

# El nacimiento del átomo cuántico: una breve historia de sus comienzos

Marcelo M. Boveri

**Resumen:** Los descubrimientos científicos realizados entre finales del siglo XIX y principios del XX permitieron realizar la síntesis que llevó a la comprensión de la estructura de la materia y sus propiedades periódicas. Este proceso, lejos de consolidar las concepciones físicas entonces establecidas, dio lugar a una profunda revolución conceptual y epistemológica que cambiaría irreversiblemente a la ciencia.

**Palabras clave:** Teoría cuántica, período temprano, historia, modelos atómicos, propiedades periódicas.

**Abstract:** The scientific discoveries carried out between the end of 19<sup>th</sup> and the beginning of 20<sup>th</sup> centuries achieved a synthesis that led to the understanding of the structure of matter and its periodic properties. This process, far from helping strengthen the physical concepts established at the time, gave place to a profound revolution, both conceptual and epistemological, which would irreversibly change science for good.

**Keywords:** Quantum theory, early period, history, atomic models, periodic properties.

## Introducción

Al promediar el siglo XIX, el sueño de Newton, tras haber sido desarrollado por gigantes como Laplace y Lagrange, había sido culminado por Maxwell y Hamilton. La filosofía natural se había convertido en la mecánica analítica, y entre los físicos de la época primaba la sensación de obra concluida. Cuando el joven Max Planck se disponía a escoger carrera universitaria en 1874, el físico Johann Phillip Von Jolly le aconsejó que no estudiara física, ya que todo estaba descubierto tras el establecimiento de los principios de la termodinámica, quedando sólo algunas lagunas por completar. Estas “lagunas” eran principalmente la comprensión de la estructura atómica, la asimilación de la termodinámica a la mecánica y la interpretación de los espectros. Pocos podían imaginarse que de allí surgiría una revolución cuyo alcance no se limitó a los fundamentos de la física, sino que se extendió a lo más íntimo de nuestra comprensión de la naturaleza.

El presente trabajo, versión resumida de un ensayo<sup>1</sup> diseñado como material de ampliación para estudiantes de Química de 2º curso de Bachillerato, pone el foco en la crisis que

tuvo lugar en la física al intentar comprender la estructura atómica y sus interacciones con el campo electromagnético, de acuerdo con la intención original de mostrar a los jóvenes la evolución permanente de las ideas científicas, e introducirlos al fenómeno de cambio de paradigma científico.

## La hipótesis atómica: cronología

La hipótesis atómica de la materia se remonta a los tiempos de los antiguos griegos: en el siglo V A.C., Leucipo y su discípulo Demócrito, postularon que todos los cuerpos estaban compuestos por diminutas partículas indivisibles, a las que llamó átomos. Esta teoría, de carácter puramente especulativo, suponía que el universo se componía de dos elementos: los átomos y el vacío en el cual existían y se desplazaban. Posteriormente, al proponer Platón y Aristóteles una contradicción lógica respecto a la existencia de partículas indivisibles, la hipótesis atómica cayó en el olvido. Durante los siglos en los que la filosofía aristotélica dominó el pensamiento occidental, la perspectiva atómica de la materia fue completamente desestimada.

El concepto de átomo resurgió en Europa durante el siglo XVII cuando los filósofos naturales intentaron explicar algunas propiedades de los gases, ante la conveniencia de describir ciertos fenómenos en términos de choques de partículas invisibles. De esta forma, renació la idea de que la materia era discreta, esto es, compuesta por unidades contables, entre cuyos partidarios se encontraba el científico más prestigioso de la época: Sir Isaac Newton. Sin embargo, tal noción de partículas no implicaba en absoluto su concepción en términos de los bloques químicos a partir de los cuales se construye la materia.

Conforme los químicos fueron perfeccionando su conocimiento sobre las reglas que regían las cantidades de materiales que reaccionaban para producir nuevas sustancias, que se concretaron en el principio de conservación de la materia y la ley de la composición constante, se fueron

<sup>1</sup> El trabajo completo puede consultarse en <http://www.academiaarries.com/fisicayquimica.html>



M. M. Boveri

Academia Aries Bachillerato Departamento de Física y Química  
C/ Núñez de Balboa 10, 1º, 28001, Madrid  
C-e: [mmartin@academiaarries.com](mailto:mmartin@academiaarries.com)

**Recibido: 11/10/2012. Aceptado: 06/06/2014.**

sentando las bases para una teoría atómica de la materia que explicara su comportamiento químico. La primera contribución a esta teoría fue realizada en los primeros años del siglo XIX por John Dalton, quien, tras analizar un gran número de resultados experimentales postuló lo siguiente:

- Cada elemento se compone de partículas elementales indivisibles llamadas átomos.
- Todos los átomos de un elemento dado son idénticos. Los átomos de elementos distintos tienen diferentes propiedades, incluida su masa.
- Los átomos no se transforman en átomos diferentes, ni se crean, ni se destruyen durante las reacciones químicas.
- Al combinarse átomos de más de un elemento se forman compuestos. Un compuesto dado tiene siempre el mismo número relativo de las clases de átomos que lo componen.

