

Bohr: cien años de estados estacionarios

César Tomé-López

Resumen: En julio de 1913 Niels Bohr publicaba el primero de una serie de artículos sobre un nuevo modelo de átomo basado en la hipótesis cuántica. No fue el primer modelo cuántico, como suele creerse, sino una síntesis de ideas dispersas y la introducción de una nueva hipótesis clave que daba sentido a todo: la existencia de distintos estados estacionarios para el electrón dentro del átomo.

Palabras clave: Modelo de Bohr, teoría cuántica, estados estacionarios, espectroscopia, historia.

Abstract: In July 1913 Niels Bohr published the first of a series of articles about a new model of the atom based on the quantum hypothesis. It was not the first quantum model, as it is usually believed, but a synthesis of separate ideas and the introduction of a key new hypothesis that made sense of them all: namely the existence of different stationary states for the electron within the atom.

Keywords: Bohr model, quantum theory, stationary states, spectroscopy, history.

En el número 151 (julio de 1913) del prestigioso *journal Philosophical Magazine* apareció un artículo titulado “On the Constitution of Atoms and Molecules” (Sobre la constitución de átomos y moléculas) remitido por Ernest Rutherford, de Manchester, y firmado por un físico desconocido, Niels Bohr de Copenhague (Figura 1).¹ El autor anunciaba que era el primero de una serie que trataría sobre una teoría de la constitución de átomos y moléculas sobre la base del modelo atómico del profesor Rutherford y el cuanto de acción elemental del profesor Planck. Al final de la introducción aparecía la principal consecuencia práctica de su teoría: “*Se mostrará que es posible desde el punto de vista tomado dar cuenta de una forma sencilla de la ley del espectro lineal del hidrógeno*”.

El modelo atómico de Bohr, del que ahora celebramos el centenario, supuso la introducción de una idea fundamental en el desarrollo y aplicación de la física cuántica. Pero esta idea no fue la aplicación de la teoría cuántica al átomo (Haas, 1910),² ni la explicación de la emisión espectral como debida a transiciones de los electrones (Stark, 1908),³ ni siquiera la determinación de las dimensiones atómicas (el mal llamado radio de Bohr) en función del cuanto de acción (Haas, 1910).

Exploraremos en este artículo los antecedentes en los que se basó Bohr, directa o indirectamente, para adoptar estos aspectos en su modelo. La principal aportación original de Bohr fue admitir la teoría cuántica como única justificación de la existencia de estados estacionarios, y las energías asociadas para

el electrón, y el construir un modelo atómico basado en ellas capaz de explicar las líneas espectrales del hidrógeno.

Entre los antecesores del modelo de Bohr, los gigantes a cuyos hombros se subió, hay algunos muy conocidos, como Thomson o Rutherford y sus colaboradores (Moseley, Geiger, Marsden, Hevesy, Darwin, etc.), que suelen aparecer en los libros de texto, y otros poco o nada conocidos pero que realizaron contribuciones fundamentales a un nivel, digamos, local. Así, tenemos a Stark, Haas, van den Broek, Schidlof, Hasenöhlrl o Nicholson que la necesidad de simplificar y el



C. Tomé-López

Cuaderno de Cultura Científica (UPV/EHU)
C-e: cesar_tome@yahoo.es

Recibido: 02/09/2013. Aceptado: 09/09/2013.

