



UNNOBA

NÚCLEOS

Revista científica

8

JULIO DE 2021



SESQUICENTENARIO

DE LA TABLA PERIÓDICA DE MENDELÉYEV

**REPRESENTACIÓN
PARLAMENTARIA POR
ASOCIACIÓN Y POR
PARTIDO: ANÁLISIS
COMPARADO DE LA
SITUACIÓN DE LA
REPÚBLICA DE WEIMAR
Y LA REPÚBLICA FEDERAL
ALEMANA**

CLAUDIO A. CONTRERAS

**SESQUICENTENARIO DE
LA TABLA
PERIÓDICA DE
MENDELÉYEV**

OSCAR E. PIRO

**GAVIOLA
Y EL LÁSER**

MARIO GARAVAGLIA

**EL MODELO ESTÁNDAR
DE LA COSMOLOGÍA
MODERNA EN JAQUE**

LUIS A. ANCHORDOQUI

AUTORIDADES ACADÉMICAS

Rector: Dr. Guillermo R. Tamarit

Vicerrectora: Mg. Danya V. Tavela

Guardasellos: Ing. Luis J. Lima

Secretaria Académica: TP. Pilar Traverso

Secretaria de Investigación, Desarrollo y Transferencia: Dra. Carolina Cristina

Secretario de Extensión: Lic. Juan Pablo Itoiz

Secretario General: Cdora. Mariana Passarello

Secretaria Económico Financiera: Cdora. Mariela García

Secretaria de Cultura: Lic. Laura Durán

Secretario de Relaciones Institucionales: Cdor. Martín Palma

Directora Centro de Edición y Diseño: Mg. Ma. de las Mercedes Filpe

DIRECTOR DE LA REVISTA

Dr. Ángel L. Plastino

SUMARIO

#8 SESQUICENTENARIO DE LA TABLA PERIÓDICA DE MENDELÉYEV

PÁG. 6

REPRESENTACIÓN PARLAMENTARIA POR ASOCIACIÓN Y POR PARTIDO: ANÁLISIS COMPARADO DE LA SITUACIÓN DE LA REPÚBLICA DE WEIMAR Y LA REPÚBLICA FEDERAL ALEMANA

CLAUDIO A. CONTRERAS

PÁG. 20

SESQUICENTENARIO DE LA TABLA PERIÓDICA DE MENDELÉYEV

OSCAR E. PIRO

PÁG. 36

GAVIOLAY ELLÁSER

MARIO GARAVAGLIA

PÁG. 55

EL MODELO ESTÁNDAR DE LA COSMOLOGÍA MODERNA EN JAQUE

LUIS A. ANCHORDOQUI

Edita



CEDI Centro de Edición y Diseño. UNNOBA
Calleao 289 3.º piso, CP. 1022
Tel 54 11 53531520. Ciudad Autónoma
de Buenos Aires, Argentina

Diseño y diagramación

CEDI Centro de Edición y Diseño

Año 6 N.º 8

Julio de 2021

Publicación semestral

ISSN 2408-4492

Queda hecho el depósito

que marca la ley 11723

Sede Junín

Libertad 555, CP. 6000

Tel 54 236 4407750

Junín, prov. de Buenos Aires, Argentina

Sede Pergamino

Monteagudo 2772, CP. 2700

Tel 54 2477 409500.

Pergamino, prov. de Buenos Aires, Argentina

Se invita a potenciales colaboradores
a remitir sus trabajos al CEDI
(cedi@unnoba.edu.ar)

www.unnoba.edu.ar



Esta obra está bajo una licencia de Creative Commons Reconocimiento - NoComercial - SinObraDerivada 4.0 Internacional.



CONSEJO EDITORIAL

Dr. Plastino, Ángel R.
UNNOBA

Dr. Tamarit, Guillermo R.
UNNOBA

Mg. Tavela, Danya V.
UNNOBA

Dra. Cristina, Carolina
UNNOBA

Mg. Filpe, Ma. de las Mercedes
UNNOBA

ARBITRAJE

La nuestra es una revista de divulgación que publica artículos originales, en el sentido de que no han aparecido antes en ningún otro medio.

Por ser una revista de divulgación, nuestra principal preocupación es que sus artículos sean accesibles a un público con formación universitaria. No juzgamos tanto el contenido como su accesibilidad.

Todos los artículos son arbitrados por el Consejo Editorial. La mayoría de ellos son el resultado de invitaciones especiales a reconocidos expertos en la áreas abordadas. Se aceptan también presentaciones espontáneas que se someten a riguroso escrutinio que aquí sí se centra en el contenido.

OBJETIVOS Y METAS

Existe gran retraso en el desarrollo de la divulgación de la ciencia y del pensamiento académico en general, en relación con los vertiginosos avances que se han registrado en estos últimos años. Esto ocasiona un pernicioso desfasaje entre la sociedad y sus científicos y académicos. Por ello resulta muy importante intentar llevar variados aspectos de la concomitante actividad al público, en formato accesible.

Esto constituye a la vez un desafío y una necesidad social. Para satisfacerla, *NÚCLEOS* propone que los propios científicos y académicos traten de ayudar a los ciudadanos a valorar su trabajo. *NÚCLEOS* pretende que nuestros autores-creadores acerquen a sus lectores una visión actualizada de recientes desarrollos, en particular aquellos que se originan en el país. Nos interesa ayudar a apreciar la relevancia del pensamiento creativo, acercándolo en forma directa desde y por sus protagonistas.

Fantásticas innovaciones y grandes sorpresas nos brindan hoy las ciencias y otras disciplinas académicas, con enormes consecuencias tecnológicas y humanas. Beneficia el desarrollo cultural de un pueblo que cierto tipo de investigaciones, hallazgos, descubrimientos y experimentos puedan ser transmitidos al público. Este forma parte de la sociedad de la Información pero, en general, conoce muy poco sobre ciencia y tecnología, a pesar de que estas estén cambiando al mundo, transformando de modo radical la vida cotidiana. *NÚCLEOS* intenta, de forma modesta pero esperamos que eficaz, que se acerquen al público elementos esenciales del desarrollo actual del conocimiento.

EDITORIAL

Estimados lectores:

Les acercamos el número 8 de nuestra revista, con cuatro artículos de variada temática que esperamos han de concitar interés.

El primero discute un tema fundamental en la historia de Occidente: el de la representación parlamentaria como forma de poder político. Se estudia el problema comparando la fallida República de Weimar de la década de 1920 con las bases constitucionales de la exitosa República Federal alemana de hoy.

Por otra parte, recientemente se cumplieron 150 años de uno de los hitos más importantes en la historia de la Ciencia: la creación de la tabla periódica, base de la química. Usamos hoy en el planeta 71 millones de sustancias químicas, de las que solo menos de 400 son naturales. El resto son artificiales y no existirían sin la tabla. Este es el tema del segundo artículo.

El láser es hoy un dispositivo fundamental en nuestras vidas, con todo tipo de aplicaciones en la vida cotidiana. El tercer artículo nos habla sobre la crítica participación de un físico de Argentina en los comienzos de la tecnología del láser.

Finalmente, cerramos con un trabajo sobre el marco teórico-conceptual en el que se basa la cosmología contemporánea, el llamado modelo estándar cosmológico, que enfrenta hoy serios problemas.

En suma, los artículos que tiene el lector a la vista son:

1. Representación parlamentaria por asociación y por partido: análisis comparado de la situación de la República de Weimar y la República Federal Alemana, de Claudio Contreras.
2. Sesquicentenario de la tabla periódica de Mendeléyev, de Oscar E. Piro.
3. Hacia una nueva historia del láser. Algo de “física ficción”: el láser “a lo Gaviola”, de Mario Garavaglia.
4. El modelo estándar de la cosmología moderna en jaque, de Luis A. Anchordoqui.

Confiamos los disfruten.

Dr. Ángel Luis Plastino
Director revista NÚCLEOS

SESQUICENTENARIO

DE LA TABLA PERIÓDICA DE MENDELÉYEV

OSCAR E. PIRO

ES DOCTOR EN FÍSICA (UNLP).
ALCANZÓ LA JERARQUÍA DE
INVESTIGADOR SUPERIOR
DEL CONICET Y ES PROFESOR
TITULAR UNIVERSITARIO
DE GRADO Y POSGRADO.
ES UNO DE LOS PIONEROS
EN LA APLICACIÓN DE LA
TEORÍA DE LA INFORMACIÓN
(MÁXIMA ENTROPÍA) A LA
SOLUCIÓN DEL LLAMADO
"PROBLEMA DE LAS FASES" EN
CRISTALOGRAFÍA ESTRUCTURAL.
SU INVESTIGACIÓN SE
BASA EN LA FÍSICA DE
MATERIA CONDENSADA,
PARTICULARMENTE EN
CRISTALOGRAFÍA ESTRUCTURAL
POR MÉTODOS DE DIFRACCIÓN
DE RAYOS-X, Y TAMBIÉN EN
LAS PROPIEDADES ÓPTICAS
Y ESPECTROSCÓPICAS (IR
Y RAMAN) DE CRISTALES.
HA PUBLICADO UNOS 330
ARTÍCULOS EN REVISTAS
INDEXADAS

RESUMEN. La aparentemente insondable complejidad de las propiedades fisicoquímicas de una lista creciente de elementos químicos descubiertos y su virtualmente infinito número de compuestos estimuló a los científicos a buscar regularidades y patrones de comportamiento de dichos elementos. El resultado fue la tabla periódica de los elementos químicos, una sucinta organización del conocimiento acumulado durante siglos. Es una notable demostración de que los elementos no son una mera colección de entidades al azar, sino que exhiben tendencias y se organizan en familias. La tabla periódica es una referencia esencial en el entendimiento de la estructura y propiedades de la materia. En este artículo se presenta una breve descripción del desarrollo histórico de la tabla periódica hasta fines del siglo XIX, uno de los logros más significativos de la ciencia, que captura aspectos esenciales de la química y la física.