Los dos últimos postulados explicaban, respectivamente, los principios de conservación de la materia y de la composición constante. Por otro lado, la nueva teoría le permitió a Dalton deducir la ley estequiométrica de las proporciones múltiples.

### El descubrimiento de la estructura atómica

Los postulados de Dalton se proponían explicar las más minúsculas partes de la materia basados en observaciones hechas sobre el mundo macroscópico, y eran de carácter especulativo. Habría que esperar hasta principios del siglo XX para que la interpretación del movimiento browniano ofrecida por Albert Einstein<sup>[1]</sup> fuera aceptada como la primera evidencia directa sobre la naturaleza atómica de la materia. Sin embargo, en los años posteriores a la formulación de estos postulados, la aparición de una serie de resultados experimentales, que se mencionarán a continuación, comenzó a aportar evidencia sobre la estructura más elemental de la materia.

#### Rayos catódicos: Electricidad y Materia

Contemporáneamente con la formulación de la hipótesis atómica, se había observado que la corriente eléctrica era capaz de descomponer los compuestos químicos. La combinación de estos resultados con la hipótesis atómica, llevó a George Johnstone Stoney a postular, en 1874, que la electricidad también estaba compuesta de unidades discretas, y que tales unidades estaban asociadas con los átomos, que poseían, a su vez, una carga eléctrica igual y de signo opuesto. En 1891, sugirió el nombre electrón para dicha unidad eléctrica.

Simultáneamente, los físicos estaban realizando experimentos sobre la conducción de la electricidad a través de los gases. Sus resultados fueron claves para la comprensión de la relación entre materia y electricidad. Se observó que a presiones cercanas a la atmosférica el gas se comportaba como un aislante, no circulando corriente eléctrica alguna entre los electrodos. Sin embargo, cuando el gas era evacuado hasta una presión de unas  $10^{-5}$  atm, se observaba cir-

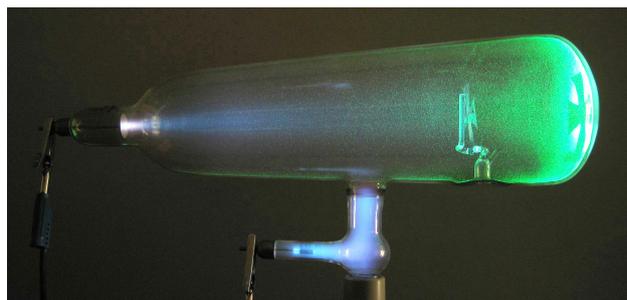
culación de corriente y un brillo débil de color verdoso en el vidrio, conocido como fluorescencia, como se muestra en la Figura 1. Se descubrió que este fenómeno era ocasionado por el bombardeo del vidrio con rayos emitidos por el cátodo, que por esto fueron llamados rayos catódicos, y que estos rayos se propagaban en línea recta.

En 1895, Jean Perrin demostró experimentalmente que los rayos catódicos estaban formados por partículas con carga eléctrica negativa, al observar la dirección en la que éstos se desviaban bajo la influencia de un campo magnético. Un refinamiento de este dispositivo experimental, que incorporaba además un campo eléctrico con líneas de fuerza perpendiculares a la trayectoria de los rayos, permitió a Joseph John Thomson en 1897<sup>[2]</sup> calcular la velocidad de los rayos e hizo posible deducir su relación carga/masa ( $q/m$ ). Sorprendentemente, descubrió que esta relación era independiente del gas que llenara el tubo y del metal que formara los electrodos. Comparando además su valor con los valores obtenidos hasta entonces en los experimentos de electrolisis, encontró que la relación observada era unas dos mil veces mayor que el valor más alto obtenido hasta entonces, correspondiente al hidrógeno, lo que le llevó a concluir que los rayos catódicos constituían una forma de materia diferente a las conocidas hasta entonces. Por estos resultados, Thomson es considerado el descubridor del electrón.

#### Rayos X y radiactividad: La energía misteriosa

Los investigadores descubrieron que en los alrededores de un tubo de Crookes que generaba rayos catódicos, también se emitían rayos. En 1895, Wilhelm Conrad Röntgen<sup>[3]</sup> recubrió un tubo con una lámina de cartón negro, impenetrable para la luz ordinaria, colocó una pantalla fluorescente cerca del tubo tapado, y observó fluorescencia. Llamó a estos misteriosos rayos capaces de atravesar la materia rayos X, y observó que procedían de la región del tubo donde incidía el haz de rayos catódicos y que, a diferencia de éstos, sus trayectorias no eran desviadas por los imanes.