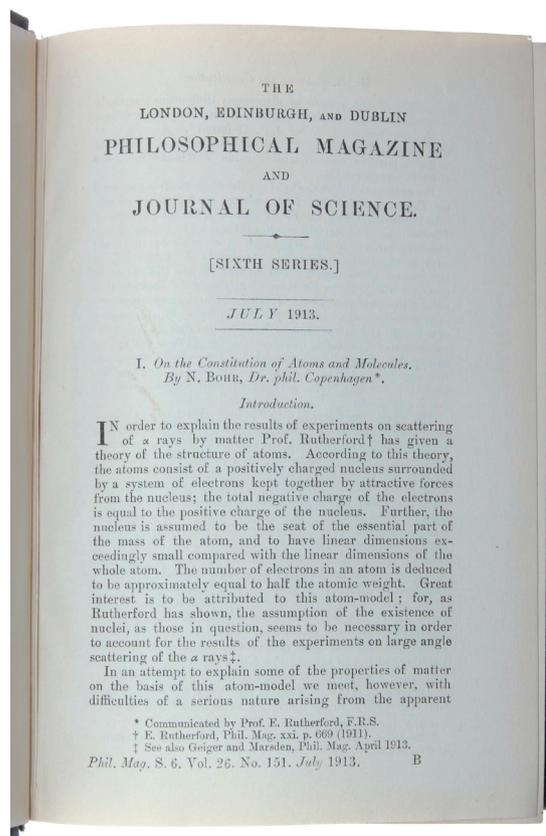


Figura 1. Primera página del artículo de Niels Bohr en 1913.¹

propio éxito del modelo de Bohr han hecho que prácticamente caigan en el olvido. Entre todos ellos hay que destacar a uno cuya influencia permitió, gracias a dos intervenciones públicas en 1911 y a una vasta correspondencia, que toda una generación de físicos cambiase de mentalidad en lo que respecta al papel del cuanto de acción en el futuro de la física y la química y que la comunidad científica estuviese preparada en 1913 para recibir adecuadamente las ideas de Bohr: Arnold Sommerfeld.

1904: El modelo clásico de Thomson

En 1897 el físico J. J. Thomson (Figura 2) descubrió el electrón en una serie de experimentos diseñados para estudiar la naturaleza de las descargas eléctricas en los tubos de rayos catódicos de alto vacío, algo bastante de moda en la época. Thomson interpretó el desvío de los rayos por placas cargadas eléctricamente y por imanes como pruebas de la existencia de “*cuerpos mucho menores que los átomos*” con una relación carga/masa muy grande. Posteriormente terminaría estimando el valor de la carga.



Figura 2. Thomson (1856-1940). Fuente: Wikipedia.

En marzo de 1904 en *Philosophical Magazine* el mismo Thomson proponía un modelo del átomo, no matemático, puramente descriptivo, consistente en una esfera de materia positiva en la que los electrones estarían posicionados por cargas electrostáticas. En palabras del propio Thomson: “...*los átomos de los elementos consisten en un número de corpúsculos electrificados negativamente encerrados en una esfera de electrificación positiva uniforme...*”

En este modelo, los electrones tenían libertad para rotar dentro de la nube de sustancia positiva. Estas órbitas se estabilizaban en el modelo por el hecho de que cuando el electrón se alejaba del centro de la nube positiva existía una mayor fuerza que lo atraía hacia el interior ya que había más material de la carga opuesta dentro de su órbita. Además los electrones podían orbitar en anillos que se veían estabilizados además por las interacciones entre los electrones; los espectros podrían explicarse por las diferencias de energía entre órbitas anulares. Thomson intentó, de hecho, explicar las líneas espectrales más importantes conocidas de algunos elementos con su modelo, pero no obtuvo demasiado éxito.

Los experimentos de 1909 dirigidos por Ernest Rutherford y realizados por Hans Geiger y Ernest Marsden con el bombardeo de partículas alfa de panes de oro probaron que el modelo no encajaba de forma fundamental con la realidad física. Con todo, Gilbert N. Lewis e Irving Langmuir fueron capaces de encontrar una explicación de los enlaces químicos y de las estructuras moleculares usando el modelo de Thomson. No sólo eso, como veremos más adelante, el modelo era suficiente para determinar el valor correcto del radio de Bohr si se combinaba con la hipótesis cuántica.

1908: Stark y el origen de los espectros

Los espectros atómicos, tanto de líneas como de bandas, suponían uno de los grandes retos a los que se enfrentaban los físicos teóricos del finales del XIX y principios del XX. Como acabamos de mencionar, Thomson intentó usar su modelo atómico para explicarlos sin demasiado éxito. Sin embargo, Johannes Stark encontró una posible explicación que, luego veremos, sería la que utilizase Bohr tomada directamente de él.

Johannes Stark era un físico experimental extraordinariamente dotado y con una riquísima imaginación. Lamentablemente no se sentía nada cómodo con las ideas matemáticas que cada vez imperaban más en la física teórica de principios del XX. A pesar de ello, su intuición le decía que la hipótesis cuántica era correcta y en 1907 ya listaba una serie de hechos experimentales que, en su opinión, la apoyaban. Démonos cuenta que esto era completamente inusual para la época. La aplicación del cuanto de acción al efecto fotoeléctrico que había realizado Einstein era sólo una idea osada que no se confirmaría experimentalmente hasta 1914.