ABSTRACT. The seemingly bottomless complexity of the physicochemical properties of a growing list of chemical elements and their virtually infinite number of compounds once prompted scientists to find regularities and patterns in the behavior of such elements. The result was the periodic table of elements, a brief organization of the knowledge gathered over the centuries. It is a remarkable demonstration that the elements are not a random set of entities but display trends and are organized into families. The periodic table is a key reference in the understanding of the structure and properties of matter. In this work a brief description of the historical development of the periodic table up to the end of the nineteenth century is offered, as one of the most significant scientific achievements capturing essential aspects of chemistry and physics.

PALABRAS CLAVES.
TABLA PERIÓDICA,
MENDELÉEV, MEYER,
GASES NOBLES, LORD
RAYLEIGH, RAMSAY

KEYWORDS. PERIODIC
TABLE, MENDELEEV,
MEYER, NOBLE GASES,
LORD RAYLEIGH,
RAMSAY

1. LA EVOLUCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

PRINCIPIOS GUÍA HISTÓRICOS PARA CONSTRUIR LA TABLA

Los elementos se asocian en grupos basados en similitudes en sus propiedades químicas y físicas. Presentan también ciertas conspicuas regularidades numéricas en sus masas atómicas relativas. Una de estas regularidades es que la masa atómica de un miembro de grupo parece coincidir con el promedio de las masas atómicas de los elementos que se encuentran por arriba y por debajo de él. Así, por ejemplo, la media de los pesos atómicos del calcio y del bario da una buena aproximación al peso atómico del estroncio; el del sodio es cercano al valor medio de los pesos atómicos del litio y el potasio; similarmente, el azufre y el telurio indican al selenio como el elemento del medio.

1.1. LAS TRÍADAS DE J. W. DÖBEREINER

Durante la década de 1820, Johann Wolfgang Döbereiner¹ notó que ciertos elementos formaban patrones. Por ejemplo, observó que el litio, el sodio y el potasio tenían propiedades parecidas. Todos estos metales son blandos y livianos pero muy reactivos. Si se los lista en orden creciente de masas atómicas relativas, ese orden es también el de reactividad creciente. El cloro, el bromo y el yodo son no metales muy reactivos que, en particular, se combinan fácilmente con el sodio dando lugar a cristales blancos de fórmula química NaX. Si se los lista en orden de masas atómicas relativas crecientes, se disponen en orden de reactividad decreciente (Saunders, 2012). Döbereiner llamó a tales familias de tres elementos tríadas (ver Tabla 1). Basado en valores para las masas atómicas relativas reportados por Jöns Jacob Berzelius,² notó que la masa

atómica del elemento del medio en cada tríada era el promedio de los otros dos. Las tríadas de Döbereiner fueron un primer intento de agrupar los elementos y mostrar que podrían estar relacionados entre sí a través de sus masas atómicas.

Símbolo	Nombre	Masa atómica
Li	litio	7
Na	sodio	23
K	potasio	39
Cl	cloro	35.5
Br	bromo	80
I	yodo	127

Tabla 1. Dos de las tríadas de Döbereiner. Litio, sodio, y potasio pertenecen al grupo 1 de una tabla periódica moderna. Los otros tres elementos pertenecen al grupo 17. Adaptada de Saunders, 2012.

Las tríadas de Döbereiner fueron extendidas por otros químicos para incluir más de los tres elementos originales. Por ejemplo, se agregó el flúor encima de la tríada que contenía cloro, bromo, e yodo. Se propusieron también otras 'tríadas', tal como una que contenía oxígeno, azufre, selenio, y telurio. Pero no se disponía de un sistema que conectara todas estas asociaciones. Uno de los problemas consistía en que los valores de muchas masas atómicas relativas eran entonces incorrectos.

1.2. LA ESPIRAL TELÚRICA DE A. E. B. DE CHANCOURTOIS

En 1862, Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois³ construyó una tabla periódica colocando los elementos en orden creciente de masas atómicas. Para ello usó los valores más precisos de la época, particularmente los basados en el trabajo de Stanislao Cannizzaro,⁴ quien resolvió el problema de las grandes variaciones en masas atómicas calculadas por diferentes químicos. De Chancourtois dibujó su tabla sobre un papel enrollado alrededor de un cilindro, formando una espiral con el telurio a mitad del camino descendente, de allí el origen de su nombre (ver Figura 1).

En un cilindro de de Chancourtois con 16 unidades de masa perimetrales, las tríadas de Döbereiner aparecen en columnas verticales. También, las propiedades de los elementos sobre la espiral se repiten con cada vuelta alrededor del cilindro.

De Chancourtois fue el primero en colocar los elementos conocidos entonces en orden creciente de sus masas atómicas y encontrar un patrón repetitivo. A pesar de algunos méritos, la espiral fue ignorada por los químicos. Algunas de sus partes mostraban tendencias generales, pero otras no, y era difícil de usar.

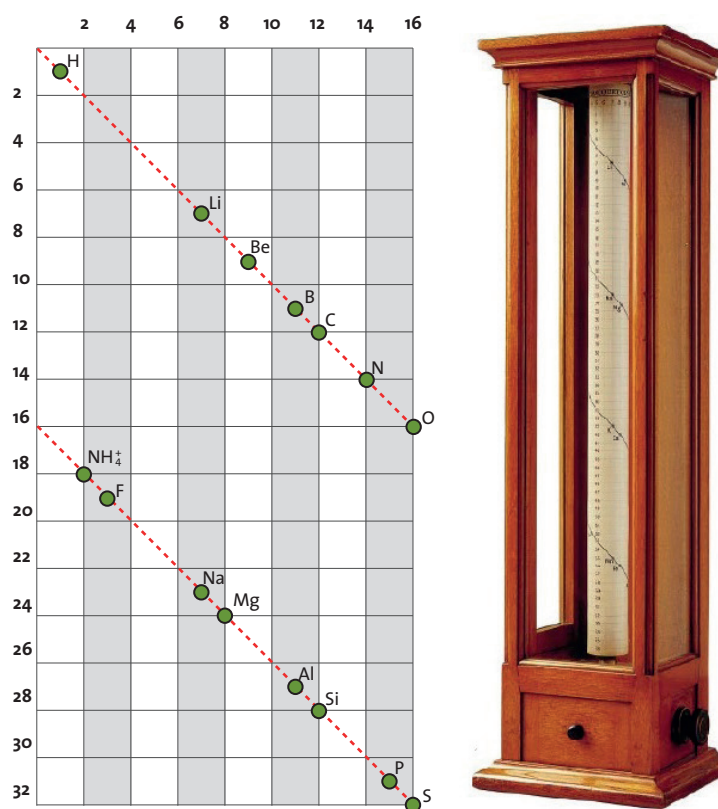


Figura 1. Izquierda: Parte de la información sobre una espiral telúrica creada por de Chancourtois. La línea superior en realidad no termina en O. Al envolver el cilindro con el papel, la línea reaparece arriba y a la izquierda de NH₄ (que entonces se consideraba un elemento). Derecha: Fotografía de una espiral telúrica. Se podían visualizar todos los elementos rotando alrededor del cilindro. Figuras tomadas de Saunders, 2012.

1.3. LEY DE LAS OCTAVAS DE J. NEWLANDS

En 1865, John Newlands⁵ publicó una tabla plana en la que ordenó los elementos conocidos en orden creciente de sus masas atómicas, tal como lo hiciera de Chancourtois (Tabla 2). De acuerdo con el químico inglés: “Cuando los elementos se ordenan en orden creciente de sus masas atómicas, el octavo elemento es similar al primero en sus propiedades físico-químicas, igual que la octava nota de la escala musical es análoga a la primera”.

H 1 hidrógeno	F 8 flúor	Cl 15 cloro	Co cobalto 22 Ni níquel	Br 29 bromo	Pd 36 paladio	I 42 iodo	Pt platino Ir iridio 50
Li 2 litio	Na 9 sodio	K 16 potasio	Cu 23 cobre	Rb 30 rubidio	Ag 37 plata	Cs 31 cesio	Os 51 osmio
Be 3 berilio	Mg 10 magnesio	Ca 17 calcio	Zn 24 zinc	Sr 31 estroncio	Cd 38 cadmio	Ba bario 45 V vanadio	Hg 52 mercurio
B 4 boro	Al 11 aluminio	Cr 19 cromo	Y 25 itrio	Ce cerio 33 La lantano	U 40 uranio	Ta 46 tantalio	Tl 53 talio
C 5 carbono	Si 12 silicio	Ti 18 titanio	In 26 indio	Zr 32 zirconio	Sn 39 estaño	W 47 tungsteno	Pb 54 plomo
N 6 nitrógeno	P 13 fósforo	Mn 20 manganeso	As 27 arsénico	Di didimio 34 Mo molibdeno	Sb 41 antimonio	Nb 48 niobio	Bi 55 bismuto
O 7 oxígeno	S 14 azufre	Fe 21 hierro	Se 28 selenio	Rh rodio 35 Ru rutenio	Te 43 telurio	Au 49 oro	Th 56 torio

Tabla 2. Tabla de Newlands basada en su “ley de las octavas”, con símbolos químicos y masas atómicas actuales. Las dos tríadas de Döbereiner (extendidas) se indican coloreadas. Adaptada de Saunders, 2012.

Newlands llamó a su invención “ley de las octavas”. Una octava consistía en un primer elemento, el octavo elemento después del primero, y los seis elementos entre el primero y el octavo. Así, el litio y el sodio se sitúan en los extremos opuestos de una octava. El oxígeno y el azufre en los extremos opuestos de una octava diferente. De esta manera, elementos con propiedades similares aparecían en la misma fila de la tabla (ver Tabla 2). La primera columna de su tabla contenía los elementos del hidrógeno al oxígeno, los mismos siete elementos que en la primera espira de la espiral telúrica de de Chancourtois, y las tríadas de Döbereiner aparecían en sus filas. Desafortunadamente, el arreglo en octavas de Newlands no fue exitoso y solo funcionaba hasta el calcio. Más allá, la tabla resultaba químicamente inconsistente. Por ejemplo, el hierro estaba en la misma fila que el oxígeno y el azufre. El cobre, un metal muy poco reactivo, estaba posicionado entre el potasio y el rubidio, dos metales muy reactivos. Newlands incluyó en su tabla todos los elementos conocidos en su época, pero continuamente se descubrían nuevos elementos para los cuales no tenía cabida en las últimas versiones de su arreglo (Saunders, 2012).

Históricamente, la tabla de Newlands puede considerarse un avance porque no solo ordenó los elementos según masas atómicas crecientes, sino que encontró en dicho arreglo algunos patrones repetitivos en las propiedades químicas. A pesar de que partes de su tabla eran confusas, esta fue el primer intento de elaborar una tabla periódica tal como la conocemos actualmente.

1.4. TABLA BASADA EN LA VALENCIA QUÍMICA DE J. L. MEYER

En 1864, Julius Lothar Meyer⁶ inventó una tabla en la que los elementos estaban arreglados en orden creciente de masas atómicas, como las tablas de de Chancourtois y de Newlands. Pero a diferencia con estos, Meyer arregló los elementos en seis columnas, basándose en la capacidad para formar enlaces químicos. Cada elemento en una misma columna presentaba la misma valencia, es decir, sus átomos podían formar el mismo número de enlaces. Meyer estaba tan convencido de que esta era la forma correcta de posicionar los elementos en la tabla que hasta intercambió el orden (dictado por las masas atómicas) de dos elementos. El telurio posee una masa atómica relativa mayor que el yodo, por lo que este último elemento debería anteceder al primero. Pero Meyer permutó sus posiciones a fin de acordar con un orden basado en sus respectivas valencias, no sus masas atómicas.

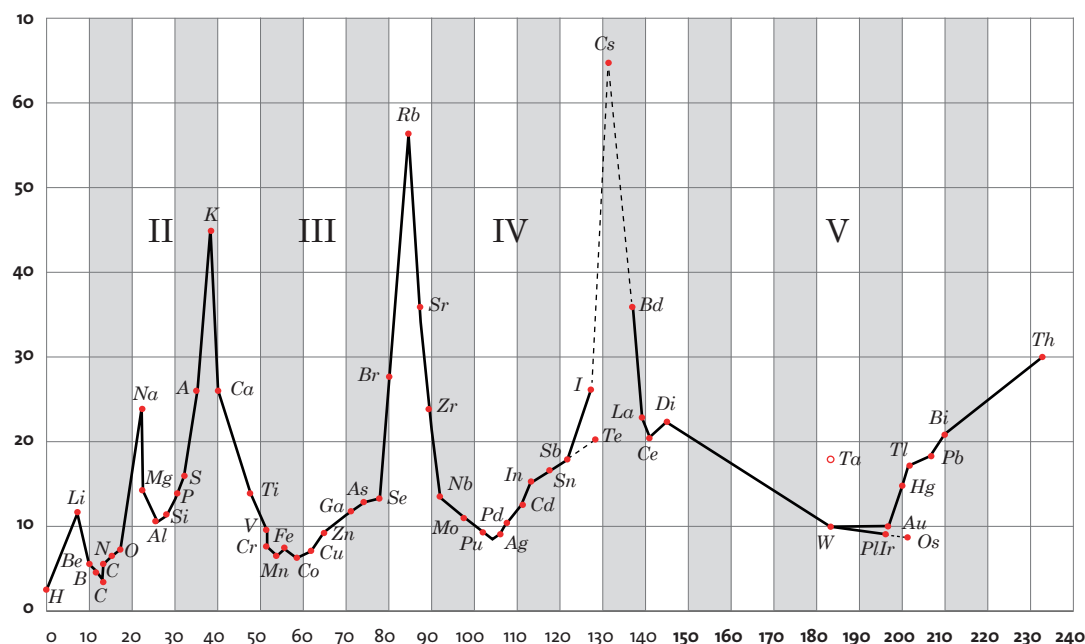
VALENCIA					
4	3	2	1	1	2
				Li 7	Be 9
C 12	N 14	O 16	F 19	Na 23	Mg 24
Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	K 39	Ca 40
? 73?	As 75	Se 79	Br 80	Rb 85	Sr 88
Sn 118	Sb 121	Te 128	I 127	Cs 133	Ba 137
Pb 207	Bi 208			(Tl 204)	

Tabla 3. Tabla de Meyer con 28 de los 62 elementos conocidos en 1864. Las dos tríadas (extendidas) de Döbereiner se muestran resaltadas con color. Meyer intercambió las posiciones del telurio (Te) y el yodo (I) para priorizar un orden basado en sus respectivas valencias, no sus masas atómicas, y predijo la existencia de un elemento por entonces desconocido, con una masa atómica relativa de 73 (resaltado en rojo). Adaptada de Saunders, 2012.

Meyer examinó la diferencia entre las masas atómicas de elementos en columnas adyacentes y pertenecientes a la misma fila de la tabla y notó que, en general, era un número pequeño (alrededor de dos). Para mantener este patrón, tuvo que desplazar un lugar hacia abajo a dos elementos de la columna izquierda de su tabla. Esto implicó la generación de un hueco que podría corresponder a un elemento aún no descubierto, con una masa atómica estimada en alrededor de 73 (ver Tabla 3).

Posiblemente el mayor aporte de Meyer yace en su énfasis sobre propiedades físicas, tales como volúmenes atómicos, densidades y fusibilidades, para dilucidar el comportamiento periódico de los elementos. En particular, publicó un revelador diagrama mostrando la periodicidad exhibida por los volúmenes atómicos de los elementos (Figura 2). Estos volúmenes pueden calcularse a partir de medidas de densidad (ρ) en el estado condensado (líquido, sólido) de los elementos. En efecto, consideremos un átomo gramo A de un elemento que ocupa un volumen V , entonces $\rho = A/V$. Debido a que existe en A gramos un número de Avogadro N_A de átomos, que están empaquetados de manera muy compacta en el condensado, podemos asociar un volumen v por átomo de acuerdo a $V = N_A v$, obteniendo de esta manera para el “volumen atómico” la expresión $v = A/N_A \rho$ o v proporcional a A/ρ .

Figura 2. Gráfico original de J. L. Meyer donde se muestra el volumen atómico vs peso atómico de los elementos. Tomado de Meyer, 1870.



El hacer predicciones razonables que resulten más tarde verificadas por la experiencia constituye una importante característica del avance de la ciencia. En este aspecto, la tabla de Meyer podría haber sido un reconocido éxito científico de no ser por una seria limitación: solo contenía 28 de los 62 elementos conocidos entonces. A pesar de que trató de ordenar otros 22 elementos en una tabla separada, sus esfuerzos no culminaron en una tabla funcional medianamente completa que facilitara el trabajo de los científicos.

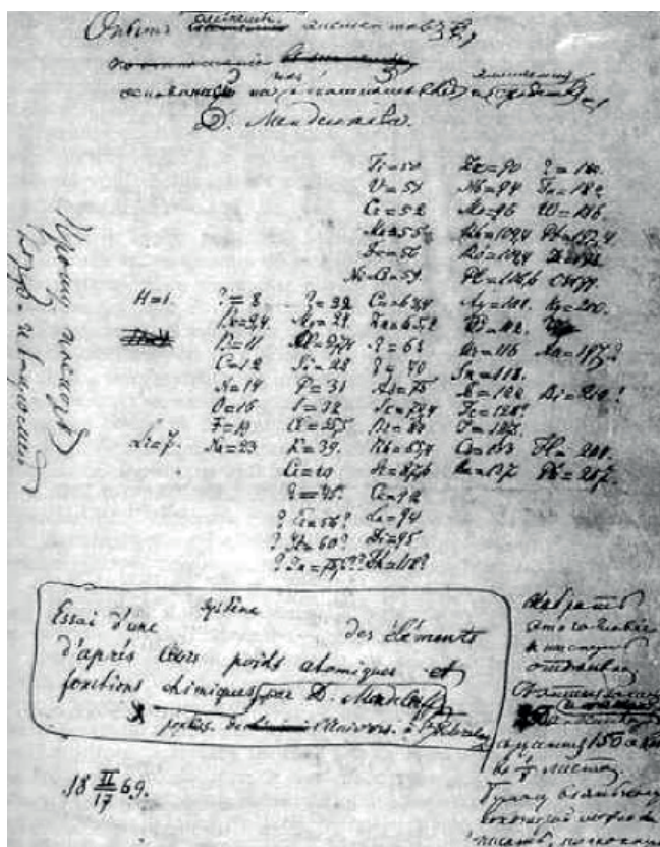
En conclusión, la tabla de Meyer constituyó un gran avance, debido a que ordenó los elementos de acuerdo con sus masas atómicas relativas y valencias. Tuvo la visión de intercambiar el orden canónico (basado en masas atómicas) de dos elementos (teluro y yodo) para priorizar su esquema de orden basado en valencia y predijo la existencia de un elemento que sería descubierto más tarde (germanio). También mostró que la periodicidad en el comportamiento químico de los elementos tiene su contrapartida en la periodicidad observada de sus respectivas propiedades físicas.

1.5. LA TABLA DE D. I. MENDELÉYEV

Dmitri Ivánovich Mendeléyev (1834-1907) fue el menor de catorce hermanos, nacido en Tobolsk, en el seno de una familia de moderados recursos. En 1855 se graduó en la Universidad estatal de San Petersburgo y en 1860 asistió a una importante conferencia internacional de química, realizada en Karlsruhe, Alemania, donde se encontró con líderes de la química europea. Más tarde recordaría la presentación de Cannizzaro sobre masas atómicas relativas como particularmente importante en su investigación. En 1865 fue nombrado profesor de la Universidad de San Petersburgo.

Estimulado por su actividad docente como profesor de química, en 1867 decidió escribir un libro de texto sobre el tema. Durante esta tarea, percibió que algunos elementos químicos poseían propiedades similares y que sería muy útil diseñar una forma de organizarlos.

Mendeléyev elaboró una tarjeta para cada elemento químico conocido. En cada una de ellas, escribió la masa atómica relativa del elemento e información acerca de sus propiedades. Aficionado al juego de cartas, construyó una suerte de solitario con las tarjetas y luego trató de organizarlas de todas las maneras posibles, intercambiándolas hasta obtener un arreglo satisfactorio. Este procedimiento le tomó un día, pero había estado pensando sobre el tema en forma discontinua durante años. En 1869 publicó su primera versión de la tabla periódica (Figura 3).



ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,

ОСНОВАННОЙ НА НХЪ АТОМНОМЪ ВЪСЬ НХИМНЧЕСКОМЪ СХОДСТВЪ

			Ti=50	Zr=90	?=180.
			V=50	Nb=94	Ta=182.
			Cr=52	Mo=96	W=186.
			Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,1.
			Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
			Ni=Co=59	Pd=106,6	Os=199.
H=1			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
	Be=9,4	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112	
	B=11	Al=27,3	?=68	Ur=116	Au=197?
	C=12	Si=28	?=70	Sn=118	
	N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210?
	F=19	Cl=35,5	Br=85,4	I=127	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204.
		Ca=40	Sr=87,6	Ba=137	Pb=207
		?=45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75,6	Th=118?		

Figura 3. **Izquierda:** Borrador manuscrito de Mendeléyev donde se observa su primera tabla con el ordenado de los 63 elementos conocidos entonces. Este borrador muestra grupos de elementos arreglados horizontalmente en lugar del más familiar de columnas verticales. **Derecha:** Tabla de Mendeléyev publicada en febrero de 1869 (Mendeléyev, 1869). Los rectángulos en rojo enfatizan huecos en la tabla con la masa atómica relativa estimada de potenciales elementos nuevos, entonces desconocidos.

Luego continuó perfeccionando su tabla, produciendo varias versiones, y publicó una explicación detallada de sus ideas en 1871 (Mendeléyev, 1871). Su tabla periódica más famosa de ese año estaba arreglada verticalmente, en la misma manera que una tabla moderna (ver Tabla 4). Mendeléyev dispuso los elementos en orden creciente de sus masas atómicas, tal como lo hicieran antes de Chancourtois, Newlands y Meyer. Las filas horizontales fueron llamadas series, similares a los períodos modernos. Los elementos con propiedades similares se disponían según columnas verticales llamadas grupos, como en la actualidad (Saunders, 2012).

A partir de la Tabla 4, podemos apreciar la notable capacidad predictiva de Mendeléyev. En efecto, dejó huecos en su tabla y predijo que serían llenados por nuevos elementos todavía no descubiertos. En parte promediando las propiedades de elementos rodeando tales huecos, profetizó exitosamente, en 1871, el descubrimiento de cuatro nuevos elementos:

(i) El que llamó ‘eka-boron’, predicho con peso atómico $A = 44$ (ver Tabla 4: probablemente, Mendeléyev promedió los pesos atómicos de los elementos Ca ($A = 40$) y Ti ($A = 48$) adyacentes en la fila), fue descubierto en 1879 por Lars F. Nilson⁷ y llamado escandio (valor actual $A = 44,96$).

(ii) ‘Eka-aluminio’, predicho con $A = 68$, fue descubierto en 1875 por Paul Émile Lecoq Boisbaudran⁸ y llamado galio (actual $A = 69,7$).

	Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3	Grupo 4	Grupo 5	Grupo 6	Grupo 7	Grupo 8
Series				XH ₄	XH ₃	XH ₂	XH ₁	
	XO _{0,5}	XO ₁	XO _{1,5}	XO ₂	XO _{2,5}	XO ₃	XO _{3,5}	XO ₄
1	H 1							
2	Li 7	Be 9	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56 Ni 59 Ce 59 Cu 63
5	(Cu 63)	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	Y 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru 104 Pd 106 Ru 104 Ag 108
7	(Ar 108)	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 112	Te 125	I 127	

Tabla 4. Versión simplificada de la tabla de Mendeléyev publicada en 1871. La posición de los elementos predichos está resaltada con rojo. Mendeléyev intercambió correctamente las posiciones del Te y I basándose en la valencia química, pero se equivocó al tratar de imponer el orden por peso atómico (A) asignando al Te el valor incorrecto $A = 125$. El hueco en $A = 100$ (promedio de los A de los elementos Mo y Ru vecinos) fue predicho como 'eka-manganeso'; fue descubierto mucho más tarde y llamado tecnecio (Tc). Adaptada de Saunders, 2012.

(iii) 'Eka-silicio', predicho con $A = 72$, fue descubierto en 1886 por Clemens Winkler⁹ y llamado germanio (actual $A = 72,6$). Previamente, J. L. Meyer también había predicho un lugar en su tabla de 1862 (publicada en 1864) para un elemento entonces desconocido con $A = 73,1$.

(iv) El cuarto elemento predicho exitosamente por Mendeléyev, el 'eka-manganeso' (con $A = 100$ en Tabla 4), debió esperar 66 años hasta ser descubierto en 1937 (como el primer elemento artificial) por Carlo Perrier¹⁰ y Emilio G. Segrè¹¹ en muestras de molibdeno (Mo) irradiadas con deuterio, provistas por Ernest O. Lawrence.¹² Se le dio el nombre de tecnecio (Tc).

