

Primeros modelos de configuración electrónica del átomo en la explicación del sistema periódico

HISTORIA
DE LA
QUÍMICA

Juan Quílez 



J. Quílez

GEDH – RSEQ

C-e: [jqquilez@uji.es](mailto:jquilez@uji.es)

ORCID: 0000-0001-5428-4617

Recibido: 10/11/2022

Aceptado: 10/01/2023

Resumen: El objetivo de este trabajo es realizar una reconstrucción histórica de los modelos de Thomson, Lewis-Langmuir y Bohr desde la perspectiva de su intento de explicación del sistema periódico en función de las configuraciones electrónicas de los elementos químicos. Este estudio ha permitido ampliar la presentación tradicional de estos tres modelos, lo que ha posibilitado comprender cómo empezaron a construirse algunos conceptos clave de la estructura electrónica de los distintos átomos como primeras propuestas de justificación teórica de sus propiedades periódicas.

Palabras clave: Configuración electrónica, sistema periódico, Thomson, Langmuir, Bohr

Abstract: The aim of this study is to perform a historical reconstruction of the Thomson, Lewis-Langmuir and Bohr models from the perspective of their attempt to explain the periodic system based on the electronic configurations of chemical elements. This study has made it possible to broaden the traditional presentation of these three models, which has allowed to understand how some key concepts of the electronic structure of the different atoms began to be constructed as the first proposals for the theoretical justification of their periodic properties.

Keywords: Electronic configuration, periodic system, Thomson, Langmuir, Bohr

Introducción

El electrón ha estado presente como elemento teórico esencial del pensamiento químico desde principios del siglo XX.^[1] Particularmente, a principios de ese siglo se elaboraron los primeros modelos atómicos en los que el electrón poseía un papel principal. Uno de los primeros problemas a resolver fue conocer el número preciso de electrones existentes en un átomo neutro, así como establecer su posible organización.

En este estudio se presentan tres elaboraciones teóricas acerca de la estructura electrónica de los átomos. En primer lugar, se muestra el modelo de J.J. Thomson, para a continuación exponer brevemente las aportaciones de G.N. Lewis y de I. Langmuir. Finalmente, se examina la contribución de N. Bohr.

El objetivo de este trabajo es presentar la evolución producida en estos modelos atómicos en su intento de justificar electrónicamente el sistema periódico.

J.J. Thomson

El primer intento de explicación de la Tabla Periódica en términos de configuración electrónica se puede atribuir a J.J. Thomson.^[2] Este objetivo fue una de sus líneas prioritarias de investigación.^[3] A partir de su trabajo de 1897 sobre los rayos catódicos,^[4] fue elaborando su modelo atómico en subsiguientes estudios. Entre los trabajos que siguieron, destacan

su publicación de 1904^[5] y su libro de 1907.^[6] Para este científico, su explicación de la periodicidad química suponía el mayor triunfo de su modelo.

Thomson imaginó el átomo como una esfera con carga positiva y sin masa. En esa zona estarían girando los electrones en diferentes anillos, cada uno de ellos con un número determinado de electrones. La estabilidad atómica de esta distribución de cargas la consiguió a partir de cálculos muy elaborados, tomando como analogía el experimento realizado por A. Meyer,^[7] en el que este físico iba colocando agujas imantadas flotando en el agua de un recipiente sobre el que había generado un campo magnético. Estos pequeños imanes flotantes adoptaban distintas distribuciones estables con formación de anillos internos, dependiendo del número de agujas presentes.

Contrariamente a posteriores elaboraciones de la estructura electrónica del resto de científicos que abordaron este estudio, Thomson no asociaba los electrones de valencia a los del anillo más externo, sino a la ordenación electrónica interna. Si unos elementos compartían la misma distribución de electrones internos, su comportamiento químico debía ser muy parecido. Como ejemplo, Thomson citó las siguientes distribuciones de electrones (empezando siempre por el anillo más externo): 5,1; 11,5,1; 15,11,5,1; 17,15,11,5,1. Sin embargo, la formación de iones la explicaba por ganancia o pérdida de uno o más electrones del anillo más externo. Thomson explicó la periodicidad química para el caso de un hipotético anillo externo de 20 electrones, que correspondía

a nueve ordenaciones con un número de electrones entre 59 y 67 (Tabla 1).

Tabla 1. Configuraciones electrónicas que contienen 20 electrones en el anillo más externo, según el modelo de Thomson.^[5]

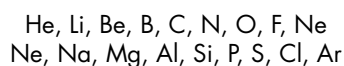
Número de corpúsculos	59	60	61	62	63	64	65	66	67
Número	20	20	20	20	20	20	20	20	20
en anillos	16	16	16	17	17	17	17	17	17
sucesivos	13	13	13	13	13	13	14	14	15
	8	8	9	9	10	10	10	10	10
	2	2	3	3	3	4	4	5	5

A partir de las distribuciones de la Tabla 1, Thomson razonó que la que correspondía a una mayor estabilidad era la de 67 electrones y que la inmediatamente anterior de 58 electrones (con una distribución 19, 16, 13, 8, 2) era la más estable de las que contenían 19 electrones en el anillo más externo, lo que le permitió concluir la gradación de valencias que aparece en la Tabla 2, en concordancia con la ‘regla del ocho’ establecida por Abegg.^[8]

Tabla 2. Valencias para átomos que tienen 20 electrones en el anillo más externo.^[6]

Número de corpúsculos	59	60	61	62	63	64	65	66	67
Valencia	+0	+1	+2	+3	+4	-3	-2	-1	-0
	-8	-7	-6	-5	-4	+5	+6	+7	+8
	Electropositivo					Electronegativo			