En 1908 Stark proponía la “*hipótesis fundamental... de que la acción química directa de la luz consiste en la liberación de los electrones de valencia de su anclaje como resultado, según la ley cuántica, de la absorción de más luz por los electrones de valencia individuales que la cantidad de energía de anclaje de estos electrones de valencia*”. Max von Laue en su “*Historia de la física*” atribuiría esta idea erróneamente a Einstein.⁴

Pero la obsesión de Stark era la estructura atómica. Ya en 1906 había buscado pistas a este respecto en la influencia de los campos eléctricos en las líneas espectrales (esto sería la base para su descubrimiento en 1913 del efecto que lleva su nombre (y por el que, entre otras cosas, recibiría el premio Nobel en 1919). Basándose en el modelo de Thomson, consideraba que los “*electrones internos o anulares*” del átomo eran los responsables de las series espectrales, si bien consideraba que sólo los iones emitían espectros. Su análisis de los espectros de bandas le llevó a la conclusión en 1908 de que, con respecto al átomo, el electrón podría no estar tan sólo en un estado normal (lo que hoy llamaríamos fundamental) o en un estado de separación total, sino que también podría haber separaciones parciales. Sería en la recombinación de estos electrones separados total o parcialmente que se liberaría la energía que correspondería a las líneas espectrales.

Sin embargo, Stark, dado sus limitadas matemáticas, fue incapaz de proporcionar los valores de esas energías de recombinación. Lo que quería demostrar, pero que se quedó en descripción verbal, es que las pérdidas de energía del elec-

trón serían cada vez menores en el camino de vuelta al estado fundamental del electrón. Estas ideas, revisadas en el tomo segundo de su *Prinzipien der Atomdynamik* (1911),⁵ fructificaron en 1913 tras la lectura que hizo Niels Bohr a principios de 1913 de precisamente ese libro.

1910: El modelo cuántico de Haas

Arthur Erich Haas fue el primero en intentar aplicar el cuanto de acción de Planck a la constitución del átomo. En su artículo de febrero de 1910 Haas explicaba:² “*Se examinará el modelo de Thomson del átomo de hidrógeno como un caso especial de resonador óptico [...] El presente estudio intentará ofrecer una interpretación electrodinámica del elemento de acción de Planck. Su objetivo será el desarrollo de una ecuación que relacione la constante h con las magnitudes fundamentales de la teoría electrónica [...]*”.

El objetivo de Haas, como vemos, era relacionar el cuanto de acción con la estructura fundamental del átomo, esto es, derivar la expresión $E = hv$ a partir de principios conocidos. Su idea de partida es que el cuanto de acción es una consecuencia de la estructura atómica. Habría que esperar a Sommerfeld para que esta idea errónea fuese sustituida por la contraria. Con todo, el resultado buscado por Haas no era otro que “[...] *ofrecer la base para una evaluación más exacta del radio del átomo de hidrógeno*”.

A pesar de partir de una hipótesis errónea y del modelo equivocado, Haas tuvo éxito en su objetivo: determinó exactamente el valor de lo que hoy conocemos como radio de Bohr (a). Sin embargo, su tratamiento del problema fue puramente clásico, lo que supuso que el empleo del modelo de Thomson en vez de el de Rutherford no supusiese un problema, ya que, desde un punto de vista de la distribución de la carga positiva, el modelo de Rutherford no es más que un caso particular del de Thomson.

Haas había introducido como hipótesis que, como la energía potencial del electrón en el átomo de hidrógeno era del mismo orden de magnitud que la cantidad hv entonces, *la energía potencial es hv* . Significativamente, el desarrollo de Haas se aplica sólo al estado fundamental del átomo. Por ello obtiene el valor correcto del radio de Bohr, a pesar de no escribirlo explícitamente, ya que su objetivo era obtener h en función de a y no al revés.