Igual que Meyer, Mendeléyev privilegió en su tabla las propiedades químicas (como la valencia) frente al por entonces aceptado orden por pesos atómicos, en parte porque pensó que ciertos pesos atómicos habían sido determinados incorrectamente. Así posicionó el telurio (Te) antes del yodo (I), a pesar de que el primero posee un peso atómico ligeramente superior al segundo (en su tabla original de Figura 3: 128 vs. 127; actualmente 127,6 vs. 126,9). Hoy sabemos que el orden de Mendeléyev para Te y I era correcto, dado que el verdadero orden atómico se basa no en el peso atómico, sino en el número atómico (Z). En efecto, Te ($Z = 52$) es seguido en la fila por el I ($Z = 53$).

Otro ejemplo interesante del método de Mendeléyev para posicionar elementos químicos en la tabla, como así también el uso de métodos físicos para este fin, lo constituye el caso del berilio, Be (Scherri, 2007). La cuestión era si debía asignarse al elemento una valencia de 2 (y entonces asociarlo al grupo II que incluye el magnesio) o una valencia de 3 (asociado al grupo III del aluminio). Esta cuestión estaba correlacionada con determinar el peso atómico correcto del berilio. Los métodos químicos para determinar pesos atómicos relativos, como el de Cannizzaro, no eran de fácil aplicación a elementos metálicos, dado que requerían compuestos volátiles. Un método físico alternativo para determinar pesos atómicos de sólidos como el berilio empleaba una ley empírica enunciada en 1891 por Pierre Louis Dulong¹³ y Alexis Thérèse Petit.¹⁴ Esta ley establecía que el calor específico (en cal/g °C) de cualquier elemento sólido multiplicado por su peso atómico (lo que da el calor específico molar) es aproximadamente igual a una constante (alrededor de 6 cal/mol°C). De esta manera, es posible determinar el peso atómico de un elemento ajustando el valor del mismo tal que su producto con el calor específico observado satisfaga la ley, esto es:

$$\text{peso atómico} \times \text{calor específico} = \text{constante} = 5,96 \text{ cal/mol}^\circ\text{C}$$

El calor específico del berilio a temperatura normal resultó ser igual a 0,4079. De acuerdo con la ley, esto indicaba un valor de 14,6 para su peso atómico, lo que colocaría al elemento en el mismo grupo que el

aluminio trivalente. Además del peso atómico, había otras razones de naturaleza química para esta asociación. Así, parecía convincente que el berilio perteneciera al mismo grupo que el aluminio. A pesar de esta evidencia, Mendeléyev opinaba que el berilio era divalente, usando argumentos tanto puramente químicos como también basados en el sistema periódico. Señaló que el sulfato de berilo presenta una mayor similitud con el sulfato de magnesio que con el sulfato de aluminio y que mientras los elementos análogos al aluminio forman alumbres (fórmula actual: $XAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, donde X es un catión monovalente, como potasio, amonio, etc.), el berilio no lo hace. También argumentó que, si el peso atómico del berilio fuera alrededor de 14, no habría lugar para él en el sistema periódico. Mendeléyev hizo notar que tal peso atómico colocaría al berilio cerca del nitrógeno, hacia el lado derecho de la tabla, donde debería mostrar un marcado carácter ácido y formar óxidos superiores del tipo Be_2O_5 y BeO_3 , lo que no era el caso. En cambio, argumentó que el peso atómico del berilio podría ser aproximadamente 9, valor que lo posicionaría en la tabla periódica entre el litio (7) y el boro (11), concluyendo también de esta manera que debía pertenecer al grupo II.

La cuestión fue finalmente resuelta en 1885 de manera concluyente a favor de Mendeléyev, mediante medidas del calor específico del berilio a altas temperaturas. El calor específico de cualquier elemento en estado sólido crece con la temperatura. Como resultado, el valor constante que aparece en la ley de Dulong y Petit solo es alcanzado si las medidas se realizan a temperaturas elevadas. Esto se pudo apreciar poco después del descubrimiento de la ley de Dulong y Petit (lo que permitió medidas más precisas de pesos atómicos), y fue racionalizado en el contexto de la mecánica estadística cuántica por Einstein (1906), considerando una sola frecuencia de vibración del sólido. El tratamiento fue perfeccionado más tarde por Debye (1912), quien consideró una distribución más realista de los modos de vibración del sólido. De esta manera se concluye que el valor límite de Dulong-Petit para el calor específico molar del sólido es alcanzado para temperaturas mayores que la llamada temperatura T_D de Debye, cuando es válido aplicar la ley clásica de equipartición de la energía. Esta temperatura es el nivel térmico (en °K) asociado con las vibraciones más energéticas del sólido y está definida por $k_B T_D = h\nu_{max}$, donde k_B es la constante de Boltzmann, h la constante de Planck y ν_{max} es la máxima frecuencia de vibración de red cristalina. Como en un sistema masa-resorte simple, esta frecuencia tiende a ser alta para elementos de pequeña masa atómica y enlaces metálicos fuertes, como es el caso del elemento liviano berilio que funde a 1560 °K. En efecto, la temperatura de Debye de este elemento es $T_D = 1440$ °K. Medidas de calores específicos del berilio a altas temperaturas indicaron un peso atómico próximo a 9, confirmando de esta manera tanto la valencia 2 como el valor del peso atómico del elemento anticipados por Mendeléyev.

En resumen, Mendeléyev hizo predicciones detalladas acerca de las propiedades de elementos entonces desconocidos, basándose en los huecos de su tabla periódica. El descubrimiento de tres de los elementos predichos durante su tiempo (galio, escandio y germanio) otorgaron un fuerte sustento a su tabla. Las propiedades observadas en los nuevos elementos resultaron muy parecidas a las predichas por Mendeléyev años antes, una circunstancia decisiva que ayudó a convencer a la comunidad científica de que sus ideas eran correctas.

Mendeléyev es considerado el indisputable inventor de la tabla periódica (Scherr, 2007), aun cuando se lo compara con la importante contribución de Lothar J. Meyer. Después de todo, Meyer elaboró su tabla un poco antes y tenía el aspecto de las tablas modernas. También predijo la existencia del germanio. Sin embargo, Meyer publicó su tabla después de que lo hiciera Mendeléyev. La tabla de Mendeléyev contenía todos los elementos conocidos en la época, mientras que la de Meyer no. Además, sus predicciones fueron mucho más numerosas y detalladas que las de Meyer.

Durante las décadas de 1870 y 1880 los científicos continuaron llenando los huecos de la tabla periódica con el descubrimiento de nuevos elementos a un ritmo aproximado de uno por año. A principios de la década de 1890 se confiaba en encontrar los restantes 'eka-elementos' predichos para completar la tabla tal como era conocida en la época. Entonces sucedió algo inesperado: ¡el descubrimiento de elementos sin afinidades químicas!

2. DESCUBRIMIENTO DE LOS GASES NOBLES POR LORD RAYLEIGH Y W. RAMSAY: UNA TABLA PERIÓDICA AMPLIADA EN TODA UNA NUEVA COLUMNA

DESCUBRIMIENTO DEL ARGÓN

John William Strutt, también conocido como lord Rayleigh,¹⁵ trabajó en la determinación precisa de la densidad de gases durante veinte años. En el caso del nitrógeno, hizo una serie de determinaciones basadas

en remover oxígeno del aire (Lord Rayleigh, 1894), usando un método de preparación originalmente diseñado por Harcourt y recomendado a él por William Ramsay.¹⁶ Aire burbujeado a través de amoníaco líquido se hacía pasar por un tubo que contenía cobre al rojo vivo donde el oxígeno de aire era consumido por el hidrógeno del vapor de amoníaco mediante la reacción,



siendo el exceso de amoníaco subsecuentemente removido mediante ácido sulfúrico, y el agua formada eliminada por secado (en este caso el cobre incandescente servía meramente para promover la reacción y actuar como un indicador).

