

Historia de la Tabla Periódica de los Elementos

Parte III

José Adrián Peña Hueso*

Resumen

La historia de la tabla periódica es una parte importante de la historia de la química y del entendimiento que tiene la humanidad sobre el mundo que lo rodea. Entre los 4 elementos griegos y los 118 que conocemos, hubo conceptos equivocados y acertados, hasta llegar al ordenamiento que tenemos ahora. La tabla periódica cumple 150 años en 2019 y vale la pena recordar a todos aquellos que contribuyeron a su concepción, desde que el hombre empezó a transformar un mineral en un metal, pasando por la alquimia, hasta que comprendió la constitución de la materia a nivel subatómico.

Inicia la clasificación de los elementos

Los químicos siguieron con el cálculo de los pesos atómicos, pero también usaban los pesos equivalentes pues no había una verdadera razón para preferir uno u otro. Humphry Davy (1778-1829) mencionó en 1812 las diferencias y similitudes entre los elementos en su libro *Elementos de Filosofía Química*, donde los separa en materia radiante o etérea, sustancias que soportan la combustión, sustancias inflamables no metálicas, metales y sustancias de naturaleza desconocida. Su clasificación era similar a la de Lavoisier, un intento de clasificación simple que no consideraba los pesos atómicos, pero que apuntaba a un orden entre los elementos.

En 1816 el físico francés André-Marie Ampère (1775-1836) publicó un artículo que trataba acerca de la clasificación natural de los elementos, los cuales acomodó en grupos, de manera similar a lo hecho por Lavoisier y Davy, figura 5.

Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849) publicó un artículo en 1829 donde por primera vez se relacionaban los pesos atómicos con las propiedades químicas. Döbereiner describía varias triadas de elementos, donde los pesos atómicos y propiedades de los elementos de en medio eran el promedio de los elementos de los extremos. Döbereiner identificó las triadas de cloro, bromo y yodo; calcio, estroncio y bario; litio, sodio y potasio; azufre, selenio y telurio; e hizo algunos intentos por encontrar triadas entre los metales de transición como la de manganeso, cromo y hierro, donde la ubicación del cromo es errónea porque los pesos atómicos que tenía a la mano no eran los correctos. Döbereiner tampoco pudo identificar una triada con fósforo y el arsénico, a pesar de que, tanto como el antimonio como el bismuto, ya habían sido descubiertos en 1829. Sin embargo, el gran mérito de Döbereiner fue darse cuenta de que las propiedades químicas estaban relacionadas de alguna manera. La figura 6, con los cálculos de Döbereiner, muestra una notación antigua sugerida por Berzelius, cada punto simboliza un átomo de oxígeno y una

línea cruzando al elemento indica que son dos equivalentes del elemento, además los pesos atómicos están calculados en la escala de O = 100.

Varios químicos adoptaron la teoría de Döbereiner de las triadas, particularmente Leopold Gmelin (1788-1853) quien la extendió y completó para incluir a todos los elementos conocidos en la página 457 de su famoso libro *Manual de Química*, de 1843. Su arreglo tenía los elementos ordenados en grupos de tres o cuatro, cada uno de estos grupos a su vez se ordenaba por similitud y peso atómico hasta formar una tabla, pero no es periódica pues no muestra explícitamente que las propiedades de los elementos muestran algún tipo de repetición, figura 7. Gmelin admite que su acomodo es un intento imperfecto y añade:

{ Carbonc.	Bore.
{ Hydrogène.	Silicium.
{ Azote.	Colombium.
{ Oxi-gène.	Molybdène.
{ Soufre.	Chrome.
{ Chlore.	Tungstène.
{ Phlore.	Titane.
{ Iode.	Osmium.
{ Tellure.	Rhodium.
{ Phosphore.	Iridium.
{ Arsenic.	Or.
{ Antimoine.	Platine.
{ Etain.	Palladium.
{ Zinc.	Cuivre.
{ Bismuth.	Nickel.
{ Mercure.	Fer.
{ Argent.	Cobalt.
{ Plomb.	Urane.
{ Sodium.	Manganèse.
{ Potassium.	Cérium.
{ Barium.	Zirconium.
{ Strontium.	Aluminium.
{ Calcium.	Glucynium.
{ Magnesium.	Yttrium.

