

# La tabla periódica nos cuenta su historia

LA DISCUSIÓN ACERCA DE CUÁL ERA LA SUSTANCIA FUNDAMENTAL DEL UNIVERSO SIGUIÓ DURANTE MUCHO TIEMPO, HASTA QUE APARECIÓ UNA IDEA QUE CAMBIÓ LA FORMA DE PENSAR DE LOS FILÓSOFOS: ¿POR QUÉ PENSAR QUE EL MUNDO ESTABA HECHO DE UN SOLO ELEMENTO?

José Adrián Peña Hueso, Raúl Ramírez Trejo y Adriana Esparza Ruiz

## Antigüedad

En la antigüedad el surgimiento y desarrollo de las primeras culturas fue posible, en parte, gracias a nuevos métodos ideados para la conservación de alimentos, lo que permitió la acumulación de excedentes que podían ser utilizados como mercancías o bien permitían a ciertos grupos de la población dedicarse a otras tareas no relacionadas con la obtención de alimentos. De esta manera, algunas personas pudieron dedicar más tiempo a responder preguntas que se habían planteado desde siempre,

como: “¿De qué está hecho el universo?”. En el siglo IV a.C., el filósofo griego Demócrito de Abdera (460-370 a.C.) fue uno de los primeros en proponer la existencia de unidades fundamentales de la materia a las que llamó “átomos” (que significa: aquello que no se puede dividir). Éste y otros filósofos griegos propusieron un modelo de la naturaleza donde no se consideraba la intervención de una divinidad, establecieron que la estructura del universo y los acontecimientos que en él ocurren obedecen a leyes posibles de conocer por medio del estudio y análisis de los fenómenos naturales. En

**JOSÉ ADRIÁN PEÑA HUESO** Estudiante de doctorado del Departamento de Química del Cinvestav, egresado de la Universidad de Colima. Su área de investigación es la Química del grupo principal, particularmente metales alcalinos y alcalinotérreos, interacciones débiles y puentes de hidrógeno, síntesis de heterociclos conteniendo nitrógeno y su caracterización mediante diversas técnicas, principalmente resonancia magnética nuclear y difracción de rayos X de monocristal. Ha presentado su trabajo en diversos congresos nacionales e internacionales.  
[japena@cinvestav.mx](mailto:japena@cinvestav.mx)

**RAÚL RAMÍREZ TREJO** Doctor en Ciencias Químicas egresado del Departamento de Química del Cinvestav, obtuvo su título de Químico Farmacéutico Biólogo en la Universidad Autónoma Metropolitana. Su tema de tesis de doctorado fue la Química de coordinación de sustan-

cias óptimamente activas conteniendo azufre y selenio y las interacciones débiles entre oxígeno, azufre y selenio.

[rramirez@cinvestav.mx](mailto:rramirez@cinvestav.mx)

**ADRIANA ESPARZA RUIZ** Estudiante de doctorado del Departamento de Química del Cinvestav, egresada de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Veracruzana. Su área de investigación es la química de coordinación del bloque p, principalmente boro, aluminio, estaño y plomo, con derivados de bencimidazol y benzotriazol. Para la caracterización de sus compuestos hace uso de diversas técnicas, como resonancia magnética nuclear y difracción de rayos x de monocristal. Ha presentado su trabajo en diversos congresos nacionales e internacionales.

[aesparza@cinvestav.mx](mailto:aesparza@cinvestav.mx)



El primer alquimista árabe de gran importancia fue Jabir ibn-Hayya (760-815), conocido en Europa siglos después como “Geber”. Jabir, quien desarrolló nuevas ideas y escribió las fórmulas para la síntesis de nuevos materiales, no estaba satisfecho con la idea de los cuatro elementos de Aristóteles.

este periodo se propone por primera vez la existencia de componentes básicos (elementos) que forman todo lo que existe y que confieren a las cosas las propiedades que las caracterizan.

Tales de Mileto (624-546 a.C.) propuso la idea de que el agua era el elemento básico para la construcción de todo el universo, ya que la Tierra se encontraba cubierta en una gran proporción por océanos, que el agua que contenían se evaporaba y se convertía en aire, que posteriormente se condensaba y caía nuevamente en forma líquida y al llegar a la tierra podía solidificarse y de esta manera generar

todas las formas de la materia. Tales de Mileto pensaba que todos los seres vivos contenían agua y la necesitaban para vivir. El mar, que es fundamentalmente agua, era la fuente de muchos materiales, incluidos los seres vivos; por lo tanto, el agua se encontraba en todas las cosas. Con tal razonamiento, Tales llegó a la conclusión de que el agua era el componente básico de toda la materia.

