

## Nacimiento de la cristalografía y espectroscopía de rayos-X. Moseley y la Tabla Periódica

Oscar E. Piro

Marzo, 2025

*Departamento de Física e Instituto IFLP (CONICET), FCE, UNLP, CC 67, (1900) La Plata, Argentina*

### Introducción

El descubrimiento en 1912 de la difracción de rayos-X por cristales inició el notable desarrollo de métodos para determinar la estructura molecular de los materiales. Simultáneamente, también dio origen a la espectroscopía de rayos-X, donde cristales actúan como monocromadores de muy cortas longitudes de onda. En 1913, Henry Gwyn Jeffreys Moseley (físico británico, 1887-1915) incorporó exitosamente esta poderosa herramienta en la determinación del orden correcto de elementos en la Tabla Periódica, basado en el número atómico  $Z$ , racionalizando de este modo las propiedades fisicoquímicas de los mismos (Fig. 1). Hasta entonces, dicho orden era obtenido por medios químicos, de espectroscopía óptica y a partir de propiedades físicas (ver, por ejemplo, el ensayo del autor: “Sesquicentenario de la Tabla Periódica de Mendeleev”).



**Figura 1.** *Izquierda:* Moseley en un laboratorio de la Universidad de Oxford (1910), *Derecha:* Moseley como oficial ingeniero en comunicaciones del ejército británico (1914).

Cuando estalló la Primera Guerra Mundial, Moseley dejó atrás sus trabajos de investigación en la Universidad de Oxford, Inglaterra, y se enroló voluntariamente como oficial ingeniero en comunicaciones del ejército británico. Murió a los 27 años (el 10 de agosto de 1915) a manos de un francotirador en una encarnizada batalla durante la fallida invasión aliada de la península Otomana de Gallipoli. Los expertos han especulado que, de no mediar su inesperado deceso, las valiosas contribuciones científicas de Moseley, incluyendo la predicción de nuevos elementos químicos de la Tabla Periódica, confirmada posteriormente por el descubrimiento de los mismos, y la identificación y posicionamiento en dicha Tabla de las por entonces elusivos elementos de tierras raras, le habrían valido el Premio Nobel en Física de 1916. Recordando el 110 aniversario de la temprana y trágica muerte de Moseley, en este ensayo describiremos sucintamente las circunstancias científicas e históricas que dieron marco a su brillante trabajo de investigación.

## Antecedentes

En 1911, Antonius J. van den Broek (físico aficionado y abogado holandés, 1870-1926) propuso una hipótesis atractiva sobre el significado físico del número ordinal de los elementos (número atómico) en la Tabla Periódica.[1] Su hipótesis estaba basada en trabajo experimental reciente debido a Ernest Rutherford (físico neozelandés, 1871-1937) y a Charles G. Barkla (físico británico, 1877-1944) y también en una temprana observación de Dimitri I. Mendeleev (químico ruso, 1834-1907):

(i) Teniendo en cuenta la teoría de Rutherford sobre ‘dispersión simple’,[2] resulta que la carga nuclear de los elementos en unidades de carga electrónica es aproximadamente igual a la mitad del peso atómico, **llevado a unidades enteras de la masa del hidrógeno**.

(ii) A partir de la determinación experimental de la energía de rayos-X dispersada por elementos livianos, Barkla calcula el número de electrones dispersores en una cantidad conocida de materia, basado en la teoría de **Joseph J.** Thompson (físico británico, 1856-1940) sobre dispersión de radiación electromagnética por electrones, para concluir que el número de electrones por átomo es cerca de la mitad del peso atómico del elemento.[3]

(iii) Mendeleev en Ref. [3] provee un valor medio constante igual a 2 para la diferencia entre pesos atómicos consecutivos en la Tabla Periódica, y así desde el hidrogeno al uranio predice la existencia de 120 elementos posibles.[5]

Tomando en cuenta que para un átomo neutro las cargas electrónica y nuclear ( $Z$ ) son iguales entre sí e iguales a la mitad de su peso atómico ( $Z \approx A/2$ ) y que los pesos atómicos de elementos sucesivos se incrementan en pasos de dos unidades, van den Broek sugiere entonces que la carga nuclear  $Z$  define la posición ordinal de un elemento en la Tabla Periódica ( $Z =$  número atómico). En otras palabras, *cada sucesivo elemento en la Tabla Periódica tendría una carga nuclear mayor en una unidad de la que posee el elemento previo*. [6] El autor A. Pais ha comentado:[7]

“Así, basado en una tabla periódica incorrecta y una relación incorrecta ( $Z \approx A/2$ ), entra por primera vez en la física la primacía de  $Z$  como el número ordenador de la tabla periódica”

La hipótesis de van den Broek inspiraría el trabajo de Moseley, quién encontraría en 1913 evidencia experimental abrumadora de la misma.