Estos resultados sugirieron que existía una relación entre la fluorescencia y la emisión de rayos X, lo que llevó a Henri Becquerel a investigar el fenómeno en sales de uranio fluorescentes. Observó que cuando éstas manifestaban una intensa fluorescencia, eran capaces de velar una placa fotográfica a través de un cartón negro, lo que asumió como evidencia de la emisión de rayos X debidos a la fluorescencia del mineral. Sin embargo, también comprobó accidentalmente que las sales de uranio seguían siendo perfectamente capaces de velar las placas fotográficas cuando no manifes-



**Figura 1.** Emisión de rayos catódicos en un tubo de Crookes. Fuente: Wikipedia.

taban la fluorescencia alguna. Analizando otros compuestos, descubrió que cualquier compuesto del uranio poseía esta capacidad, no sólo los fluorescentes: nació así el estudio de la radiactividad. Estimulados por los resultados de Becquerel, Pierre y Marie Curie aislaron una importante cantidad de nuevos elementos químicos radiactivos cuyas propiedades desconcertaron a los científicos de entonces. Estaban ante una forma de materia que emitía rayos, es decir, energía, de forma espontánea e incontrolable.

Adaptando el experimento de Perrin a los rayos emitidos por los elementos radiactivos, Becquerel, Ernest Rutherford y Paul Villard llegaron en 1899 a la conclusión de que la radiación estaba compuesta por tres tipos diferentes de rayos, que se distinguían entre sí por su carga eléctrica:  $\alpha^+$ ,  $\beta^-$ ,  $\gamma^0$ . Rutherford se abocó entonces al estudio sistemático de las radiaciones de uranio, descubriendo que los rayos  $\beta^-$  eran partículas con carga negativa y que poseían una relación  $q/m$  idéntica a los rayos catódicos. Además, consiguió demostrar experimentalmente que las partículas  $\alpha^+$  eran fragmentos de átomos del elemento helio.

### Primeros modelos atómicos

La combinación de los resultados anteriores llevó a Thomson a postular en 1904<sup>[4]</sup> que el átomo, contrariamente a la hipótesis de Dalton, no era la unidad de materia más elemental, antes bien, estaba constituido por unidades más pequeñas que poseían carga eléctrica. Como la relación  $q/m$  de los electrones era, con diferencia, la mayor encontrada hasta ese momento, afirmó que los electrones eran corpúsculos que constituían la fracción más pequeña de la masa atómica, y que, por tanto ocuparían una mínima fracción del volumen del átomo que, según su propuesta, consistía en una esfera uniforme de materia positiva, dentro de la cual se incrustaban los electrones. Este modelo se conoce como modelo del *pudding* de pasas.

Sin embargo, este modelo no iba a perdurar por mucho tiempo. En 1911, al continuar Rutherford sus experimentos con rayos  $\alpha^+$ , encontró que en la dispersión de un haz que atravesaba una lámina delgada de oro se obtenían unos patrones que no se correspondían con los esperados si los átomos fueran esferas sólidas con su masa y su carga eléctrica uniformemente distribuidas: una fracción apreciable de las partículas incidentes experimentaba desviaciones de  $90^\circ$ , e incluso mayores. Para explicar estas anomalías, Rutherford propuso la hipótesis de que la mayor parte de la masa del átomo se concentraba en una minúscula porción del espacio y que esta región poseía carga eléctrica positiva: aparecía el átomo nuclear.<sup>[5]</sup> Como corolario de este modelo, los electrones se encontraban dispersos en el resto del volumen atómico, atraídos hacia el núcleo por la fuerza electrostática; Rutherford postuló entonces que los electrones se encontrarían girando en torno al núcleo en órbitas circulares.

La extrapolación de la dinámica de los sistemas gravitatorios al caso electrostático planteaba a los físicos un problema teórico fundamental: en los sistemas de este tipo, las ecuaciones de Maxwell predecían que el movimiento periódico de cargas eléctricas produciría campos electromagnéticos también periódicos, conocidos como ondas electromagnéticas. Estas predicciones, así como el hecho de que las ondas elec-



**Figura 2.** Primera imagen médica de Rayos X, tomada por Röntgen de la mano de su esposa en 1895. Fuente: Wikipedia.

tromagnéticas transportaban energía, ya habían sido comprobadas experimentalmente por Heinrich Hertz. Por esto, el movimiento de un electrón en órbitas circulares en torno a un núcleo positivo sería inestable: la emisión de ondas electromagnéticas implicaba que la energía mecánica del sistema disminuiría con el tiempo, por lo que el electrón acabaría por colapsar sobre el núcleo. Esta imposibilidad y la comprobación experimental de que los átomos no emitían radiaciones electromagnéticas espontáneamente, resultaron escollos insalvables para la aceptación este nuevo modelo atómico, que fue visto como una solución provisional al problema de la verdadera distribución de la materia dentro del átomo.

## Los tres desafíos pendientes de la Física

### Radiación del cuerpo negro: cuanto de acción

Se considera un cuerpo negro a aquel que absorbe la totalidad de la energía radiante que incide sobre él. Por absorber toda la radiación incidente, un cuerpo negro sólo puede emitir radiación en virtud de su temperatura, y se encuentra experimentalmente que esta radiación se distribuye a lo largo de las distintas longitudes de onda en forma acampanada, es decir, para cada temperatura existe una longitud de onda para la cual la energía emitida es máxima.

La explicación de este fenómeno planteó un serio problema a la teoría electromagnética clásica, ya que cuando intentaba derivarse la distribución de la radiación según el modelo ondulatorio, las predicciones indicaban que la intensidad aumentaba indefinidamente al acortarse la longitud de onda  $\lambda$ , es decir, que el cuerpo emitiría cantidades infinitas de radiación ultravioleta y superior. Esta discrepancia, un error predictivo grave en una teoría que se había mostrado ser muy certera en otras predicciones, pasó a la historia como “la catástrofe del ultravioleta”.

Cuando el problema de la radiación del cuerpo negro comenzó a ocupar a los físicos, la hipótesis atómica, si bien estaba lejos de estar libre de discusión, había introducido la cuantificación de la materia en el panorama de la física. Sin embargo, la energía era unánimemente considerada como una magnitud continua. Los reiterados éxitos predictivos

de las ecuaciones de Maxwell apuntalaban la creencia de que la energía radiante era una onda electromagnética, por lo que una ecuación de onda sería capaz de describir su comportamiento en cualquier circunstancia experimental.

La radiación del cuerpo negro constituía un fenómeno empírico en cuya explicación y predicción el modelo ondulatorio fallaba inapelablemente. El tratamiento clásico del problema, la ley de Rayleigh-Jeans, partía del supuesto de que la interacción entre radiación y materia podía estudiarse de acuerdo con el modelo del oscilador, repartía la energía por igual entre todos sus modos de oscilación y suponía que cada modo podía poseer una cantidad arbitraria de energía. Este modelo se ajustaba correctamente a los resultados experimentales para valores grandes de  $\lambda$ , pero fallaba groseramente cuando  $\lambda$  tendía a cero.

Max Planck se dedicó al estudio del problema de la radiación del cuerpo negro intentando resolver un problema termodinámico. Ferviente adepto a la cosmovisión mecanicista, Planck creía que el segundo principio de la termodinámica debía tener una validez tan general como el primero, y que por tanto debería poder darse una demostración puramente mecánica de este principio, la cual prescindiera de la estadística y que no tuviera excepciones microscópicas. En este contexto, Planck creía que la hipótesis atómica iba a ser eventualmente abandonada, reemplazada por la concepción mecánica de la materia continua. La intención de Planck de hallar una explicación mecánica del segundo principio de la termodinámica motivó su interés por el problema del cuerpo negro.

El problema demostró ser mucho más profundo de lo esperado por Planck, quien a lo largo de su estudio se vio obligado a renunciar al enfoque mecánico, debiendo aceptar el enfoque estadístico desarrollado por Maxwell y Boltzmann. Introdujo entonces la hipótesis de que en la interacción entre radiación y materia, esta última se comportaba como un oscilador que no podía intercambiar cantidades arbitrarias de energía, sino múltiplos de una unidad elemental, y comprobó que si esos múltiplos eran directamente proporcionales a la frecuencia, se corregía el problema de la divergencia al infinito de la distribución de la energía, y las predicciones ajustaban correctamente los resultados experimentales. Aparecía así la célebre ecuación del cuanto de energía radiante:

$$\varepsilon = h \cdot \nu$$

Planck no creyó en la realidad física de la hipótesis de la cuantificación de la energía. Para él, la cuantificación resultaba ser una consecuencia de la manera en la que los osciladores que formaban la materia eran capaces de absorber y emitir energía radiante. La energía podía seguir considerándose una onda, y la materia limitaba la forma de interacción entre la una y la otra.

### Efecto fotoeléctrico: el cuanto como partícula

En 1898, Thomson, basándose en el descubrimiento de Hertz de que la superficie de un metal sobre la que incidía radiación ultravioleta emitía cargas eléctricas negativas, fue capaz de demostrar que dichas cargas eran electrones, y por ello idénticos a los rayos catódicos y  $\beta^-$ . El estudio de este fe-

nómeno, denominado efecto fotoeléctrico arrojó resultados que, una vez más, contradecían las predicciones de la teoría ondulatoria de la energía electromagnética por dos razones:

- La emisión de electrones dependía de la naturaleza del metal irradiado y de la frecuencia de la radiación, pero no de su intensidad. Una vez producida la emisión, el número de electrones emitidos resultaba proporcional a la intensidad de luz.
- La emisión se producía instantáneamente tras la incidencia del haz.

Contrariamente a lo observado, la teoría ondulatoria predecía que un aumento en la intensidad implicaba un aumento en la energía del haz, y que esta energía debía ser absorbida continuamente por la superficie metálica, de forma que tras un tiempo suficiente, menor cuanto mayor fuera la intensidad del haz, los electrones adquirirían energía suficiente para abandonar la red metálica.

La elaboración de estos resultados llevó en 1905 a Einstein<sup>[6]</sup> a reconsiderar la hipótesis de Planck, pero de una manera mucho más radical: propuso que la energía radiante se encontraba realmente cuantificada en su naturaleza íntima. Así, postuló por vez primera la existencia del 'átomo' de energía radiante, al cual llamó cuanto de luz. Según su propuesta, la radiación incidente estaba formada por un haz de estos corpúsculos, cuya energía sólo dependía de su frecuencia, de acuerdo con la ecuación de Planck. Cuando dicha energía superaba al trabajo requerido para vencer las fuerzas atractivas del metal sobre el electrón, éste era arrancado con una energía cinética igual al exceso energético del fotón, según la ecuación:

$$h \cdot \nu = W_E + \frac{1}{2} m_e \cdot v_e^2$$

Este revolucionario hallazgo, uno de los muchos que consiguió Einstein en sus primeros años como ignoto científico trabajando en la Oficina de Patentes de Berna, le valió el Premio Nobel de Física, y constituyó la entrada definitiva de los cuantos a la física.

No obstante, la idea del cuanto de luz fue recibida con marcado escepticismo por los físicos, que no aceptaron el estatus de partícula hasta que los resultados experimentales obtenidos por Arthur Holly Compton en 1923, en los que un fotón, al chocar con un electrón le transfería parte de su momento lineal, mientras que se conservaba el momento lineal total en la colisión, tal cual sucedía en un choque típico entre dos partículas materiales. Desde entonces, el cuanto de luz tomó con pleno derecho el estatus de partícula y recibió, en 1926, su nombre definitivo por parte de Gilbert Newton Lewis: el *fotón*.

### Interludio: cuantización y ambigüedad

Los fenómenos de radiación de cuerpo negro y efecto fotoeléctrico mostraron a los científicos que la radiación electromagnética podía comportarse como un rayo

de partículas, pero multitud de resultados anteriores, especialmente sobre la interferencia y la difracción de la luz, mostraban un comportamiento ondulatorio. Peor aún, aquello que podía explicarse mediante un modelo era incapaz de ser explicado con el otro... Entonces, ¿era la luz una onda, o un haz de partículas? ¿Podía existir un ente con ambas cualidades, o eran mutuamente excluyentes? Esta dicotomía, que recibió el nombre de *dualidad onda-partícula*, marcó el comienzo de una profunda revolución en el estatus epistemológico de los modelos físicos, especialmente en cuanto al alcance de su significado.

### Espectros: el enigma del color

El estudio de la emisión y absorción de luz por parte de los gases mostró que todos los elementos emitían y absorbían radiación en forma discontinua o discreta, y que las frecuencias de emisión y absorción eran las mismas, y características de cada elemento, como se muestra en la Figura 3. Por estas razones, y pese a su total carencia de fundamentación teórica, la espectroscopía se había convertido en una invaluable aliada de la química al comenzar el siglo xx.

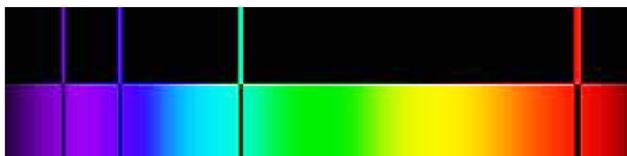
El análisis detallado de las líneas espectrales del átomo de hidrógeno condujo a la formulación de la ecuación de Balmer, una ecuación empírica que permitía ubicar las líneas espectrales en función de dos parámetros  $n$  y  $m$ , que podían asumir valores naturales, agrupando las líneas en series, de forma que cada serie quedaba determinada por un valor de  $n$ . Para  $n = 1$  se obtenía la serie de Lyman, para  $n = 2$  la serie de Balmer, y así sucesivamente, de acuerdo con la siguiente fórmula:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

La comprensión de este fenómeno más allá de su mera clasificación experimental, constituyó una encrucijada para la nueva física, representando la articulación del estudio del comportamiento de las radiaciones electromagnéticas con la clasificación periódica de los elementos químicos. Para su resolución se requirió una combinación entre la teoría sobre la naturaleza de la luz y una teoría sobre la interacción de la radiación electromagnética con los átomos y sus partículas elementales. El premio a este logro sería nada menos que la correlación de las características espectrales de cada elemento con su posición en el Sistema Periódico.

### El átomo de Bohr: Un paso hacia la síntesis

En 1913 Niels Bohr, antiguo miembro del equipo de Rutherford, propuso un modelo atómico que intentaba conciliar la separación espacial de los electrones y el nú-



**Figura 3.** Espectros de emisión (sup.) y de absorción (inf.) de un mismo elemento químico. Fuente: Wikipedia.

cleo con las consideraciones sobre la cuantización de la energía.<sup>[7-9]</sup> Este modelo intentaba concebir el átomo de hidrógeno según los siguientes postulados:

- El electrón se mueve alrededor del núcleo en órbitas circulares de radio  $r$ , bajo la atracción de las fuerzas de Coulomb según las leyes clásicas de la electrostática.
- De todas las órbitas posibles, sólo están permitidas aquellas cuyo momento angular está cuantizado como múltiplo entero de  $\hbar$ . Las órbitas que cumplen esta condición se denominan órbitas estacionarias.
- Cuando un electrón gira en una órbita estacionaria, no absorbe ni emite energía, en contradicción con las leyes clásicas del electromagnetismo.
- La absorción o emisión de energía sólo sucede cuando el electrón salta de una órbita estacionaria a otra. La energía emitida o absorbida en este fenómeno es igual a la diferencia energética entre ambas órbitas estacionarias, y se manifiesta en forma de un fotón que cumple con la ecuación de Planck-Einstein.

El cuantificador  $n$  recibió el nombre de número cuántico, y caracterizaba tanto la energía como el radio de la órbita estacionaria para este modelo. Bohr demostró que la energía de cada órbita estacionaria debía ser inversamente proporcional al valor  $n^2$ , delimitando así la separación energética entre órbitas estacionarias sucesivas. De esta forma, la ecuación de Balmer quedaba dotada de sentido físico, ya que según la ecuación de Planck la energía transportada por el fotón involucrado era inversamente proporcional a la longitud de onda de la línea espectral, mientras que los índices empíricos  $n$  y  $m$  se convirtieron en los cuantificadores de las energías de las órbitas estacionarias entre las que se producía el salto.

Los postulados del modelo de Bohr eran contradictorios, ya que el primero asumía como válida la interacción electrostática como fuerza que regía las trayectorias del electrón, mientras que el tercero afirmaba que las órbitas estacionarias incumplían las leyes de la electrodinámica. No obstante esto, fue recibido con entusiasmo por los físicos, ya que el concepto de órbita estacionaria permitía aproximar a una síntesis entre los fenómenos cuánticos de la radiación y el comportamiento de las partículas subatómicas.



**Figura 4.** Niels Bohr, 1922 (izq.); Arnold Sommerfeld, 1897 (der.). Fuente: Wikipedia.

## Sommerfeld: entra la relatividad especial

Si bien el modelo de Bohr había logrado reproducir algunas regularidades presentes en el espectro del hidrógeno, sólo lo lograba en una primera aproximación. Al mejorar los dispositivos experimentales, se observó que las líneas se desdoblaban, aun en el caso de espectros de átomos no sometidos a campos externos.

La primera gran contribución al afianzamiento del modelo de Bohr fue realizada por Arnold Sommerfeld, quien aplicó la teoría de la relatividad especial al modelo de Bohr.<sup>[10]</sup> La mecánica clásica reconocía que una órbita generada por una fuerza inversamente proporcional al cuadrado de la distancia daba lugar a series infinitas de órbitas elípticas que poseían idéntica energía mecánica que una órbita circular. Sin embargo, en el caso del átomo, debido a las elevadas velocidades involucradas en la órbita, la teoría especial de la relatividad predecía una variación de la masa a lo largo de las órbitas excéntricas, lo que debería manifestarse en una disminución de la energía mecánica de la órbita. Para cuantificar este efecto, Sommerfeld introdujo el número cuántico azimutal  $l$ , que describía el grado de excentricidad de la órbita, y postuló que esta cantidad estaba cuantizada al igual que el momento angular, siendo los valores permitidos de excentricidad todos los valores de la ratio  $l/n$  en los  $l < n$ , como se esquematiza en la Figura 5.

De esta forma se pudo explicar el desdoblamiento de las líneas espectrales de los elementos más complejos que el hidrógeno.

## El momento magnético y los multipletes

Los experimentos realizados por Miguel Antonio Catalán en 1921 y 1922 mostraron que, en presencia de campos magnéticos, algunas líneas espectrales se desdoblaban en multipletes con  $2l + 1$  componentes equidistantes. Para describir estos multipletes se empleó un nuevo grado de libertad, denominado número cuántico magnético,  $m_l$ . La interpretación semiclásica de este número fue que sólo estarían permitidos ciertos ángulos  $\alpha$  entre el campo y el plano orbital, en particular los que cumplieran la relación  $\cos \alpha = m_l / l$ , donde  $|m_l| < l$ , como se representa en la Figura 6.

## Pauli: la síntesis y la crisis

Si bien la introducción de los tres números cuánticos permitió explicar una buena parte de los fenómenos espectroscópicos observados, quedaban por explicar aun algunos otros que desconcertaron a los físicos de la época.

El primero de ellos fue la aparición de dobletes en algunas líneas espectrales, que hizo pensar a los investigadores en la posibilidad de abandonar los números cuánticos enteros. Para explicar este desdoblamiento sin renunciar a la integridad de los números cuánticos, Wolfgang Pauli propuso en 1925 que los electrones externos poseían una *ambigüedad mecánica indescriptible*,<sup>[11]</sup> que requería un grado de libertad adicional, es decir, un nuevo número cuántico, que en los dobletes asumía un valor de  $\pm 1/2$ .

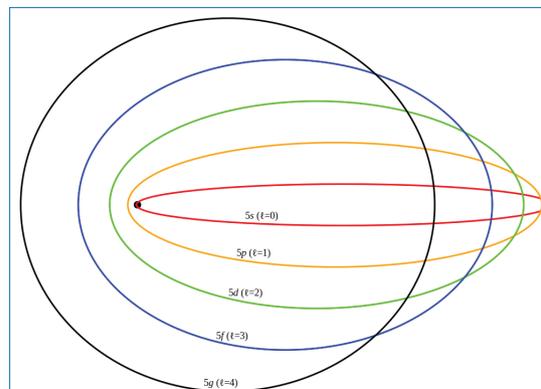


Figura 5. Las 5 órbitas permitidas para el nivel  $n = 5$ , según el modelo de Bohr-Sommerfeld. Fuente: Wikipedia.

Por análisis dimensional de los grados de libertad del electrón, George Eugene Uhlenbeck y Samuel Abraham Goudsmith concluyeron que los cuatro grados de libertad debían implicar que un electrón poseía tres grados de libertad translacional y un grado de libertad interno, lo que para una partícula puntual o muy pequeña implicaba una rotación intrínseca. Sin embargo, la explicación clásica de esta rotación daba como resultado la predicción de velocidades de rotación superlumínicas para el electrón. Por esta razón, si bien el último cuantificador tomó como nombre número cuántico de spin, jamás pudo ser explicado en términos clásicos.

Adicionalmente a este nuevo grado de libertad, Pauli introdujo en 1925<sup>[12]</sup> una regla empírica para limitar el número de electrones en una capa o nivel de energía, a la que llamó regla de exclusión, según la cual no era posible la coexistencia de dos electrones con los mismos valores para los cuatro números cuánticos. Pauli no fue capaz de encontrar fundamentación para esta regla dentro del marco teórico existente, pero no pudo dejar de hacer hincapié en su ocurrencia inexorable en los resultados experimentales.

La introducción de este principio permitió “cerrar” las capas electrónicas y, por primera vez, encontrar una explicación de la periodicidad química: los “números mágicos” del sistema periódico 2, 8, 18, 32 habían sido finalmente descodificados. No obstante este enorme triunfo, el modelo clásico-cuántico del átomo estaba en una profunda crisis. Los cuantificadores habían acabado

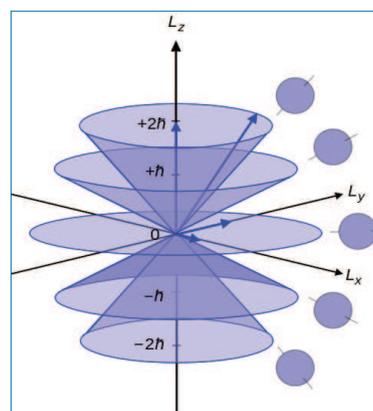


Figura 6. Representación del multiplete de orden 5 correspondiente a  $l = 2$ . Fuente: Wikipedia.



**Figura 7.** Miguel Antonio Catalán Sañudo (izq.); Wolfgang Pauli (der.).  
Fuente: Wikipedia.

por perder sentido físico, a la vez que los investigadores se veían forzados a enunciar reglas de selección arbitrarias que explicaran *ad hoc* el hecho de que no todas las líneas predichas aparecieran en los espectros reales, lo que era visto como un retroceso teórico hacia el punto de partida de la ecuación de Balmer.

### Epílogo: La nueva mecánica cuántica

La combinación de desconcierto y frustración acumulada tras la incertidumbre sobre la dirección de los progresos en la teoría cuántica posiblemente haya tenido un importante papel a la hora de impulsar a los físicos a tomar caminos poco convencionales, a ensayar rupturas con las ideas más arraigadas hasta ese momento.

Estaba abonado el terreno para el nacimiento de la nueva mecánica cuántica: en los años subsiguientes, ideas revolucionarias como la mecánica matricial de Werner Heisenberg, fundada teoría de los observables impulsada por Pauli; y la mecánica ondulatoria de Erwin Schrödinger, basada en la dualidad onda-partícula propuesta por Louis de Broglie cambiaron para siempre nuestra forma de ver la realidad física, así como nuestra relación con el conocimiento científico.

### Conclusiones

El camino de la Física está lejos de ser una marcha lineal desde la ignorancia hacia el saber. El descubrimiento y la posterior explicación de nuevos fenómenos pueden obligarnos a replantear los conocimientos establecidos, dando lugar en algunas ocasiones a profundas crisis, que impulsan la ocurrencia de rupturas con concepciones fuertemente arraigadas.

