

LA FÍSICA EN EL ORIGEN Y DESARROLLO DE LA TABLA PERIÓDICA

PHYSICS IN THE ORIGIN AND DEVELOPMENT OF THE PERIODIC TABLE

E. PEDRERO-GONZÁLEZ^{a†}, F. GÚZMAN-MARTÍNEZ^b, C. RODRÍGUEZ-CASTELLANOS^c

a) Instituto de Ciencia y Tecnología de Materiales, Universidad de La Habana, Cuba; edwin.pedrero@imre.uh.cu[†]

b) Instituto Superior de Tecnologías y Ciencias Aplicadas, Universidad de La Habana, Cuba

c) Facultad de Física, Universidad de La Habana, Cuba

[†] autor para la correspondencia

Recibido 15/2/2021; Aceptado 2/6/2021

Se presenta una síntesis de las contribuciones más relevantes de la física a la evolución de la tabla periódica, con énfasis en los principales descubrimientos que tributaron a establecer los fundamentos físicos de la estructura atómica y su relación con las propiedades de los elementos químicos. En relación con cada descubrimiento se mencionan sus principales artífices, las condiciones que los propiciaron y su impacto en el desarrollo de la tabla periódica. Finalmente se comentan las posibilidades de emergencia de una tabla periódica de los núcleos atómicos.

A synthesis of the most relevant physics contributions to the evolution of the periodic table is presented, focusing on remarkable discoveries that contributed to establishing the physical foundations of the atomic structure and its relations with the chemical properties of the elements. The pathway of the discoveries, their main architects, and the conditions that led them to develop the periodic table are presented. Finally, the possibilities of the emergence of an atomic nucleus periodic table are briefly discussed.

PACS: History of science (historia de la ciencia), 01.65.+g; properties of atoms (propiedades de los átomos), 32.10.-f; electronic structure and bonding characteristics (estructura electrónica y características de los enlaces), 31.15.ae; nucleon distributions and halo features (distribuciones de nucleones y propiedades del halo), 21.10.Gv.

I. INTRODUCCIÓN

La tabla periódica sintetiza un conjunto de regularidades en las propiedades químicas y físicas de los elementos, que se repiten periódicamente en función de una magnitud física característica de estos. Durante sus primeras décadas esa magnitud fue la masa atómica, luego el número atómico. Ese y otros cambios se debieron al progreso de los conocimientos sobre la estructura atómica de los elementos químicos.

En 1920, cuando la tabla periódica recién había cumplido medio siglo de existencia, seguían sin ser resueltos dos problemas relacionados con ella, planteados por Joseph J. Thomson (1856-1940) en 1904: cuál es la estructura del átomo y cuáles propiedades ésta le confiere al mismo [1]. En ese sentido, la tabla periódica continuaba desafiando las leyes de la física. Coincidentemente, ese año el neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937) nombró protón [2] a una singular partícula descubierta por él en 1919, cuya cantidad en el núcleo atómico identifica a cada elemento y determina, como se esclareció después, su lugar en la tabla periódica.

Cien años después, la ley periódica, perfeccionada por el desarrollo de la física atómica y nuclear, sirve de guía para la búsqueda de nuevos elementos químicos y la creación de una tabla periódica de los núcleos atómicos [3,4].

En este artículo se resalta el papel desempeñado por la física en el origen y desarrollo de la tabla periódica, con énfasis en el tránsito de la sistematización de regularidades entre propiedades de los elementos, hacia la sistematización de regularidades en la estructura de los átomos.

Es una historia que abarca poco más que dos siglos, que comenzó en 1811 con la formulación de una hipótesis física que permitió medir sin ambigüedad la masa atómica de cada elemento.

II. LA FÍSICA MOLECULAR Y LAS MASAS ATÓMICAS

La tabla periódica creada en 1869 por el químico ruso Dimitri Mendeléiev (1834-1907) con el nombre de "Ensayo de un sistema de los elementos basado en su peso atómico y semejanza química" [5], surgió estrechamente ligada a la medición de las masas atómicas.

Pero a inicios del siglo XIX no había consenso sobre cómo determinar las proporciones que guardan entre sí los átomos de los diferentes elementos presentes en las moléculas de una sustancia compuesta. Eso impedía medir sin ambigüedad las masas atómicas, de modo que a un mismo elemento se atribuían diferentes masas atómicas. En ese contexto, basado en estudios del químico y físico francés Joseph Gay-Lussac (1778-1850) sobre las proporciones de los volúmenes de gases antes y después de una reacción química, el físico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) formuló en 1811 la siguiente hipótesis: "Bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, en volúmenes iguales de gas hay igual número de moléculas" [6]. Con ayuda de esa hipótesis concluyó, por ejemplo, que la molécula de agua está compuesta por dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, a diferencia de lo que creía John Dalton (1766-1844), de que la proporción entre esos átomos era 1:1.

La aplicabilidad de la hipótesis de Avogadro para medir los pesos atómicos fue demostrada en 1858 por el químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910), quien la expuso en el Primer Congreso Internacional de Química (Karlsruhe, 1860), al que asistieron Mendeléiev y otros químicos notables [7].

Así, la física contribuyó a sentar las bases para ordenar los elementos según su peso atómico y Mendeléiev pudo crear en 1869 la tabla que lleva su nombre.

III. EL “PUDÍN CON PASAS” Y LA TABLA PERIÓDICA

El modelo atómico de J. J. Thomson, conocido como del “pudín con pasas”, generalmente es subestimado porque no refleja la estructura nuclear del átomo. Menos conocido es que con ese modelo describió, por primera vez, algunas regularidades de la tabla periódica en función de la estructura atómica.

En su famoso artículo de 1904, Thomson escribió: “Suponemos que el átomo consiste de un número de corpúsculos en movimiento en una esfera de carga eléctrica positiva uniforme: los problemas que tenemos que resolver son (1) cuál debe ser la estructura de ese átomo, i.e. cómo están distribuidos los corpúsculos en la esfera; y (2) cuáles propiedades confiere esa estructura al átomo. . .” [1].

Lo esencial de ambos problemas, el conocimiento de la estructura atómica y su correspondencia con las propiedades de los elementos, guió las contribuciones de la física al desarrollo de la ley periódica de éstos.

El propio Thomson fue el primero en intentar resolver ambos problemas, como ilustra la cita siguiente: “. . . me esforzaré en demostrar que las propiedades conferidas al átomo por su estructura de anillos son análogas en muchos aspectos a las que poseen los átomos de los elementos químicos, y que en particular las propiedades del átomo dependerán de su peso atómico de manera análoga a la expresada en la ley periódica” [1].

En 1907, año en que muere Mendeléiev, Thomson profundiza en la aplicación de su modelo para comprender semejanzas entre la distribución periódica de los electrones y propiedades periódicas de los elementos: “Si asumimos que el peso atómico es proporcional al número de corpúsculos contenidos en sus átomos, -y daremos más tarde evidencias en favor de este punto de vista- podemos ver la semejanza entre propiedades de esas distribuciones de corpúsculos en la misma columna vertical y propiedades notables de los elementos químicos, i.e., las propiedades expresadas por la ley periódica.” [8].

Sobre la base de ese modelo, relacionó algunas propiedades periódicas de los elementos con la cantidad de electrones en la órbita externa. Ello sirvió de base a Niels Bohr (1885-1962) para elaborar su teoría de la estructura atómica [9, 10]. En particular, para distribuir los electrones “. . . en anillos cerrados semejantes a la estructura de conchas originalmente introducidas por Thomson en su temprano intento de explicar con su modelo atómico las periodicidades características de la tabla de los elementos de Mendeléiev.” [11].

No es común valorar esa arista del modelo del “pudín con pasas”, a pesar de su trascendencia para comprender desde la física por qué en la tabla periódica los elementos están ordenados de cierta manera y no de otra.

IV. DE LA MASA ATÓMICA AL NÚMERO ATÓMICO

Entre 1909 y 1919 convergieron para transformar la tabla periódica numerosos descubrimientos que fueron la saga del descubrimiento de los rayos X, la radiactividad, el electrón y los cuantos de luz.

En 1909, los físicos Hans Geiger (1882-1945) y Ernest Marsden (1889-1970) realizaron el famoso experimento de bombardear una lámina de oro con partículas alfa. Como resultado del mismo, en 1911 Rutherford propuso el modelo nuclear del átomo [12]. Lo esencial del modelo, que toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo están contenidas dentro de una pequeña región central, mientras que los electrones se mueven alrededor de ésta, se ha mantenido en todos los modelos atómicos posteriores.

Una repercusión inmediata de ese modelo fue la hipótesis hecha por el físico holandés Antonius van den Broek (1870-1926) de que al núcleo atómico de cada elemento corresponde un número entero de unidades de carga eléctrica iguales a la del núcleo de hidrógeno [13]. Esa hipótesis marcó el inicio de la sustitución del peso atómico por el número atómico en la tabla periódica.

En el año 1913 convergieron en beneficio de la tabla periódica varias investigaciones físicas que venían realizando en campos diferentes Bohr, Henry Moseley (1887-1915) y Francis Aston (1887-1945).

Ese año Bohr publicó tres artículos con un título común que no pudo ser mejor elegido: “Sobre la constitución de átomos y moléculas” [10,14,15]. En esa trilogía hace referencia a trabajos de Thomson, Rutherford, Broek, Max Planck (1858-1947), Albert Einstein (1879-1955) y John Nicholson (1881-1955), entre otros físicos.

Por su parte, Moseley [16, 17] midió las frecuencias de radiación X emitida por átomos de varios elementos y tomó en cuenta la hipótesis de Broek. Esto le permitió asumir que “el número entero que controla el espectro de rayos X es la misma cantidad de unidades eléctricas en el núcleo” [17] y correlacionar la cantidad de cargas iguales a la del núcleo de hidrógeno que hay en el núcleo atómico de cualquier elemento con las frecuencias de las líneas K y L de los rayos X emitidos por los átomos de ese elemento. Con eso, al decir de Aston, hizo “la generalización más importante en la historia de la química desde la Ley Periódica de Mendeléiev” [18].

Simultáneamente, como consecuencia de más de una década de investigaciones en el campo de la radiactividad, el químico inglés Frederick Soddy (1877-1956) fundamentó su hipótesis sobre la existencia de átomos con diferentes masas atómicas que ocupan el mismo lugar en la tabla periódica, a los que llamó isótopos [19].

Por ese tiempo, Thomson descubrió una anomalía en el peso atómico del neón que no encontró explicación hasta 1919,

cuando Aston demostró la existencia de dos isótopos del neón con pesos atómicos de 20.00 y 22.00 respectivamente [18]. Después de eso, entraron los isótopos a formar parte de la tabla periódica.

También en 1919, sucesivos experimentos que siguieron al de la lámina de oro bombardeada por partículas alfa, derivaron en dos descubrimientos trascendentes para la física en general, y en particular para la tabla periódica [20]: 1) la primera reacción nuclear artificial, antecesora de las que han contribuido a ampliar la tabla periódica mediante síntesis nuclear y 2) el descubrimiento del protón, cuya cantidad en el núcleo atómico coincide con el número atómico del elemento y es la razón física de que ese número sea entero.

Esos conocimientos acumulados hasta 1919 fueron imprescindibles para formular la tabla periódica en función de la estructura atómica en la década siguiente.

V. LA FÍSICA CUÁNTICA: DE LAS PROPIEDADES A LA ESTRUCTURA

Hasta 1920 sólo en el elemento más ligero habían sido resueltos satisfactoriamente los dos problemas fundamentales planteados por Thomson en 1904. Para lograrlo, Bohr postuló en 1913 que el único electrón del átomo de hidrógeno sólo podía moverse en órbitas con radios discretos, asociados con un número entero que está relacionado con la emisión y absorción cuántica de luz.

Aunque entonces introdujo elementos de física cuántica para explicar propiedades atómicas y relacionó la periodicidad de algunas propiedades de los elementos con la distribución de los electrones en los átomos, advirtió que “La teoría, sin embargo, no es suficientemente completa para dar una respuesta definitiva a tales problemas” [14]. Estaba por ser creada una teoría de la estructura atómica consistente con las propiedades químicas de los elementos.

Ocho años después, en marzo de 1921, Bohr publica un artículo titulado *Atomic Structure* [21] en el cual expone sus ideas principales de una teoría atómica basada en nociones cuánticas, compatible con propiedades periódicas de diversos elementos. Distribuye los electrones conforme a números cuánticos y relaciona la distribución electrónica con grupos y períodos de la tabla periódica. Ilustra sus conclusiones con el grupo de los gases nobles y la familia de las tierras raras.