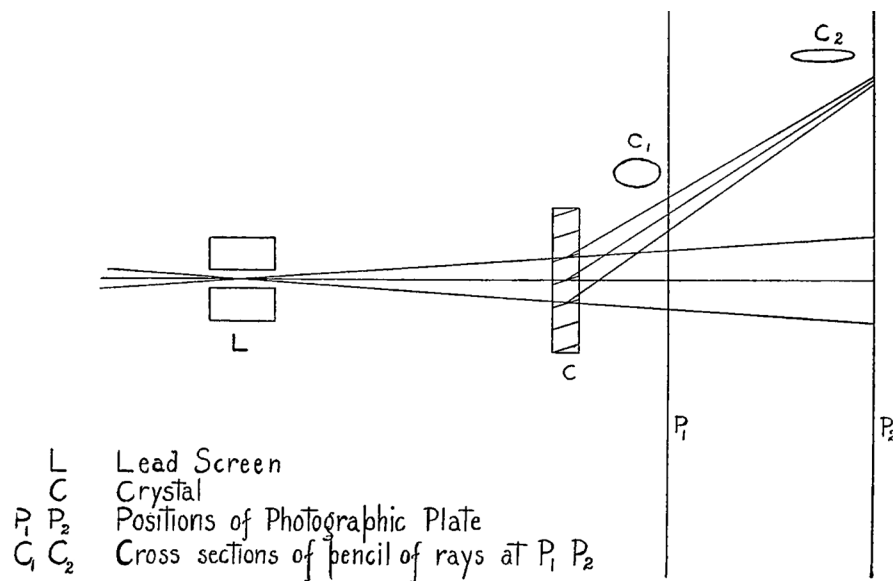
## Nacimiento de la cristalografía y espectroscopía de rayos-X

A principios del siglo XX ya se sabía que los rayos-X, descubiertos en 1895 por Wilhelm C. Röntgen (físico e ingeniero alemán, 1845-1923), eran de dos tipos. El primer tipo fue el observado originalmente por Röntgen y se produce cuando los electrones son frenados por impacto contra algún medio, tal como las paredes de vidrio de un tubo de Crookes evacuado. El segundo tipo fue descubierto alrededor de 1906 por Barkla como una especie de rayos-X emitidos cuando los electrones impactan objetos metálicos. Cada metal produciría un patrón de líneas de rayos-X diferente de frecuencias características que Barkla denominó radiaciones  $K$  y  $L$ . [8]

Durante la Pascua de 1912 en Múnich, experimentos pioneros de Walter Friedrich (biofísico alemán, 1883-1968) y Paul Knipping (físico alemán, 1883-1935) [9] confirmaron la hipótesis de Max von Laue (físico alemán, 1879-1960) de que los rayos-X son luz de longitud de onda muy corta que puede ser difractada por la disposición periódica de los átomos en un cristal, actuando como una red de difracción óptica tridimensional.[10] La gran importancia del

descubrimiento tal vez pueda plasmarse en una carta que Albert Einstein escribió en 1912 al físico Ludwig Hopf: "Es la cosa más maravillosa que he visto en mi vida. Difracción en moléculas individuales, cuya disposición se hace así visible"

La noticia del descubrimiento llegó pronto a Inglaterra y a William Henry Bragg (físico británico, 1862-1942), quien interesó a su hijo William Lawrence Bragg (físico británico, 1890-1971) para emprender conjuntamente el estudio del fenómeno. Después de descartar su explicación en términos de una teoría corpuscular de los rayos-X, W. L. Bragg recurrió a la óptica de ondas y reinterpretó el patrón de difracción de rayos-X como debido a la interferencia de ondas reflejadas (rayos) por átomos distribuidos en familias de planos cristalinos paralelos, igualmente espaciados y semitransparentes (ver Fig. 2).



**Figura 2.** Interpretación original de W. L. Bragg de la forma de las manchas en un diagrama de Laue como debidas a planos de cristal reflectantes. Reproducción de la Fig. 2 en la Ref. [11].

Bajo esta suposición, la condición para la interferencia constructiva de los rayos-X reflejados viene dada por:

$$2d \sin \theta = n\lambda : \text{ecuación de Bragg, donde:} \quad \text{Ec. (1)}$$

$d$  = separación entre los planos mas cercanos de la familia,

$\theta$  = ángulo del haz incidente con los planos,

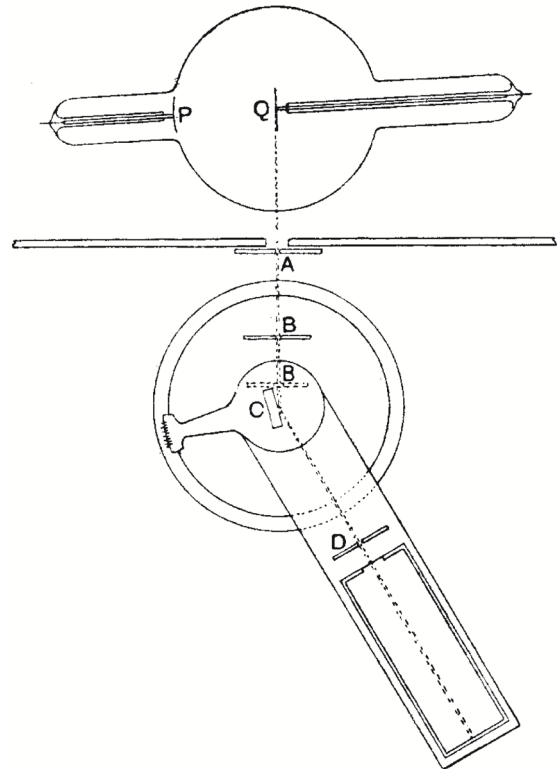
$\lambda$  = longitud de onda de los rayos-X,

$n$  = orden de la reflexión.

