

# De cómo el átomo se convierte en «real» y complejo y adquiere una estructura

De com l'àtom es converteix en «real» i complex i adquireix una estructura

How the atom becomes «real» and complex and acquires structure

Jordi Solbes / Universitat de València



## resumen

El artículo presenta la aparición de nuevas partículas que cuestionan la indivisibilidad del átomo y la introducción de modelos clásicos, que no pueden explicar ni la estabilidad de los átomos ni los espectros atómicos, lo que lleva a Bohr y Sommerfeld a proponer sus modelos atómicos precuánticos que no explican la intensidad y la anchura de las rayas espectrales ni la existencia de direcciones privilegiadas en los enlaces atómicos. Para explicar la estructura del átomo, hay que introducir el modelo cuántico. Esta presentación histórica puede contribuir a familiarizar al alumnado con la naturaleza de la ciencia.

## palabras clave

Partículas subatómicas, átomo, modelos atómicos.

## resum

L'article presenta l'aparició de noves partícules que qüestionen la indivisibilitat de l'àtom i la introducció de models clàssics, que no poden explicar ni l'estabilitat dels àtoms ni els espectres atòmics, la qual cosa porta Bohr i Sommerfeld a proposar els seus models atòmics prequàntics que no expliquen la intensitat i l'amplada de les ratlles espectrals ni l'existència de direccions privilegiades en els enllaços atòmics. Per explicar l'estructura de l'àtom, cal introduir el model quàntic. Aquesta presentació històrica pot contribuir a familiaritzar l'alumnat amb la naturalesa de la ciència.

## paraules clau

Partícules subatòmiques, àtom, models atòmics.

## abstract

This article presents the appearance of new particles that question the indivisibility of the atom and the introduction of classical models, which can't explain either the stability of atoms and atomic spectra, leading to Bohr and Sommerfeld to propose their pre-quantum atomic models that do not explain the intensity and width of spectral lines or the existence of privileged directions in the atomic bonds. To explain the structure of atoms, it is necessary to introduce the quantum model. This historical presentation can help familiarize students with the nature of science.

## keywords

Subatomic particles, atom, atomic models.

## Introducción

Pese a la reiteración en la enseñanza del tema (en nuestro

país, en cuatro cursos consecutivos, desde 3.º de ESO hasta 2.º de bachillerato), hay diversas

investigaciones (Blanco y Níaz, 1998; Justi y Gilbert, 2000; Kalkanis, Hadzidaki y Stavrou,

## El descubrimiento de los rayos X por Röntgen en 1895, de la radioactividad por Becquerel en 1896 y de los electrones por J. J. Thomson en 1897 pone en cuestión la indivisibilidad del átomo de Dalton

2003; Sinarcas y Solbes, 2013) que muestran que el aprendizaje sobre los modelos de estructura atómica presenta grandes dificultades, y una proporción alta de estudiantes no consigue una comprensión adecuada de aspectos básicos de los mismos. En este artículo se intenta iluminar esta cuestión recurriendo al análisis histórico. Para ello, se analizan las teorías y modelos más utilizados a lo largo de la historia para explicar los átomos y, a continuación, se plantean algunas implicaciones didácticas. En cuanto a la bibliografía, se han utilizado libros de historia de la ciencia (Bensaude-Vincent y Stengers, 1998; Gavroglu y Simões, 2012; Kragh, 2007; Sánchez Ron, 2007) y artículos de historia y didáctica de las ciencias (Solbes y Sinarcas, 2009; Solbes, Silvestre y Furió, 2010).

### Descubrimientos que cuestionan la indivisibilidad del átomo

El descubrimiento de los rayos X por Röntgen en 1895, de la radioactividad por Becquerel en 1896 y de los electrones por J. J. Thomson en 1897 pone en cuestión la indivisibilidad del átomo de Dalton.

#### Los rayos X

Fueron descubiertos por W. K. Röntgen en 1895. Según sus propias palabras:

Estaba trabajando con un tubo de rayos catódicos, recubierto con un cartón negro; sobre la mesa había un papel fluorescente, y estaba haciendo pasar una corriente a través del tubo, cuando noté una línea brillante a lo largo del papel [...]. El efecto solo podía ser producido por la luz, pero del tubo no podía venir luz, porque la hoja de cartón que lo cubría era completamente opaca [...]. En pocos minutos, no había duda: del tubo venían rayos que tenían un efecto luminoso sobre el papel fluorescente [...]. A primera vista, parecía una nueva clase de luz invisible. Era, evidentemente, algo nuevo no registrado hasta entonces.

Para verificar la naturaleza de los rayos X, es decir, si son ondas o partículas, hay que recurrir a experiencias como la difracción. En 1912, Laue sugirió que la distribución regular de los átomos dentro del cristal podía actuar como una red de difracción de los rayos X, puesto que dichas ondas eran del mismo

orden de magnitud que el espaciado de los átomos de un cristal. Con esta sugerencia, Friedrich y Knipping hicieron que un haz de rayos X pasase a través de un cristal detrás del cual había una placa fotográfica. Además del haz central, observaron una distribución regular de puntos (diagrama de Laue). Confirmaron así dos hipótesis importantes: que los rayos X son una forma de radiación electromagnética y que los átomos en un cristal están distribuidos en una red regular, cuyas características se pueden determinar a partir de los diagramas de difracción (fig. 1).

La primera aplicación y la más conocida de los rayos X es la realización de radiografías. Actualmente, han permitido el desarrollo de la tomografía asistida por ordenador (TAC), en la que un haz de rayos X atraviesa tejidos y las imágenes son procesadas por ordenador.

#### El electrón

Aunque muchos piensan que los descubrimientos comienzan con la observación, en realidad, lo que hay al inicio es un problema, un programa de investiga-

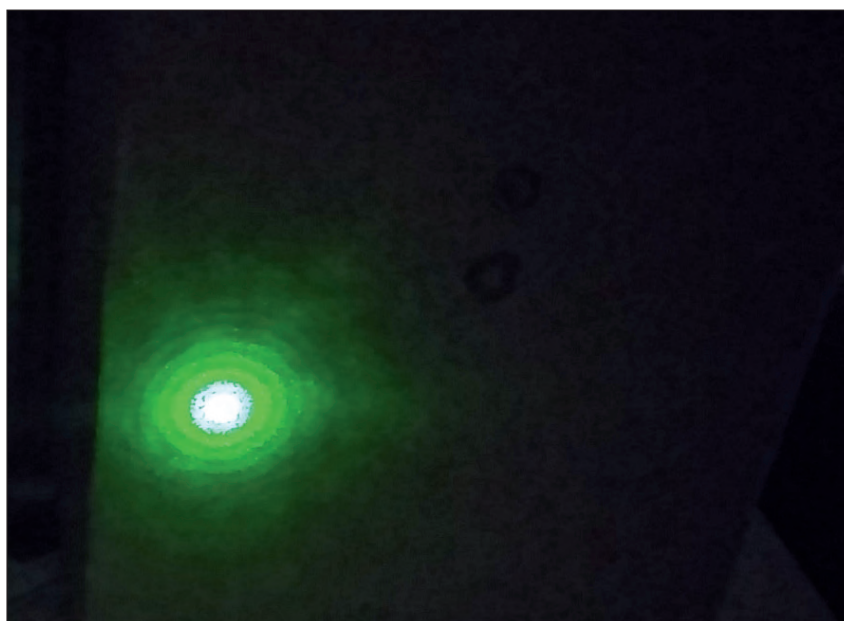


Figura 1. Espectro de difracción de luz, semejante al de difracción de rayos X.

ción. En este caso, se trataba del estudio de la conductividad de los gases, empezado en 1858, después del éxito en el estudio de la conductividad de los metales por Ohm y de los electrolitos por Faraday. En un tubo de vidrio, donde se había hecho el vacío y que llevaba en cada extremo una placa metálica, Plücker y Geissler vieron que, cuando aplicaban una diferencia de potencial a las placas del tubo, este era atravesado por un rayo luminoso: los llamados *rayos catódicos* (fig. 2). Este tubo es el antecedente de las antiguas pantallas de televisor. Los trabajos de Hittorf, Crookes y Perrin pusieron de manifiesto que los rayos catódicos se desviaban en campos magnéticos y estaban cargados negativamente, pero no dejaron claro si se trataba de una radiación como la luz o de partículas. En 1897, J. J. Thomson aclaró que se trataba de partículas, de las que calculó el cociente entre la carga y la masa, por lo cual es considerado como su descubridor. Hasta que en 1910 Millikan no determinó la carga del electrón, no se pudo averiguar su masa.

La existencia de una partícula menor que el átomo implicaba que este no era indivisible, como se había pensado hasta ese momento. En otras palabras, los átomos no eran los constituyentes últimos de la materia. Así, el electrón fue el primer descubrimiento de partículas más fundamentales que el átomo, y J. J. Thomson, en 1903, describió el átomo como una esfera cargada positivamente con electrones oscilantes con respecto a su centro. Prevalece sobre el modelo de Perrin (1901), que imagina el átomo formado por una partícula positiva alrededor de la que giran como pequeños planetas electrones que compensan la carga total, ya que el modelo de Thomson era el único capaz

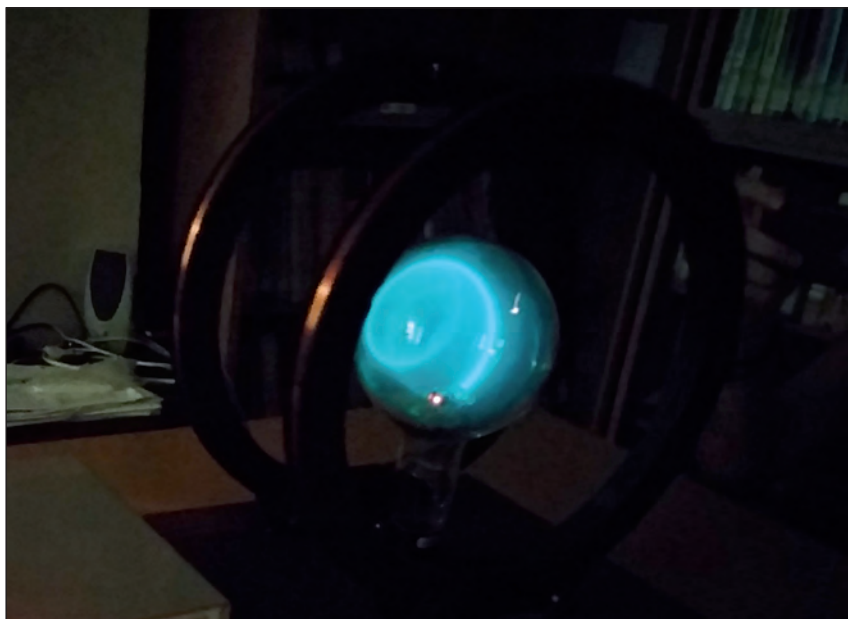


Figura 2. Haz de electrones en un tubo de rayos catódicos.

de conducir a rayas espectrales cuyas frecuencias estaban asociadas con las de oscilación. Ambos son modelos clásicos.

#### La radioactividad y el protón

Becquerel, en 1896, descubrió casualmente que las sales de uranio emiten una radiación penetrante. Pierre y Marie Curie extrajeron de un mineral de uranio dos nuevos elementos intensamente radioactivos a los que llamaron *polonio* y *radio*, por lo que recibieron, conjuntamente con Becquerel, el Premio Nobel de Física de 1903. Marie Curie fue la primera mujer que recibió un Premio Nobel, y solo otra mujer, Marie Goeppert Mayer, ha recibido otro de Física. También es la primera persona que ha sido premiada por segunda vez con el Nobel (el de Química, en 1911). El descubrimiento de la radioactividad sugirió un primer modelo de núcleo, tomando las partículas  $\alpha$  y  $\beta$  como elementos fundamentales. Este modelo no puede explicar ni siquiera la constitución del núcleo del átomo más simple, el hidrógeno-1 (H-1), cuya masa es la cuarta parte de He-4.

Precisamente el hecho de que tanto la carga como la masa de cualquier isótopo fuera múltipla de la del núcleo de H-1 llevó a un segundo modelo, según el cual cualquier núcleo estaría constituido por un cierto número de núcleos de H-1, a los que se llamaron *protones*, y de electrones. Según esto, el núcleo de He-4 está constituido por dos protones y dos pares electrón-protón. En 1920, Rutherford sugirió que dicho par era una nueva partícula, a la que denominó *neutrón*. Sin embargo, las relaciones de indeterminación de Heisenberg daban una energía cinética mínima del electrón dentro del núcleo de unos 15 GeV, lo cual es imposible, ya que la energía de los rayos emitidos es del orden del MeV. Cuando Chadwick descubrió, en 1932, el neutrón (una partícula neutra con masa ligeramente superior a la del protón), se abandonó definitivamente la idea de que los electrones eran constituyentes permanentes del núcleo. En lugar de esto, se admitió que el núcleo contiene Z protones y N neutrones, es decir, un total de  $A = Z + N$  nucleones.

### Los modelos atómicos clásicos

La radioactividad de algunos elementos, como el radio, proporcionaba la posibilidad de «bombardear» la materia con partículas cargadas muy rápidas, y comprobar así la validez del modelo clásico de átomo de Thomson. La experiencia de Rutherford y sus colaboradores, Geiger y Marsden, consistía en lanzar un haz de partículas  $\alpha$  (iones positivos de helio) contra una fina película de oro. La trayectoria de las partículas podía observarse por las chispas que producían al chocar sobre una pantalla de sulfuro de zinc. Según el modelo atómico de Thomson, las partículas  $\alpha$  deberían sufrir desviaciones muy pequeñas, ya que la carga del átomo estaba distribuida uniformemente. No obstante, los resultados fueron bastante diferentes: a) la mayor parte de las partículas  $\alpha$  atravesaban la lámina de oro sin sufrir desviaciones aparentes, y b) un reducido número de partículas  $\alpha$  sufría desviaciones notables, que llegaban, en algunos casos, al retroceso.

Rutherford expresó su sorpresa ante estos resultados: «Lo que pasaba era tan increíble como si alguien hubiese disparado un proyectil hacia un papel de seda y el proyectil volviese hacia el cañón». A partir de estas experiencias, propuso que el átomo está constituido por un núcleo cargado positivamente que contiene la mayor parte de la masa del átomo. Los electrones cargados negativamente se sitúan alrededor del núcleo. El radio del átomo es del orden de  $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$  y el del núcleo, de  $10 \text{ fm} = 10^{-14} \text{ m}$ . Es decir, el radio del átomo es diez mil veces mayor que el del núcleo, lo que implica que la mayor parte del volumen ocupado por un átomo es espacio vacío. Con este modelo clásico se explicaban los resultados de la

experiencia de Rutherford, ya que la mayoría de las partículas  $\alpha$  pasan a través de este espacio sin desviarse; solo lo hacen las que se aproximan al núcleo y las que chocan retroceden.

Pero el modelo de Rutherford de 1911, si bien explicaba lo anterior, era inconsistente con la teoría electromagnética clásica. Según esta, un electrón que gira alrededor del núcleo emite energía continuamente en forma de ondas electromagnéticas, lo cual le llevaría a caer muy rápidamente sobre el núcleo, en contradicción con la evidente estabilidad de los átomos. Además, ambos modelos eran incapaces de explicar el carácter discontinuo y característico de los espectros atómicos (fig. 3).

nuclear de Rutherford, modificándolo de manera que diera cuenta de los espectros. De forma esquemática, podemos exponer los postulados de Bohr: 1) en el átomo, un electrón se mueve en una órbita circular alrededor del núcleo; 2) de la infinidad de órbitas que permite la física clásica, el electrón solo puede moverse en las que el momento angular orbital es un múltiplo entero de  $h/2\pi$ ; 3) el electrón se mueve en una órbita permitida sin radiar energía electromagnética (de esta forma, su energía total  $E$  permanece constante), y 4) la emisión o absorción de energía radiante se realiza cuando el electrón pasa de una órbita a otra.

Se puede constatar que Bohr «mezcla ideas clásicas y cuánti-



Figura 3. Espectro de la luz solar visto a través de un espectroscopio de bolsillo.

### Los modelos atómicos precuánticos

Bohr, físico danés que en 1911 fue a Inglaterra a investigar con J. J. Thomson, en Cambridge, y meses después con Rutherford, en Manchester, explicó dichos espectros en 1913. Para poder explicar los espectros, Bohr aplicó las nuevas ideas de la teoría cuántica de Einstein al modelo

cas», introduciendo hipótesis *ad hoc* para evitar los problemas planteados en los modelos de Thomson y Rutherford. Los postulados 2, 3 y 4 están en abierta contradicción con la física clásica. Bohr introduce para los estados del electrón la cuantificación tanto de la energía  $E$  como del momento angular  $L$ : el electrón solo puede

estar en estados con  $E$  y  $L$  bien definidos. Como estos estados son estacionarios, es decir, de energía constante, supera así el carácter autodestructivo del modelo de Rutherford. Pero, además, el modelo de Bohr pudo explicar los espectros de absorción y emisión del hidrógeno (las distintas series espectrales), como veremos a continuación. Esto es así porque las ideas de Bohr son correctas simplemente sustituyendo el término *órbita* por *nivel* o *estado energético*, caracterizado por la energía  $E$  y el momento angular  $L$ .

Las hipótesis de Bohr aplicadas al átomo de hidrógeno posibilitaron el cálculo de las órbitas (estados) permitidas y de las energías correspondientes a las mismas. Se observa que la energía del electrón está cuantificada por el número cuántico principal  $n$ . El nivel fundamental se obtiene para  $n = 1$ , y su valor es  $E_1 = -13,6$  eV. Los estados superiores o excitados  $n = 2$ ,  $n = 3$ , etc., tienen valores  $E_2 = -3,4$  eV,  $E_3 = -1,5$  eV, etc. Es útil representar los distintos valores posibles de la energía con rectas horizontales en un diagrama de niveles energéticos. A temperatura  $T$  ambiente, casi todos los átomos están en el estado fundamental. A  $T$  más elevada o durante una descarga, muchos átomos pueden estar en estados excitados.

Así mismo, dicha hipótesis permitió deducir la expresión de la longitud de onda de la radiación emitida al pasar de un estado a otro y, en consecuencia, justificar los espectros de absorción y emisión. En efecto, al hacer incidir luz, los electrones solo podrán absorber los fotones de energías iguales a las correspondientes a la transición de un valor energético o nivel a otro superior, y solo emitirán cuando pasen de dicho nivel a otro inferior. Así, la frecuencia de la

radiación emitida es igual a la diferencia de energía entre niveles:  $E_n - E_m = h\nu$ . Al calcular el valor de la energía y sustituirlo en dicha expresión, Bohr obtuvo la fórmula que Balmer introdujo empíricamente en 1885 para explicar el espectro visible del hidrógeno, formado por una secuencia de rayas, cada vez más apretadas y que se aproximan a un límite definido en la región ultravioleta UV (serie de Balmer). Esto se consideró un éxito similar al obtenido por Newton al explicar, con su ley de la gravitación, las leyes sobre las órbitas de los planetas obtenidas empíricamente por Kepler.

### Las hipótesis de Bohr aplicadas al átomo de hidrógeno posibilitaron el cálculo de las órbitas (estados) permitidas y de las energías correspondientes a las mismas. Se observa que la energía del electrón está cuantificada por el número cuántico principal $n$

Sin embargo, y a pesar e sus éxitos, pronto surgieron dificultades que obligaron a modificarlo (modelo de Sommerfeld, 1916) y, finalmente, a sustituirlo por otro, producto del establecimiento de la mecánica cuántica, que supuso un cambio radical de los conceptos físicos. Entre las deficiencias del modelo de Bohr, mencionaremos: a) no explicaba los espectros de los átomos polielectrónicos e, incluso, el espectro del hidrógeno, al utilizar espectroscopios más potentes o al aplicar campos eléctricos o magnéticos, resultaba ser más complicado de lo previsto en la teoría (aparecían desdoblamiento de las rayas espectrales); b) no explicaba la mayor intensi-

dad de unas rayas sobre otras, ni la anchura de las mismas, y c) tampoco explicaba la existencia de direcciones privilegiadas en los enlaces atómicos.

### La función de ondas y su interpretación probabilista

La crítica radical de los conceptos clásicos que realizan De Broglie, en 1923, y Heisenberg, en 1925, exige una modificación radical del formalismo matemático utilizado para describir el estado de un sistema y su evolución temporal. Así, en la mecánica clásica, el estado de movimiento de una partícula, en un instante determinado, queda descrito por su posición  $r$  y su velocidad  $v$  (o cantidad de movimiento  $p$ ), y en cualquier instante, por su ecuación de movimiento. Análogamente, el estado de una onda, en un instante determinado, viene dado por su amplitud, su longitud de onda y su frecuencia, y en cualquier instante, por su ecuación de onda. Pero los fotones, los electrones, etc., no son ni simplemente ondas ni simplemente partículas, sino cuantos, y, por ello, se necesita un modelo más general para describir su comportamiento (fig. 4).

Este modelo fue obra de Schrödinger, que estudió en Viena con Boltzmann. Fue profesor en Zúrich, donde, insatisfecho con la mecánica de matrices, escribió en 1926 los cuatro artículos base de la mecánica ondulatoria y del modelo cuántico del átomo. En el primer artículo, de 1926, Schrödinger introdujo una función que denominó *función de ondas* o *función de estado*  $\Psi$ . Así como la ecuación de un movimiento se obtiene a partir de la ecuación de Newton, para obtener la función de estado desconocida debe resolverse una ecuación, denominada *ecuación de Schrödinger*,

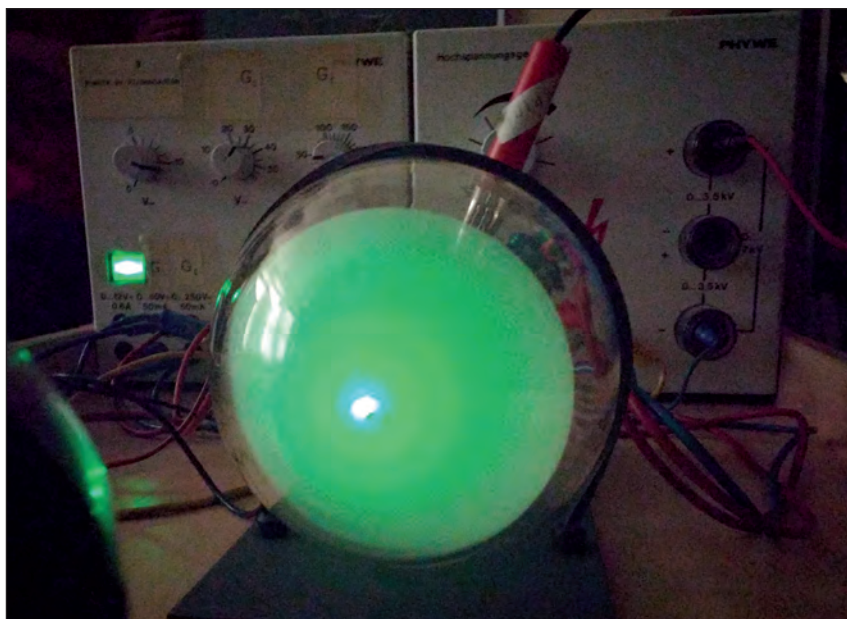


Figura 4. Diagrama de difracción de electrones.

independiente del tiempo. En general, hay diversas funciones posibles correspondientes a distintos valores de la energía que son soluciones de esta ecuación. En el segundo artículo, la aplicó al átomo de hidrógeno. En el tercero, obtuvo la ecuación de Schrödinger dependiente del tiempo. Y, en el cuarto, demostró que la mecánica matricial y la ondulatoria eran equivalentes.

Pero esta función planteó el problema de determinar su significado. Schrödinger consideró que el electrón era una onda difundida en el átomo. Tras una serie de discusiones en Copenhague con Bohr, abandonó esta concepción. Max Born, profesor de la Universidad de Gotinga, donde elaboró la mecánica matricial con Heisenberg y Jordan, introdujo la interpretación probabilista de  $\Psi$  en 1926.

Teniendo en cuenta que la intensidad de una onda luminosa es proporcional al cuadrado de la amplitud del campo eléctrico y que, según Einstein, es proporcional al número de fotones por unidad de tiempo y de superficie, Born señaló que el cuadrado de la amplitud es proporcional al número de fotones. Si tratamos

con haces luminosos poco intensos, con un solo fotón, es evidente que el cuadrado de la amplitud constituye una medida de la probabilidad de que haya un fotón. En los lugares en que el cuadrado de la amplitud sea grande, como las zonas iluminadas de un diagrama de interferencia o difracción, habrá una gran probabilidad de que se encuentre el fotón.

Por analogía con la luz, Born pensó que  $|\Psi(r,t)|^2$  es la probabilidad por unidad de volumen de encontrar el electrón. Es conveniente recalcar la conexión de la interpretación probabilista con la dualidad y la indeterminación que, al impedir describir el estado del electrón en un instante determinado, dando simultáneamente los valores de las coordenadas y las velocidades, como en la mecánica clásica, solo permiten predecir las probabilidades de los distintos valores que pueden obtenerse al medir las coordenadas (o la magnitud de que se trate).

La función de estado nos da información sobre el conjunto de todas las magnitudes compatibles que caracterizan el estado de un sistema, es decir, todas aquellas que se pueden determinar

simultáneamente. Así, por ejemplo, un electrón libre vendrá caracterizado por  $(p_x, p_y, p_z, S_z)$ , las tres componentes de la cantidad de movimiento y la tercera componente del espín. Es decir, un electrón libre tiene bien definida su cantidad de movimiento (o longitud de onda, según De Broglie), pero su posición es indeterminada.

Y, como la función de estado depende del sistema, al plantearse diversas situaciones, se comprueba que la probabilidad no se limita solo a la probabilidad de localización. También existe la probabilidad de encontrarse en un determinado estado de polarización, o de ser dispersado en un ángulo determinado, o la de emisión y absorción, etc.

Es conveniente insistir en que esta probabilidad es de carácter distinto a la de la teoría cinética y la mecánica estadística. En este caso, las leyes probabilistas se aplican a sistemas constituidos por muchísimas partículas que, a nivel fundamental, siguen leyes deterministas, y se consideran un método conveniente de cálculo para superar nuestra ignorancia sobre el comportamiento detallado de cada átomo o molécula. En la teoría cuántica, aunque se trate de sistemas sencillos (un electrón, un fotón, un átomo), las leyes básicas son intrínsecamente probabilistas. Es decir, la interpretación probabilista (para cada partícula) aparece como una nueva ley del comportamiento de la materia.

### Modelo cuántico del átomo y estructura atómica

Si aplicamos la ecuación de Schrödinger a un sistema ligado, como un electrón en un átomo, aparece la discontinuidad en los valores posibles de la energía, encontrándose los mismos niveles energéticos que Bohr había calculado.

Pero estos niveles permitidos de energía surgen a consecuencia del carácter ondulatorio del electrón y no de la supuesta existencia de órbitas electrónicas, que carecen de sentido. En efecto, en vez de órbitas, la ecuación de ondas nos proporciona funciones de estado  $\Psi$  u orbitales atómicos, caracterizadas no solo por el número cuántico principal  $n$ , como las órbitas de Bohr, sino por tres ( $n, l, m_l$ ), donde  $l$  es el número cuántico orbital y  $m_l$  el magnético. Sin embargo, con ellos no se puede explicar el número de electrones en cada nivel. Por eso Wolfgang Pauli introdujo, en 1925, un cuarto número cuántico,  $m_s$ , que solo podía tomar dos valores, y el principio de exclusión de Pauli, según el cual los electrones de un átomo no pueden estar en el mismo estado, es decir, no pueden tener los mismos números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ). Para explicarlo, en el mismo año, Uhlenbeck y Goudsmit sugirieron que el electrón, además de girar en torno al núcleo, giraba sobre sí mismo, pero esto producía velocidades de rotación superiores a la velocidad de la luz. Por eso actualmente se considera que el espín es una propiedad intrínseca del electrón y de otras partículas elementales, como la masa y la carga, en concreto, un momento angular intrínseco sin análogo clásico. El espín es una propiedad muy importante de las partículas que permite clasificarlas en dos tipos: los fermiones, con espín semientero ( $s = 1/2, 3/2$ , etc.), como el electrón, y los bosones, con espín entero ( $s = 0, 1, 2$ , etc.), como el fotón.

Los cuatro números cuánticos nos dan la información posible sobre el estado del sistema. Es decir, nos dan los valores de las cuatro magnitudes compatibles del sistema: la energía  $E$ , el momento angular  $L$  y las terceras

componentes del momento angular  $L_z$  y del espín  $S_z$  electrón en átomos hidrogenoideos ( $E, L, L_z, S_z$ ) (fig. 5). Además, el cuadrado del módulo de  $\Psi$  nos proporciona la probabilidad de encontrar el electrón por unidad de volumen.

las mismas por las relaciones de indeterminación, ya que a un tiempo de vida del estado  $\tau$  le corresponde una anchura  $\Delta E \cdot \tau > h/4\pi$ , y la existencia de direcciones privilegiadas en los enlaces atómicos debido a que hay orbitales no esféricos (p, d, f).

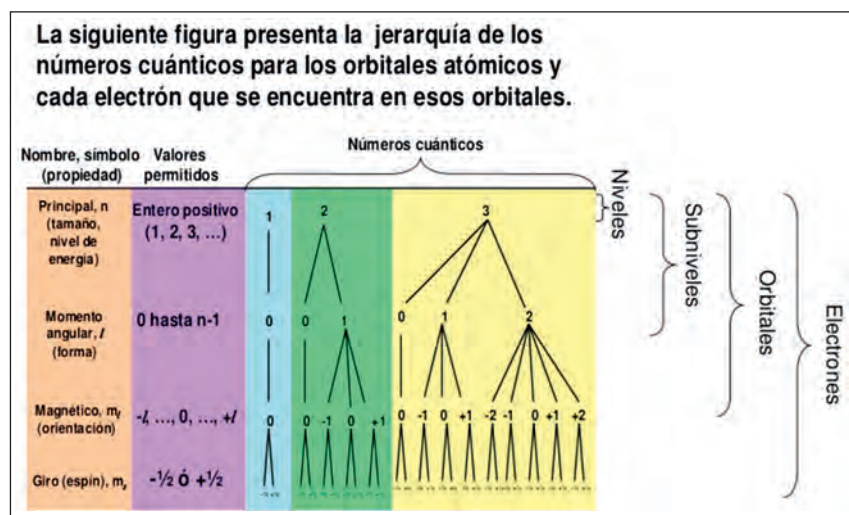


Figura 5. Números cuánticos: valores permitidos y magnitudes compatibles del sistema.

En sistemas más complejos, como los átomos polielectrónicos y las moléculas, no es posible obtener soluciones exactas de la ecuación de Schrödinger, que nos sigue proporcionando una doble información: espacial (las distribuciones de probabilidad de los electrones) y energética (sus niveles). Así, en los átomos polielectrónicos, aunque las distribuciones de probabilidad de los orbitales atómicos tengan formas similares a los orbitales del hidrógeno, la interacción entre electrones origina más niveles energéticos (subniveles), ya que la energía depende de  $n$  y  $l$ , y no solo de  $n$ , como en los átomos con un solo electrón. Estos niveles energéticos se estructuran en capas y subcapas.

Así mismo, se explica la mayor intensidad de unas rayas espectrales sobre otras por la distinta probabilidad de transición entre estados; la anchura de

El hecho de que el número de orden del elemento en el sistema periódico coincida con su número de electrones hace sospechar que esa estructura electrónica puede explicar completamente el sistema periódico, es decir, la ordenación de los elementos por su masa y sus propiedades químicas que realizó Mendeléiev en 1869. En efecto, permite interpretar las semejanzas en las propiedades químicas de los elementos de un mismo grupo (o columna), ya que todos sus elementos tienen el mismo número de electrones en su última capa. Por ejemplo, en la primera columna (grupo de los alcalinos o del litio), todos los elementos tienen un electrón en la última capa que ceden fácilmente. En la penúltima columna (grupo de los halógenos o del flúor), a todos les falta un electrón para completar la última capa y, por tanto, tienden a capturarlos. Los elementos de la

última columna (gases nobles) tienen capa completa y, por tanto, son muy estables, poco reactivos. También se puede justificar la longitud de los períodos (o filas) a partir del número de electrones que completan cada capa: 2, 8, 8, 18, 32, etc. La explicación de la tabla periódica se ha considerado uno de los mayores éxitos de la física cuántica.