Finalmente, Thomson infirió que la secuencia de valencias de la Tabla 2 servía de modelo en la explicación de la variación que exhiben las dos siguientes series de elementos:



Pero su modelo no podía establecer esta correspondencia química para otras ordenaciones, dado que el número de configuraciones que correspondían a una cierta cantidad de electrones en el anillo más externo era variable (por ejemplo, para 19 electrones externos: 4 configuraciones y para 21 electrones: 10). A pesar de ello, Thomson tenía la firme convicción de que finalmente se podría establecer una conexión entre la periodicidad química y la configuración electrónica de los átomos.^[9]

En un primer momento, Thomson no asignó un número de electrones concreto a cada átomo particular. Dado que para Thomson la masa del átomo se debía exclusivamente a la cantidad de electrones existentes, el número de electrones debía ser muy elevado. Por ejemplo, Thomson estimó inicialmente que el átomo de hidrógeno estaba constituido en torno a un millar de electrones. Para este físico teórico, este número tan grande de electrones orbitando alrededor de un espacio con carga positiva no suponía una situación inestable, ya que concluyó que, a pesar de que este movimiento electrónico era

inestable según las leyes del electromagnetismo, la pérdida de energía que se producía era despreciable. Posteriormente, en el año 1906^[10] relacionó el número total de electrones de un elemento con la cifra que le correspondía a su peso atómico. Esta cantidad tan reducida de electrones sí que le supuso un serio problema de estabilidad (lo que quedó pendiente de resolver hasta el trabajo de Bohr). Más tarde, Rutherford estableció que el número de electrones de un átomo era aproximadamente igual a la mitad de su peso atómico. Finalmente, el trabajo de Moseley permitió precisar este número.

Definitivamente, diez años después de establecer su modelo atómico, Thomson resumió sus ideas de estructura atómica al final de un nuevo trabajo,^[11] destacando que los átomos con 8 electrones en el anillo más externo eran estables y que la pertenencia de un elemento a una determinada columna de la tabla periódica se correspondía con un número de electrones externos que variaba entre 1 y 8. Por tanto, se puede afirmar que diferentes ideas clave sobre la estructura atómica ya estaban presentes en su modelo atómico.^[12]

- la introducción del concepto de estructura electrónica;
- el electrón como partícula clave sobre la que se basa la periodicidad química, que se debe a la repetición periódica de un mismo tipo de estructura electrónica;
- dos átomos sucesivos en la tabla periódica difieren en un electrón;
- la valencia está relacionada con la capacidad de completar una estructura electrónica estable, asociada a la de los gases nobles.

A pesar de que Thomson era físico, no hizo un esfuerzo en la explicación de los espectros atómicos, aunque sí que fue reconocida su contribución en la explicación de otros fenómenos físicos como la radiactividad.^[13] Por otro lado, aunque sus ideas no estuvieron exentas de controversia desde el primer momento,^[14] diferentes científicos de la época valoraron de forma positiva su aportación explicativa de la periodicidad química de los elementos químicos.^[15] Además, la corta vida del modelo mecánico de Thomson por el rápido empuje de las ideas cuánticas, no impidió que fuera recibido con entusiasmo por los químicos británicos y americanos, ya que se trataba de un modelo teórico que no precisaba el empleo de fórmulas matemáticas para su uso, permitiendo una representación sencilla de los átomos y de sus uniones químicas.^[16] Aunque Thomson empleó un potente aparato matemático en la fundamentación de su modelo, su simplicidad derivaba tanto de que en su manejo no era necesario realizar cálculos, como de que permitía su fácil visualización. En este marco, Thomson empleó su modelo atómico para reformular^[11] su primera conceptualización del enlace entre átomos de 1907. Según señalan varios autores,^[17] estas ideas fueron importantes puntos de partida de la visión química del átomo ideada por Lewis^[18] para las uniones químicas.

G.N. Lewis – I. Langmuir

Lewis concibió su modelo atómico^[18] para explicar cómo los átomos de un elemento químico se unían entre sí o con los demás elementos. Para el desarrollo de esta teoría del enlace

químico ideó una distribución electrónica estática, según los vértices de un cubo (figura 1).

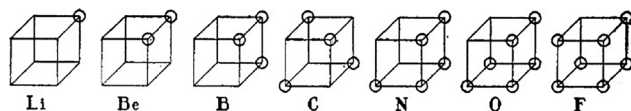


Figura 1. Representación de Lewis de los electrones de valencia de los elementos del segundo periodo del sistema periódico.^[18]

En el intento de perfección de este modelo, Langmuir^[19] estableció once postulados, de los que los siete primeros hacían referencia a los principios de construcción electrónica. Según estos fundamentos, los electrones se distribuían en capas sucesivas, con una capacidad máxima de electrones determinada que dependía del número total de electrones de cada uno de los gases nobles. La capa primera estaría compuesta por dos celdas, con capacidad cada una de un solo electrón; las siguientes capas tendrían 8, 18 y 36 celdas, con capacidad cada celda de uno o dos electrones. En concreto, para las cuatro primeras capas, los gases nobles tendrían la siguiente distribución electrónica: He: 2 electrones en la primera capa; Ne: 8 electrones en la segunda capa; Ar: 16 electrones en la segunda capa; Kr: 18 electrones en la tercera capa; Xe: 36 electrones en la tercera capa; Nt (Rn): 32 electrones en la cuarta capa. Una capa no podría contener electrones hasta que la anterior estuviera completamente llena. Con estas consideraciones teóricas elaboró una

tabla periódica (Tabla 3) en la que se reflejaban las configuraciones electrónicas de los átomos, con lo que extendió hasta el uranio el trabajo iniciado por Lewis, que sólo había alcanzado 35 de los 88 elementos conocidos.