Anaximandro de Mileto (610-545 a.C.) no compartía completamente la idea de Tales, puesto que el agua no podía engendrar el fuego, sino por el contrario, lo apagaba. Él decía que, efectivamente, debía de haber

En 1661 Boyle publicó sus descubrimientos y teorías en el libro *The Sceptical Chemist* (*El químico escéptico*). Boyle se llamó a sí mismo “químico” porque la palabra alquimista había adquirido mala reputación, debido a los constantes fraudes en la producción de oro.

una sustancia elemental a partir de la cual se pudiera construir el universo, pero que debería ser algo muy diferente a la materia que se conocía comúnmente, y llamó a esta sustancia con el nombre de “ápeiron”. Del *ápeiron* podían surgir todas las sustancias conocidas, aunque fueran cosas tan diferentes como el agua y el fuego. Sin embargo, su idea no fue aceptada por la mayoría de los filósofos.

Posteriormente, otro filósofo griego, Anaxímenes de Mileto (590-526 a.C.) propuso que la sustancia fundamental del universo era el aire: “¿No está toda la Tierra rodeada de aire? ¿No es cierto que del aire cae el agua que llena los ríos y los océanos? ¿No es necesario el aire para que el fuego pueda existir? Entonces el aire es la fuente de toda sustancia presente en el universo.”

Heráclito de Éfeso (500-460 a.C.) razonó de forma diferente, él propuso que todos estos cambios de las sustancias eran la prueba clara de que la materia fundamental de todas las cosas debería ser cambiante, o de otra forma no podría haber transformaciones de las sustancias, por lo tanto la sustancia elemental que formaba el universo era el fuego.

La discusión acerca de cuál era la sustancia fundamental del universo siguió durante mucho tiempo, hasta que apareció una idea que cambió la forma de pensar de los filósofos: ¿por qué pensar que el mundo estaba hecho de un solo elemento? Es más lógico pensar que las diversas sustancias del mundo están constituidas por varios elementos y que de su combinación se puede obtener la gran diversidad de materiales que conocemos. Fue Empédocles (495-435 a.C.) quien propuso esta idea y dijo que los elementos formadores del universo eran cuatro: la tierra, el agua, el aire y el fuego.

Esta idea fue aceptada inmediatamente y gozó de mucha popularidad. Fue discutida y ampliada por Aristóteles (384-322 a.C.), quien además agregó un elemento extra al que denominó “éter”. De acuerdo con Aristóteles el cielo no podría estar formado por los mismos elementos de los cuales están hechas las sustancias terrenales, los cielos son perfectos y deberían estar hechos

de un elemento diferente, este elemento perfecto formaba las estrellas. Además propuso una idea novedosa, de acuerdo con Aristóteles las propiedades de las sustancias podrían ser cambiadas y de esta manera se podría transformar un elemento en otro. (fig. 1) Esta idea sería la motivación principal para el desarrollo de la química, pero provocó que esta ciencia comenzara con el pie izquierdo.

Hasta ese momento los elementos para construir una tabla con ellos eran cinco: agua, aire, fuego, tierra y éter. Pero aún faltaba mucho por descubrir.



Fig. 1. Los cuatro elementos y sus propiedades según Aristóteles.

### La era de los alquimistas

Los egipcios eran muy prácticos, era un pueblo que sabía mucho acerca de las transformaciones de las sustancias para producir metales, vidrio, tintes, medicinas y muchas otras sustancias. Cuando los griegos conquistaron Egipto entraron en contacto con este arte y lo llamaron “chemia”. Posteriormente, Egipto fue conquistado por los árabes, quienes recogieron la herencia intelectual de la transformación de las sustancias. La cultura árabe compendió los conocimientos prácticos para la elaboración de alimentos, medicinas, pigmentos y objetos metálicos, acumulados durante siglos por ellos y por los egipcios, griegos y caldeos y les dio el nombre de “al-chemia”, que significa “el arte de la transformación”.