A pesar de haber obtenido una serie concordante de observaciones sobre el gas preparado de la manera descrita, Rayleigh consideró deseable emplear otros métodos de preparación de nitrógeno para confirmar los resultados. Para este propósito, siguió un procedimiento donde no se empleaba amoníaco y el aire era pasado directamente sobre cobre al rojo vivo para remover el oxígeno mediante la reacción de oxidación,

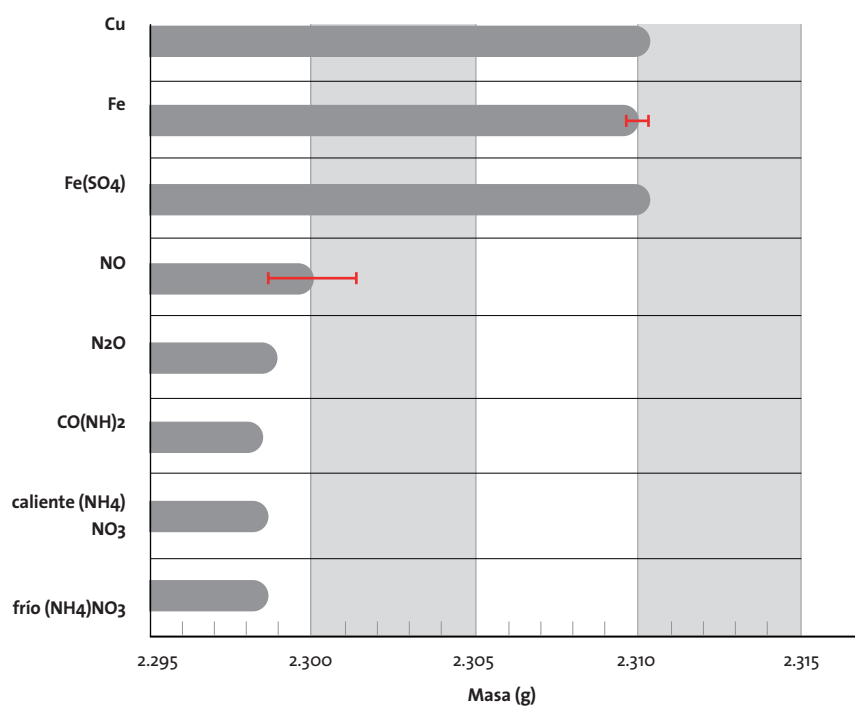


De nuevo, Rayleigh obtuvo una serie de medidas consistentes entre sí pero, para su sorpresa y disgusto, las densidades obtenidas por los dos métodos diferían en una milésima parte (0,1%), realmente una pequeña diferencia, pero aún mucho más grande que el error experimental. El método con amoníaco conducía a la densidad menor; así surgía la cuestión de si la diferencia podría ser atribuida a impurezas reconocidas, posibilidad que Rayleigh descartó. En lugar de tratar de disminuir las diferencias, Rayleigh siguió el procedimiento opuesto: “En el trabajo experimental, es una buena regla intentar aumentar una diferencia cuando aparece, más que seguir el primer instinto de querer eliminarla” (Rayleigh, 1904).

¿Cuál era la diferencia entre los dos tipos de nitrógeno? Aquel obtenido por el segundo método era enteramente derivado del aire; el obtenido burbujeando aire en NH_3 líquido provenía del aire solo parcialmente, pues cerca de un quinto se originaba en el amoníaco. El procedimiento más prometedor para magnificar la discrepancia pareció ser la sustitución de aire por oxígeno puro en el método con amoníaco, de manera que todo el nitrógeno debiera en este caso derivarse de amoníaco, de acuerdo con la reacción de Ec. (1). Ahora el nitrógeno amoniacal resultó ser 1/200 (0,5%) más liviano que aquel derivado del aire.

Para confirmar que la discrepancia observada revelaba una diferencia entre nitrógeno “químico” y “atmosférico”, Rayleigh preparó ambos gases por diversos métodos. Para eliminar el oxígeno del aire, además de usar cobre al rojo vivo, también empleó la oxidación de hierro al rojo vivo y una solución alcalina de sulfato ferroso (FeSO_4), y obtuvo de esta manera nitrógeno atmosférico. Por ejemplo, empleando hierro incandescente, obtuvo para la masa media (dispersión) en condiciones estándar de temperatura y presión (STP) el valor 2,310(1) g.

Figura 4. Masa de las muestras de nitrógeno en las mismas condiciones STP preparada por diferentes métodos. Las tres barras horizontales superiores corresponden a “nitrógeno atmosférico”, el resto a “nitrógeno químico”. Dispersiones experimentales representativas están indicadas mediante segmentos rojos. Adaptada de Rayleigh, 1895.



Además de usar amoníaco, también preparó nitrógeno químico derivado de otros compuestos que contenían este elemento, tales como óxido nítrico (NO), óxido nitroso (NO_2), urea [$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$], y nitrato de amonio [$(\text{NH}_4)\text{NO}_3$]. Por ejemplo, la masa de nitrógeno obtenido a partir de NO en las mismas condiciones STP anteriores fue de 2,3001(16) g. Los resultados de Rayleigh para la masa de nitrógeno atmosférico y químico obtenida por diversos métodos se muestran en la Figura 4.

Entre las posibles explicaciones, surgieron entonces las siguientes hipótesis más probables:

(i) la presencia en el aire de un gas más pesado que el nitrógeno, o

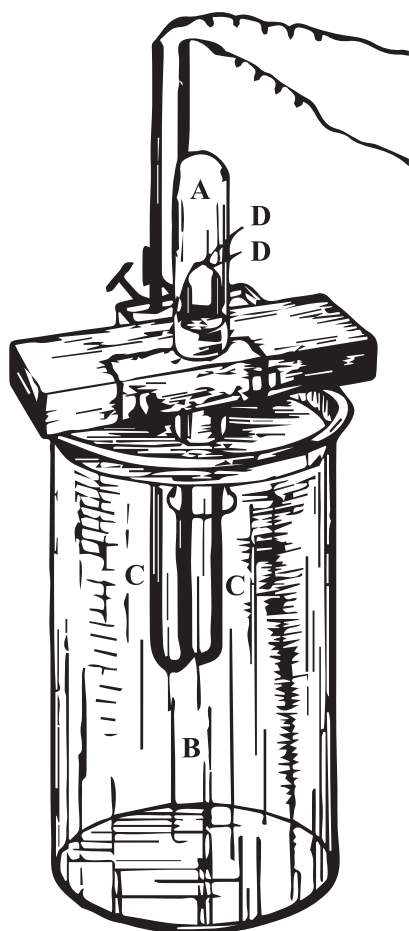
(ii) la existencia en el gas, preparado a partir de amoníaco, de nitrógeno en un estado disociado (en un principio, esta explicación fue favorecida por algunos amigos químicos de Rayleigh).

Dado que tal nitrógeno disociado sería probablemente inestable y finalmente recombinaría al nitrógeno molecular normal, se mantuvo la muestra por ocho meses para encontrar, al cabo de ese tiempo, que la densidad permaneció inalterada. Así, los resultados apuntaban a la primera explicación y debía aceptarse la posible existencia en la atmósfera de un ingrediente desconocido. El próximo paso fue el aislamiento de este componente mediante la remoción del nitrógeno. Esta tarea resultó de una dificultad considerable y fue emprendida por Rayleigh y Ramsay, trabajando inicialmente en forma independiente, pero luego en conjunto, empleando dos métodos (Ramsay, 1896):

(i) Uno mediante el cual Henry Cavendish¹⁷ había establecido originalmente la identidad del componente principal de la atmósfera con el nitrógeno del nitro, consistente en la oxidación del nitrógeno bajo la influencia de una chispa eléctrica seguida de la absorción del ácido formado por un álcali (Figura 5).

(ii) El otro método consistió en absorber el nitrógeno mediante magnesio al rojo vivo.

Con ambos métodos se aisló un gas en una cantidad igual al 1 % del aire en volumen, que presentaba una densidad de alrededor de una vez y media la del nitrógeno. Sobre la base del método de preparación, se probó que el gas no era oxidable ni absorbido por el magnesio a alta temperatura. Varios y diversos intentos de inducir combinaciones químicas del nuevo elemento también resultaron infructuosos. Por esta razón se le dio el nombre de argón (del vocablo griego argos, 'inactivo').



El nuevo gas fue sometido por ambos investigadores a observaciones espectroscópicas. Rayleigh observó directamente el arco eléctrico generado en su arreglo experimental de Cavendish, mientras Ramsay analizó la luz emitida por una muestra de gas (obtenida empleando el método con magnesio al rojo vivo) a baja presión dentro de un tubo de Pflücker cuyos electrodos estaban conectados a una bobina de Ruhmkorff. Junto a las bandas características de nitrógeno residual, ellos observaron grupos adicionales de líneas rojas y verdes que no parecían pertenecer al espectro de ningún gas conocido hasta entonces.

Figura 5. Método de lord Rayleigh para el aislamiento del argón, basado en experimentos de Cavendish. Los gases estaban contenidos en un tubo de ensayo (A) posicionado sobre una gran cantidad de un álcali débil (B), y una corriente portada por conductores aislados mediante tubos de vidrio en forma de U (CC) que pasaba a través del líquido y emergía en la boca del tubo de ensayo. Los terminales de platino (DD) de los conductores recibían la corriente del circuito secundario de una bobina de Ruhmkorff alimentada por cinco baterías de Grove. Redibujada de Rayleigh y Ramsay, 1895b.

Otra notable propiedad del gas fue que el cociente entre sus calores específicos observados a presión y a volumen constante (c_p/c_v) resultó ser cercano a $5/3$, como es de esperar a partir de la termodinámica estadística de elementos monoatómicos. El descubrimiento del nuevo elemento ocurrió el 13 de agosto de 1894 y fue publicado en Rayleigh y Ramsay, 1895a, 1895b.

Para una completa investigación sobre las propiedades del nuevo gas descubierto, el argón, fue necesario prepararlo en cantidades a una escala mayor que la intentada hasta ese momento, y esto fue llevado a cabo mediante los dos procesos mencionados para remover el oxígeno y el nitrógeno.

A partir de medidas preliminares de la densidad del argón, resultó que el aire debería contener aproximadamente menos de una parte de este elemento en cien de aire. Así, para obtener un litro de argón, era necesario trabajar con alrededor de 100 litros de aire. Para ello, el arreglo experimental de Cavendish de la Figura 5 (limitado a aislar solo unos pocos centímetros cúbicos de argón) fue reemplazado por el dispositivo experimental de mayores dimensiones de la Figura 6.

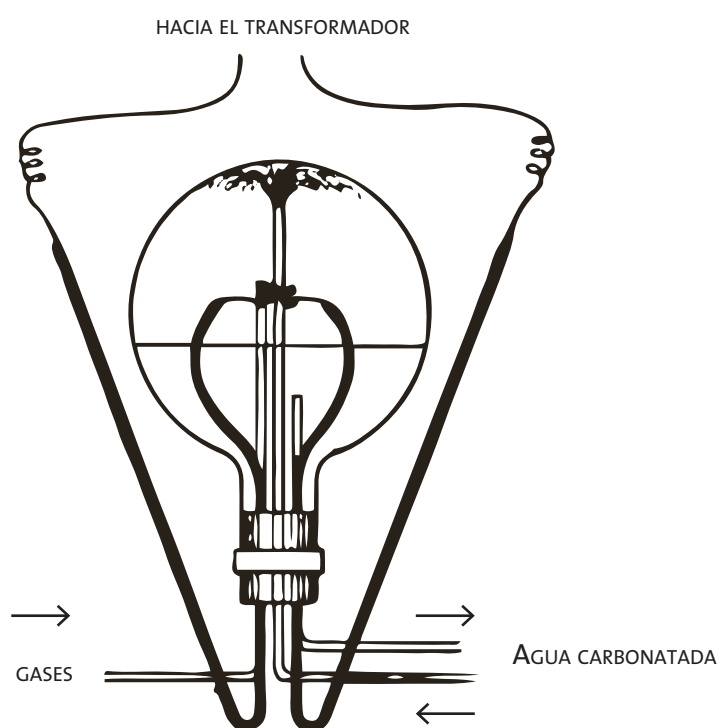


Figura 6. Arreglo experimental de Cavendish en una escala mayor para aislar argón mediante un arco eléctrico a través del aire. El balón de vidrio tenía un volumen de unos 6 litros. Adaptada de Ramsay, 1896.

En el balón de la Figura 6 se establece un arco eléctrico entre los electrodos de platino, a través de aire rico en oxígeno colocado sobre una solución débil de soda cáustica (NaOH). Esta soda entra el balón con caudal constante a modo de una fuente que fluye hacia abajo cubriendo la superficie interior con una delgada lámina de líquido. Esto promueve la formación inicial de óxido nítrico, NO, que luego reacciona parcialmente con oxígeno para formar peróxido de nitrógeno, NO_2 . Este gas es absorbido por la soda, dando lugar a una mezcla de nitrito y nitrato de sodio, NaNO_2 y NaNO_3 , que es entonces removido del balón de reacción. Mediante este procedimiento, se podían combinar entre siete y ocho litros de aire por hora. Así, para obtener un litro de argón a STP era necesario correr el experimento durante unas catorce horas.

La preparación de cantidades apreciables de argón mediante una versión ampliada del experimento basado en la absorción de nitrógeno atmosférico mediante magnesio al rojo vivo resultó lenta, complicada, tediosa y de baja producción. En efecto, obtener un litro de argón ¡podría demandar varios días!

Por aquel entonces (1896), las únicas fuentes de argón eran el aire, gases extraídos de aguas minerales o surgentes naturales, un meteorito, y unos pocos minerales raros.

Al principio hubo cierta resistencia en aceptar el argón como un nuevo elemento, particularmente porque no había lugar para él en la tabla periódica tal como existía entonces, debido a la carencia de elementos conocidos que compartieran propiedades químicas y físicas con este gas noble y también debido a que su masa atómica resultó ser intermedia entre las del potasio y calcio, elementos con los cuales el inactivo argón no comparte ninguna propiedad (el correcto ordenado por número atómico Z y no por masa atómica, que asigna valores de Z iguales a 18, 19 y 20 a Ar, K y Ca, respectivamente, no se conocía en la época). Pero otros descubrimientos relacionados iban a cambiar drásticamente la situación.

DESCUBRIMIENTO DE HELIO TERRESTRE

Luego de descubrir, junto con lord Rayleigh, el nuevo elemento argón, Ramsay se propuso la búsqueda de posibles compuestos de este elemento (Ramsay, 1904). Fue entonces cuando se enteró de las observaciones de William F. Hillebrand,¹⁸ quien notó que ciertos minerales, especialmente aquellos que contenían uranio (como la pechblenda, ahora llamada uraninita, básicamente UO_2), liberan gases cuando son calentados en soluciones diluidas de ácido sulfúrico. Ramsay pensó que este gas podría ser argón, mezclado con nitrógeno. Sin embargo, cuando examinó el espectro de emisión del gas, encontró una línea amarilla inesperadamente brillante. Mediante comparación con una lista de líneas espectrales reportadas, estableció la coincidencia con una línea previamente observada por diversos investigadores en la luz de la cromosfera durante el eclipse solar del 18 de agosto de 1868. Esto fue confirmado por Jules Janssen,¹⁹ quien registró la línea espectral (587.49 nm de longitud de onda) durante el eclipse, y también por Norman Lockyer,²⁰ que la observó desde las islas británicas. Se debe a Lockyer y Edward Frankland²¹ la conclusión (luego de infructuosas pruebas para ver si se trataba de algún nuevo tipo de hidrógeno) de que podría deberse a un elemento aún no descubierto. Esta fue la primera vez que se revelaba la existencia de un elemento químico en un cuerpo extraterrestre antes de ser encontrado en la Tierra. Lockyer y Frankland bautizaron el elemento con el nombre griego del Sol: helio.

El descubrimiento del helio terrestre fue reportado por Ramsay el 25 de abril de 1895 (Ramsay, 1895) y, en forma independiente más tarde ese mismo año, por Nils Abraham Langlet,²² trabajando en el laboratorio de Per Teodor Cleve,²³ quienes colectaron suficiente gas para hacer medidas precisas del peso atómico (Langlet, 1895).

El helio, como el argón, es gaseoso, poco soluble en agua, resiste la acción del oxígeno en presencia de soda caústica o bajo la influencia de un arco eléctrico, como así también el reaccionar con magnesio incandescente. Al igual que el argón, el cociente c_p/c_v es 1,67, de nuevo indicando que se trataba de un gas monoatómico, y su densidad resultó ser próxima a 2 veces la del H_2 ; se concluyó entonces que era gas más liviano conocido, con la excepción del hidrógeno. Estas propiedades en común ponen en evidencia que el helio y el argón pertenecen a la misma familia natural.

Ahora Ramsay contaba con dos miembros de la familia de gases raros, suficiente para proponer en 1896 el agregado de una octava columna a la tabla periódica, siguiendo la de los halógenos (ver Tabla 5). También resultó evidente que una inspección de la tabla ampliada sugería claramente que al menos debían existir otros tres elementos de la misma clase. Siguiendo esta convicción, Ramsay predijo en 1897 la existencia de “un nuevo elemento” con peso atómico 20 (Ramsay, 1897), pese a que igualmente podría haber mantenido con casi la misma probabilidad que otros dos elementos también esperaban ser descubiertos.

Lithium . . 7·0	Beryllium . . 9·1	Boron . . . 11·0	Carbon . . . 12·0	Nitrogen . . 14·0	Oxygen . . . 16·0	Fluorine . . 19·0	Helium . . . 4·2
Sodium . . . 23·0	Magnesium 24·3	Aluminium 27·0	Silicon . . . 28·3	Phosphorus 31·0	Sulphur . . . 32·1	Chlorine . . 35·5	? <i>Neon</i> 20.
Potassium . 39·1	Calcium . . 40·1	Scandium . . 44·1	Titanium . . 48·1	Vanadium . . 51·4	Chromium . . 52·3	Manganese . 55·0	Argon . . . 39·9
Rubidium . . 85·5	Strontium . . 87·5	Yttrium . . . 89·0	Zirconium . 90·0	Niobium . . . 94·0	Molybdenum 95·7	? 100·0	Iron 56·0
Caesium . . 132·9	Barium . . . 137·0	Lanthanum 142·3	Cerium . . . 140·3	Neodymium 140·8	Praseodymium 143·6	Samarium . 150·0	Cobalt . . . 58·7
? 170·0	? 172·0	Ytterbium . 173·0	? 177·0	Tantalum . . 182·5	Tungsten . . 184·0	? 190·0	Nickel . . . 58·6
? 221·0	? 225·0	? 230·0	Thorium . . 232·4	? ?	Uranium . . 240·0	? 244·0	Ruthenium 101·6
							Rhodium . 103·0
							Palladium 106·3
							? 152, 153, 154
							Osmium . . 191·3
							Iridium . . 193·0
							Platinum . 194·3

Tabla 5. Tabla periódica ampliada de Ramsay, de 1896, donde se presenta el agregado de la octava columna de los gases nobles. Tomada de Ramsay, 1896.