Como puede apreciarse en la Tabla 3, Langmuir ordenó los elementos químicos mostrando los electrones más externos, incluidos los metales de transición (a diferencia de Lewis). Dado que una capa no podía contener electrones hasta que la anterior estuviese completamente llena, el número de electrones de valencia podía ser elevado. Por ejemplo, en la capa tercera, se empieza con el potasio (con un electrón externo) y se finaliza con el kriptón (con 18 electrones externos), incluyendo los 10 elementos de transición correspondientes (Sc-Zn).

El éxito que consiguió Langmuir con su teoría del octeto para explicar la unión química^[20] no se vio acompañado por un respaldo paralelo a su ordenación electrónica, ya que, aunque recibió un primer apoyo y reconocimiento,^[21] fue muy pronto criticada (el número de electrones de valencia, contrariamente a lo indicado por Langmuir, no podía ser mayor de ocho, entre otras consideraciones críticas más concretas^[22]), teniendo finalmente muy poca repercusión.

N. Bohr

1913: primera teoría electrónica en la explicación del sistema periódico

En el año 1912, Bohr remitió un memorándum a Rutherford en el que presentó una conceptualización alternativa a la inicialmente realizada por Thomson acerca la estructura electrónica de los átomos en su intento de explicación del sistema periódico de los elementos químicos. Para alcanzar este objetivo, Bohr precisó de la construcción de un modelo teórico que pudiera resolver la inestabilidad mecánica de los átomos de Thomson y Rutherford.^[23] Fruto de este estudio previo, un año más tarde, publicó tres artículos en los que discutió tanto la constitución de los átomos como de las moléculas.^[24-26] En el primero de ellos presentó los primeros postulados cuánticos en la explicación de la estabilidad del sistema atómico constituido por electrones orbitando alrededor del núcleo positivo, así como el mecanismo de producción de los espectros atómicos. Su aplicación al caso particular del átomo de hidrógeno permitió aportar una explicación teórica de su espectro.

En el segundo trabajo de 1913,^[25] Bohr estudió la distribución de los electrones en átomos de mayor número atómico que el hidrógeno. De forma análoga a la tarea iniciada por Thomson, las configuraciones electrónicas obtenidas pretendían dar una justificación teórica a la periodicidad química.^[27] Bohr partió de la idea de que el número de electrones de un átomo neutro coincidía con su número atómico. Con esta asociación superó una importante limitación del modelo atómico de Thomson, ya que este científico no pudo asignar el número preciso de electrones que corresponde a cada elemento químico. Empezando por el átomo más sencillo, con un solo electrón, las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos las obtenía añadiendo progresivamente

Tabla 3. Configuraciones electrónicas de los elementos químicos, según el modelo de Langmuir.^[19,21]

Layer.	Number of electrons in kernel.	Number of electrons in outside shell.										
I.	—	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
IIa	2	He	H	2								
IIb	10	Ne	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
			Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	A		
IIIa	18		A	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co
												Ni
		10	11	12	13	14	15	16	17	18		
IIIa			Niβ	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
		0	1	2	3	4	5		7	8	9	10
IIIb	36	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Cb	Mo		43	Ru	Rh
												Pd
		10	11	12	13	14	15	16	17	18		
IIIb			Pdβ	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
		0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
IVa	54	Xe	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd		61	Sa	Eu
												Gd
			11	12	13	14	15	16	17	18		
IVa			Tb	Ho	Dy	Er	Tm	Tm ₂	Yb	Lu		
		14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24
IVa			Erβ	Tm	Tm ₂ β	Ybβ	Luβ	Ta	W	75	Os	Ir
												Pt
			25	26	27	28	29	30	31	32		
IVa			Ptβ	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	RaF	85	Nt	
		0	1	2	3	4	5	6				
IVb	86	Nt	87	Ra	Ac	Th	U ₂	U				

en cada caso un electrón adicional a la órbita más externa. Mediante la notación $\mathbf{N}(n_1, n_2, \dots)$ (siendo \mathbf{N} el número de electrones a distribuir y n_1, n_2, \dots el número de electrones que corresponde a cada órbita, empezando por la más interna) Bohr proporcionó la siguiente distribución electrónica de los 24 primeros elementos químicos:

1(1)	9(4,4,1)	17(8,4,4,1)
2(2)	10(8,2)	18(8,8,2)
3(2,1)	11(8,2,1)	19(8,8,2,1)
4(2,2)	12(8,2,2)	20(8,8,2,2)
5(2,3)	13(8,2,3)	21(8,8,2,3)
6(2,4)	14(8,2,4)	22(8,8,2,4)
7(4,3)	15(8,4,3)	23(8,8,4,3)
8(4,2,2)	16(8,4,2,2)	24(8,8,4,2,2)

Para el establecimiento de estas configuraciones electrónicas, Bohr combinó conocimientos teóricos con razonamientos inductivos a partir de las propiedades físicas y químicas de los distintos elementos.^[27,28] Por ejemplo, la configuración calculada de menor energía para el litio era $\mathbf{3}(3)$, pero la existencia de tres electrones en la primera órbita entraba en contradicción con sus propiedades tanto físicas como químicas, lo que obligó a Bohr a escribir $\mathbf{3}(2,1)$, ya que esta configuración, con un electrón externo, se ajustaba mejor al comportamiento de este elemento, desconsiderando con ello sus propios cálculos. De forma análoga, para el berilio escribió $\mathbf{4}(2,2)$, a pesar de que la configuración calculada de menor energía era $\mathbf{4}(4)$. En este sentido, Scerri^[29] también hace notar que Bohr cambió abruptamente el número de electrones internos del nitrógeno para obtener una configuración electrónica compatible con su trivalencia. Otro caso que merece ser comentado es la configuración del neón, comparada con el del flúor, así como la del argón, comparada con la del cloro. Para Bohr, los anillos internos de 2, 4 y 8 electrones eran posibles, con tendencia a que en un cierto punto de la tabla periódica dos anillos de cuatro se fusionasen en un anillo de 8, sin que ello implicase una deducción teórica de la capacidad máxima de cada anillo electrónico.^[29] Como resultado, las configuraciones que obtuvo del neón y del argón son las inversas a las que realmente les corresponden.

Con esta representación electrónica, Bohr consiguió relacionar la variación de las valencias de los elementos químicos con el cambio de su posición en un mismo periodo. Cada una de las valencias se explicaba a partir del número de electrones de la última capa, haciendo coincidir, por otro lado, este número para los elementos químicos de una misma familia.

Este método de establecer las distintas configuraciones electrónicas, que implicaba mezclar razonamientos teóricos (en muchas ocasiones, simplemente cualitativos) con argumentaciones de tipo inductivo (a partir de propiedades químicas y de espectros atómicos), Bohr lo repitió cuando volvió a tratar el problema de la estructura electrónica de los átomos entre los años 1920 y 1923.

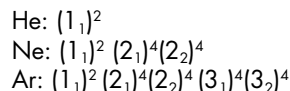
1920-1923: segunda teoría electrónica

Las ideas cuánticas inicialmente introducidas por Bohr para la comprensión del mundo atómico fueron esenciales para una nueva conceptualización de la materia. Posteriormente, entre 1920 y 1923 Bohr elaboró su segunda teoría electrónica de los átomos,^[30-32] como un intento de mejora de su trabajo previo de 1913.^[25] Aunque este periodo no fue de tanta trascendencia como el anterior, su contribución al desarrollo de la teoría atómica resultó una etapa de transición^[30] entre la inicial correspondiente a los modelos de configuración electrónica de Thomson y de Lewis-Langmuir y la inmediatamente posterior de los modelos de Stoner,^[33] Main Smith^[34] y Pauli.^[35]

En su trabajo de 1913,^[25] Bohr empleó como restricción cuántica un solo número cuántico (n : número cuántico principal). En cambio, en su nueva teoría electrónica utilizó un segundo número cuántico (k : número cuántico azimutal), introducido previamente por Sommerfeld. Los valores de estos dos números cuánticos definían grupos y subgrupos de electrones, de forma que su combinación posibilitaba definir cada uno de los estados estacionarios del electrón en su giro alrededor del núcleo del átomo.

En el establecimiento de las nuevas configuraciones electrónicas, Bohr siguió utilizando el principio de construcción electrónica (*Aufbauprinzip*) empleado en 1913. A partir de dos cartas iniciales a la revista *Nature*,^[36] en donde criticó la visión estática del átomo proporcionada por el modelo de Lewis-Langmuir, Bohr fue ajustando su modelo electrónico, que presentó de una forma más elaborada un año después^[37-39] y finalmente en 1923.^[40] Con la ayuda de los números cuánticos n y k , fue distribuyendo los electrones en órbitas elípticas (circulares si $n = k$), cada una de ellas especificadas mediante la notación $(n_k)^z$, donde z indicaba el número de electrones de una órbita particular. El cambio en una unidad del valor de n representaba un cambio de periodo. La estructura electrónica se establecía suponiendo capturas sucesivas de un electrón sobre una configuración electrónica inicial que permanecía inalterada. Es decir, la captura teórica de un nuevo electrón no alteraba los números cuánticos de los electrones preexistentes.^[41]

En este punto conviene que nos detengamos en las estructuras electrónicas que Bohr proporcionó para los tres primeros gases nobles:



Para $n = 1$ y $n = 2$, la construcción de una determinada configuración electrónica se realizaba ubicando de uno en uno los electrones disponibles en órbitas hasta que éstas alcanzaban su capacidad máxima. Esta cantidad para $n = 1$ era de 2 electrones y para $n = 2$ de 8. Una vez completada la órbita cuántica definida por $n = 2$, los electrones adicionales pasaban a ocupar la siguiente ($n = 3$), empezando por el sodio. Así, para 11 electrones, el último electrón se ubicaba en una órbita 3_1 ; Na: $(1_1)^2 (2_1)^4 (2_2)^4 (3_1)^1$. Este proceso se

continuaba hasta el argón. Este gas noble, a diferencia del neón, no completaba la capacidad máxima que correspondía a $n = 3$. Al llegar al potasio, el último electrón no se ubicaba en la órbita $3s$, sino en la $4s$; K: $(1s)^2 (2s)^4 (2p)^6 (3s)^4 (3p)^4 (4s)^1$. El calcio presentaba una situación análoga, Ca: $(1s)^2 (2s)^4 (2p)^6 (3s)^4 (3p)^4 (4s)^2$. Pero a partir del escandio, había que considerar nuevos criterios de estabilidad, de forma que ahora el electrón número 19 ocupaba una órbita cuántica del tipo $3d$: Sc: $(1s)^2 (2s)^4 (2p)^6 (3s)^4 (3p)^4 (3d)^1 (4s)^2$. A partir de este elemento, la órbita cuántica 4 no incrementaba su número de electrones hasta que se completaba la órbita cuántica $3d$ con el cinc, Zn: $(1s)^2 (2s)^4 (2p)^6 (3s)^4 (3p)^4 (3d)^{10} (4s)^2$. Una vez alcanzada la capacidad máxima correspondiente a $n = 3$, el siguiente elemento (galio) ya poseía un electrón en otra órbita $4p$: Ga: $(1s)^2 (2s)^4 (2p)^6 (3s)^4 (3p)^4 (3d)^{10} (4s)^2 (4p)^1$. Esta circunstancia, en la que la órbita más externa permanecía inalterada, mientras se completaba una con un valor de n inferior, ofreció una explicación tanto para los metales de transición como para las tierras raras. En esta justificación del sistema periódico, Bohr estableció (en concordancia con Bury)^[22] la configuración electrónica del desconocido elemento químico de número atómico 72 (descubierto a finales del

año 1922 a partir del análisis de rayos X de minerales de circonio),^[42] así como la del hipotético elemento gas noble de número atómico 118 (Tabla 4).^[38-40]

Las configuraciones electrónicas de los gases nobles se reproducen en la Tabla 5.^[39]

Tabla 5. Configuraciones electrónicas de los gases nobles, según el modelo electrónico de Bohr.^[39]

Element	Atomic number	Number of Electrons in n_p -Orbits																													
		1	2	2 ₁	2 ₂	3	3 ₁	3 ₂	3 ₃	4	4 ₁	4 ₂	4 ₃	4 ₄	5	5 ₁	5 ₂	5 ₃	5 ₄	6	6 ₁	6 ₂	6 ₃	6 ₄	6 ₅	6 ₆	7	7 ₁	7 ₂	7 ₃	
Helium	2	2																													
Neon	10	2	4	4																											
Argon	18	2	4	4	4	4																									
Krypton	36	2	4	4	6	6	6	6	4	4																					
Xenon	54	2	4	4	6	6	6	6	6	6	4	4																			
Radon	86	2	4	4	6	6	6	6	8	8	8	8	6	6	6						4	4									
?	118	2	4	4	6	6	6	6	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	6	6	6	6					4	4	

A partir de la Tabla 5, se puede establecer la capacidad máxima de electrones que correspondía a cada valor de n . Para $n = 1$, una órbita ($1s$) con capacidad máxima de 2 electrones; $n = 2$, dos órbitas ($2s$ y $2p$), con capacidad máxima de cada una de ellas de 4 electrones, lo que implica un total de 8 electrones; $n = 3$, tres órbitas ($3s$, $3p$ y $3d$), cada una con capacidad máxima de 6 electrones, lo que supone un total de 18 electrones; $n = 4$, cuatro órbitas ($4s$, $4p$, $4d$ y $4f$), con capacidad máxima de 8 electrones cada una, lo que suma un total de 32 electrones.

Bohr trabajó con la tabla periódica elaborada en el año 1895 por Thomsen^[43] porque la encontrada más apropiada que la presentación tradicional para su interpretación a partir de la configuración electrónica de los átomos.^[39,44] En esta tabla, los grupos se presentaban en columnas verticales y los elementos de las distintas familias se leían en horizontal con la ayuda de unas líneas de unión. Un aspecto destacado era que ya contenía el número exacto de tierras raras (14). Además, con la mejora que supuso la inclusión posterior de los gases nobles, se visualizaba mejor el número de elementos de cada periodo, que correspondía a la regla $2n^2$, introducida posteriormente por Rydberg. El sistema periódico Thomsen-Bohr^[38,40] se representa en la figura 2. En la misma, se observa que el elemento $Z = 72$, todavía no descubierto, se correspondería con el Zr y el Ti, con estructura electrónica análoga a la de estos dos elementos de transición, lo que no se ajustaba a las propiedades de un pretendido nuevo elemento, de nombre celtio (Ct), que según sus supuestos descubridores poseía propiedades de tierras raras.^[45]

Esta segunda teoría electrónica de Bohr fue bien recibida por la comunidad científica.^[32] Particularmente, el descubrimiento del hafnio en 1922, con las propiedades que Bohr había predicho, se interpretó como un triunfo del modelo teórico de Bohr, lo que contribuyó a este reconocimiento. Así lo expresó el propio Bohr unos años más tarde.^[44] Sin embargo, algunos autores^[29,32,46] han cuestionado esta confirmación como un éxito que se pueda atribuir a una deducción rigurosa cuántica, ya que Bohr empleó una mezcla de conocimientos empíricos y de principios generales (en la mayoría

Tabla 4. Configuraciones electrónicas de los elementos químicos, según el modelo electrónico de Bohr.^[38-40]

	1s	2s 2p	3s 3p	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d 6f	7s 7p
1 H	1						
2 He	2						
3 Li	2	1					
4 Be	2	2					
5 B	2	2	(1)				
6 C	2	2	1				
7 N	2	3	1				
8 O	2	4	1				
9 F	2	4	2				
10 Ne	2	4	4				
11 Na	2	4	1				
12 Mg	2	4	2				
13 Al	2	4	2	1			
14 Si	2	4	2	2			
15 P	2	4	3	1			
16 S	2	4	4	1			
17 Cl	2	4	4	2			
18 Ar	2	4	4	4			
19 K	2	4	4	1			
20 Ca	2	4	4	2			
21 Sc	2	4	4	1	(2)		
22 Ti	2	4	4	2	(2)		
23 V	2	4	4	3			
24 Cr	2	4	4	4			
25 Mn	2	4	4	5			
26 Fe	2	4	4	6			
27 Co	2	4	4	7			
28 Ni	2	4	4	8			
29 Cu	2	4	4	9			
30 Zn	2	4	4	10			
31 Ga	2	4	4	10	1		
32 Ge	2	4	4	10	2		
33 As	2	4	4	10	3		
34 Se	2	4	4	10	4		
35 Br	2	4	4	10	5		
36 Kr	2	4	4	10	6		
37 Rb	2	4	4	10	1		
38 Sr	2	4	4	10	2		
39 Y	2	4	4	10	1	(2)	
40 Zr	2	4	4	10	2	(2)	
41 Nb	2	4	4	10	3		
42 Mo	2	4	4	10	4		
43 Tc	2	4	4	10	5		
44 Ru	2	4	4	10	6		
45 Rh	2	4	4	10	7		
46 Pd	2	4	4	10	8		
47 Ag	2	4	4	10	9		
48 Cd	2	4	4	10	10		
49 In	2	4	4	10	10	1	
50 Sn	2	4	4	10	10	2	
51 Sb	2	4	4	10	10	3	
52 Te	2	4	4	10	10	4	
53 I	2	4	4	10	10	5	
54 Xe	2	4	4	10	10	6	
55 Cs	2	4	4	10	10	1	
56 Ba	2	4	4	10	10	2	
57 La	2	4	4	10	10	1	(2)
58 Ce	2	4	4	10	10	2	(2)
59 Pr	2	4	4	10	10	3	(2)
60 Nd	2	4	4	10	10	4	(2)
61 Pm	2	4	4	10	10	5	(2)
62 Sm	2	4	4	10	10	6	(2)
63 Eu	2	4	4	10	10	7	(2)
64 Gd	2	4	4	10	10	8	(2)
65 Tb	2	4	4	10	10	9	(2)
66 Dy	2	4	4	10	10	10	(2)
67 Ho	2	4	4	10	10	11	(2)
68 Er	2	4	4	10	10	12	(2)
69 Tm	2	4	4	10	10	13	(2)
70 Yb	2	4	4	10	10	14	(2)
71 Lu	2	4	4	10	10	14	
72 Hf	2	4	4	10	10	2	(2)
73 Ta	2	4	4	10	10	3	(2)
74 W	2	4	4	10	10	4	(2)
75 Re	2	4	4	10	10	5	(2)
76 Os	2	4	4	10	10	6	(2)
77 Ir	2	4	4	10	10	7	(2)
78 Pt	2	4	4	10	10	8	(2)
79 Au	2	4	4	10	10	9	(2)
80 Hg	2	4	4	10	10	10	(2)
81 Tl	2	4	4	10	10	10	1
82 Pb	2	4	4	10	10	10	2
83 Bi	2	4	4	10	10	10	3
84 Po	2	4	4	10	10	10	4
85 At	2	4	4	10	10	10	5
86 Rn	2	4	4	10	10	10	6
87 Fr	2	4	4	10	10	10	1
88 Ra	2	4	4	10	10	10	2
89 Ac	2	4	4	10	10	10	1
90 Th	2	4	4	10	10	10	2
91 Pa	2	4	4	10	10	10	3
92 U	2	4	4	10	10	10	4
93 Np	2	4	4	10	10	10	5
94 Pu	2	4	4	10	10	10	6
95 Am	2	4	4	10	10	10	7
96 Cm	2	4	4	10	10	10	8
97 Bk	2	4	4	10	10	10	9
98 Cf	2	4	4	10	10	10	10
99 Es	2	4	4	10	10	10	11
100 Fm	2	4	4	10	10	10	12
101 Md	2	4	4	10	10	10	13
102 No	2	4	4	10	10	10	14
103 Lr	2	4	4	10	10	10	15
104 Rf	2	4	4	10	10	10	16
105 Db	2	4	4	10	10	10	17
106 Sg	2	4	4	10	10	10	18
107 Bh	2	4	4	10	10	10	19
108 Hs	2	4	4	10	10	10	20
109 Mt	2	4	4	10	10	10	21
110 Ds	2	4	4	10	10	10	22
111 Rg	2	4	4	10	10	10	23
112 Cn	2	4	4	10	10	10	24
113 Nh	2	4	4	10	10	10	25
114 Fl	2	4	4	10	10	10	26
115 Mc	2	4	4	10	10	10	27
116 Lv	2	4	4	10	10	10	28
117 Ts	2	4	4	10	10	10	29
118 Og	2	4	4	10	10	10	30

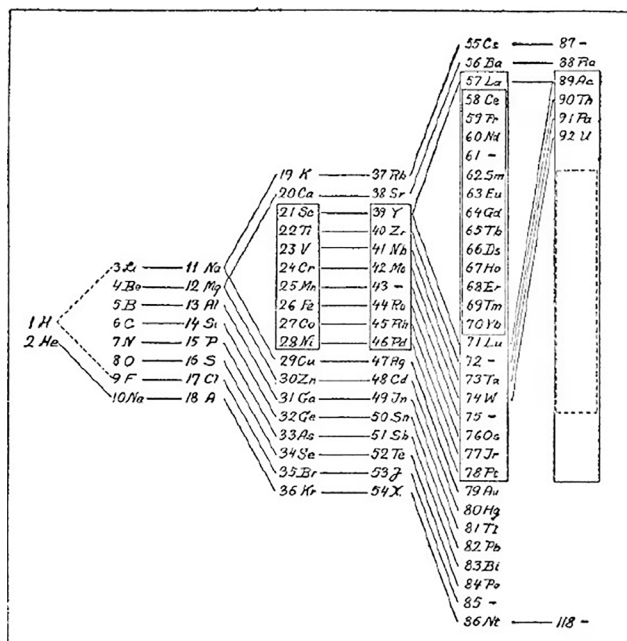


Figura 2. Sistema periódico de Thomson-Bohr. [38-40]

de los casos, de tipo cualitativo) relacionados con la teoría cuántica de los átomos.

