

Desenmascarando líneas espectrales de átomos hidrogenoides

José Zúñiga, Adolfo Bastida, Alberto Requena

Resumen: En este artículo unos alumnos de Química cuentan como han logrado identificar y asignar las líneas espectrales de un átomo hidrogenoide procedentes del espectro de una estrella lejana.

Palabras clave: Alumnos de química, átomos hidrogenoides, líneas espectrales, fórmula de Rydberg, actividades educativas.

Abstract: In this paper a group of undergraduate students of Chemistry tell how they have managed to identify and assign the spectral lines of a hydrogen-like atom coming from the spectrum of a far away star.

Keywords: Chemistry students, hydrogen-like atoms, spectral lines, Rydberg formula, learning activities.

Relato de los alumnos

Nuestro profesor de Química-Física se presenta en clase con el espectro de una estrella lejana que le ha enviado un astrónomo, amigo suyo, en el que aparecen una serie de líneas que pertenecen, sospechosamente, a un átomo hidrogenoide diferente del átomo de hidrógeno. Las líneas espectrales del átomo de hidrógeno las conocemos perfectamente; son las que forman las series de Lyman, Balmer, Paschen, etc... que nos han enseñado repetidamente al explicarnos los elementos básicos de la teoría atómica y de la espectroscopía. Así que las líneas desconocidas en cuestión proceden de alguno de los átomos monoeléctricos que se forman cuando los átomos polielectricos pierden todos sus electrones menos uno, es decir, del He⁺, del Li²⁺, del Be³⁺, del B⁴⁺, y así sucesivamente. No es de extrañar que haya átomos de este tipo en las estrellas –nos dice el profesor–, teniendo en cuenta las elevadas temperaturas que se alcanzan en ellas.

Las líneas espectrales del átomo hidrogenoide desconocido que nos pasa el profesor aparecen a las siguientes longitudes de onda: 516.85, 415.42, 366.16 y 337.53 nm, o sea que las dos primeras caen en el visible (entre 390 y 780 nm) y las dos últimas en el ultravioleta (por debajo de los 390 nm). Nuestro profesor de Química-Física, que confía plenamente en nuestra dedicación, nos encarga que averigüemos de qué átomo hidrogenoide se trata, y que “desenmascaremos” las líneas o, como dicen los espectroscopistas, que las asignemos, que no es otra cosa que identificar las

transiciones entre los niveles que las producen (a estas alturas del grado ya sabemos que los átomos y moléculas tienen niveles de energía discretos o cuantizados, entre los cuales pueden saltar absorbiendo o emitiendo radiación). ¡Fácil! Porque las posiciones de las líneas espectrales de los átomos hidrogenoides vienen dadas por la famosa fórmula de Rydberg, que no tiene una forma, digamos, muy complicada. La podemos encontrar incluso en nuestro libro de Química General. Aquí esta:

$$\frac{1}{\lambda} = R_x Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_1 < n_2 \quad (1)$$

Esta fórmula se obtiene al hacer la diferencia entre los niveles de energía de los átomos hidrogenoides, cuya expresión matemática dedujo por primera vez Bohr, mira por donde hace ahora justo 100 años, cuando propuso su modelo atómico planetario con órbitas cuantizadas. De acuerdo con la fórmula de Rydberg (1), la longitud de onda λ a la que aparece una línea espectral de un átomo hidrogenoide desconocido, llamémosle X , se puede calcular conociendo su número atómico Z , su constante de Rydberg R_x , y los números cuánticos n_1 y n_2 de los niveles entre los cuales se produce la transición, que toman valores enteros a partir de la unidad.