DESCUBRIMIENTO DE OTROS MIEMBROS DE LA FAMILIA DE GASES NOBLES

Con la ayuda de su asistente de laboratorio Morris W. Travers,²⁴ Ramsay desarrolló durante los años 1896-1897 un plan de investigación centrado en la búsqueda de los gases predichos. Estudiaron gases liberados por minerales, meteoritos y surgentes naturales. A finales de diciembre de 1898, empleando los métodos químicos descriptos antes, prepararon quince litros de argón atmosférico, dado que sospechaban que era impuro y que contenía otros tres gases nobles.

Sin embargo, justamente la misma propiedad que facilitaba el aislamiento de argón por medios químicos, esto es, su inercia en reacciones químicas que consumían los otros constituyentes reactivos del aire, por el otro lado, evitaba la separación química de otros gases que pudieran estar mezclados con él. Fue entonces cuando un método físico llegó al rescate: la destilación fraccionada a bajas temperaturas. Favorecidos por las muy distintas temperaturas de ebullición de los nuevos elementos inertes y la disponibilidad de mejores licuefactores en Inglaterra, debido principalmente al trabajo de William Hampson,²⁵ Ramsay y Travers hicieron un hábil uso de la destilación fraccionada como un método para aislar los otros miembros de la familia de gases nobles. Esto dio lugar a una secuencia impresionante de descubrimientos alcanzados en un tiempo relativamente corto.

Hampson proveyó a Ramsay con alrededor de un litro de aire líquido (que contiene aproximadamente unos setenta litros de argón a STP). Luego de manipular el líquido, quedaron alrededor de 100 cc. Dejando evaporar la mayor parte, aún restaron 10 cc, que fueron entonces evaporados en un recipiente. Luego de remover el oxígeno y el nitrógeno, restaron 26 cc de un gas cuyo espectro mostró, junto a las líneas del argón, un par de líneas de emisión brillantes de color amarillo y verde, con longitudes de onda de 5571 y 5570,5 Å, respectivamente. Estas líneas resultaron ser la signatura espectroscópica de un nuevo elemento de gas noble que fue nombrado "kriptón", del griego *kryptos*, cuyo significado es 'escondido'. La densidad medida de la mezcla Kr/Ar de gases resultó de solo 22,5 veces la del hidrógeno, pero los cálculos indicaban que, cuando purificada, resultaría ser cuarenta veces más pesado que el hidrógeno (implicando una masa atómica de alrededor de 80) debido a que experimentos previos establecieron que, como el argón y el helio, el kriptón era un gas monoatómico. Este descubrimiento fue comunicado a la Royal Society el 3 de junio de 1898 (Ramsay y Travers, 1898a).

Sin pérdida de tiempo, Ramsay y Travers examinaron los anteriormente mencionados 15 litros of argón mediante licuefacción y destilación fraccionada. El 16 de junio de 1898, anunciaron que las porciones de menor temperatura de ebullición contenían un gas que llamaron "neón" por 'nuevo' (Ramsay y Travers, 1898b); el gas mostraba un espectro de emisión hasta entonces desconocido, caracterizado por varias líneas brillantes de color rojo, anaranjado y amarillo.

En septiembre de 1898, Ramsay y Travers anunciaron el descubrimiento de aún otro gas; fue separado del kriptón por destilación fraccionada y poseía una temperatura de ebullición todavía mayor. Lo nombraron "xenón", que en griego significa 'extraño' (Ramsay y Travers, 1898c).

En 1900 Friedrich E. Dorn²⁶ descubrió un sexto producto gaseoso, químicamente inerte (que resultó ser radioactivo), a partir del radio, y lo llamó simplemente "emanación" (Dorn, 1900). Pero fueron Ramsay y Robert Whytlaw-Gray²⁷ quienes lo aislaron por primera vez en 1908, midieron su densidad y determinaron que se trataba del más pesado de todos los gases entonces conocidos (Gray y Ramsay, 1909). Desde 1923 es conocido como radón.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Dorn, F. E. (1900). Über die von radioaktiven Substanzen ausgesandte Emanation. *Abhandlungen der Naturforschenden Gesellschaft zu Halle. Stuttgart.* 22, 155.
- Gray, R. W. y Ramsay, W. (1909). Some Physical Properties of Radium Emanation. *J. Chem. Soc. Trans.* 95, pp. 1073-1085.
- Langlet, N. A. (1895). Das Atomgewicht des Heliums. *Zeitschrift für Anorganische Chemie* 10 (1), pp. 289-292.
- Mendeleev, D. I. (1869). Sootnoshernic svoistv s atomnym vesom elementov. *Zhurnal Russkoe Fiziko-Khimicheskoe Obshchestv* 1, pp. 60-77.
- Mendeleev, D. I. (1871). Estestvennaya sistema elementov i primenie ee k ukazaniyu svoistv neotkrytykh elementov. *Zhurnal Russkoe Fiziko-Khimicheskoe Obshchestvo*, 3, pp. 25-56.
- Meyer, J. L. (1870). Die Natur der Chemischen Elements als Function ihrer Atomgewichte. *Annalen der Chemie, Supplementband*, 7, pp. 354-364.
- Ramsay, W. (1895). On a Gas Showing the Spectrum of Helium, the Reputed Cause of D₃, One of the Lines in the Coronal Spectrum. Preliminary Note. *Proceedings of the Royal Society of London* 58, pp. 65-67.
- Ramsay, W. (1896). *The Gases of the Atmosphere: The History of Their Discovery*. London: McMillan.
- Ramsay, W. (1897). An Undiscovered Gas. *Nature* 56, 378.
- Ramsay, W. (1904). The Rare Gases of the Atmosphere, *Nobel Lecture*. <https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1904/ramsay/lecture/>
- Ramsay, W. y Travers, M. W. (1898a). On a New Constituent of Atmospheric Air. *Proceedings of the Royal Society of London* 63(1), pp. 405-408.
- Ramsay, W. y Travers, M. W. (1898b). On the Companions of Argon. *Proceedings of the Royal Society of London* 63(1), pp. 437-440.
- Ramsay, W. y Travers, M. W. (1898c). On the extraction from air of the companions of argon and neon. *Report of the Meeting of the British Association for the Advancement of Science*, 828.
- Rayleigh, W. (1894). The Density of Nitrogen Gas. *Nature* 50, pp. 157-159.
- Rayleigh, W. (1895). Argon. *Proc. Roy. Inst.* 14, pp. 524-538.
- Rayleigh, W. (1904). The density of gases in the air and the discovery of argon. *Nobel Lecture*. http://nobelprize.org/nobel_prizes/physics/laureates/1904/strutt-lecture.html
- Rayleigh, W. y Ramsay, W. (1895a). Argon, a New Constituent of the Atmosphere. *Proceedings of the Royal Society of London* 57(1), pp. 265-287.
- Rayleigh, W. y Ramsay, W. (1895b). VI. Argon: A New Constituent of the Atmosphere. *Phil. Trans. Roy. Soc. A.* 186, pp. 187-241.
- Saunders, N. (2012). Who invented the periodic table? *Encyclopædia Britannica*, Cambridge: University Press.
- Scherri, E. R. (2007). *The Periodic Table*. Oxford: University Press.

NOTAS

- 1 Químico alemán, 1780-1849.
- 2 Químico sueco, 1779-1848.
- 3 Geólogo francés, 1820-1886.
- 4 Químico italiano, 1826-1910.
- 5 Químico inglés, 1837-1898.
- 6 Químico alemán, 1830-1895.
- 7 Químico sueco, 1840-1899.
- 8 Químico francés, 1838-1912.
- 9 Químico alemán, 1838-1904.
- 10 Químico y minerólogo italiano, 1886-1948.
- 11 Físico Italiano, 1905-1989.
- 12 Físico estadounidense, 1901-1958.
- 13 Físico y químico francés, 1785-1838.
- 14 Físico francés, 1791-1820.
- 15 Físico británico, 1842-1919.
- 16 Químico escocés, 1852-1916.
- 17 Físico y químico inglés, 1731-1810.
- 18 Geoquímico estadounidense, 1853-1925.
- 19 Astrónomo francés, 1824-1907.
- 20 Científico y astrónomo inglés, 1836-1920.
- 21 Químico británico, 1825-1899.
- 22 Químico sueco, 1868-1936.
- 23 Químico sueco, 1840-1905.
- 24 Químico británico, 1872-1961.
- 25 Ingeniero y científico británico, autodidacta, 1854-1926.
- 26 Físico alemán, 1848-1916.
- 27 Químico inglés, 1877-1958.