A pesar de que no recoge ni la existencia de los estados estacionarios excitados ni las transiciones entre ellos, que son la esencia del modelo de Bohr y los que, combinados con los datos espectroscópicos, llevaron a un éxito que marcó una época, el trabajo de Haas contenía ideas y resultados realmente significativos. Desafortunadamente pasaron casi desapercibidos para los investigadores posteriores a Bohr; pero fueron decisivos en el primer Congreso Solvay en 1911, como veremos más adelante.⁶

1911: La extensión de Schidlof del modelo de Haas a los espectros atómicos

A comienzos de 1911 Arthur Schidlof intentó extender el modelo de Haas a la emisión y a la absorción de la luz. Su intento estaba condenado al fracaso, ya que al no disponer del concepto de estados internos del átomo (la gran contribución

de Bohr) se vio obligado a establecer una relación causal entre la emisión y la absorción de la luz con la absorción y emisión de electrones.⁷ Schidlof consideró la emisión de luz como la absorción de electrones con energía cinética nula y la radiación del incremento en energía potencial. Hoy vemos como evidente que un mecanismo como este no puede incorporarse a un sistema cuántico con éxito.

1911: La estructura cuántica del átomo de Hasenöhl como fuente de las bandas espectrales

Friedrich Hasenöhl estaba en el tribunal que desestimó como ridícula la tesis en la que se incluía la hipótesis de Haas en 1910. Sin embargo, para mediados de 1911 había reconsiderado su posición y llegó a ser el protagonista del intento probablemente más cercano en tener éxito a la hora de explicar los espectros atómicos basándose en un modelo cuántico del átomo, antes de Bohr. Su idea original era muy ambiciosa, nada menos que explicar las leyes empíricas de Deslandres de las bandas espectroscópicas moleculares y la fórmula de Balmer de las series espectrales. Su modelo consistía en considerar un oscilador para describir el comportamiento del átomo en su conjunto. Este oscilador sería un sistema mecanocuántico en el que “...*es mejor mantener la visión de Planck y dividir el espacio de fase en regiones elementales iguales h limitadas por curvas de energía constante*”.⁸

El intento de Hasenöhl podría haber fructificado con un tratamiento sistemático de la cuestión. Al igual que Schidlof, no obtuvo los resultados buscados porque no tuvo la intuición de reconocer las ecuaciones empíricas de Deslandres y Balmer como las diferencias de términos correspondientes a estados atómicos.

1911: El modelo clásico de Rutherford

Como apuntábamos anteriormente, el modelo de Thomson de 1904 incluía una esfera uniforme de una sustancia cargada positivamente en la que un gran número de electrones orbitaba en circunferencias. La disposición geométrica de los electrones en éstas impedían el colapso radiativo. Por otra parte, la estabilidad mecánica implicaba la existencia de restricciones en el número de electrones en los anillos sucesivos. Thomson reconocía en estas restricciones la periodicidad química de los elementos (los elementos sucesivos se diferenciarían por la adición de un electrón). Sin embargo, para 1906 los datos obtenidos de la dispersión de rayos X y β obligaron a Thomson a reducir el número de electrones hasta el número atómico. Pero esta solución tenía un problema asociado: hacía más evidente el colapso radiativo. Además no había suficientes electrones para explicar todas las líneas espectrales en términos de perturbaciones de la configuración normal del átomo. Finalmente Thomson se uniría a Philipp Lenard y, como ya hemos mencionado, a Johannes Stark, al admitir que las distintas series espectrales se emitían durante la recombinación de los electrones en los átomos ionizados.

Si a lo anterior unimos los resultados de Geiger y Marsden sobre la dispersión de las partículas alfa por panes de



Figura 3. Rutherford (1871-1937). Fuente: Wikipedia.

oro, Ernest Rutherford (Figura 3) tenía todos los elementos para concluir que la carga positiva del átomo estaba concentrada en un “núcleo” muy pequeño. Ignorando conscientemente todos los problemas de estabilidad, propuso que los átomos estaban hechos de electrones que orbitaban alrededor del núcleo.

Este modelo, de entrada, atrajo poca atención salvo en los propios círculos de Rutherford en Manchester. A pesar de ello, todo era propicio ya para que se diese el paso de incorporar de tal forma la teoría cuántica a la teoría atómica que permitiese explicar algunos de los extraños datos experimentales que se habían ido acumulando. De hecho, fue en el entorno de Rutherford donde se conseguiría el avance tras varios intentos fracasados. Sólo era necesario llevar la teoría cuántica al centro del escenario y cambiar el enfoque del problema. De preparar el escenario se encargó Walther Nernst, con el apoyo de Planck. Arnold Sommerfeld asumiría el papel protagonista.