A partir de la Ec. (1), si se conocen  $\lambda$  y  $n$ , entonces se puede determinar un conjunto de espaciados  $d$  inter planares del cristal estudiado a partir del valor  $\theta$  observado de los picos de difracción. W. L. Bragg desarrolló un enfoque cualitativo para la determinación de la estructura cristalina de la serie de haluros alcalinos, basado en consideraciones de simetría de la red cristalina, la intensidad de dispersión atómica (que atribuyó provisionalmente al

peso atómico  $A$ ), la ‘reflectividad’ relativa de los planos cristalinos basada en la distribución de los átomos que se encuentran en ellos, y empleando sistemáticamente su ecuación y una buena dosis de conocimientos físicos y químicos.[12] Este trabajo pionero allanó el camino para el notable desarrollo de la cristalografía estructural por difracción de rayos-X que se extiende hasta la actualidad. Para examinar los haces reflejados en detalle, W. L. Bragg empleó un espectrómetro de rayos X construido por su padre. En este instrumento se configura la cara de un cristal para reflejar los rayos-X en cualquier ángulo y la intensidad del haz reflejado se mide mediante una cámara de ionización (ver Fig. 3)

**Figura 3.** Espectrómetro de rayos X. P: cátodo; Q: Anticátodo; A, B: Ranuras ajustables; C: Muestra cristalina; D: hendidura; I: Cámara de ionización. Reproducción de la Fig. I de la Ref. [13].



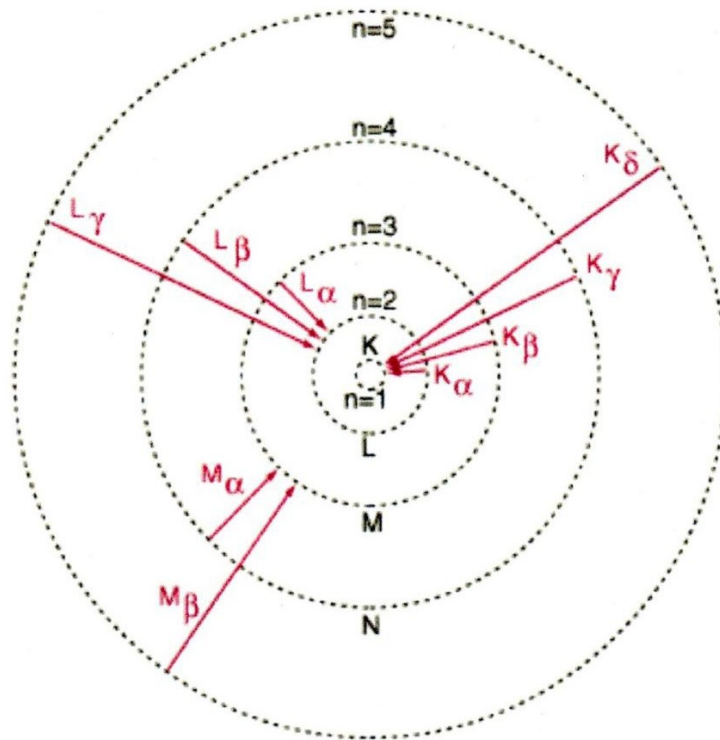
Bragg padre también le dio otra interpretación a la Ec. (1): si se conoce el espaciado  $d$  del cristal, entonces se podría usar una cara cristalina adecuada para determinar las longitudes de onda de los rayos-X característicos provenientes de diferentes elementos actuando como fuentes, a partir de los valores medidos del ángulo  $\theta$  de los picos de difracción. Por lo tanto, podría seleccionarse un haz de rayos-X monocromático mediante reflexión en un cristal (monocromador). W. H. Bragg midió las longitudes de onda de los espectros de rayos-X emitidos por los elementos platino, osmio, iridio, paladio, rodio, cobre y níquel. Los identificó con la radiación  $K$  y  $L$  de Barkla. Con este trabajo, W. H. Bragg, junto con C. G. Barkla, sentó las bases de la espectroscopia de rayos-X. Esto, a su vez, sería fundamental para la prueba experimental de Moseley de que el número atómico, no el peso atómico, determina el correcto orden de los elementos en la Tabla Periódica. Sin embargo, encontró experimentalmente más conveniente registrar los espectros utilizando un método fotográfico en lugar de una cámara de ionización.

### Moseley y la Tabla Periódica

Moseley supuso que el espectro de emisión  $K$  y  $L$  de metales (ver Fig. 4) podría ser descrito por una ligera modificación de la fórmula empírica debida a Johannes R. Rydberg (físico sueco, 1854–1919),[14] que en términos de frecuencia ( $\nu$ ) adopta la forma,

$$\nu = R_H c \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) N^2, \quad \text{Ec. (2)}$$

donde  $R_H$  es la constante de Rydberg,  $c$  la velocidad de la luz y  $n_1, n_2$  enteros que definen la serie espectral;  $N$  es la posición ordinal (número atómico) del elemento en la Tabla Periódica.



**Figura 4.** Emisión de líneas características de rayos-X.

La Ec. (2) reproduce muy bien las líneas observadas en el espectro del hidrógeno ( $N = 1$ ) y también de iones hidrogenoides como  $\text{He}^+$  ( $N = 2$ ),  $\text{Li}^{2+}$  ( $N = 3$ ),  $\text{Be}^{3+}$  ( $N = 4$ ), etc. La ecuación empírica encontró una explicación en la temprana teoría cuántica propuesta por N. Bohr quién, siguiendo a van den Broek, identificó  $N$  con la carga positiva nuclear en unidades de la carga electrónica.[15]

Para los espectros de emisión  $K_\alpha$  de rayos-X, Moseley adoptó en la Ec. (2) los valores  $n_1 = 1$  y  $n_2 = 2$ , obteniendo,

$$\nu = \frac{3}{4} \nu_0 N^2, \quad \text{Ec. (3)}$$

donde  $\nu_0 = R_H c$  es la 'frecuencia fundamental o de Rydberg' ( $= 3.290 \times 10^{15}$  Hz) de un espectro de línea ordinario, correspondiente a  $n_1 = 1$  y  $n_2 = \infty$  en Ec. (2) para hidrógeno ( $N = 1$ ). Luego procedió a determinar experimentalmente los valores de la cantidad

$$Q(K_\alpha) = \sqrt{\nu / \frac{3}{4} \nu_0}, \quad \text{Ec. (4)}$$

para metales del cuarto período de la Tabla Periódica, desde el calcio al zinc y sus resultados se muestran en la Tabla I. [16]

**Table I.** Espectros de emisión  $K_\alpha$  y  $K_\beta$  de rayos-X de elementos entre el calcio al zinc.

Element.	Line.	$\theta_2$ .	$\lambda$ .	$\theta_3$ .	$\lambda$ .	$\lambda_\alpha/\lambda_\beta$ .	$Q=(\nu/\frac{1}{2}\nu_0)^{\frac{1}{2}}$ .	N atomic number.	Atomic weight.
CALCIUM.	$\alpha$ ...	23.4°	$3.357 \times 10^{-8}$	36.7°	$3.368 \times 10^{-8}$	1.089	19.00	20	40.09
	$\beta$ ...	21.4	3.035	33.3	3.004				
SCANDIUM.	...	...	...	...	...	...	...	21	44.1
TITANIUM.	$\alpha$ ...	19.1	2.766	29.3	2.758	1.093	20.99	22	48.1
	$\beta$ ...	17.4	2.528	26.6	2.524				
VANADIUM.	$\alpha$ ...	17.35	2.521	26.55	2.519	1.097	21.96	23	51.06
	$\beta$ ...	15.8	2.302	24.05	2.297				
CHROMIUM.	$\alpha$ ...	15.75	2.295	24.1	2.301	1.100	22.98	24	52.0
	$\beta$ ...	14.3	2.088	21.8	2.093				
MANGANESE.	$\alpha$ ...	14.5	2.117	22.0	2.111	1.101	23.99	25	54.93
	$\beta$ ...	13.15	1.923	19.9	1.918				
IRON.	$\alpha$ ...	13.3	1.945	20.2	1.946	1.103	24.99	26	55.85
	$\beta$ ...	12.05	1.765	18.25	1.765				
COBALT.	$\alpha$ ...	12.25	1.794	18.6	1.798	1.104	26.00	27	58.97
	$\beta$ ...	11.15	1.635	16.8	1.629				
NICKEL.	$\alpha$ ...	11.35	1.664	17.15	1.662	1.104	27.04	28	58.68
	$\beta$ ...	10.25	1.504	15.5	1.506				
COPPER.	$\alpha$ ...	10.55	1.548	15.95	1.549	1.105	28.01	29	63.57
	$\beta$ ...	9.55	1.403	14.4	1.402				
ZINC.	$\alpha$ ...	9.85	1.446	14.85	1.445	1.106	29.01	30	65.37
	$\beta$ ...	not	found	13.4	1.306				

En lugar de valores cercanos al número atómico  $N$  esperados para  $Q$  en Ec. (3) para el caso de átomos hidrogenoides (un electrón), Moseley encontró para átomos multielectrónicos valores de  $Q$  sistemáticamente cercanos a  $N-1$ , como puede apreciarse comparando las columnas 8 y 9 de Tabla I. Sorprendentemente, las frecuencias características  $K_\alpha$  pueden describirse muy aproximadamente (dentro del 0.5% de error) para todos los elementos estudiados mediante una ecuación de Rydberg levemente modificada,

$$\nu = \nu_0 \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) (N-1)^2, \quad \text{Ec. (5)}$$

Que en el marco de la teoría Bohr puede interpretarse como si el electrón de la transición ‘sintiera’ una carga nuclear apantallada por un electrón de carozo.

Este es un resultado muy importante: mediante el ajuste de los valores de  $N$  para que la Ec. (5) reproduzca la frecuencia de la línea  $K_\alpha$  observada de un dado elemento, se podría determinar la posición (orden) de éste en la Tabla Periódica de manera confiable sin tener que recurrir al a veces dudoso orden basado en pesos atómicos o en propiedades químicas poco concluyentes. Éste es justamente el caso del cobalto (Co) y níquel (Ni) mostrado en la Tabla I donde, a pesar de que el Co tiene un peso atómico levemente mayor que Ni, aparece en la serie ( $N = 27$ ) antes del Ni ( $N = 28$ ), de esta manera confirmando el intercambio realizado previamente de posiciones de estos elementos en la Tabla Periódica (inicialmente basadas en los pesos atómicos) en favor de un orden basado en sus propiedades químicas.

En las palabras del mismo Moseley:[17]

“Tenemos aquí una prueba de que hay en el átomo una cantidad fundamental, que aumenta por pasos regulares a medida que pasamos de un elemento al siguiente. Esta cantidad sólo

puede ser la carga en el núcleo central positivo, de cuya existencia ya tenemos pruebas definitivas”

En un segundo artículo [18] Moseley agrega más de treinta elementos a su examen espectroscópico, midiendo las líneas  $K_\alpha$  y  $K_\beta$  de los elementos entre el aluminio y la plata (Tabla II), y también las líneas  $L_\alpha$ ,  $L_\beta$ ,  $L_\phi$  y  $L_\gamma$  de los elementos del zirconio al oro (Tabla III).

**Tabla II.** Espectro de emisión  $K_\alpha$  y  $K_\beta$  de rayos-X de elementos entre el aluminio y la plata.

	$\alpha$ line. $\lambda \times 10^8$ cm.	$Q_K$ .	N. Atomic Number.	$\beta$ line. $\lambda \times 10^8$ .
Aluminium .....	8.364	12.05	<b>13</b>	7.912
Silicon .....	7.142	13.04	14	6.729
Chlorine .....	4.750	16.00	17	.....
Potassium .....	3.759	17.98	19	3.463
Calcium .....	3.368	19.00	20	3.094
Titanium .....	2.758	20.99	22	2.524
Vanadium .....	2.519	21.96	23	2.297
Chromium .....	2.301	22.98	24	2.093
Manganese .....	2.111	23.99	25	1.818
Iron .....	1.946	24.99	26	1.765
Cobalt .....	1.798	26.00	27	1.629
Nickel .....	1.662	27.04	28	1.506
Copper .....	1.549	28.01	29	1.402
Zinc .....	1.445	29.01	30	1.306
Yttrium .....	0.838	38.1	39	.....
Zirconium .....	0.794	39.1	40	.....
Niobium .....	0.750	40.2	41	.....
Molybdenum.....	0.721	41.2	42	.....
Ruthenium .....	0.638	43.6	44	.....
Palladium .....	0.584	45.6	46	.....
Silver .....	0.560	46.6	47	.....

**Tabla III.** Espectro de emisión  $L$  de rayos-X de elementos entre el zirconio y el oro.

	$\alpha$ line. $\lambda \times 10^8$ cm.	$Q_L$	N. Atomic Number.	$\beta$ line. $\lambda \times 10^8$ .	$\phi$ line. $\lambda \times 10^8$ .	$\gamma$ line. $\lambda \times 10^8$ .
Zirconium .....	6.091	32.8	40	.....	.....	.....
Niobium .....	5.749	33.8	41	5.507	.....	.....
Molybdenum.....	5.423	34.8	42	5.187	.....	.....
Ruthenium .....	4.861	36.7	44	4.660	.....	.....
Rhodium .....	4.622	37.7	45	.....	.....	.....
Palladium .....	4.385	38.7	46	4.168	.....	3.928
Silver .....	4.170	39.6	47	.....	.....	.....
Tin .....	3.619	42.6	50	.....	.....	.....
Antimony .....	3.458	43.6	51	3.245	.....	.....
Lanthanum .....	2.676	49.5	57	2.471	2.424	2.313
Cerium .....	2.567	50.6	58	2.360	2.315	2.209
Praseodymium ...	(2.471)	51.5	59	2.265	.....	.....
Neodymium .....	2.382	52.5	60	2.175	.....	.....
Samarium .....	2.208	54.5	62	2.008	1.972	1.893
Europium .....	2.130	55.5	63	1.925	1.888	1.814
Gadolinium .....	2.057	56.5	64	1.853	1.818	.....
Holmium .....	1.914	58.6	66	1.711	.....	.....
Erbium .....	1.790	60.6	68	1.591	1.563	.....
Tantalum .....	1.525	65.6	73	1.330	.....	1.287
Tungsten .....	1.486	66.5	74	.....	.....	.....
Osmium .....	1.397	68.5	76	1.201	.....	1.172
Iridium .....	1.354	69.6	77	1.155	.....	1.138
Platinum .....	1.316	70.6	78	1.121	.....	1.104
Gold .....	1.287	71.4	79	1.092	.....	1.078