Figura 5. Clasificación natural de los elementos de Ampère de 1816.

La única manera de hacer un acomodo satisfactorio sería acomodar los elementos no en una superficie plana, sino en una envoltura de tres dimensiones.

Otro seguidor del concepto de las triadas fue el alemán Ernst Lenssen (1837- ca. 1870), quien acomodó los elementos en 20 triadas (figura 8) e incluso encontró que 17 de estas se podrían ordenar en 6 triadas de triadas. Lenssen usó los pesos equivalentes y su trabajo no dejó mucha huella, pues algunas relaciones no estaban claras, como el mercurio, que estaba incluido en dos triadas.

Otro químico alemán que siguió esta investigación fue Adolph Strecker (1822-1871). En su libro Teorías y experimentos para determinar los pesos atómicos de los elementos, Strecker nota que las diferencias entre los pesos equivalentes son casi iguales entre pequeños grupos de elementos que recuerdan a las triadas de Döbereiner, Gmelin y Lenssen, figura 9.

Después de la publicación de la teoría atómica de Dalton se desarrollaron varias maneras de medir los pesos atómicos, unos preferían usar los equivalentes con $O = 8$, otros los pesos atómicos con $O = 16$ y algunos usaban los pesos atómicos con $O = 100$. Los químicos tenían que reunirse y llegar a un acuerdo con la nomenclatura y los pesos atómicos, con este fin se llevó a cabo el primer congreso internacional de química en 1860. El italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910) sabía que la solución a todos los problemas en los pesos atómicos la había descubierto su compatriota Avogadro en 1811, por lo que se propuso convencer a todos en una presentación, la cual no tuvo mucho impacto; afortunadamente tuvo la excelente idea de repartir resúmenes impresos entre los asistentes donde describía la teoría de Avogadro y finalmente los químicos la comprendieron. Esta vez los tiempos habían cambiado y había evidencia termodinámica que decía que ningún gas conocido era monoatómico, fue entonces que se entendió el valor de los pesos atómicos y los elementos podrían ser finalmente ordenados correctamente.

Figura 7. Ordenamiento de los elementos publicado por Leopold Gmelin en 1843 y reimpresión de 1849.

H		Aeq. = 1		H	
XI.	$\begin{pmatrix} O & N \\ C & \end{pmatrix}$ 7	23	$\begin{pmatrix} K & Na \\ Li & \end{pmatrix}$	I.	
XII.	$\begin{pmatrix} Si & B \\ Fl & \end{pmatrix}$ 12	44	$\begin{pmatrix} Ba & Sr \\ Ca & \end{pmatrix}$	II.	
XIII.	$\begin{pmatrix} Cl & Br \\ J & \end{pmatrix}$ 40	33	$\begin{pmatrix} Mg & Zn \\ Cd & \end{pmatrix}$	III.	
XIV.	$\begin{pmatrix} S & Se \\ Te & \end{pmatrix}$ 40	28	$\begin{pmatrix} Mn & Fe \\ Co & \end{pmatrix}$	IV.	
XV.	$\begin{pmatrix} P & As \\ Sb & \end{pmatrix}$ 38	47	$\begin{pmatrix} Ce & La \\ Di & \end{pmatrix}$	V.	
XVI.	$\begin{pmatrix} Ta & Sn \\ Ti & \end{pmatrix}$ 61	37 ?	$\begin{pmatrix} Y & Eb \\ Tb & \end{pmatrix}$	VI.	
XVII.	$\begin{pmatrix} W & V \\ Mo & \end{pmatrix}$ 69	37 ?	$\begin{pmatrix} Th & Al \\ No & \end{pmatrix}$	VII.	
XVIII.	$\begin{pmatrix} Pd & Ru \\ Rh & \end{pmatrix}$ 52,1	33,5	$\begin{pmatrix} Be & Zr \\ Ur & \end{pmatrix}$	VIII.	
XIX.	$\begin{pmatrix} Os & Pt \\ Ir & \end{pmatrix}$ 99	29,5	$\begin{pmatrix} Cr & Ni \\ Cu & \end{pmatrix}$	IX.	
XX.	$\begin{pmatrix} Bi & Au \\ \end{pmatrix}$ 101	104	$\begin{pmatrix} Ag & Pb \\ \end{pmatrix}$	X.	
		Hg			
		Aeq. = 100.			