En las estrellas, lo normal es que los átomos hidrogenoides estén en niveles excitados debido, de nuevo, a las elevadas temperaturas, y que caigan a niveles más bajos emitiendo la radiación que se recoge en el espectro que, en nuestro caso, tenemos que analizar. Si las líneas aparecen más o menos cercanas entre sí, acercándose cada vez más unas a otras, entonces lo más probable es que procedan de transiciones que parten de niveles cada vez más excitados, que identificamos con el número cuántico n_2 , y que acaban todas ellas en un nivel común más bajo de número cuántico n_1 . Se dice entonces que las líneas pertenecen a una misma serie espectral caracterizada por el número cuántico n_1 . Pero bueno, esto también lo sabemos ya. En el átomo de hidrógeno la serie correspondiente a $n_1 = 1$ es la de Lyman y sus líneas ($n_2 = 2, 3, 4, \dots$) aparecen todas en el ultravioleta, la serie con $n_1 = 2$ es la de Balmer, y sus líneas ($n_2 = 3, 4, 5, \dots$) aparecen en el visible, y las series siguientes con $n_1 = 3$ (Paschen), $n_1 = 4$ (Bracket), etc... aparecen en el infrarrojo. Para adornar un poco nuestro trabajo hemos representado



J. Zúñiga



A. Bastida



A. Requena

Departamento de Química Física. Universidad de Murcia.
Campus de Espinardo, 30100 Murcia, España.
E-mail: zuniga@um.es

Recibido: 26/06/2013. Aceptado: 03/09/2013.

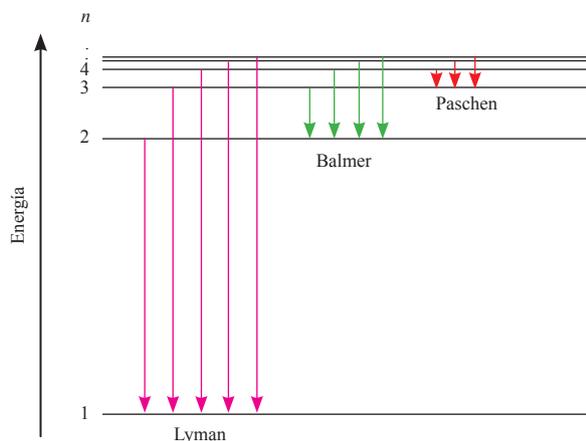


Figura 1. Transiciones descendentes entre niveles de energía del átomo de hidrógeno pertenecientes a las tres primeras series espectrales.

gráficamente las transiciones que dan lugar a las primeras líneas de estas series en la Figura 1.

Parece, pues, que lo único que tenemos que hacer es identificar la serie a la que pertenecen las líneas espectrales de nuestro átomo hidrogenoide desconocido utilizando la fórmula de Rydberg. Para empezar, seamos prácticos. Como en esta fórmula lo que aparece es la inversa de la longitud de onda, vamos a trabajar directamente dicha inversa, que es el llamado número de ondas $\tilde{\nu} = 1/\lambda$. La fórmula de Rydberg queda entonces como sigue:

$$\tilde{\nu} = R_X Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_1 < n_2 \quad (2)$$

y los números de ondas de las líneas de nuestro espectro misterioso, en sus unidades habituales de cm^{-1} , valen respectivamente 19348, 24072, 27310 y 29627 cm^{-1} .

Ya estamos listos. ¿Y ahora qué? La fórmula de Rydberg nos dice que cuanto mayor sea n_2 , para un valor fijo de n_1 , más pequeña será la cantidad $1/n_2^2$ que resta entre paréntesis y, por tanto, mayor será el número de ondas $\tilde{\nu}$. Así pues, los números de onda crecientes de nuestras líneas deben estar asociados a una serie de valores también crecientes de n_2 . Si usamos precisamente n_2 para identificar la primera de nuestras líneas, cuyo número de ondas es $\tilde{\nu}_{n_2} = 19348 \text{ cm}^{-1}$, entonces las siguientes líneas corresponderán a los valores n_2+1 ($\tilde{\nu}_{n_2+1} = 24072 \text{ cm}^{-1}$), n_2+2 ($\tilde{\nu}_{n_2+2} = 27310 \text{ cm}^{-1}$) y n_2+3 ($\tilde{\nu}_{n_2+3} = 29627 \text{ cm}^{-1}$). Nuestras incógnitas son entonces el propio valor de n_2 , que nos dice cual es la primera línea y a partir de ella las siguientes, el valor de n_1 , que nos dice cual es la serie a la que pertenecen las líneas, la constante de Rydberg R_X , y finalmente el número atómico Z , que es el que nos va a permitir realmente identificar el átomo hidrogenoide del que se trata. Son cuatro incógnitas que pueden resolverse usando las cuatro ecuaciones siguientes que nos da la fórmula de Rydberg para los números de ondas experimentales:

$$\tilde{\nu}_{n_2} = R_X Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (3)$$

$$\tilde{\nu}_{n_2+1} = R_X Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{(n_2+1)^2} \right] \quad (4)$$

$$\tilde{\nu}_{n_2+2} = R_X Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{(n_2+2)^2} \right] \quad (5)$$

$$\tilde{\nu}_{n_2+3} = R_X Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{(n_2+3)^2} \right] \quad (6)$$

En realidad, podemos escribir estas cuatro ecuaciones de forma más “compacta” como sigue:

$$\tilde{\nu}_{n_2+i} = R_X Z^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{(n_2+i)^2} \right] \quad (7)$$

donde $i=0, 1, 2$ y 3 , y donde $\tilde{\nu}_{n_2+i}$ son los valores de los números de ondas de las líneas, y esto suena sospechosamente a ajuste por mínimos cuadrados. Si representásemos gráficamente los números de ondas $\tilde{\nu}_{n_2+i}$ frente a $1/(n_2+i)^2$, entonces deberíamos obtener una serie de puntos prácticamente alineados en una recta $y = y_0 + mx$ de pendiente negativa $m = -R_X Z^2$ y de ordenada en el origen $y_0 = R_X Z^2/n_1^2$. ¡Fantástico! Esto está hecho. Representamos los puntos, los ajustamos por mínimos cuadrados a una línea recta, y comenzamos a “despejar” incógnitas. Los valores de y son directamente los números de ondas $\tilde{\nu}_{n_2+i}$ y los valores de x vienen dados por la cantidad $1/(n_2+i)^2$. ¡Un momento! Aquí necesitamos el valor de n_2 que todavía no conocemos. Parece que tenemos un problema. Desde luego, podemos “probar” diferentes valores de n_2 hasta que encontremos justamente el que “coloca” los números de ondas en la recta que buscamos. Pero esto no es muy científico. Además, supongamos que n_2 tiene un valor muy elevado. Tendríamos que hacer un montón de pruebas y ajustes. Olvidémoslo y que no se entere nuestro profesor.

Alguien a nuestro lado, que es un poco friki de las matemáticas, nos dice que si identificamos la variable x con el índice $i=0, 1, 2$ y 3 , entonces la ecuación (7) puede escribirse de la forma:

$$y = a - \frac{b}{(c+x)^2} \quad (8)$$

donde $a = R_X Z^2/n_1^2$, $b = R_X Z^2$ y $c = n_2$. Si representamos la cantidad $y = \tilde{\nu}_{n_2+i}$ frente a $x = i$ y ajustamos los puntos a una función como la (8), entonces podremos determinar n_1 , n_2 y $R_X Z^2$ a partir de los valores que obtengamos para los parámetros a , b y c . Vale, pero esto no es un ajuste por mínimos cuadrados a una línea recta, que podríamos hacer incluso con nuestra calculadora de bolsillo. Necesitamos un programa de ordenador, más o menos sofisticado, que nos permita hacer el ajuste, se dice no lineal, que hace falta. Esto se lo encargamos al friki de las matemáticas, y suponemos que también de los ordenadores, y nosotros mientras tanto pensamos en algo más sencillo.