1911: La Conferencia Solvay

El hecho de que la teoría cuántica ganase adeptos durante los años 1910 y 1911 y que se convirtiese en un tema habitual en las discusiones de físicos y químico-físicos se debe en no poca medida al trabajo de Nernst. Su papel de dinamizador queda claramente demostrado por la concepción y organización de una reunión internacional sobre el problema cuántico que incluyese a todos los líderes en este campo. Esta reunión, apoyada por Planck y con la financiación del industrial belga Ernest Solvay, se llamaría Primera Conferencia Solvay (Figura 4) y, como años más tarde el quinto (1927), fue un hito en el desarrollo de la física cuántica, tal y como Nernst previó y pretendió.⁶

Un aspecto fundamental de la conferencia fue el sociológico, esto es, convencer a científicos de enorme prestigio e influencia de la importancia y significación de la teoría cuántica. Entre ellos estaba el grupo francés, encabezado por Henri Poincaré. Y fue precisamente en este aspecto en el que Arnold Sommerfeld brilló. Léon Brillouin, por ejemplo, describió la profunda impresión que Sommerfeld causó en los tres teóricos franceses presentes: Poincaré, Marcel Brillouin y Paul Langevin (también estaba presente Marie Curie, experimental): “*Estaban tremendamente impresionados con esta discusión de Sommerfeld... y*



Figura 4. Asistentes a la Primera Conferencia Solvay. Fuente: Wikipedia.

esa fue una de las razones por las que me decidí a ir a Múnich [donde Sommerfeld era profesor]”.

Pero Sommerfeld no sólo convenció. Tras la discusión sobre la aproximaciones de Haas, Schidlof y demás, propuso un cambio conceptual que después resultaría clave para la formación de las ideas de Bohr: la constante h es una constante fundamental, no derivable de las dimensiones del átomo. En sus propias palabras: “*Pero no quiero ir tan lejos como interpretar esta relación entre el cuanto de acción h y el tamaño molecular como el origen propiamente dicho de h , como Haas y probablemente Lorentz se inclinan a hacer... Aparte de la incertidumbre de nuestro conocimiento de las dimensiones moleculares, me parece a mí que un punto de vista como ese no hace justicia a la significación universal de h . Me inclinaria a dar preferencia al punto de vista opuesto: no explicar h sobre la base de las dimensiones moleculares sino más bien ver la existencia de la molécula como función y resultado de la existencia de un cuanto de acción elemental”.*

1912-13: Bohr

Niels Bohr (Figura 5) llegó al laboratorio de Ernest Rutherford en Manchester, procedente de una mala experiencia en Cambridge con Thomson, a mediados de marzo de 1912 y permaneció allí hasta finales de julio de ese año. En este breve lapso de tiempo llegó a convencerse de la valía del modelo planetario del átomo, un modelo que se conocía poco



Figura 5. Bohr (1885-1962). Fuente: Wikipedia.

fuera de Manchester. Pero si se acepta el modelo atómico de Rutherford debe preocuparle su estabilidad. Antes de su partida de Manchester en julio, Bohr ya estaba convencido de que, de alguna manera, la solución estaba en la hipótesis cuántica según la interpretación que Sommerfeld había hecho pública en varios lugares pero, especialmente, en la conferencia Solvay, a la que había asistido Rutherford.

En este punto podría plantearse si el tratamiento de Haas influyó de alguna manera en las ideas de Bohr. De hecho, el trabajo de Haas donde exponía su tratamiento cuántico del átomo de Thomson y en el que daba un valor, para lo que después se llamaría radio de Bohr, apareció referenciado en la bibliografía del artículo de julio de 1913. Bohr en entrevistas posteriores afirmó que no, que había encontrado el artículo de Haas en una búsqueda bibliográfica posterior. En cualquier caso, el trabajo de Haas hizo cambiar las ideas de Sommerfeld y Sommerfeld influyó en todos los presentes en Bruselas, por lo que la influencia, al menos, es indirecta. Bohr no le menciona por su nombre pero sí a la Conferencia Solvay de Bruselas.