Este fue el caso durante el nacimiento de la mecánica cuántica, ya que se produjo un avance espectacular en la comprensión de la estructura de la materia, pero al precio de cuestionar inapelablemente los conceptos físicos de raigambre más profunda. Un nuevo paradigma estaba naciendo, y dio lugar a un profundo cambio en la relación entre los fenómenos naturales y sus representaciones, los modelos físicos. La física del nuevo paradigma se vio obligada a renunciar a las aseveraciones sobre la naturaleza de

los fenómenos físicos, y a cambio de esta renuncia, dichos fenómenos adquirieron una diversidad de facetas dependientes del conjunto de las condiciones experimentales.

La nueva física indaga sobre una naturaleza compleja y polifacética, antes que sobre una estructura inerte limitada por nuestras preconcepciones, y comprende que la respuesta está condicionada por las condiciones de formulación de la pregunta.

No pocas veces, los docentes de enseñanza secundaria fallamos al soslayar este aspecto, e intentamos recuperar la perspectiva decimonónica de una naturaleza amoldada a nuestros juicios preconcebidos, como si esta revolución jamás hubiera tenido lugar. Este fallo puede privar a los estudiantes de la posibilidad de observar la cualidad más viva y vital de las ciencias.

La profundización del avance en las direcciones señaladas por este nuevo paradigma le ha permitido a la química y a la física alcanzar su forma actual, como partes integrales de una gran ciencia pluridisciplinar y dotada de conciencia, en la que tienden a desaparecer las separaciones entre las diversas áreas del conocimiento.

### Agradecimientos

A Fernando Maremar, por su atenta lectura y sus atinados consejos de estilo.

### Referencias generales

- T. S. Kuhn, *La teoría del cuerpo negro y la discontinuidad cuántica, 1894-1912*, Alianza Editorial, Madrid, **1987**.
- J. M. Sánchez Ron, *Historia de la física cuántica I. El periodo fundacional*, Crítica, Barcelona, **2005**.
- D. Greenberger K. Hentschel F. Weinert (Editores); *Compendium of Quantum Physics. Concepts, Experiments, History and Philosophy*; Springer-Verlag, Berlin Heidelberg, **2009**.
- R. Feynman, R. B. Leighton, M. Sands; *Física. Volumen III: Mecánica cuántica*; Addison Wesley Longman México; Juárez, **2000**.
- L. Pauling; *Química General*; Aguilar S.A. de ediciones, Madrid, **1980**.

### Bibliografía

- [1] A. Einstein, *Ann. Phys.* 17, **1905**, 549-560.
- [2] J. J. Thomson, *Philos. Mag.* 44, **1897**, 293-316.
- [3] W. K. Röntgen; *Sitzungsberichte der Physikalische-Medizinischen Gesellschaft zu Würzburg*, **1895**, 132-141.
- [4] J. J. Thomson, *Electricity and Matter*, Yale University Press, New Haven, **1904**.
- [5] E. Rutherford; *Philos. Mag.* 21, **1911**, 669-688.
- [6] A. Einstein, *Ann. Phys.* 17, **1905**, 132-148.
- [7] N. Bohr, *Philos. Mag.* 26, **1913**, 1-25.
- [8] N. Bohr, *Philos. Mag.* 26, **1913**, 476-502.
- [9] N. Bohr, *Philos. Mag.* 26, **1913**, 857-875.
- [10] A. Sommerfeld, *Ann. Phys.* 51, **1916**, 1-94.
- [11] W. Pauli; *Phys. Z.* 31, **1925**, 373-385.
- [12] W. Pauli; *Phys. Z.* 31, **1925**, 765-783.

# XII Premios Investigación Lilly para alumnos de doctorado

3 premios de 1.500€ para los alumnos de doctorado de las  
Áreas de Química Orgánica, Farmacéutica y Analítica



**23 de Junio de 2014**

Finaliza el plazo para la recepción de candidaturas.

**26 de Septiembre de 2014**

Entrega de premios en las instalaciones de Lilly en Alcobendas (Madrid), y conferencia plenaria a cargo del Prof. John F. Hartwig (University of California, Berkeley, USA)

Bases de los premios y otros datos en [www.lilly.es/investigacion-y-desarrollo](http://www.lilly.es/investigacion-y-desarrollo)

Eli Lilly es una compañía farmacéutica global con centros de investigación en EEUU y Europa, líder en el descubrimiento, desarrollo y comercialización de nuevos medicamentos. El centro de I+D en Alcobendas, dedicado a Química Médica, Orgánica y Analítica, a través del Comité Europeo para Relaciones Académicas (EUACC), se complace en convocar en España los XII Premios de Investigación para alumnos de doctorado.

Eli Lilly en Europa:

España: Alcobendas, [www.lilly.es](http://www.lilly.es) Reino Unido: Windlesham, [www.lilly.co.uk](http://www.lilly.co.uk)

Irlanda: Kinsale, [www.lilly.ie](http://www.lilly.ie)