El primer alquimista griego que se conoce fue un trabajador de metales llamado “Bolos de Mendes “ (200 a.C.), quien en 34 de sus escritos utilizó el nombre de Demócrito, por lo que se le conoce como "Bolos-Demócrito", o a veces como "seudo-Demócrito".

Bolos se dedicó a lo que se había convertido en uno de los grandes problemas de la *chemia*: el cambio de un metal en otro y particularmente, de plomo o hierro en oro (transmutación). Él observó que al fundir el cobre (un metal rojo) con estaño (un metal gris) se obtenía una aleación amarillenta (bronce) y razonó que si llegara a formar el color del oro obtendría el oro mismo, puesto que, de acuerdo con Aristóteles, todas las sustancias estaban formadas por los mismos cuatro elementos y si conociéramos las proporciones de ellos presentes en el oro se podría producir fácilmente. A partir de aquí comenzó la infructuosa carrera de los alquimistas para encontrar la fórmula que permitiera producir oro a partir de metales baratos y más comunes.

Para muchos alquimistas el oro era el metal perfecto, incorruptible, producto del perfeccionamiento de los metales comunes en las entrañas de la Tierra y su labor era acelerar el proceso de esta perfección para lograr la transmutación de los metales menos nobles en el más noble de todos. Además sería posible encontrar una sustancia que pudiera inducir esta transformación de los metales en oro y que pudiera llevar a las personas a la perfección curando todas las enfermedades y dando la vida eterna. Los árabes llamaban a esta sustancia “al-iksir”, derivado de una palabra griega que significa “seco” (de donde deriva la palabra *elixir*). Posteriormente, los europeos al pensar en esta sustancia como un material sólido y duro la llamaron “piedra filosofal”

El primer alquimista árabe de gran importancia fue Jabir ibn-Hayya (760-815), conocido en Europa siglos después como “Geber”. Jabir, quien desarrolló nuevas ideas y escribió las fórmulas para la síntesis de nuevos materiales, no estaba satisfecho con la idea de los cuatro elementos de Aristóteles. Él sabía que los metales y los no-metales tenían propiedades muy diferentes y no creía que todos estuvieran compuestos del elemento *tierra*. Decidió que los metales deberían contener algún principio especial que los hiciera tan diferentes y éste seguramente estaba en grandes proporciones en el mercurio puesto que es un metal líquido y debe contener muy poca *tierra*. De la misma manera, al observar que los no-metales arden y los metales no arden, pensó que debía existir otro principio de la materia que estaba contenido en grandes cantidades en el azufre. De esta forma propuso que las sustancias sólidas deberían de estar constituidas de *mercurio* y *azufre* en diferentes proporciones y alterando estas proporciones se podría fabricar oro a partir de otros metales.

Posteriormente, el excéntrico alquimista sueco Filippus Theophrastus Bombastus von Hohenheim (1493-1541), conocido también como “Paracelso”, añadió un principio más. Había sustancias que sin ser metales tampoco eran combustibles, estas sustancias deberían contener otro principio que estaría concentrado en la *sal*, por lo tanto la sal era un principio fundamental en la estructura de la materia.

Durante este periodo de la alquimia, en Europa se realizaron importantes descubrimientos (aunque no siempre de manera consciente y frecuentemente por chiripada) que serían fundamentales para el desarrollo de la química. Por ejemplo, se describió por primera vez la preparación de los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico y la obtención de algunos elementos químicos, como arsénico, mercurio y cinc.

### **La revolución científica y los antecedentes de la Química moderna**

Después de la Edad Media la forma de ver el mundo cambió drásticamente, se adoptaron nuevos métodos para estudiar la naturaleza y se comenzó a recurrir de manera sistemática a la observación y la realización de experimentos sencillos, los cuales, poco a poco, fueron teniendo mayor importancia que las meras opiniones de las “autoridades” en determinado tema. El científico inglés Robert Boyle (1627-1691) estudió las propiedades de los gases, en particular el cambio de volumen que sufren al variar la presión sobre ellos, y en 1645, junto con otros colegas, fundó el “Philosophical College”, un club en el que los científicos podían exponer sus ideas. Este club se convertiría más tarde en la Royal Society.

En 1661 Boyle publicó sus descubrimientos y teorías en el libro *The Sceptical Chemist (El químico escéptico)*. (fig. 2) