poco faltó para que esta obra quedase en el olvido.

Demócrito era una persona sumamente inquieta que viajó por todo el mundo en busca de sabiduría: Egipto, Etiopía, Mesopotamia..., consiguiendo ser uno de los filósofos más brillantes de la época (ganó hasta cinco certámenes filosóficos). Pero también fue uno de los más ignorados. De

¹ Una teoría es una explicación amplia de fenómenos naturales a partir de hipótesis y leyes.

hecho, platón *detestaba* tanto a Demócrito que quería que todos sus escritos fuesen quemados, algo que Amiclas y Clitias impidieron, pues alegaron que era inútil: sus escritos ya habían llegado muy lejos.



Agradeciendo que los conocimientos adquiridos por ambos filósofos trascendieran la historia, sigamos con su teoría. De forma ideal, los átomos son partículas indestructibles y sin cualidades propias que, al unirse entre sí en el vacío, forman todo lo que ves a tu alrededor. El átomo es la unidad más fundamental que existe, a partir de la cual no puedes seguir dividiendo. O eso pensaban Leucipo y Demócrito.

Un evento importante para nuestra comprensión de la teoría atómica es la enunciación de la ley de conservación de la masa (o ley de conservación de la materia), demostrada por Antoine Lavoisier en 1785. Químico, biólogo y economista francés, es considerado «el padre de la química moderna» y tiene un cráter en la Luna nombrado en su honor: el cráter Lavoisier, situado cerca de la extremidad noroeste de nuestro satélite.

La ley de conservación de la masa establece que la masa de los elementos químicos al principio de una reacción (es decir, los *reactivos*) es igual a la masa de los elementos químicos

al final de esa misma reacción (los *productos*), llegando así a la temprana conclusión de que la masa total de una reacción se mantiene constante. En otras palabras: la masa no se crea ni se destruye en los procesos químicos.

Gracias a la influencia de las históricas ideas de Leucipo y Demócrito y del descubrimiento de Lavoisier, entre 1803 y 1808, John Dalton, científico especializado en química, matemáticas y meteorología, (también tiene un cráter lunar, está situado cerca de la extremidad occidental de la cara visible de la Luna) decide publicar su propia teoría atómica, esta vez, con base científica:²

1. Toda la materia está compuesta por pequeñas unidades indivisibles e indestructibles llamadas «átomos».
2. Los átomos no se crean ni se destruyen en las reacciones químicas.
3. Los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales entre sí: tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de elementos distintos difieren. Por ejemplo, todos los átomos de helio son iguales, pero, si los comparas con los de carbono, diferirán en masa y propiedades.
4. La unión de átomos de diferentes elementos crea compuestos químicos. Por ejemplo, veamos el caso de lo que

2 Hace referencia a la distinción entre la teoría atómica de Dalton y la de Leucipo y Demócrito. Mientras que estos últimos se basaron en una idea respaldada por la comunidad científica (es decir, una hipótesis), Dalton recurrió a experimentos y observaciones para apoyar su idea, que más tarde también fue aprobada por esa comunidad científica.

nos mantiene vivos: dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno se combinan para dar agua, y lo hacen guardando relaciones numéricas simples (nada de fracciones). En el caso del agua, la relación es 2 a 1 (por cada dos átomos de hidrógeno, se necesita un átomo de oxígeno).

Este modelo de Lavoisier fue aceptado durante décadas; tanto es así que dio pie a la elaboración de la primera tabla periódica. Fue obra de Dmitri Mendeléyev, un químico ruso que, en 1869, ordenó todos los elementos que se conocían. Fue el primero en organizarlos en columnas, concretamente en ocho llamadas «familias», que hacían referencia a elementos con propiedades similares. Aun no siendo una tabla periódica completa, ya que contenía entre sesenta y setenta elementos, Mendeléyev fue considerado todo un genio, puesto que predijo los elementos que estaban aún por descubrirse y dejó sus correspondientes casillas en blanco. Finalmente, el modelo que hace que nuestros estudios sean algo más *livianos* corresponde a la tabla periódica actual,³ elaborada en 1913 por Henry Moseley, quien partía de la gran base comentada anteriormente.

Volvamos a Dalton. Parecía estar en lo cierto, sí, pero algo no funcionaba. Había fallas en su teoría, pero no tardaron mucho en ser resueltas: lo hizo el físico inglés y premio nobel de física J. J. Thomson en 1897.

3 Formada por ciento dieciocho elementos, distribuidos en dieciocho columnas verticales (grupos) y siete filas horizontales (periodos). Los elementos se encuentran ordenados por su número atómico (esto es, el número total de protones que tiene cada átomo), de menor a mayor.

Dos aspectos fueron tratados y corroborados por Thomson a raíz de su experimento con tubos de rayos catódicos.⁴ En primer lugar, dedujo que los rayos catódicos eran esencialmente algo de carga negativa que parecía salir de los átomos que ahí se encontraban, es decir, el desvío de los rayos implica el desvío de ese *algo* negativo y viceversa. Esto indicaba que dichos rayos estaban compuestos por partículas cargadas negativamente: de lo contrario, nada de eso hubiese pasado.

En segundo lugar, fue capaz de calcular la relación entre carga y masa a partir de campos eléctricos y magnéticos, así como el radio de curvatura de las trayectorias.

Analizando la desviación que sufrían en sus trayectorias, y haciendo paralelamente numerosos cambios en los materiales, encontró que la relación entre la masa y la carga de las partículas pertenecientes a los rayos catódicos era un valor constante y no dependía de ninguna variable externa. De esta forma, quedaba claro que las cargas negativas que se hacían notar en el experimento formaban parte de los átomos y, por tanto, de todo lo que nos rodea. El átomo había dejado de ser indivisible: estaba compuesto por electrones.

Aquí es donde comienza el gran recorrido por las posibles estructuras atómicas que nos ha llevado a la actual.



⁴ Corrientes de electrones en tubos de vacío equipados con dos electrodos: un cátodo y un ánodo.

«Pudín de pasas» es como se conocía el modelo estructural atómico que planteó J. J. Thomson y que fue presentado siete años después de que el físico descubriera la existencia de cargas negativas en los átomos, los electrones.

El modelo es muy sencillo de imaginar: debe haber una esfera positiva que contenga a las cargas negativas de manera uniforme, para que así las cargas se equilibren y den un resultado neutro. Además, establece que las cargas positivas y las negativas tienen la misma magnitud.

Limitaciones del pudín de pasas

- No se podía explicar cómo se mantenía la carga en los electrones dentro del átomo.
- Tampoco pudo esclarecer la estabilidad de los núcleos atómicos.

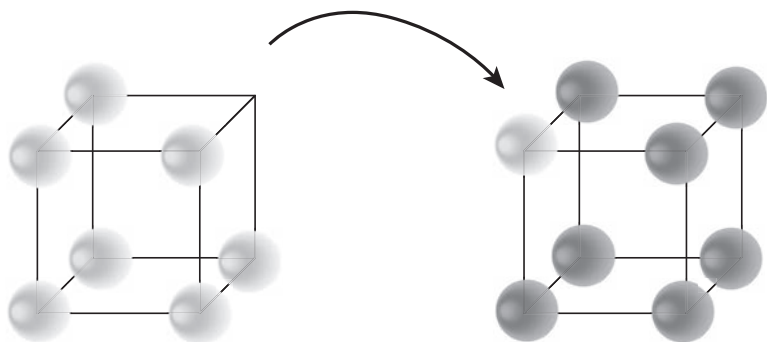
A comienzos del siglo xx, Gilbert Newton Lewis, fisicoquímico estadounidense, elabora la llamada «estructura de Lewis» o «diagrama de punto». Lo hace al avanzar en el estudio de las valencias atómicas⁵ y los enlaces químicos, sobre todo gracias a la ampliación del trabajo por parte de Irving Langmuir en 1919, quien planteó el modelo de átomo del octeto cúbico:

5 Número de electrones que le faltan o le sobran a un elemento químico para poder completar su último nivel de energía. Estos electrones son los que mandan en una reacción química o a la hora de establecer enlaces.

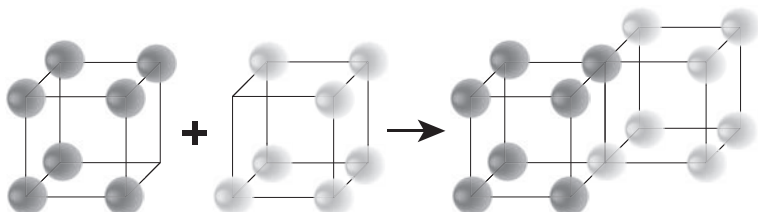
El átomo es cúbico y los electrones se ubican en los vértices, para así poder formar pares de unión con otro/s átomo/s.

Si has estudiado ciencia en el instituto seguramente te suene que, para entender y representar los enlaces covalentes, hacemos uso de unos diagramas (o estructuras de Lewis) que representan mediante puntos los electrones libres (·) y guiones (-) los pares de electrones que forman un enlace covalente. Esta bonita representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia que existen en los elementos a la hora de interactuar, y así formar enlaces simples, dobles o triples.

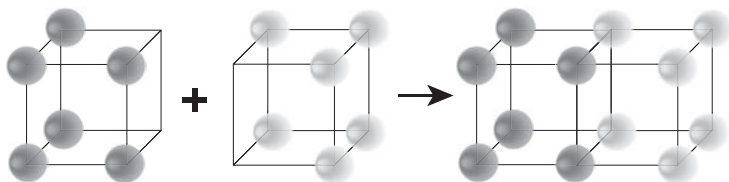
Volviendo a la idea de los cubos, los electrones presentes en los vértices se pueden compartir. De esta forma, los enlaces iónicos se forman por la transferencia de un electrón de un cubo a otro, sin compartir arista.



Los enlaces covalentes suceden cuando los cubos comparten toda una arista (dos electrones en común).



Los enlaces dobles se forman cuando dos cubos comparten una cara entera (cuatro electrones en común).



Hay que destacar que este fue el primer estudio que relacionaba las propiedades atómicas con la tabla periódica. A medida que se avanza en los periodos de la tabla (las filas horizontales), se agrega un electrón a uno de los vértices.

Limitaciones del modelo del octeto cúbico

La principal falla de esta teoría —a pesar de ser muy contundente— es que los enlaces triples no pueden ser interpretados mediante la idea de átomos cúbicos, porque no hay forma de que dos cubos compartan seis esquinas.



Seguimos con la historia remontándonos ahora a 1911, cuando el químico y físico británico neozelandés llamado Ernest Rutherford presenta los resultados de su «experimento de la lámina de oro», que dirigió en los laboratorios de física de la Universidad de Mánchester.

Siendo Rutherford conocido por dedicar su vida al estudio de las partículas radiactivas, en 1899 descubre que algunas sustancias radiactivas, como el uranio⁶ y el radio,⁷ podían emitir de forma natural partículas alfa. Este fue el detonante para empezar a plantear el experimento con el que cambió la concepción que había hasta entonces sobre la estructura del átomo.

**Las partículas alfa son partículas
formadas por dos protones y dos neutrones
(idénticas a los núcleos de helio).
Al no tener electrones, su carga
eléctrica es positiva.**

⁶ Elemento químico metálico de la serie de los actínidos, con número atómico 92 y símbolo U.

⁷ Elemento químico de la serie de los alcalinotérreos, con número atómico 88 y símbolo Ra.

Ahora sí. El experimento de la lámina de oro consistió en bombardear una fina lámina de ese metal precioso con un haz de partículas alfa para, posteriormente, registrar en una pantalla de fósforo los destellos radiactivos que ocasionaban las partículas pertenecientes al haz.

Según el modelo atómico aceptado en el momento (el de J. J. Thomson) las partículas alfa deberían atravesar la lámina de oro sin desviarse, pues, aunque se encontraban en el *pudín* que tenía carga positiva, y por tanto eran ligeramente repelidas, se pensaba que la densidad de carga positiva (distribuida en todo el átomo) era tan baja que la desviación sería casi imperceptible.

Sin embargo, los resultados no tuvieron nada que ver con eso: aunque, como se esperaba, la mayoría de las partículas alfa atravesaron la lámina y no se dispersaron, y otras pocas lo hicieron ligeramente, lo sorprendente fue que un número de ellas se dispersó por completo. Para que puedas visualizar lo sorprendente que fue esto último, imagina disparar a una nube y que la bala rebote y vuelva hacia a ti.

Las conclusiones fueron claras: los átomos debían de tener una parte en la que se condensaba toda la carga positiva, el núcleo, siendo este muy pequeño y concentrando la mayor parte de la masa. Además, puesto que solo un número mínimo de partículas alfa fueron dispersadas o repelidas por completo, se pudo concluir que la materia está vacía en su mayoría.

Por otro lado, concluyó que los electrones debían de orbitar alrededor del núcleo y a una distancia considerable, ya que, de lo contrario, las partículas alfa no se habrían dispersado.

Con todos estos resultados, Rutherford presenta su modelo atómico, que funciona como un sistema solar: los elec-

trones giran alrededor de un núcleo atómico más pesado, igual que lo hacen los planetas alrededor del Sol.

Limitaciones del modelo de Rutherford

- Asume que el núcleo está formado por cargas enteramente positivas, por lo que el modelo es inconsistente, al no explicar por qué el núcleo se mantiene unido (ya que las cargas de igual signo se repelen).
 - No explica la estabilidad del átomo: los electrones orbitando alrededor del núcleo, al ser una carga acelerada, deberían perder energía y colapsar en él.
-

Fue no mucho más tarde, en 1913, cuando el físico danés Niels Bohr desarrolla un nuevo modelo estructural del átomo, mostrando un significativo avance respecto a los modelos anteriores, ya que sentó las bases para el desarrollo de la física cuántica (en la que nos adentraremos en el siguiente capítulo).

Basado en la propuesta de Rutherford, el átomo de Bohr consiste en un núcleo pequeño y denso de carga positiva, alrededor del cual los electrones se mueven en órbitas específicas circulares. Todo el desarrollo del estudio se centraba en el átomo más simple, el de hidrógeno.

Incorporando los conocimientos del efecto fotoeléctrico de la luz,⁸ descubierto por Albert Einstein en 1905, Bohr

8 Emisión de electrones por un material cuando sobre él incide una radiación electromagnética. Einstein fue galardonado con el Premio Nobel de Física en 1922 por este descubrimiento y no por la teoría de la relatividad (por la que es más conocido).

establece que los electrones solo pueden orbitar alrededor del núcleo en ciertos niveles (órbitas) de energía permitidos. La energía está cuantizada.

La cuantización de la energía es como coger un ascensor. Imagina que eres un electrón: una vez entras, solo puedes ir a los pisos disponibles en el edificio. Hay piso 1, 2 o 3, pero no piso 1,3; 2,7 o 3,9. De esta forma, los niveles en los que se encuentran los electrones son fijos y discretos,⁹ y los electrones no se pueden encontrar en estados intermedios.

Otra parte importante de este modelo es la emisión de energía y las transiciones electrónicas.¹⁰ Un electrón perteneciente a un átomo puede saltar de un nivel de energía a otro. Piensa en un electrón que salta de un nivel de energía superior (pongamos, energía 3) a uno de energía inferior (por ejemplo, energía 2). Esa diferencia de energía, igual a 1, es emitida al exterior en forma de fotón. Esto explicaría algo que los anteriores modelos no pudieron hacer: los átomos emiten luz en ciertas longitudes de onda,¹¹ algo que podemos observar mediante los espectros de emisión.

Por último, los electrones, cuando están en sus órbitas permitidas, no irradian energía. Esto explicaría por qué no caen al núcleo, que era la gran limitación del modelo de Rutherford.

9 Es decir, solo toma valores de energía enteros.

10 Movimiento de un electrón de un estado energético a otro (cambio de órbita).

11 Característica clave para describir una onda electromagnética: distancia entre dos puntos a partir de los cuales la onda se repite.

Limitaciones del modelo de Bohr

- El modelo funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno, pero no era eficaz para átomos que tuvieran más de un electrón.
 - Asume, sin una base teórica sólida, que las órbitas que describen los electrones son circulares.
 - No explica adecuadamente la formación de los enlaces químicos existentes en las moléculas.
-



Antes de continuar, es necesario comentar el evento que revolucionó la física de partículas en 1932: el descubrimiento del neutrón por James Chadwick, que terminó desarrollando su carrera en el campo de la física nuclear y la bomba atómica.



Como antecesor al modelo actual, en 1926, el físico alemán Erwin Schrödinger propone el primer modelo atómico cuán-

tico no relativista a partir de los estudios de Bohr, Luis de Broglie y Arnold Sommerfeld.

Bohr, como ya sabemos, establece un átomo en el que los electrones rodean al núcleo en órbitas definidas, debido a la cuantización de la energía.

En 1924, de Broglie establece una hipótesis en la que confirma que toda la materia, más bien, todo objeto cuántico,¹² presenta características tanto ondulatorias como corpusculares, comportándose de una forma u otra dependiendo del experimento al que se la someta. Lo que viene a ser la dualidad onda-partícula, de la que seguro que has escuchado alguna vez.

Sommerfeld, en cambio, elabora un modelo atómico relativista basado en los postulados de Einstein. Considera la posibilidad de que los electrones de ciertos átomos pueden alcanzar velocidades cercanas a la de la luz, por lo que, realizando los cálculos relativistas, establece varias diferencias con respecto al átomo de Rutherford-Bohr. Así concluye que los electrones pueden describir alrededor del núcleo órbitas no solo circulares, sino también elípticas. También concluye que, a partir del segundo nivel energético, existen dentro de un mismo nivel uno o más subniveles con energías un poco distintas. Por último, descubre que los electrones poseen corrientes eléctricas minúsculas.

12 Sistema físico que sigue las reglas de la física cuántica. A diferencia de los cuerpos en la física clásica, los cuánticos pueden comportarse de distintas maneras, como, por ejemplo: superposición, entrelazamiento cuántico, dualidad onda-partícula...

Partiendo de esa gran base (las investigaciones de Broglie y Sommerfeld), Schrödinger entiende los electrones como ondulaciones de la materia que se mueven alrededor del núcleo en forma de ondas estacionarias debido a la dualidad onda-partícula. Una **onda estacionaria** es una perturbación oscilatoria en la que ciertos puntos (llamados «nodos») se mantienen inmóviles y se forman por la interferencia (o suma) de dos ondas de igual longitud, frecuencia y amplitud que avanzan en sentido opuesto. Un ejemplo claro son los instrumentos de cuerda, como la guitarra. Si alguna vez has tocado este instrumento, sabrás que produce únicamente ciertos tonos, es decir, hay frecuencias no permitidas (y menos mal, porque si no el sonido no sería muy bueno): existe el primer armónico, el segundo armónico... pero nada de armónicos intermedios. ¿Te recuerda esto a algo? Exacto, ¡al comportamiento de los electrones!

Como había que describir este novedoso comportamiento, el científico Schrödinger presenta una función para definir a estas ondas: función de onda (Ψ), que describe la probabilidad de encontrar a una partícula en el espacio. Debido al principio de incertidumbre de Werner Heisenberg, no se puede determinar, al mismo tiempo y con exactitud, la cantidad de movimiento y la posición de una partícula,¹³ pero sí de forma separada. Esto nos hace olvidarnos de nuestro entendimiento determinista para comenzar a pensar de una forma probabilística.

13 Cuando un par de magnitudes físicas no se pueden conocer de forma precisa al mismo tiempo se dice que estas son cantidades o variables *complementarias*. Esto sucede, en esencia, porque la medición de una de estas cantidades implica necesariamente la alteración de la otra.

Si destacamos los puntos clave de esta teoría compacta, tenemos que los electrones se comportan esencialmente como ondas estacionarias y no tienen una posición fija o definida en el contexto atómico. Además, aparece el concepto «orbital», que define las áreas de probabilidad de encontrarte un electrón, y tiene distintos niveles y subniveles energéticos.

Limitaciones del modelo de Schrödinger

- Al ser un modelo cuántico no relativista, no explica los efectos relacionados con la relatividad especial en electrones que se mueven a velocidades cercanas a las de la luz.
 - No tiene en cuenta el número cuántico del espín.
 - No contempla la estabilidad del núcleo, solo explica la mecánica cuántica asociada al movimiento de los electrones dentro del átomo.
-



Casi simultáneamente al modelo de Schrödinger, en 1925, Wolfgang Ernst Pauli, físico teórico austriaco, publica el principio de exclusión de Pauli, mediante el cual dos electrones pertenecientes a un átomo no pueden tener idénticos

números cuánticos. Hay que aclarar que esto no solo se aplica a los electrones, sino a todo su grupo, los fermiones, es decir, a todas aquellas partículas que tengan espín semientero ($\pm 1/2$).