Al año siguiente, al recibir el premio Nobel de Física, diserta sobre el mismo tema. En su conferencia *The structure of the atom* [11], relacionó cada período de la tabla periódica con la existencia de electrones en la capa atómica exterior. Los átomos de los elementos del n-simo período tienen electrones en la capa n-sima: los del primer período (H y He) tienen electrones sólo en la primera capa; los del segundo período (Li,..., Ne) poseen electrones externos en la segunda capa, y así sucesivamente.

Además, resumió en una tabla la estructura electrónica de 42 elementos [11] entre los cuales incluyó dos que entonces no habían sido descubiertos: los de número atómico $Z = 87$ y $Z = 118$. Para ambos predijo las cantidades de electrones en

cada una de las siete capas de los átomos, que coinciden con las determinadas hoy por la física cuántica para esos elementos: 2, 8, 18, 32, 18, 8, 1 para el primero y 2, 8, 18, 32, 32, 18, 8 para el segundo.

Esa sistematización lograda por Bohr en 1922 marcó un “antes” y un “después” para la tabla periódica de los elementos. Dejó de ser una tabla que relacionaba regularidades en las propiedades de los elementos, para expresar regularidades en la estructura electrónica, las cuales a su vez dependen de la cantidad de protones en el núcleo.

No sin razón, el austríaco Wolfgang Pauli (1900-1958) reconoció que había comenzado una nueva fase de su vida científica cuando asistió a una serie de conferencias que dio Bohr en 1922 acerca de sus investigaciones teóricas sobre el sistema periódico de los elementos [22].

Cuando en 1924 Pauli trataba de explicar el desdoblamiento de las líneas espectrales en el efecto Zeeman anómalo en los metales alcalinos (el caso más simple, porque son elementos con un solo electrón en la última capa) el físico inglés Edmund Stoner (1899-1968) advirtió que, para un número cuántico principal dado, la cantidad de niveles energéticos, en los espectros de metales alcalinos de un electrón aislado en un campo magnético externo, es igual a la cantidad de electrones en la capa cerrada del mismo número cuántico principal en los gases nobles [22]. Considerando eso, Pauli formula en 1925 la existencia de un cuarto número cuántico y el principio de exclusión que lleva su nombre [23].

Paralelamente, en 1922, los físicos alemanes Otto Stern (1888-1943) y Walther Gerlach (1889-1979) observaron la deflexión de un haz de átomos de plata en un campo magnético no homogéneo. La interpretación de este resultado condujo al alemán Ralph Kronig (1904-1995) e, independientemente, a los holandeses George Uhlenbeck (1900-1988) y Samuel Goudsmit (1902-1978) a proponer en 1925 la existencia del espín del electrón, un momentum angular intrínseco, cuya proyección puede tomar los valores $s_z = \pm\hbar/2$.

Con la inclusión del espín, se fundamentó el cuarto número cuántico (grado de libertad con dos valores posibles) que había sido postulado poco antes por Pauli para caracterizar completamente los estados electrónicos y explicar el efecto Zeeman anómalo. Las reglas para la ocupación de estos estados en los átomos multielectrónicos se construyeron con ayuda del principio de exclusión de Pauli, que prohíbe las configuraciones en que dos o más electrones tengan sus cuatro números cuánticos iguales.

La Mecánica Cuántica desarrollada a partir de 1925 por Werner Heisenberg (1901-1976), Erwin Schrödinger (1887-1961), Paul Dirac (1902-1984) y otros, colocó todos los descubrimientos anteriores sobre la estructura atómica en un nuevo marco conceptual.

Además, proporcionó un procedimiento sistemático y completo para determinar la estructura electrónica de cualquier átomo, conocida la energía potencial de interacción de los electrones con el núcleo atómico y entre sí. Para ello hay que resolver la ecuación de Schrödinger, lo cual permite,

en principio, calcular la energía y predecir la ocupación de los estados electrónicos, calcular sus funciones de onda, la probabilidad de las transiciones que ocurren cuando el átomo emite o absorbe radiación electromagnética y los cambios de estructura motivados por campos eléctricos o magnéticos externos. Para los átomos con gran cantidad de electrones se han desarrollado métodos aproximados mucho más eficientes que la ecuación de Schrödinger, como el del funcional de la densidad electrónica, que combinado con el cálculo numérico y la computación permiten determinar la estructura electrónica de átomos y moléculas de gran complejidad [24].

La clasificación de las estructuras con los números cuánticos propuestos por Bohr y Pauli se obtiene en la aproximación más simple, suponiendo que sobre cada electrón actúa un potencial efectivo que tiene simetría esférica. Cuando se incorporan los efectos de muchos cuerpos y consideraciones relativistas, es posible explicar y predecir cuantitativamente hasta los más mínimos detalles de los espectros atómicos, como la estructura fina e hiperfina y el corrimiento de Lamb [24].

Los avances de la física cuántica han permitido predecir que la distribución electrónica de los átomos del último elemento conocido, el oganesón (Og), que tienen 118 protones en sus núcleos, es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 6s^2 5d^{10} 6p^6 5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^6$. Es el último elemento del séptimo período de la tabla periódica [24]. Aún no se ha podido determinar experimentalmente su estado y se estima que a temperatura ambiente debe ser sólido, no un gas inerte, como todos los demás elementos de ese grupo en la tabla periódica. Pero es esa distribución electrónica la que determina en última instancia su posición en la tabla periódica.

En 1925, cuando Pauli establecía el principio de exclusión y se desarrollaba la Mecánica Cuántica, fue descubierto el renio (Re). Se conocían entonces 88 elementos. Hoy se conocen 30 más, todos descubiertos mediante reacciones nucleares producidas en laboratorios. Entre 1937 y 1947 se descubrieron cuatro (Tc, Fr, At, Pm), que ocupan espacios entre en hidrógeno y el uranio. Los otros 26 son transuránicos. El completamiento y la ampliación de la tabla periódica con esos 30 elementos también han sido contribuciones de la física, en particular de la física nuclear.

Hoy se prepara el camino para obtener elementos superpesados pertenecientes al octavo período de la tabla periódica, incluidos los de una nueva familia de elementos que, por primera vez, contendrían electrones en los orbitales $5g$ [25]. Como suele suceder en la ciencia, la última palabra no está dicha, y el estudio de las propiedades químicas de nuevos superelementos pudiera traer nuevas incógnitas sobre la tabla periódica y nuevos desafíos para la física.

VI. HACIA UNA TABLA PERIÓDICA NUCLEAR

Sobre bases físicas, actualmente se desarrolla una tabla periódica que sistematice propiedades periódicas de los núcleos atómicos, no del átomo como un todo. Entre esas propiedades, se presta especial atención a la periodicidad en

la mayor estabilidad de unos núcleos respecto a otros. Esta nueva tabla no se rige por la distribución de los electrones en el átomo, sino por la distribución de los nucleones (protones y neutrones) en los núcleos atómicos. En ese sentido, se trata de una tabla periódica nuclear [3,4].

La tabla periódica que cumplió 150 años y esta nueva tabla, son cualitativamente diferentes, aunque tienen entre sí algunas (pocas) semejanzas, derivadas de que tanto los electrones como los nucleones son fermiones, partículas con espín $\frac{1}{2}$, que obedecen al principio de exclusión de Pauli. Unos en la nube electrónica y los otros dentro del núcleo pueden ser distribuidos en capas, subcapas y orbitales relacionados con números cuánticos.

En unos y otros el momento angular total de cualquiera de esas partículas es la suma de su momento orbital y su spin, entre otras similitudes [4]. Pero entre ambas tablas hay diferencias notables, porque la naturaleza y la escala (energética y espacial) de las fuerzas nucleares, entre protones y neutrones en el núcleo, difieren sustancialmente de las electromagnéticas, entre los electrones y entre éstos y el núcleo. Consecuentemente, las reglas de distribución de los protones y neutrones en el núcleo, y de los electrones alrededor de este último, son diferentes y una tabla no sustituye a la otra.

En la tabla periódica de los elementos, los que tienen número atómico 2, 10, 18, 36, 54, 86, 118 son todos inertes, químicamente estables y se pueden agrupar en la columna final de cada período. En ellos están llenas sus capas electrónicas. Análogamente, en una tabla periódica nuclear los elementos con “número mágico” de protones 2, 8, 20, 28, 50, 82 y 114 también se pueden colocar en una columna al final de siete períodos. Estos también son muy estables [4] y tienen llenas sus capas protónicas.

Ordenar los elementos según las propiedades y la estructura de sus núcleos, se complejiza por la presencia de los neutrones y la naturaleza de las interacciones en la escala del núcleo atómico. También hay “números mágicos” de neutrones, que corresponden a núcleos con sus capas neutrónicas llenas. Por esas y otras razones aún no hay consenso en la manera de ordenar los elementos en la tabla periódica nuclear, aunque han existido varios intentos en este empeño [3,4].

Teóricamente pueden existir “islas de estabilidad” dentro del “mar de inestabilidad” en el “mapa” de los isótopos conocidos y predichos. En la “isla” más próxima al oganesón ($Z = 118$), se ha predicho la posibilidad de que el elemento con $Z = 126$ tenga suficiente cantidad de neutrones que compensen la repulsión de los protones y de esa forma se garantice una relativa estabilidad.

La búsqueda de elementos superpesados continúa, aprovechando los avances de la física nuclear y de los aceleradores de partículas. Al mismo tiempo, se desarrollan modelos que cada vez describen mejor la estructura del núcleo atómico y las propiedades que ésta le confiere al mismo. En ese sentido, la física está hoy ante un desafío análogo al que tuvo hace cien años, cuando estaban por ser resueltos los dos problemas formulados por Thomson en relación con la

estructura atómica y la tabla periódica de Mendeléiev.

VII. CONCLUSIONES

La física contribuyó a crear algunas de las condiciones necesarias para la creación de la tabla periódica por Mendeléiev en 1869 y no ha cesado de contribuir a su progresiva evolución. Desde hace casi cien años, la posición de los elementos en la tabla periódica obedece a la estructura atómica descrita por leyes físicas. Hoy se avanza hacia el descubrimiento de superelementos del octavo período de la tabla periódica y el establecimiento de una tabla periódica de los núcleos atómicos.

REFERENCIAS

- [1] J. J. Thomson, *Phil. Mag.* **7**, 237 (1904).
- [2] O. Lodge, *Nature* **106**, 467 (1920).
- [3] A.B. Wieckowski, *Rom. J. Phys.* **64**, 303 (2019).
- [4] K. Hagino and Y. Maeno, *A nuclear periodic table, Foundations of Chemistry*, (2020) Published online, 21 April 2020, Springer.
- [5] A. Yu. Tsivadse, *RFBR Jour.* **101**, 10 (2019).
- [6] A. Avogadro, *Jour. de Physique* **73**, 58 (1811). (<http://lem.ch.unito.it/chemistry/essai.html>)
- [7] P. Román Polo, *An. Quím.* **106**, **231** (2010).
- [8] J. J. Thomson, *The corpuscular theory of matter.* (Charles Scribner's Sons, New York, 1907), p. 113.
- [9] N. Bohr, *Essays 1958-1962 on Atomic Physics and Human Knowledge* (Interscience Publishers, John Wiley & Sons, New York, London, 1963), p. 43.
- [10] N. Bohr, *Phil. Mag.* **26**, 1 (1913).
- [11] N. Bohr, "The structure of the atom", Nobel Lecture, 1922.
- [12] E. Rutherford, *Phil. Mag. Series 6* **21** 669 (1911).
- [13] A. Van den Broek, *Nature* **87** 78 (1911).
- [14] N. Bohr, *Phil. Mag.* **26**, 476 (1913).
- [15] N. Bohr, *Phil. Mag.* **26**, 857 (1913).
- [16] H. G. J. Moseley, *Phil. Mag.* **26**, 1024 (1913).
- [17] H. G. J. Moseley, *Phil. Mag.* **27**, 704 (1914).
- [18] F. W. Aston, *Isotopes*, (London, Edward Arnold & Co., 1922).
- [19] F. Soddy, *Nature* **92**, 399 (1913).
- [20] E. Rutherford, *Phil. Mag.* **37**, 581 (1919).
- [21] N. Bohr, *Nature* **107**, 104 (1921).
- [22] W. Pauli, "Exclusion principle and quantum mechanics", Nobel Lecture, 1946.
- [23] W. Pauli, *Z. Physik* **31**, 765 (1925).
- [24] R. M. Macrae and T. J. Kemp, *Science Progress* **101**, 101 (2018).
- [25] Yu. Ts. Oganessian, *RFBR Jour.* **101**, 57 (2019).

This work is licensed under the Creative Commons Attribution-NonCommercial 4.0 International (CC BY-NC 4.0, <http://creativecommons.org/licenses/by-nc/4.0>) license.

