

## 2019 - AÑO INTERNACIONAL DE LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

*Enrique J. Baran*

Académico Titular de la Academia Nacional de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales

El 20 de diciembre de 2017, durante su 74<sup>a</sup> Reunión Plenaria, la Asamblea General de las Naciones Unidas, proclamó a 2019 como el Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos (IYPT 2019).

Este Año Internacional coincide con el 150 aniversario del descubrimiento del Sistema Periódico de los Elementos por el científico ruso Dmitri Ivánovich Mendeleev (1834-1907), en 1869. Y, con esta proclamación, las Naciones Unidas desean enfatizar también la forma en que la Química ayuda a promover el desarrollo sustentable y a coadyuvar a proponer soluciones a desafíos globales en los campos de la energía, la educación, la agricultura y la salud.

Por otra parte, el desarrollo de la Tabla Periódica de los elementos constituye uno de los más significativos logros de la Ciencia, ayudando a la unificación conceptual de la misma, con amplias implicancias no solo para la Química, sino también para la Física, la Biología, las Ciencias de la Tierra, la Astronomía y otras Ciencias Naturales.

Como muy bien lo dijo hace años el famoso astrónomo americano Harlow Shapley “La Tabla Periódica es, probablemente, la más compacta y significativa compilación de conocimiento que el hombre haya ideado hasta el presente. La Tabla Periódica hizo por la materia lo que la tabla de tiempo geológico ha hecho por el tiempo cósmico. Su historia es la historia de la mayor conquista humana del microcosmos” [1,2].

Mendeleev se ocupó durante mucho tiempo del problema de cómo agrupar y ordenar a los elementos de manera coherente. Pero aún antes que él otros científicos también habían abordado este problema. Así, Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1848), profesor de Química de la Universidad de Jena [3,4] notó que ciertos elementos, agrupados en tríadas (las llamadas “tríadas de Döbereiner” (1829)), mostraban interesantes peculiaridades; p.ej., el bromo muestra un peso atómico intermedio entre los del cloro y el yodo y los tres elementos muestran propiedades químicas similares, También el Li, Na y K constituyen una tríada de este tipo. Asimismo, otros químicos percibieron conexiones entre los pesos atómicos y las propiedades químicas de los elementos, las que empezaron a verse más claramente a partir de 1860, época en que se comenzó a disponer de pesos atómicos más confiables y correctamente determinados. Esto permitió que el químico británico John A.R. Newlands (1837-1898) encontrara que ordenando los elementos conocidos en orden creciente a sus pesos atómicos, se observara una recurrencia de propiedades cada ocho elementos (la llamada “Regla de las octavas” (1865)). Como este modelo fallaba claramente al cabo de algunas octavas, fue rápidamente criticado y desechado [3,5].

Finalmente, durante 1869 Mendeleev encontró que ciertos grupos de elementos con propiedades químicas similares, muestran un incremento regular de sus pesos atómicos, mientras que otros elementos con pesos atómicos próximos comparten algunas propiedades químicas, hechos que le sugirieron fuertemente que el peso atómico de los elementos era la clave para lograr su ordenamiento. En base a esta idea armó su primera Tabla Periódica, conteniendo los 63 elementos conocidos en ese momento y la presentó el 1 de marzo de 1869 a la Sociedad Química

de Rusia [3,5]. En su trabajo decía textualmente “Los elementos ordenados de acuerdo al valor de su peso atómico muestran claramente propiedades periódicas. Todas las comparaciones que he efectuado me llevan a concluir que el valor del peso atómico determina la naturaleza de cada elemento” [5].

Durante el mismo año de 1869 el químico y médico alemán Lothar Meyer (1830-1895) también llegó a la misma conclusión que Mendeleev, encontrando variaciones periódicas de propiedades químicas en función del peso atómico [3,5]. Como sus resultados y observaciones recién fueron publicadas al año siguiente, la prioridad de este descubrimiento siempre quedó asociada al nombre del científico ruso [3,5]. Por otra parte, Meyer todavía fue un poco más lejos y estableció interesantes relaciones entre el peso atómico y los volúmenes atómicos de los elementos y otras propiedades de los mismos tales como sus puntos de fusión, puntos de ebullición y propiedades electroquímicas, mostrando que todas ellas son propiedades periódicas [3].

<b>1</b>																		<b>18</b>																	
1 H																	2 He																		
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																		
11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																		
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																		
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																		
55 Cs	56 Ba	57-71 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																		
87 Fr	88 Ra	89-103 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuq																		

  

Lanthenides	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actinides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

**Fig. 1.** Tabla Periódica de los Elementos, aprobada por IUPAC (2013).

En la Fig. 1 se muestra uno de los modelos actuales de Tabla Periódica, aprobada por la IUPAC en 2013.