Nos acercamos al final de este capítulo: el modelo atómico actual que ha sido fruto de todos y cada uno de los avances científicos que acabas de leer; la suma de todo, la evolución, **el modelo mecánico cuántico**, marco teórico que nos permite describir los comportamientos del átomo y las partículas subatómicas de una forma mucho más precisa que los modelos ya presentados. Fue desarrollado principalmente por Schrödinger y Heisenberg y tiene como base:

- El núcleo atómico, que está compuesto por protones (carga positiva) y neutrones (carga neutra), representa la mayor parte de la masa del átomo, a pesar de ocupar un tamaño ínfimo con respecto a la estructura total (incluyendo núcleo y electrones). Para que te hagas una idea, si el átomo tuviese el tamaño de una pelota de fútbol, los electrones más cercanos al núcleo se encontrarían en un radio de 100 kilómetros, aproximadamente.

- Los electrones (carga negativa) se sitúan alrededor del núcleo en zonas definidas por probabilidades, conocidas como orbitales.
- Los orbitales atómicos, definidos por números cuánticos que describen su forma (l) y su orientación (m), son regiones alrededor del núcleo donde la probabilidad de encontrar a un electrón supera el 90 %.
- Todo el modelo se basa en principios de la mecánica cuántica.

Al estudiar en profundidad la ecuación de Schrödinger...

$$i\hbar \frac{\partial}{\partial t}\Psi(\mathbf{r}, t) = \hat{H}\Psi(\mathbf{r}, t).$$

i : unidad imaginaria

$\hbar$: constante de Planck normalizada

$\partial/\partial t$: derivada parcial con respecto al tiempo

Ψ : función de onda del sistema cuántico

$\hat{H}$: operador diferencial Hamiltoniano, caracteriza la energía total de la función de onda

$\mathbf{r}$: posición

t : tiempo

... aparecen unas variables¹⁴ a las que él y Heisenberg denominaron «números cuánticos»:

- Número cuántico principal (n). Su valor indica el nivel energético (orbital) en el que se encuentra el electrón.

¹⁴ Dependiendo de los valores numéricos de estas variables se obtendrán diferentes soluciones para la ecuación de onda.

Cuanto mayor sea n , más alejado estará el electrón del núcleo y más energía tendrá, y viceversa.

- Número cuántico secundario (l). Su valor indica el sub-nivel energético (subórbita) en el que se encuentra el electrón. Además, sabiendo que los orbitales tienen formas geométricas que describen el movimiento electrónico alrededor del núcleo, cada valor de l tendrá una forma geométrica característica.
- Número cuántico magnético (m). Sus valores indican las orientaciones que tienen los orbitales en el espacio.

Con estos tres valores era suficiente para conocer los lugares de máxima probabilidad para encontrar un electrón dentro de un átomo, pero fue necesario añadir una cuarta variable para tener en cuenta los efectos relativistas:

- El número cuántico de espín (s). Describe el momento angular intrínseco del electrón, es decir, el giro del electrón sobre sí mismo. Los valores que puede tomar en fermiones son de $\pm \frac{1}{2}$.



Así que, en resumen, queda claro que el modelo atómico actual consta de la propuesta de Schrödinger con dos co-

rrecciones. La primera corresponde a la reformulación de la ecuación de Schrödinger, ya que de ella no surgían naturalmente los números cuánticos de espín $\frac{1}{2}$. La segunda corrección, llevada a cabo por Paul Dirac, consistió en unificar la fórmula asociada a la energía en la relatividad ($E = mc^2$) y a la ecuación de Schrödinger.

Este breve y superficial (pero fascinante) recorrido a lo largo de la historia del átomo ha llegado a su fin, sí. Pero la cantidad de ideas y de experimentos que han surgido en la mente humana a lo largo de tantos años (del siglo IV a. C. a la actualidad) para responder a la que parecía una simple pregunta («¿de qué estamos formados?») ha dejado claro que las ideas siempre son antecesoras de los hitos históricos, y que, por lo tanto, la búsqueda de respuestas a preguntas también lo es.

Una vez hemos terminado el viaje a lo largo de todas las ideas que han ido surgiendo para explicar algo tan simple como qué nos compone y compone todo lo que nos rodea, llega el que puede ser el capítulo más intrigante del libro. Espero que mantengas la concentración y disfrutes de este paseo, ahora, por la física de lo pequeño.