Algo que hoy día puede parecernos una obviedad pero que en 1912 no lo era en absoluto, fue otra de las conclusiones a las que llegó Bohr en este periodo: la existencia de un átomo con un sólo electrón más allá del propio modelo, es decir, que existía en la realidad un átomo con un sólo electrón y que este átomo era el de hidrógeno. En 1911 el astrónomo John William Nicholson había propuesto también un modelo de átomo planetario basado en la hipótesis cuántica (Nicholson sí nombra a Sommerfeld) pero para él, por ejemplo, la existencia de un átomo con un sólo electrón era inconcebible por inestable. Bohr fue un paso más allá y desarrolló independientemente la asociación entre número atómico y número de electrones en el átomo. Fue precisamente cotejando sus ideas a finales de 1912 con las de Nicholson, que Bohr llegó a la clave que daría éxito a su modelo: la existencia de estados estacionarios de diferente energía dentro del átomo. En enero de 1913, Bohr ya está en disposición de hacer un resumen de sus ideas para Rutherford, aún a falta del elemento de cierre de su visión del átomo, la guinda del pastel. En resumidas cuentas Bohr decía:

- a. El modelo planetario del átomo es válido
- b. Pueden asignarse modelos de un electrón, dos electrones,... a los distintos elementos
- c. Los fenómenos atómicos son una cosa y los nucleares otra
- d. El recurso a la constante de Planck a la Sommerfeld puede dar estabilidad al sistema
- e. No merece la pena pararse a pensar demasiado por qué la constante de Planck “funciona”.

Hasta aquí todo muy bien, pero el modelo no tenía ligazón experimental. Era una pura elucubración teórica.

Algo ocurrió en febrero de 1913, en Copenhague, que dio sentido a todo. En palabras de Bohr: “*Los espectros eran un problema muy difícil. Había dos escuelas: los de Inglaterra, y la escuela de los espectroscopistas [...] Y yo lo descubrí, ve usted. Otras personas lo sabían, pero yo lo descubrí por mi mismo. Y encontré el espectro del hidrógeno. Estaba leyendo el libro de Stark, y en ese momento sentí que ahora veríamos cómo aparece el espectro [...] tan pronto como vi la fórmula de Balmer todo estuvo claro para mí*”.

Con toda la información en su poder, Bohr derivó la energía de un estado estacionario de forma que explicase el espectro del hidrógeno. Esta fórmula, la última que derivó, es la que abre su artículo de julio de 1913.

Agradecimientos

Mi más sincero agradecimiento al Dr. Bernardo Herradón, editor de esta revista, por su entusiasmo, apoyo y disponibilidad y a D. Daniel Torregrosa por su colaboración y comentarios al manuscrito.

Referencias generales

- A. Herman (trad. C.W. Nash), *The Genesis of Quantum Theory (1899-1913)*, The MIT Press, Cambridge, **1971**.
- S. Seth, *Crafting the Quantum*, The MIT Press, Cambridge, **2010**.
- H. Kragh, *Niels Bohr and the Quantum Atom*, Oxford University Press, Oxford, **2012**.
- J. M. Sánchez-Ron, *Historia de la física cuántica, I*, Crítica, Barcelona, **2001**.
- J. Heilbron, *Nature* **2013**, 498, 27–30
- O. Darrigol, *Studies Hist. Phil. Modern Phys.* **2009**, 40, 151–166.
- J. Mehra, *The Golden Age of Theoretical Physics, vol. 1*, World Scientific Publishing, Singapur, **2001**.
- N. Bohr, *The Theory of Spectra and Atomic Constitution*, Cambridge University Press, Cambridge, **1922**.

Bibliografía

1. N. Bohr, *Philosophical Magazine*, **1913**, 26 (151), 1–25.
2. A. E. Hass, *Sitzungsberichte der Kaiserlichen Akademie der Wissenschaften Wien*, **1910**, Abt. IIa 119, 119–144.
3. J. Stark, *Physicalische Zeitschrift*, **1908**, 9, vol. 9, 86.
4. M. von Laue, *History of Physics*, Academic Press, **1950**.
5. J. Stark, *Prinzipien der Atomdynamik*, Vol 2, S. Hirzel, **1911**.
6. P. Langevin, M. de Broglie (Eds.), *La théorie du rayonnement et les quanta*, Eucken, Paris, **1912** (Conferencia Solvay 1911).
7. A. Schidlof, *Annalen Physik*, **1911**, 35, 93.
8. F. Hasenöhr, *Physicalische Zeitschrift*, **1911**, 12, 933.