Figura 8. Las triadas de los elementos propuestas por Lenssen en 1857.

a) Salzbilder und deren Säuren.			Intensität der chem. Anziehung
221,325 = Cl	455,129 = HCl	942,650 = Cl	3
789,145 = J	1590,770 = HJ	2078,290 = J	1
$\frac{1010,470}{2} = Br$	$\frac{2045,899}{2} = HBr$	$\frac{3020,940}{2} = Br$	2
b) Säurebilder und Säuren.			Intensität der chem. Anziehung
201,165 = S	213,644 = HS	501,165 = S	3
806,452 = Te	831,412 = HTe	1106,452 = Te?	1
$\frac{1007,617}{2} = Se$	$\frac{1045,056}{2} = HSe$	$\frac{1607,617}{2} = Se$	2

Figura 6. Dos de las triadas de Döbereiner de 1829.

Diferenz.		Diferenz.	
N = 14	17	Fl = 19	16,5
P = 31	44	Cl = 35,5	44,5
As = 75	45	Br = 80	47
Sb = 120		I = 127	
Diferenz.		Diferenz.	
O = 8	8	Mg = 12	8
S = 16	23,5	Ca = 20	23,8
Se = 39,5	24,5	Sr = 43,8	24,8
Te = 64		Ba = 68,6	
Diferenz.		Diferenz.	
Li = 6,6	16,4		
Na = 23	16		
K = 39			

Figura 9. Clasificación de los elementos de Strecker de 1859.

Con más de 50 elementos descubiertos ya era más sencillo encontrar parecidos y diferencias entre ellos, pero también se hacía más compleja la tarea de ordenarlos a todos. Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois (1820-1886) fue un geólogo y mineralogista que se dio a la tarea de ordenar todos los elementos según sus pesos atómicos. En 1862 produjo su Tornillo Telúrico, que demostraba que había cierto patrón repetitivo y lo describía como un ordenamiento natural de los elementos. Este Tornillo Telúrico consistía en un cilindro que tenía una espiral descendente donde se acomodaban los elementos y cada 16 unidades de peso se repetían sus propiedades de los elementos que quedaban en una línea vertical, figura 10. Este acomodo demostraba que las propiedades se repetían de manera cíclica, lamentablemente casi nadie prestó atención a su ordenamiento de los elementos porque lo publicó en una revista de geología y su artículo no incluyó una imagen de su cilindro, debido a lo cual era difícil imaginárselo.

No pasó mucho tiempo antes de que viniera un intento más productivo para clasificar los elementos. En 1864 el químico inglés William Odling (1829-1921) publicó un artículo acerca del orden de los elementos. El acomodo de Odling era más natural, usaba los pesos atómicos, algunos de los cuales estaban mal determinados, pero era bastante parecida en varios aspectos a la tabla que usamos actualmente, sólo que de manera vertical, figura 11. Odling menciona numerosas relaciones numéricas entre los pesos de los elementos que quedan juntos en la misma fila y añade que:

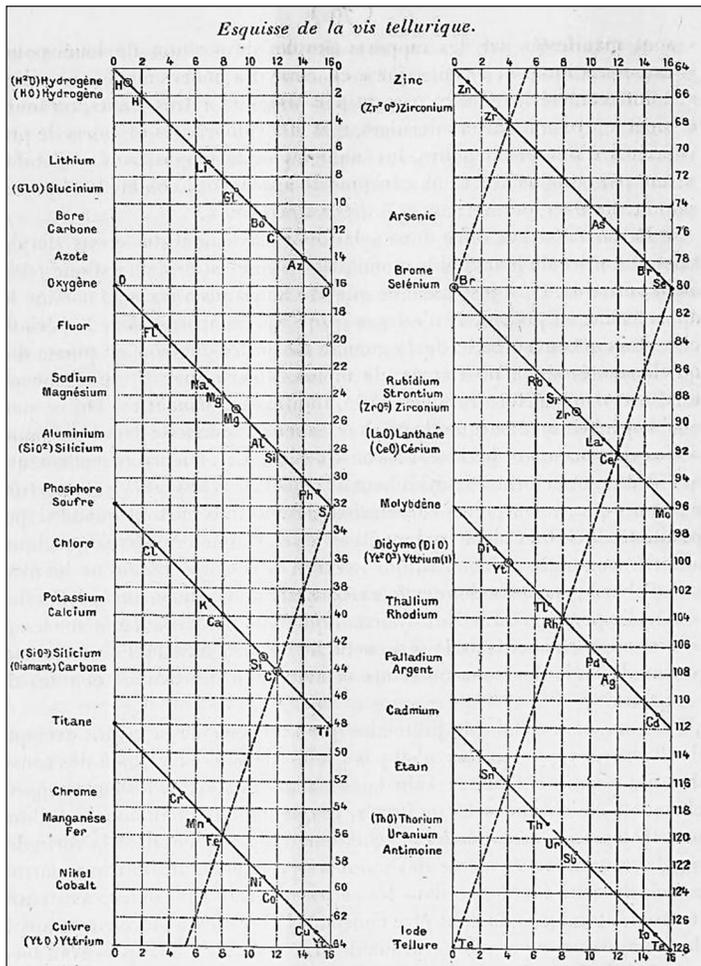


Figura 10. Tornillo Telúrico de Chancourtois, en una reimpresión de 1891.

				Ro 104	Pt 197
				Ru 104	Ir 197
				Pt 106.5	Os 199
..... H	1	„	„	Ag 108	Au 196.5
..... „	„	„	Zn 65	Cd 112	Hg 200
..... L	7	„	„	„	Tl 203
..... G	9	„	„	„	Pb 207
..... B	11	Al 27.5	„	U 120	„
..... C	12	Si 28	„	Sn 118	„
..... N	14	P 31	As 75	Sb 122	Bi 210
..... O	16	S 32	Se 79.5	Te 129	„
..... F	19	Cl 35.5	Br 80	I 127	„
..... Na	23	K 39	Rb 85	Cs 133	„
..... Mg	24	Ca 40	Sr 87.5	Ba 137	„
		Ti 50	Zr 89.5	Ta 138	Th 231.5
		„	Ce 92	„	„
		Cr 52.5	Mo 96	V 137	„
		Mn 55		W 184	
		Fe 56			
		Co 59			
		Ni 59			
		Cu 63.5			

Figura 11. Ordenamiento de los elementos de Odling de 1864.

Indudablemente algunas de las relaciones aritméticas ejemplificadas en las tablas y en las notas son simplemente accidentales, pero tomadas en conjunto son demasiado numerosas y categóricas como para no depender de alguna ley general hasta el momento desconocida.

También en 1864, el químico alemán Julius Lothar Meyer (1830-1895) en la página 137 de su libro Las Teorías Modernas de Química muestra una clasificación de los elementos, es un muy buen intento, pero no los incluyó a todos, figura 12. Meyer notó que la diferencia entre los pesos de elementos con propiedades similares era casi la misma y sugería un orden fundamental. Dejó un hueco entre el silicio y el estaño sugirió un elemento con un peso de 44.5, pero no se atrevió a predecir más.

	4 werthig	3 werthig	2 werthig	1 werthig	1 werthig	2 werthig
Differenz =	—	—	—	—	Li = 7,03	(Be = 9,3?)
Differenz =	O = 12,0	N = 14,04	O = 16,00	Fl = 19,0	Na = 23,05	Mg = 24,0
Differenz =	Si = 28,5	P = 31,0	S = 32,07	Cl = 35,46	K = 39,13	Ca = 40,0
Differenz =	$\frac{89,1}{2} = 44,55$	44,0	46,7	44,51	46,3	47,6
Differenz =	—	As = 75,0	Se = 78,8	Br = 79,97	Rb = 85,4	Sr = 87,6
Differenz =	$\frac{89,1}{2} = 44,55$	45,6	49,5	46,8	47,6	49,5
Differenz =	Sn = 117,6	Sb = 120,6	Te = 128,3	J = 126,8	Cs = 133,0	Ba = 137,1
Differenz =	89,4 = 2,44,7	87,4 = 2,43,7	—	—	(71 = 2,35,5)	—
Differenz =	Pb = 207,0	Bi = 208,0	—	—	(71 = 204?)	—

Figura 12. Clasificación de los elementos de Meyer de 1864.