Es interesante de mencionar que al presentar su ley de periodicidad, tanto Mendeleev como Meyer no hablaban de Tabla Periódica sino de Sistema Periódico, enfatizando la idea de haber encontrado un sistema para generar el ordenamiento de los elementos químicos. De hecho, esta terminología aún conserva su vigencia, ya que muchas veces se habla de Sistema Periódico o Sistema Periódico de los Elementos [6].

Al construir su primera Tabla, Mendeleev notó que quedaban algunos espacios en los que no podía ubicar ningún elemento, sugiriendo correctamente que esos elementos aún no habían

sido descubiertos. Esos elementos eran el galio, escandio y germanio que fueron descubiertos algunos años más tarde y que además mostraron los pesos atómicos, y propiedades químicas y físicas generales que Mendeleev había predicho correctamente para ellos [3,5].

Si bien estas predicciones, que resultaron ser correctas, no tenían ningún fundamento teórico claro, despertaron también la idea de que detrás de toda esta estructura periódica debería haber algo más. El mismo Mendeleev notó que “la diferencia interna en la materia que constituye los átomos” podría ser la responsable de la recurrencia periódica de propiedades [5]. Si bien en ese momento no se tenía idea de cómo era el ordenamiento interno de la estructura atómica, se hizo bien pronto evidente que las propiedades periódicas debían ser la consecuencia de algún tipo de ordenamiento interno de los átomos.

En 1907, año de la muerte de Mendeleev, los científicos sabían que el átomo estaba compuesto por electrones, que transportaban carga negativa, así como algún tipo de componente cargado positivamente, para lograr la neutralidad eléctrica de los átomos. Un avance esencial para el conocimiento de la estructura atómica se alcanzó en 1911, cuando Ernest Rutherford (1871-1937), trabajando en la Universidad de Manchester, descubrió el núcleo atómico [5]. Poco tiempo después, Henry G.J. Moseley (1887-1915), un físico que trabajaba en el grupo de Rutherford, demostró que es la cantidad de carga positiva presente en el núcleo (o sea el número de protones que el mismo contiene, o su “número atómico”) la que determina el orden correcto de los elementos en la Tabla Periódica [5]. De esta manera, finalmente queda claro que la Tabla encierra un profundo mapa matemático de la Naturaleza, y a través de la mecánica cuántica, refleja las reglas matemáticas que gobiernan la arquitectura atómica.

La forma de presentación de la Tabla Periódica tuvo diversas variantes y cambios con el correr de los tiempos. Una de las cuestiones que fue largamente discutida fue la forma de nombrar a los diferentes grupos de la Tabla. Durante mucho tiempo se utilizó una nomenclatura basada en números romanos y letras (p.ej. IA para el grupo de los alcalinos, IIA para los alcalinotérreos, VIIA para el grupo de los halógenos, IB para el grupo del cobre, VIB para el grupo del Cr, etc.). En algunos momentos esto creó confusiones porque textos europeos usaban la A donde los americanos usaban la B. Después de variadas discusiones y controversias, finalmente la IUPAC recomendó en su *Red Book* de 1990, la utilización de la forma corrida 1-18 (1 para los alcalinos, 18 para los gases nobles, como se muestra en la Fig. 1) [7,8], que es la que, a la larga, parece haberse impuesto definitivamente.

Los últimos elementos en ser descubiertos son los de números atómicos 113, 115, 117 y 118, cuyos nombres en español son respectivamente nihonio (Nh), moscovio (Mc), teneso (Ts) y oganesón (Og) [8,9]. Con este último se completa la serie de los elementos trans-actínidos. Si se llegara a descubrir un elemento nuevo más, con  $Z = 119$ , el mismo seguramente debería ser ubicado en el grupo 1, debajo del francio [8].

## Referencias

- [1] H. Shapley, *Of Stars and Men: The Human Response to an Expanding Universe*, Beacon Press, Boston, 1958.
- [2] G. Kauffman, *J. Chem. Ed.* **88**, 261 (2011).
- [3] M.E. Weeks, *J. Chem. Ed.* **9**, 1593 (1932).
- [4] W. Prandtl, *J. Chem. Ed.* **27**, 176 (1950).

- [5] T. Siegfried, *Sci. News* **195**, 14 (2019).
- [6] J. Reedijk & N. Tarasova, *Chem. Internat.* **41**, 2 (2019).
- [7] IUPAC Nomenclature of Inorganic Chemistry, Recommendations 1990, Blackwell Scientific Publications, Oxford, 1990.
- [8] G.J. Leigh, *Chem. Internat.* **41**, 6 (2019).
- [9] L. Öjström & J. Reedijk, *Pure Appl. Chem.* **88**, 1225 (2016).

*Manuscrito recibido y aceptado en abril de 2019.*