Durante unos años, el modelo estático de Lewis-Langmuir convivió con el dinámico de Bohr. Este modelo no fue recibido con mucho entusiasmo por parte de la comunidad de químicos, ya que únicamente permitía su aplicación a algunas propiedades atómicas, como la valencia química.^[47] Si bien hubo algunos intentos de aproximar ambos modelos por algunos científicos, incluido el propio Lewis, los resultados no dieron el fruto esperado, ya que el modelo de Bohr se mostró inadecuado para resolver los problemas específicos de la química, como la explicación de la existencia y de las propiedades de algunos compuestos sencillos.^[30]

Conclusión

En este estudio se han descrito tres primeros intentos de explicación del sistema periódico en términos de las configuraciones electrónicas de los elementos químicos. Estas tres conceptualizaciones se realizaron dentro de los modelos atómicos ideados por Thomson, Lewis-Langmuir y Bohr. A partir del descubrimiento del electrón y de su aceptación como partícula común a todos los átomos, estas tres construcciones teóricas fueron introduciendo ideas clave en la comprensión de la estructura electrónica como intento de justificación del sistema periódico.

A pesar de que entre estos tres modelos existen diferencias notables referidas al: a) carácter estático/dinámico del sistema electrónico; b) número de electrones de valencia, su ubicación/distribución y la estabilidad del sistema electrónico; c) comportamiento físico/químico que se pretende explicar, comparten la idea clave de la existencia de una

ordenación electrónica que explique la periodicidad química de los distintos elementos químicos. Sobre este concepto básico se desarrollaron las siguientes ideas: i) la capa de valencia como elemento responsable de unas propiedades físicas y químicas particulares, de forma que se asumía que el comportamiento semejante de los elementos de una misma familia se producía porque poseían los mismos electrones de valencia; ii) la variación gradual de propiedades a lo largo de un periodo se debía a que cada elemento se diferenciaba del anterior en que poseía un electrón adicional; iii) existen configuraciones electrónicas estables que corresponden a las de los gases nobles, que explicarían la reactividad química del resto de elementos químicos en términos de ganancia o pérdida de electrones; iv) las configuraciones electrónicas obedecen a un cierto patrón o criterio de construcción electrónica.

Finalmente, la reconstrucción histórica realizada ha permitido ampliar la perspectiva con la que normalmente se suelen considerar estos modelos,^[48] ya que el estudio del modelo de Thomson se suele restringir a su explicación de los rayos catódicos^[49] y el de Bohr se centra normalmente en el estudio de la estabilidad del átomo de hidrógeno y en la explicación de su espectro.^[50] Por su parte, el modelo de Lewis-Langmuir habitualmente sólo se estudia desde la perspectiva del enlace covalente.^[51]

Bibliografía

- [1] a) J.Z. Buchwald, A. Warwick, *Histories of the electron: the birth of microphysics*. Cambridge. MIT Press. 2001; b) T. Arabatzis, *Representing Electrons. A Biographical Approach to Theoretical Entities*. University of Chicago Press. 2006; c) B. Vidal. *La Liaison Chimique: Le Concept et son Histoire*. Vrin. 1989.
- [2] E.A. Davis, I.J. Falconer. *J. J. Thomson and the Discovery of the Electron*. Taylor & Francis, Londres, 1997.
- [3] J. L. Heilbron, *Am. J. Phys.* **1981**, 49(3), 223-231.
- [4] J.J. Thomson, *Philos. Mag.* **1897**, 44, 293-316.
- [5] J.J. Thomson, *Philos. Mag.* **1904**, 7, 237-265.
- [6] J.J. Thomson, *The Corpuscular Theory of Matter*. Londres, Archibald Constable. 1907.
- [7] H.A.M. Snelders, *Ann. Sci.* **1976**, 33(1), 67-80.
- [8] R. Abegg, *Z. Anorg. Chem.* **1904**, 39, 376-380.
- [9] N. Stranges. *Electrons and Valence: Development of the Theory, 1900-1925*. College Station, Texas A&M University Press. 1982.
- [10] J.J. Thomson, *Philos. Mag.* **1906**, 11, 769-778.
- [11] J.J. Thomson, *Philos. Mag.* **1914**, 27, 757-789.
- [12] a) W.B. Jensen, *J. Chem. Educ.* **1984**, 61(3), 191-200; b) I. Falconer, *Atti del XI Convegno Nazionale di Storia e Fondamenti della Chimica, Rendiconti della Accademia Nazionale delle Scienze detta dei XL*, 2006, series 5, 24 (2, 2), 445-460.
- [13] H. Kragh, *Before Bohr: Theories of atomic structure 1850-1913*. RePoSS: Research Publications on Science Studies 10. Aarhus, Centre for Science Studies, University of Aarhus. 2010.
- [14] W.S.F., *Science* **1904**, 19, 896-899.
- [15] H. Kragh, *Found. Chem.* **2001**, 3, 129-143.
- [16] M. Chayut, *Ann. Sci.* **1991**, 48(6), 527-544.

- [17] a) R. E. Kohler, *Historical Studies in the Physical Sciences* **1971**, 3, 343-376; b) Soltzman, *J. Chem. Educ.* **1973**, 50(1), 59-61.
- [18] G.N. Lewis, *J. Am. Chem. Soc.* **1916**, 38(4), 762-785.
- [19] a) I. Langmuir, *J. Am. Chem. Soc.* **1919**, 41, 868-904; b) I. Langmuir, *Proc. Natl. Acad. Sci. U.S.A.* **1919**, 5 (7), 252-259.
- [20] R.E. Kohler, *Historical Studies in the Physical Sciences* **1974**, 4, 39-87.
- [21] a) S.C. Bradford, *Science Progress in the Twentieth Century (1919-1933)* **1920**, 15(57), 50-59; b) E.W. Washburn, *An Introduction to the Principles of Physical Chemistry from the Standpoint of Modern Atomistics and Thermodynamics*. McGraw- Hill, Nueva York. 1921.
- [22] a) C.R. Bury, *J. Am. Chem. Soc.* **1921**, 43, 1602-1609; b) H.S. King, *J. Am. Chem. Soc.* **1922**, 44, 323-328; c) M. Davies, *Arch. Hist. Exact Sci.* **1986**, 36(1), 75-90.
- [23] H. Hettema, *Stud. Hist. Phil. Phys.* **1995**, 26(3), 307-323.
- [24] N. Bohr, *Philos. Mag.* **1913**, 26, 1-25.
- [25] N. Bohr, *Philos. Mag.* **1913**, 26, 476- 502.
- [26] N. Bohr, *Philos. Mag.* **1913**, 26, 857-875.
- [27] L. Heilbron, T.S. Kuhn, *Historical Studies in the Physical Sciences* **1969**, 1, 211-290.
- [28] H. Kragh, *J. Chem. Educ.* **1977**, 54(4), 208-210.
- [29] E. R. Scerri, *The Periodic Table. Its Story and its Significance*. Oxford University Press, Londres. 2019.
- [30] a) J.L. Heilbron, *Historical Studies in the Physical Sciences* **1963**, 13(2), 261-310; b) H. Kragh, *Historical Studies in the Physical Sciences* **1979**, 10, 123-186.
- [31] H. Kragh, *Niels Bohr. A Centenary Volume*, A.P. French, P.J. Kennedy (Eds.), pp. 50-67. Cambridge, Harvard University Press. 1985.
- [32] H. Kragh, *Niels Bohr and the Quantum Atom. The Bohr Model Atomic Structure 1913-1925*. Oxford University Press. 2012.
- [33] E.C. Stoner, *Philos. Mag.* **1924**, 48(286), 719-736.
- [34] J.D. Main Smith, *Chemistry & Atomic Structure*, Ernest Benn, Londres. 1924.
- [35] W. Pauli, *Zeitschrift für Physik* **1925**, 31, 765-785.
- [36] a) N. Bohr, *Nature* **1921**, 107, 104-107; b) N. Bohr, *Nature* **1921**, 108, 208-209.
- [37] N. Bohr, *Zeitschrift für Physik* **1922**, 9, 1-67.
- [38] N. Bohr, *Nobel Prize Lecture*. 1922.
- [39] N. Bohr, *The Theory of Spectra and Atomic Constitution. Three essays*, pp. 92-188. Cambridge University Press. Cambridge. 1922.
- [40] a) N. Bohr, *Ann. Phys.* **1923**, 376, 228-288; b) N. Bohr, *Zeitschrift für Physik* **1923**, 13, 117-165
- [41] a) N. Bohr, *Ann. Phys.* **1923**, 376, 228-288; b) N. Bohr, *Zeitschrift für Physik* **1923**, 13, 117-165.
- [42] C. Coster, H. Hevesy, *Nature* **1923**, 111, 79.
- [43] a) H. Kragh, *Ann. Sci.* **1982**, 39(1), 37-60; b) W.H.E. Schwarz, *Angew. Chem. Int. Ed.* **2013**, 52, 122228-12238.
- [44] N. Bohr, *J. Chem. Soc.* **1932**, 349-384.
- [45] a) G. Urbain, A. Dauvillier, *Nature* **1923**, 111, 218; b) H.S. King, *Nature* **1923**, 112, 9; c) H. A. Kramers, H. Holts *The Atom and the Bohr Theory of its Structure*. Gyldendal. Londres. **1923**; d) H. Kragh, P. Robertson, *J. Chem. Educ.* **1979**, 56(7), 456-459.
- [46] a) E. R. Scerri, *Ann. Sci.* **1994**, 51, 137-150; b) E. R. Scerri, *International Studies in the Philosophy of Science* **1998**, 12(1), 33- 44; c) C. Fernelius, *J. Chem. Educ.* **1982**, 59(3), 242.
- [47] a) R. E. Kohler, *Historical Studies in the Physical Sciences* **1975**, 6, 431-468; b) J. W. Servos, *Physical Chemistry from Ostwald to Pauling*. Princeton University Press, Princeton. 1990; c) K. J. Laidler, *The World of Physical Chemistry*. Oxford University Press, Oxford. 1995.
- [48] R. Justi, J. Gilbert, *Int. J. Sci. Educ.* **2000**, 22(9), 993-1009.
- [49] a) I. Falconer *The British Journal for the History of Science* **1987**, 20(3), 241-276; b) G.E. Smith, *The Chemical Educator* **1997**, 2(6), 1-42.
- [50] a) B.L. Haendler, *J. Chem. Educ.* **1982**, 59(5), 373-375; b) T. Arabatzis, D. Ionnidou, *One hundred years of the Bohr atom*, F. Aaserud, H. Kragh (Eds.), pp. 360-376. The Royal Danish Academy of Sciences and Letters, Copenhagen. 2015; c) J. Heilbron, *Nature* **2013**, 498, 27-30; d) P. Weinberger, *Philos-Mag.* **2014**, 94(27), 3072-3087.
- [51] a) R.J. Gillespie, E.A. Robinson, *J. Comput. Chem.* **2007**, 28(1), 87-97; b) A. Simoes, *J. Comput. Chem.* **2007**, 28(1), 62-72; c) S. Shaik, *J. Comput. Chem.* **2007**, 28(1), 51-61.