Mientras tanto, en Inglaterra, el químico John Alexander Reina Newlands (1837-1898) comenzó a encontrar relaciones entre los elementos en 1864, intentó varios acomodos y en 1865 publicó su ley de las octavas, llamada así porque decía que las propiedades de los elementos se repetían periódicamente cada 7 elementos, de manera análoga a las 7 notas musicales. Cada grupo de elementos se repetía como una octava musical. Sin duda fue un gran avance, pero su sistema tenía varias desventajas, cuatro octavas tenían 7 elementos, tres octavas tenían 8 elementos y una tenía 10 elementos; no dejaba espacios para elementos por descubrir y estaba basada en los pesos equivalentes, no en los pesos atómicos, así que los elementos no estaban todos en el orden correcto, figura 13. Su sistema no tuvo mucha aceptación, algunas similitudes no eran claras, incluso llegó a ser ridiculizado por el profesor G. F. Foster, a quien le disgustaba mucho que hierro, cobalto y níquel estuvieran tan apartados e incluso le preguntó si los había examinado por orden alfabético, pues cualquier acomodo mostraría coincidencias ocasionales.

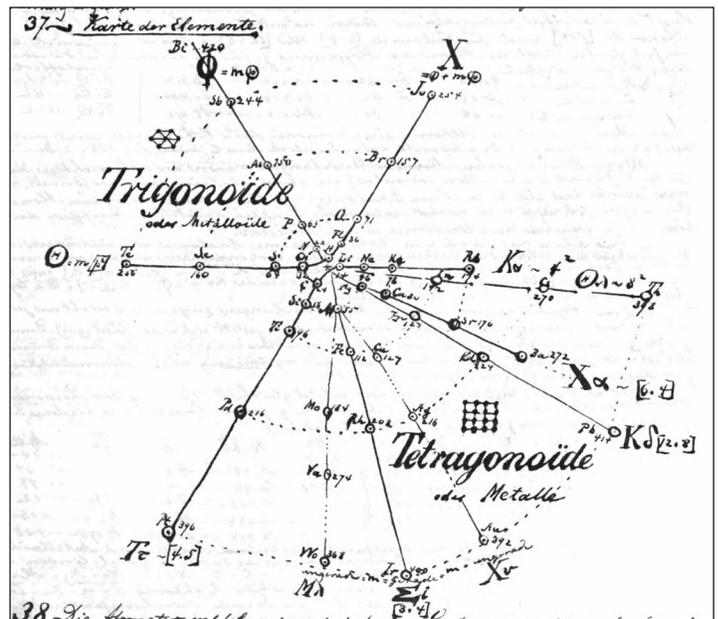


Figura 14. Sistema de Hinrichs de 1867

No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.
H 1	F 8	Cl 15	Co & Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt & Ir 50		
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51		
G 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba & V 45	Hg 52		
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 25	Ce & La 33	U 40	Ta 46	Tl 53		
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Pb 54		
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di & Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55		
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro & Ru 35	Te 43	Au 49	Th 56		

Figura 13. La ley de las octavas de Newlands de 1865.

En 1867 el químico danés nacionalizado estadounidense Gustav Detlef Hinrichs (1836-1923) propuso una teoría que parecía un retorno a los tiempos de la alquimia, pues decía que las propiedades de los elementos podían explicarse si se suponía la existencia de una sustancia única llamada pantógeno (generador de todo) a partir de la cual se formaban todos los elementos, los cuales agrupó en familias, hizo una serie de cálculos para obtener los pesos atómicos de los elementos y decía que ciertamente era posible convertir algunos metales en oro. Su ordenamiento de los elementos era en espiral, figura 14.

El Descubrimiento de la Tabla Periódica de los Elementos.

Conforme pasaba el tiempo se volvía más aparente que entre todos los elementos existía un orden, pero nadie parecía encontrarlo definitivamente, nadie había entendido en realidad lo que los elementos tenían por enseñar, ese honor sería para un químico ruso originario de Siberia. Es difícil ponerse de acuerdo en cómo se escribe su nombre pues en el alfabeto cirílico se escribe Дмитрий Иванович Менделеев, cuya transliteración es Dmitriy Ivanovich Mendeleev, pero el mismo Mendeleev escribía su nombre como D. I. Mendelejeff cuando publicaba en alemán porque le parecía que leído en alemán sonaba igual que en ruso. Por el mismo motivo se empezó a usar Mendelejev en inglés porque así sonaba su nombre y con esa ortografía pasó al español, pero si Менделеев se escribiera como suena, en español debería ser Mendeliev. Con el fin de conservar su ortografía aquí será Dimitri Ivanovich Mendeleev.