### Conclusiones

Este breve desarrollo pone de manifiesto las aportaciones didácticas que comporta el uso de la historia de la ciencia en la enseñanza del átomo y de su estructura. Como señalan diversos autores (Izquierdo, Vallverdú *et al.*, 2006; Solbes y Traver, 2003), dicha historia facilita el aprendizaje de los conceptos, al mostrar los problemas que los originan. Además, familiariza con la naturaleza de la ciencia y, en este caso, especialmente, con el papel de los modelos científicos, viendo cómo explican determinados fenómenos pero no otros, que constituyen sus limitaciones e impulsan la aparición de nuevos modelos que las expliquen, viendo cómo dichos nuevos modelos conservan ideas de los anteriores y aportan otras nuevas. Por último, favorece una visión humanizada, no dogmática y contextualizada de la ciencia, lo que puede contribuir a la motivación del alumnado. Por eso, la historia y la filosofía de las ciencias deberían estar cada vez más integradas en la didáctica de las ciencias y en la formación del profesorado, para que este pueda usarlas en su práctica docente.

### Referencias

- BENSAUDE-VINCENT, B.; STENGERS, I. (1998). *Historia de la química*. Madrid: Wesley Addison: Universidad Autónoma de Madrid.
- BLANCO, R.; NÍAZ, M. (1998). «Baroque tower on a gothic base: a lakatosian reconstruction of students' and teachers' understanding of structure of the atom». *Science Education*, n.º 7, p. 327-360.
- GAVROGLU, K.; SIMÕES, A. (2012). *Neither physics nor chemistry: A history of quantum chemistry*. Cambridge: MIT Press.
- IZQUIERDO, M.; VALLVERDÚ, J. [et al.] (2006). «Relación entre la historia y la filosofía de las ciencias II». *Alambique: Didáctica de las Ciencias Experimentales*, n.º 48, p. 78-91.
- JUSTI, R.; GILBERT, J. (2000). «History and philosophy of science through models: some challenges in the case of "the atom"». *International Journal of Science Education*, vol. 22, n.º 9, p. 993-1009.
- KALKANIS, G.; HADZIDAKI, P.; STAVROU, D. (2003). «An instructional model for a radical conceptual change towards quantum mechanics concepts». *Science Education*, vol. 87, n.º 2, p. 257-280.
- KRAGH, E. (2007). *Generaciones cuánticas*. Tres Cantos: Akal.
- PETRI, J.; NIEDDERER, H. (1998). «A learning pathway in high-school level quantum atomic physics». *International Journal of Science and Education*, vol. 20, n.º 9, p. 1075-1088.
- SÁNCHEZ RON, J. M. (2007). *El poder de la ciencia*. Barcelona: Crítica.
- SINARCAS, V.; SOLBES, J. (2013). «Dificultades en el aprendizaje y la enseñanza de la física cuántica en el bachillerato». *Enseñanza de las Ciencias: Revista de Investigación y Experiencias Didácticas* [recurso electrónico], vol. 31, n.º 3, p. 9-25. <<http://roderic.uv.es/handle/10550/36186>> [Consulta: 30 septiembre 2014].
- SOLBES, J.; SILVESTRE, V.; FURIÓ, C. (2010). «El desarrollo histórico de los modelos de átomo y enlace químico y sus implicaciones didácticas». *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales* [recurso electrónico], n.º 24, p. 83-105. <<http://roderic.uv.es/handle/10550/21173>> [Consulta: 30 septiembre 2014].
- SOLBES, J.; SINARCAS, V. (2009). «Utilizando la historia de la ciencia en la enseñanza de los conceptos clave de la física cuántica». *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales* [recurso electrónico], n.º 23, p. 123-151. <<http://roderic.uv.es/handle/10550/21100>> [Consulta: 30 septiembre 2014].
- SOLBES, J.; TRAVER, M. (2003). «Against a negative image of science: history of science in the physics & chemistry education». *Science & Education* [recurso electrónico], n.º 12, p. 703-717. <<http://roderic.uv.es/handle/10550/36585>> [Consulta: 30 septiembre 2014].



**Jordi Solbes**

Es profesor titular de didáctica de las ciencias en la Universitat de València. Ha sido catedrático de secundaria de física y química. Investiga en didáctica de la física, en el uso de las relaciones CTS y la historia de la ciencia en la educación científica y en la formación del profesorado de ciencias. Sobre estos temas, ha participado en proyectos de investigación con convocatoria pública, ha dirigido catorce tesis doctorales y ha publicado numerosos artículos en revistas nacionales e internacionales de didáctica de las ciencias.  
C. e.: [jordi.solbes@uv.es](mailto:jordi.solbes@uv.es).