Volvemos a mirar entonces las cuatro ecuaciones que hemos escrito para los números de ondas, las que van de la (3) a la (6), y pensamos que, al fin y al cabo, siguen siendo cuatro ecuaciones con cuatro incógnitas, así que veamos si podemos despejar directamente las incógnitas, sin más. Para empezar caemos en que si restamos dos de ellas, las que sean, nos qui-

tamos de en medio una de las incógnitas, la n_1 . Restando, por ejemplo, la ecuación (4) a la (3) obtenemos:

$$\Delta\tilde{\nu}_{n_2} = \tilde{\nu}_{n_2+1} - \tilde{\nu}_{n_2} = R_X Z^2 \left[\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{(n_2+1)^2} \right] \quad (9)$$

Esta expresión nos da, como vemos, la diferencia entre las posiciones de las líneas primera y segunda. Seguimos calculando entonces diferencias entre las posiciones de las líneas espectrales consecutivas. Restando la ecuación (5) a la (4) y la (6) a la (5) nos queda:

$$\Delta\tilde{\nu}_{n_2+1} = \tilde{\nu}_{n_2+2} - \tilde{\nu}_{n_2+1} = R_X Z^2 \left[\frac{1}{(n_2+1)^2} - \frac{1}{(n_2+2)^2} \right] \quad (10)$$

y

$$\Delta\tilde{\nu}_{n_2+2} = \tilde{\nu}_{n_2+3} - \tilde{\nu}_{n_2+2} = R_X Z^2 \left[\frac{1}{(n_2+2)^2} - \frac{1}{(n_2+3)^2} \right] \quad (11)$$

Ahora tenemos tres ecuaciones con tres incógnitas, n_2 , R_X y Z , y desarrollando las diferencias que aparecen en ellas entre corchetes, podemos escribirlas como sigue:

$$\Delta\tilde{\nu}_{n_2} = R_X Z^2 \frac{2n_2+1}{n_2^2(n_2+1)^2} \quad (12)$$

$$\Delta\tilde{\nu}_{n_2+1} = R_X Z^2 \frac{2n_2+3}{(n_2+1)^2(n_2+2)^2} \quad (13)$$

$$\Delta\tilde{\nu}_{n_2+2} = R_X Z^2 \frac{2n_2+5}{(n_2+2)^2(n_2+3)^2} \quad (14)$$

Para ir ordenando nuestros datos, construimos una pequeña tabla, que llamamos Tabla 1, donde incluimos los valores de los números de ondas de las líneas y los valores de sus diferencias consecutivas.

Tabla 1. Números de ondas (en cm^{-1}) de las líneas espectrales del átomo hidrogenoide

i	$\tilde{\nu}_i$	$\Delta\tilde{\nu}_i$	$\Delta\tilde{\nu}_{i+1}/\Delta\tilde{\nu}_i$
0	19349	4722	0,6859
1	24071	3239	0,7150
2	27310	2316	
3	29626		

Sigamos despejando incógnitas. Si ahora dividimos entre sí dos de las ecuaciones anteriores, las que sean, entonces nos quitamos de encima $R_X Z^2$, es decir, de golpe dos de las incógnitas, R_X y Z . Ya vamos sospechando a estas alturas que estas dos incógnitas actúan como una sola, el producto $R_X Z^2$, pero seguimos fervientemente en nuestro empeño de eliminar

incógnitas hasta quedarnos con una sola de ellas que podamos despejar, y luego ya veremos. Dividimos entonces, por ejemplo, la ecuación (12) por la (13) y obtenemos:

$$\frac{\Delta\tilde{\nu}_{n_2}}{\Delta\tilde{\nu}_{n_2+1}} = \frac{(2n_2+1)(n_2+2)^2}{(2n_2+3)n_2^2} \quad (15)$$

Pero mira, ya lo tenemos. En esta ecuación aparece únicamente n_2 . El valor de $\Delta\tilde{\nu}_{n_2}/\Delta\tilde{\nu}_{n_2+1}$ lo podemos calcular, y de hecho lo hemos incluido también en la Tabla 1. Solo nos falta despejar n_2 de la ecuación (15) y obtener su valor. Una vez que lo tengamos, daremos marcha atrás en nuestras ecuaciones para calcular el resto de las incógnitas.

Para despejar n_2 de la ecuación (15) comenzamos renombrando el cociente $\Delta\tilde{\nu}_{n_2}/\Delta\tilde{\nu}_{n_2+1}$ de la forma:

$$c = \frac{\Delta\tilde{\nu}_{n_2}}{\Delta\tilde{\nu}_{n_2+1}} \quad (16)$$

Podemos escribir entonces la ecuación (15) como sigue:

$$c(2n_2+3)n_2^2 = (2n_2+1)(n_2+2)^2 \quad (17)$$

y si desarrollamos esta ecuación multiplicando los paréntesis y agrupando los términos que acompañan a las mismas potencias de n_2 (esto lo hacemos en sucio para mostrar que nuestras deducciones son elegantes) obtenemos

$$2(c-1)n_2^3 + 3(c-3)n_2^2 - 12n_2 - 4 = 0 \quad (18)$$

Vaya, es una ecuación cúbica o de tercer grado en n_2 . Parece que no podemos librarnos de las matemáticas. Si fuese una ecuación de segundo grado, sería coser y cantar, más o menos, porque todavía nos acordamos de como se calculan las raíces de una ecuación de segundo grado. Pero de tercer grado... Y el friki de las matemáticas se ha ido a hacer el ajuste no lineal. Espera, ¿y si buscamos en Internet? En Internet está todo ¿no? Tecleamos en el buscador "raíces cúbicas" y ¡bien!, aparecen varias páginas que calculan las raíces de una ecuación cúbica simplemente tecleando sus coeficientes. Vamos allá. El valor de c es 1,4579, y los valores de $2(c-1)$ y $3(c-3)$ que acompañan a las potencias n_2^3 y n_2^2 en la ecuación (18) son 0,9157 y 4,6264. La ecuación cúbica que tenemos que resolver es, por tanto, la siguiente:

$$0,9157n_2^3 + 4,6264n_2^2 - 12n_2 - 4 = 0 \quad (19)$$

Introduciendo los coeficientes en una de las páginas web que hemos encontrado para resolver raíces cúbicas, obtenemos los valores 7,01, -1,56 y -0,40. ¿Cuál de ellas es la correcta? Bueno, es muy fácil porque n_2 tiene que ser un número entero positivo, así que la única posibilidad válida es la primera. No nos ha salido un número entero, pero casi, debido seguramente a que las posiciones medidas de las líneas llevan algún tipo de error experimental, o a los posibles redondeos numéricos de nuestros cálculos. Nos frotamos las manos porque hemos conseguido averiguar que el valor de n_2 es 7. Lo escribimos bien claro, con satisfacción poco contenida:

$$n_2 = 7 \quad (20)$$

Vamos ahora hacia atrás. Sabiendo n_2 , podemos calcular $R_X Z^2$ usando cualquiera de las ecuaciones (12), (13) o (14). Si usamos la (12), por ejemplo, obtenemos:

$$R_X Z^2 = \Delta \tilde{\nu}_{n_2} \frac{n_2^2 (n_2 + 1)^2}{(2n_2 + 1)^2} = 4722 \times \frac{49 \times 64}{15} = 987212,8 \text{ cm}^{-1} \quad (21)$$

y, como sospechábamos, no vemos la manera de separar las incógnitas R_X y Z . Tenemos que pensar un poco más. Lo que queremos saber realmente es a qué átomo hidrogenoide pertenecen las líneas espectrales, y esto nos lo dice directamente el valor del número atómico, o número de protones, Z . Si Z vale 2 se trata de He^+ , si vale 3 es Li^{2+} , si vale 4 es Be^{3+} , y así sucesivamente. ¿Qué ocurre con la constante de Rydberg R_X del átomo hidrogenoide? Sus valores cambian de un átomo hidrogenoide a otro, pero no cambian mucho en realidad. Hicimos un problema en clase en el que vimos que eran muy parecidos, y que al aumentar la masa del núcleo se acercaban rápidamente hacia la constante de Rydberg propiamente dicha, R_∞ , que es la que tendría un átomo hidrogenoide con una masa nuclear infinita, y cuyo valor es $R_\infty = 109737 \text{ cm}^{-1}$. Si usamos este valor para R_X en la ecuación (21) y despejamos Z obtenemos:

$$Z = \left(\frac{987212,8}{109737} \right)^{1/2} = 2,99 \quad (22)$$

¡Genial! No nos ha salido exactamente 3 pero, dadas las circunstancias, como si nos hubiese salido. Escribimos con satisfacción menos contenida aun:

$$Z = 3 \quad (23)$$

Así que nuestro átomo hidrogenoide desconocido que emite radiación procedente de una estrella lejana es Li^{2+} . Y todavía no ha vuelto el friki de las matemáticas con sus cálculos.

Solo nos queda obtener el valor de n_1 . Pero para eso tenemos nuestras ecuaciones originales, de la (3) a la (6), en las que ya sabemos cuales son los valores de n_2 y de $R_X Z^2$. Si tomamos, por ejemplo, la ecuación (3) y despejamos de ella n_1 , nos queda:

$$n_1 = \left(\frac{R_X Z^2}{\tilde{\nu}_{n_2} n_2^2 + R_X Z^2} \right)^{1/2} \quad (24)$$

y sustituyendo aquí los valores de $R_X Z^2 = 987212,8 \text{ cm}^{-1}$, $\tilde{\nu}_{n_2} = 19349 \text{ cm}^{-1}$ y $n_2 = 7$ obtenemos:

$$n_1 = \left(\frac{987212,8}{19349 \times 40 + 987212,8} \right)^{1/2} = (24,995)^{1/2} = 4,999 \quad (25)$$

o sea, directamente

$$n_1 = 5 \quad (26)$$

¡Problema resuelto! Las líneas espectrales proceden del átomo hidrogenoide Li^{2+} , pertenecen a la serie correspondiente a $n_1 = 5$ y corresponden a las transiciones $7 \rightarrow 5$, $8 \rightarrow 5$, $9 \rightarrow 5$ y $10 \rightarrow 5$, tal como mostramos en la Tabla 2.

Para cuando vuelve el friki de las matemáticas, y de los ordenadores, con su ajuste no lineal, ya sabemos la solución, pero como somos amigos suyos, y a veces nos saca realmente de apuros matemáticos más comprometidos, incluimos sus cálculos en el trabajo (véase Figura 2) para que el profesor vea que tenemos recursos y marcarnos, de paso, un puntito de versatilidad, o como se diga.

Tabla 2. Asignaciones de las líneas espectrales del átomo hidrogenoide Li^{2+} .

$n_2 \rightarrow n_1$	$\tilde{\nu}_i$
7 → 5	19349
8 → 5	24071
9 → 5	27310
10 → 5	29626

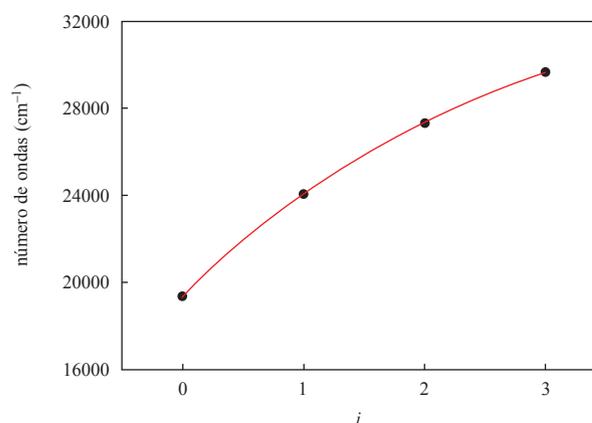


Figura 2. Ajuste no lineal de los números de ondas a la función $y = a - b/(c + x)^2$ donde $y = \tilde{\nu}_{n_2+i}$, $x = i$, $a = R_X Z^2 / n_1^2$, $b = R_X Z^2$ y $c = n_2$. Los valores obtenidos para los parámetros del ajuste son $a = 39587 \text{ cm}^{-1}$, $b = 1003562 \text{ cm}^{-1}$ y $c = 7,04$, de los cuales se obtiene, redondeando a números enteros, $n_1 = 5$, $n_2 = 7$ y $Z = 3$ confirmando la asignación de las líneas espectrales realizada en el trabajo.

Comentario del profesor

La utilización de la fórmula de Rydberg para calcular las longitudes de ondas (o los números de ondas) de las líneas espectrales de los átomos hidrogenoides aparece habitualmente en los libros de Química General,¹⁻⁶ para ilustrar el modelo atómico de Bohr, así como en los libros de Química-Física⁷⁻¹² y de Química Cuántica,^{13,14} para reforzar todavía más el papel clave que tuvo dicha fórmula en el nacimiento de la Mecánica Cuántica y, por supuesto, en los libros de Espectroscopía que incluyen el estudio de los espectros atómicos,¹⁵⁻¹⁹ por razones obvias. Los ejercicios y aplicaciones que se hacen de la fórmula de Rydberg no suelen plantear muchas dificultades, ya que es una fórmula fácil de manejar, una vez que se entiende su significado y su conexión con la estructura de niveles de los átomos hidrogenoides. En ocasiones, sin embargo, como la que describen los alumnos en este artículo, el empleo de la fórmula de Rydberg puede compliarse un poco más de la cuenta.

Desde un punto de vista experimental, está también bastante documentada la práctica de laboratorio en la que se observan las primeras líneas de la serie de Balmer del átomo de hidrógeno en el visible, y se determina posteriormente la constante de Rydberg mediante ajuste por mínimos cuadrados lineal.²⁰⁻³⁰ Yendo un poco más allá, se han descrito recientemente un par de enfoques pedagógicos adicionales de esta práctica. En el primero de ellos,²⁰ los alumnos prueban distintos tipos de representaciones gráficas de la longitud de onda de las líneas frente al número cuántico n_2 hasta dar con la correcta, y en el segundo²² realizan un ajuste no lineal, similar al empleado por el friki de las matemáticas en este trabajo, para identificar correctamente las líneas de la serie de Balmer. Otra posibilidad consiste en medir la primera línea de esta serie para el hidrógeno y para el isótopo de deuterio, y calcular a partir de la separación de las mismas, el cociente entre las masas del protón y del núcleo del deuterio, el deuterón.²⁴

Tomando como punto de partida la fórmula de Rydberg, se han planteado también cuestiones interesantes como, por ejemplo, averiguar si las series espectrales de los átomos hidrogenoides llegan, o no, a solaparse y, en su caso, cuando lo hacen,³¹ o estimar el tamaño que pueden llegar a tener los átomos de hidrógeno en el espacio interestelar usando la información espectroscópica que puede recogerse sobre los mismos.^{32,33} La detección espectroscópica de átomos hidrogenoides en el espacio es, ciertamente, lo que se ha utilizado como reclamo en este artículo para propiciar el trabajo de los alumnos, pero no hemos entrado en ella con más detalle porque esa es otra historia que merece ser contada en otro momento.

Agradecimientos

Este trabajo ha sido financiado parcialmente por el Ministerio de Ciencia e Innovación, proyectos CTQ2011-25872 y CONSOLIDER CSD2009-00038, y por la Fundación Séneca del Centro de Coordinación de la Investigación de la Región de Murcia, proyecto 08735/PI/08.

Bibliografía

1. P. Atkins, L. Jones, *Principios de Química. Los Caminos del Descubrimiento*, Ed. Médica Panamericana, Buenos Aires, **2012**.
2. R. H. Petrucci, F. G. Herring, J.D. Machura, C. Bissonette, *Química General*, Prentice Hall, Madrid, **2011**.
3. R. Chang, *Química*, McGraw-Hill Interamericana, México, **2010**.
4. J. W. Moore, C. L. Stanitski, J. L. Wood, J. C. Kotz, *El Mundo de la Química: Conceptos y Aplicaciones*, Addison Wesley Longman, México, **2010**.
5. T. L. Brown, H. E. Lemay, B. E. Bursten, C. J. Murphy, *Química. La Ciencia Central*, Pearson Education, México, **2009**.
6. M. D. Reboiras, *Química. La Ciencia Básica*, Thompson Editores Spain, Madrid, **2006**.
7. P. W. Atkins, *Química Física*, Ediciones Omega, Barcelona, **1999**.
8. K. J. Laidler, J. H. Maser, *Physical Chemistry*, Houghton Mifflin, Boston, **1999**.
9. R. S. Berry, S. A. Rice, J. Ross, *Physical Chemistry*, Oxford University Press, New York, **2000**.
10. L. M. Raff, *Principles of Physical Chemistry*, Prentice Hall, New York, **2001**.
11. I. N. Levine, *FísicoQuímica*, McGraw-Hill, Madrid, **2004**.
12. T. Ángel, P. Reid, *Química Física*, Pearson Education, Madrid, **2006**.
13. D. A. McQuarrie, *Quantum Chemistry*, University Science Books, California, **2007**.
14. I. N. Levine, *Química Cuántica*, Prentice Hall, Madrid, **2001**.
15. A. Requena, J. Zúñiga, *Espectroscopía*, Prentice Hall, Madrid, **2004**.
16. J. M. Hollas, *Basic Atomic y Molecular Spectroscopy*, Wiley-Interscience, Royal Society of Chemistry, **2002**.
17. T. P. Softley, *Atomic Spectra*, Oxford Chemistry Primers 19, Oxford University Press, Oxford, **1994**.
18. P. F. Bernath, *Spectra of Atoms y Molecules*, Oxford University Press, New York, **1995**.
19. S. Svanberg, *Atomic y Molecular Spectroscopy*, Springer-Verlag, Berlin, **2001**.
20. A. M. R.P. Bopegedera, *J. Chem. Educ.* **2011**, *88*, 77–81.
21. S. R. Goode, L. A. Metz, *J. Chem. Educ.* **2003**, *80*, 1455–1459.
22. B. R. Ramachyran, A. M. Halpern, *J. Chem. Educ.* **1999**, *76*, 1266–1268.
23. M. E. M. Piedade, M. N. B. Santos, *J. Chem. Educ.* **1998**, *75*, 1013–1017.
24. L. K. Khundkar, *J. Chem. Educ.* **1996**, *73*, 1055–1056.
25. G. C. Shields, M. M. Kash, *J. Chem. Educ.* **1992**, *69*, 329–331.
26. E. Reiss, *J. Chem. Educ.* **1988**, *65*, 517–518.
27. J. Douglas, E. L. Nagy-Felsobuki, *J. Chem. Educ.* **1987**, *64*, 552–553.
28. M. Rappon, J. M. Greer, *J. Chem. Educ.* **1987**, *64*, 453–456.
29. A. Companion, K. Schug, *J. Chem. Educ.* **1966**, *43*, 591.
30. J. L. Hollenberg, *J. Chem. Educ.* **1966**, *43*, 216.
31. D. W. Ball, *J. Chem. Educ.* **2006**, *83*, 883–884.
32. D. B. Clark, *J. Chem. Educ.* **1991**, *68*, 454–455.
33. D. B. Clark, *J. Chem. Educ.* **1992**, *69*, 946.