Mendeleev (1834-1907) era muy trabajador y dedicado, fue el mejor estudiante al graduarse en 1855 e inmediatamente aceptado como profesor de química. En 1859 consiguió una beca para estudiar en el extranjero y estaba en Alemania cuando se realizó el primer congreso internacional de química en 1860, por lo que tuvo la oportunidad de asistir y escuchar la presentación de Cannizzaro, de donde obtuvo muy buenas ideas acerca del concepto de átomo y de peso atómico. Cuando volvió a Rusia en 1861 se volvió maestro del Instituto Técnico, donde daba conferencias, con todo el entusiasmo de un profesor joven, acerca de los últimos avances en química que se daban en Europa. Cuando se enteró que no había un libro de química orgánica moderna en ruso, se puso a escribirlo, completando un trabajo de 500 páginas en sólo 60 días. En 1866 se convirtió en profesor de química en la Universidad de San Petersburgo y nuevamente se encontró con que no había un buen texto de química inorgánica para sus clases, así que decidió escribir uno. A comienzos de 1869 ya había terminado el primer volumen de su obra Principios de Química, que sería el mejor libro de química de la época. Al final del primer volumen se estudiaban los halógenos, por lo que era razonable empezar el segundo volumen con los metales alcalinos, dado que se conocía perfectamente la afinidad de estos grupos de elementos entre sí. Para la mañana del viernes 14 de febrero de 1869 ya había terminado esa parte ¿qué elementos deberían seguir? De la respuesta dependía por completo la estructura de su libro y Mendeleev no iba a permitir que su libro no estuviera bien hecho, debía encontrar un orden en los elementos y tenía que hacerlo durante el fin de semana porque el lunes saldría de viaje a dar una conferencia y a otros asuntos académicos.

Mendeleev pasó tres días y tres noches trabajando en el ordenamiento de los elementos sin lograr acomodarlos todos; cuando llegó su chofer para llevarlo a la estación del tren el lunes por la mañana, Mendeleev seguía trabajando en el asunto y le dijo al chofer que volviera luego porque tomaría el tren de la tarde. Entonces Mendeleev anotó en tarjetas de papel los nombres de los elementos, sus pesos atómicos y algunas de sus propiedades,

tratando de organizarlos más fácilmente, así pasó el día, acomodando las cartas y explorando diversos acomodos. Cuando su chofer llegó nuevamente, Mendeleev le dijo que esperara, que estaba a punto de hacer un gran descubrimiento, pero no podía terminar de expresarlo; volvió a su escritorio, se concentró en el problema y cayó dormido presa del cansancio.

En su sueño, Mendeleev vio una tabla donde todos los elementos estaban en sus lugares adecuados, se despertó e inmediatamente

la escribió en una hoja de papel. Se dio cuenta que cuando los elementos están ordenados por sus pesos atómicos, sus propiedades se repiten en intervalos periódicos, por lo tanto, llamó a su descubrimiento la Tabla Periódica de los Elementos, Figuras 15 y 16. Cabe mencionar que en aquel entonces, Rusia se encontraba retrasada en el calendario debido a que aún no cambiaban al calendario gregoriano, así que en México esa fecha corresponde al 1° de marzo.

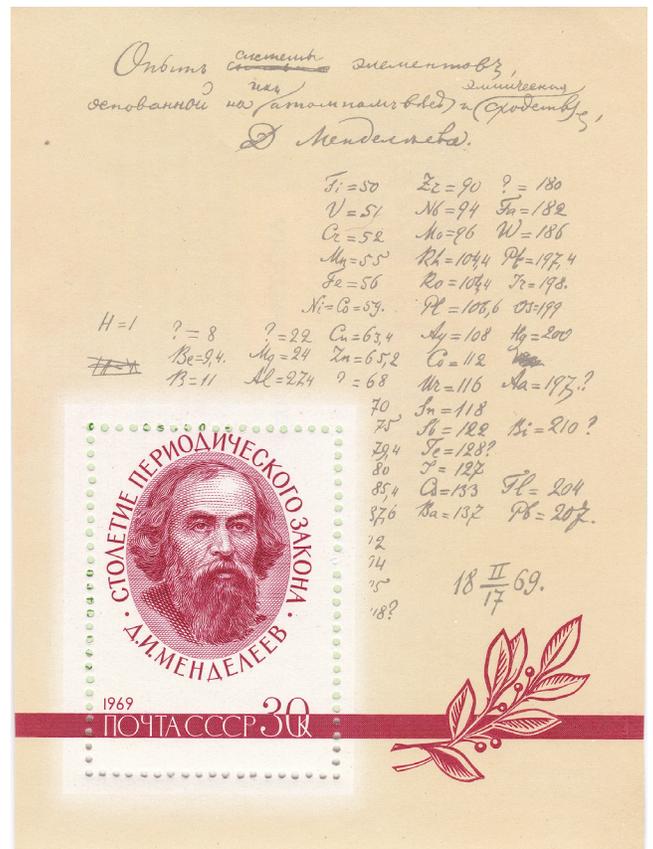
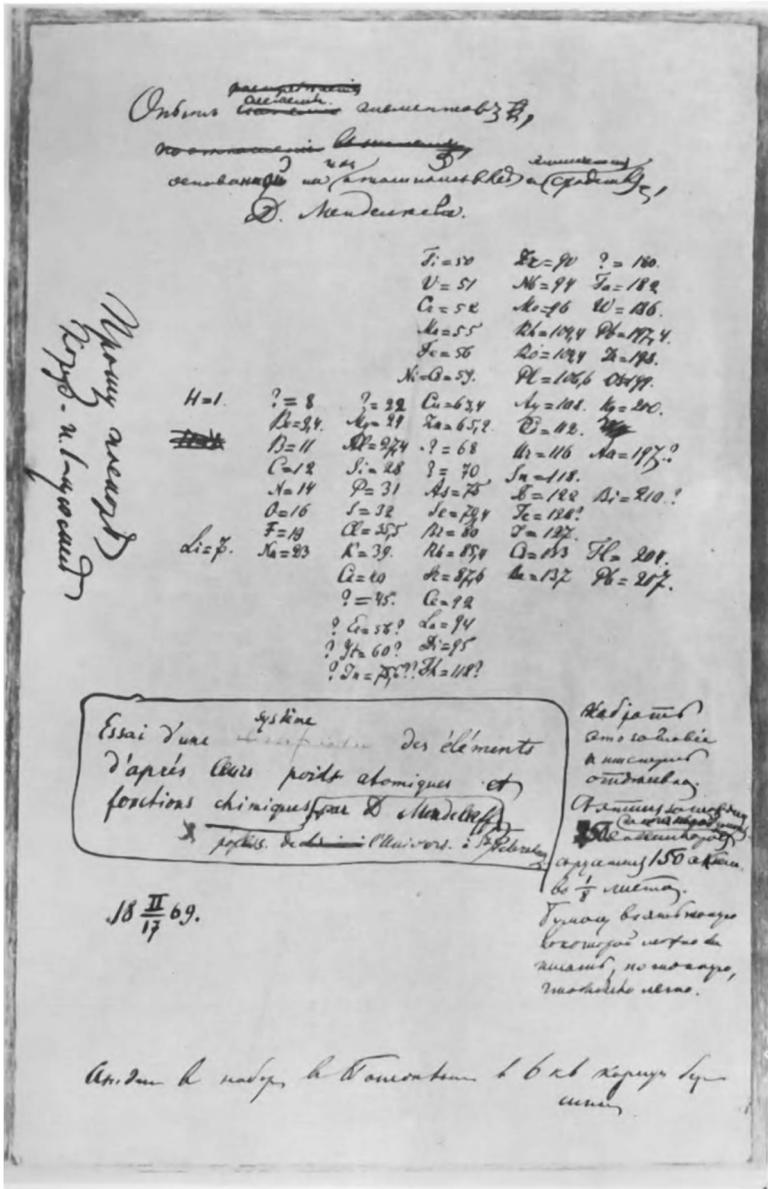


Figura 15. Primera tabla periódica de Mendeleev del 17 de febrero de 1869 y Figura 16. Estampilla rusa conmemorativa.