En la Tabla II, los valores experimentales de  $Q_K$  corresponden a la Ec. (4), mientras que  $Q_L$  en Tabla III se obtiene de la Ecuación (2) de Rydberg para la serie espectral  $L$  (correspondiente a  $n_1 = 2$  y  $n_2 = 3$ ), resultando

$$Q(L_\alpha) = \sqrt{\nu / \frac{5}{36} \nu_0}, \quad \text{Ec. (6)}$$

Comparando la 3era y 4ta columna en Tabla III, se aprecia que la frecuencia característica observada para las líneas  $L_\alpha$  características de todos los elementos estudiados puede describirse cercanamente mediante una ecuación de Rydberg modificada,

$$\nu = \nu_0 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) (N - 7.4)^2, \quad \text{Ec. (7)}$$

que puede ser interpretada como si el electrón de la transición ‘sintiera’ ahora una carga nuclear apantallada efectivamente por 7,4 electrones de carozo.

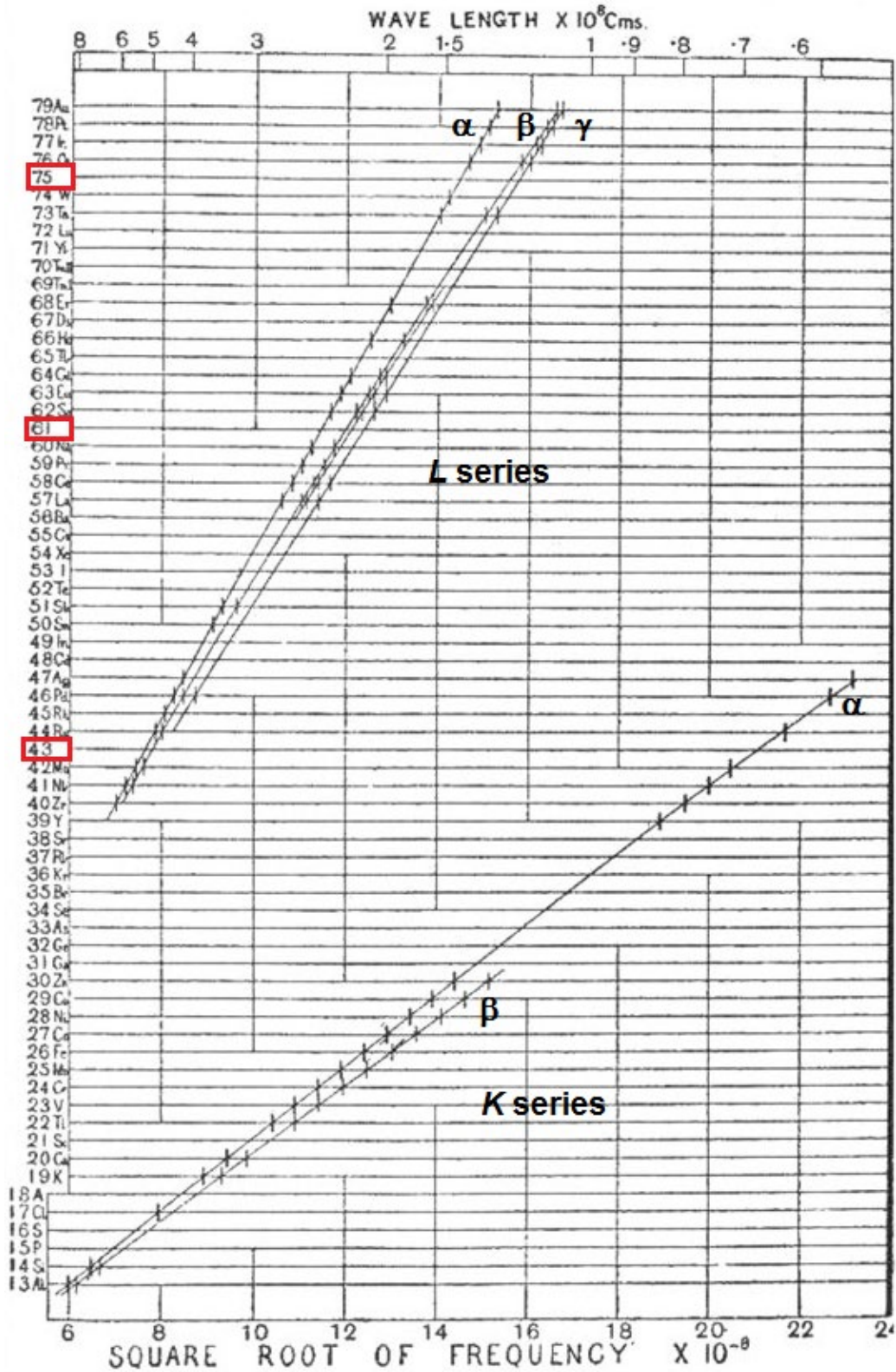
Las Ecs. (5) y (7) se conocen como *ley Moseley*.

Resultó claro que el espectro de emisión  $K$  y  $L$  de los átomos pesados de la Tabla Periódica involucra transiciones de electrones de carozo que no son mayormente afectados (como ocurre con los ‘electrones de valencia o superficie’) por enlaces químicos u otras



interacciones del entorno. En particular, esto le permitió a Moseley el registrar las líneas características de elementos como el cloro, que es gaseoso en condiciones normales, usando como blanco cloruro de potasio (KCl) cristalino.

Las líneas rectas  $N$  vs  $\sqrt{\nu}$  resultantes del ajuste de las ecuaciones (5) y (7) de Moseley a los datos experimentales de las Tablas II y III se muestran en la Fig. 5.



**Figura 5.** *Segmentos verticales cortos:* números atómicos experimentales  $N$  vs  $\sqrt{\nu}$  para las líneas  $K_\alpha$  y  $K_\beta$  de los elementos entre el aluminio a la plata (Tabla II), y para las líneas  $L_\alpha$ ,  $L_\beta$ ,  $L_\phi$  y  $L_\gamma$  de los elementos entre el zirconio y el oro (Tabla III) junto con las líneas rectas de ajuste de los datos espectroscópicos mediante las ecuaciones de Moseley (5) y (7). Los rectángulos rojos rodean elementos predichos, desconocidos en aquel momento.

Las predicciones de Moseley fueron sustanciadas más tarde por el descubrimiento de los elementos químicos involucrados, esto es:

1. El elemento predicho con el número atómico 75 fue descubierto en 1925 por Walter Noddack, Ida Tacke y Otto Berg en Alemania, usando los métodos de Moseley y nombrado Renio (Re).
2. El elemento con el número atómico 43 fue descubierto en 1937 por Carlo Perrier y Emilio Segrè en Italia. Fue llamado Tecnecio (Tc) y es el primer elemento radiactivo obtenido artificialmente.
3. El elemento con el número atómico 61 fue descubierto en 1945 en el Oak Ridge National Laboratory, USA por Jacob A. Marinsky, Lawrence E. Glendenin y Charles D. Coryell y fue llamado Prometio (Pm).

Tan pronto como Moseley estableció experimentalmente la importancia del número atómico, comenzó a aplicar su método para dilucidar varias cuestiones relacionadas con posibles nuevos elementos cuyo descubrimiento había sido reclamado por diversos químicos. Fueron propuestos un total de unos 70 nuevos elementos que competían para llenar 16 huecos en la Tabla Periódica de Mendeleev. Moseley mostró que muchos de éstos eran espurios. También resolvió algunas disputas sobre prioridad en el descubrimiento de ciertos elementos, incluyendo al ‘nipponium’, cuyo aislamiento reclamaba Masataka Ogawa (químico japonés, 1865-1930) creyendo que se trataba del ‘eka-manganeso’ de Mendeleev.[19] Moseley mostró que el reclamo era infundado dado que la muestra provista por Ogawa no mostró el número atómico requerido cuando fue sometida al análisis espectral.

El trabajo de Moseley también dilucidó la cuestión del posicionamiento de los elementos de tierras raras, una tarea elusiva para Mendeleev y otros pioneros de la tabla periódica. En una oportunidad, Mendeleev admitiría:

“La posición de las tierras raras es uno de los problemas más difíciles que se presenta a la Ley Periódica.”

El no pudo encontrar lugares para ellos en su lista de elementos. Los químicos tenían grandes dificultades para aislar y purificar estos elementos, debido a que muestran propiedades químicas y físicas muy similares. El problema había preocupado a químicos durante años. William Crookes (químico y físico británico, 1832-1919) opinaría:

“Las tierras raras nos dejan perplejos en nuestros propios sueños. Se extienden como un mar desconocido ante nosotros, burlándose, mistificando y murmurando extrañas revelaciones y posibilidades”. [20]

Moseley decide **abordar** el problema con su método de espectroscopía de rayos-X, midiendo las líneas  $L$  de emisión de esos elementos en muestras provistas por diversos científicos. Particularmente, en mayo de 1914, Georges Urbain (químico francés, 1872-1938), quien

había trabajado en tierras raras por muchos años (descubrió el lutecio en 1907), viajó a Oxford para visitar a Moseley. Quería examinar el espectro de rayos-X de un hipotético elemento nuevo que creía haber descubierto y que llamó *celtium* (número atómico 61). Urbain también aportó a Moseley otros compuestos, incluyendo un mineral conteniendo un número desconocido de tierras raras en muy pequeñas cantidades mezcladas entre sí, para que determinara que elementos estaban presentes.

Luego de medidas cuidadosas con su equipo de rayos-X durante una semana, Moseley proveyó a Urbain con un análisis espectroscópico completo de las tierras raras incluidas en sus muestras. Resultaron presentes los elementos erbio, tulio, yterbio y lutecio ( $Z = 68, 69, 70$  and  $71$ , respectivamente), pero no el elemento correspondiente a  $Z = 61$ . Urbain se vio sorprendido por la rapidez y confiabilidad del análisis de Moseley, pero a la vez decepcionado por la carencia de celtium en sus muestras. El mismo logro habría tomado a Urbain varios meses de análisis por medios químicos. Urbain, entonces, le pide a Moseley que determine las cantidades relativas de los varios elementos en sus muestras. De nuevo se sorprende al recibir una respuesta que coincidía casi exactamente con sus propias y laboriosas determinaciones mediante análisis químico.

El brillante trabajo de Moseley mostró que la serie de los lantánidos, integrada por los hasta entonces elusivos elementos de tierras raras, esto es, desde el lantano al lutecio inclusive ( $Z = 57$  a  $71$ ), debe contener exactamente 15 miembros, ni uno más ni uno menos.

Más aún, el trabajo de Moseley facilitó el tratar con la profusión de aparentes ‘elementos’ que surgía como resultado de la investigación sobre isótopos radiactivos, una cuestión que confundió a van den Broek. Dos sustancias se considerarán como siendo el mismo elemento químico si, y solo si, ellas muestran el mismo número atómico ( $Z$ ), valor que puede medirse de manera clara y sin ambigüedad mediante el método de Moseley.

## Referencias

- [1] A. J. van den Broek, A. J. The Number of Possible Elements and Mendeléeff's Cubic Periodic System, *Nature* **87**, 78 (1911).
- [2] E. Rutherford, LXXIX. The scattering of  $\alpha$  and  $\beta$  particles by matter and the structure of the atom, *Phil. Mag.* **21**, 669-688 (1911).
- [3] C. G. Barkla, Note on the Energy of Scattered X-Radiation, *Phil. Mag.* **21**, 648-652 (1911)
- [4] D. I. Mendelejev, Die Beziehungen zwischen den Eigenschaften der Elemente und ihren Atomgewichten, *Ostw. Klass.* **68**, pp. 32, 36, 37, and 74 (1895).
- [5] A. J. van den Broek, Das Mendelejeffsche ‘Kubische’ Periodische System der Elemente und die Einordnung der Radioelemente in dieses System, *Physik. Zeitschr.* **12**, 490-497 (1911).
- [6] A. J. van den Broek, Intra-atomic Charge, *Nature* **92**, 372-373 (1913).
- [7] A. Pais, Inward Bound, Oxford University Press, New York, p.227 (1986).
- [8] C. G. Barkla. Polarization in Secondary Röntgen Radiation. *Proceeding of the Royal Society* **A77**, 247-255 (1906).
- [9] W. Friedrich, P. Knipping, M. Laue. Interferenz-Erscheinungen bei Röntgenstrahlen. *Ann Phys.* **41**, 971-988 (1913).

- [10] M. Laue, Eine Quantitative Prüfung der Theorie für die Interferenzerscheinungen bei Röntgenstrahlen. *Ann Phys.* **41**, 989-1002 (1913).
- [11] W. L. Bragg. The diffraction of short electromagnetic waves by crystal. Proc. Camb. Philos. Soc. **17**, 43–57 (1913).
- [12] W. L. Bragg, The analysis of crystals by the X-ray spectrometer, Proc. R. Soc. **A89**, 468–489 (1914).
- [13] W. H. Bragg, The X-ray spectrometer, *Nature* **94** (2347), 199–200 (1914).
- [14] J. R. Rydberg, Recherches sur la constitution des spectres d'émission des éléments chimiques, Kongliga Svenska Vetenskaps-Akademiens Handlingar. 2nd series (in French) **23** (11), 1-177 (1889).
- [15] N. Bohr, Constitution of Atoms and Molecules, Part II Systems Containing Only a Single Nucleus. *Philosophical Magazine.* **26** (153), 476-502 (1913).
- [16] H. G. J. Moseley, The high-frequency spectra of the elements, *Phil. Mag.* **26**, 1024-1034 (1913).
- [17] H. G. J. Moseley, Atomic Models and X-Ray Spectra, *Nature* **92**, 554 (1913).
- [18] H. G. J. Moseley, LXXX. The high-frequency spectra of the elements, Part II, *Phil. Mag.* **27** (160), 703-713 (1914).
- [19] El 'eka-manganeso' fue eventualmente descubierto más tarde y llamado tecnecio.
- [20] B. Jaffe, *Crucibles: The Story of Chemistry from Ancient Alchemy to Nuclear Fission*, Simon & Schuster, New York (1948).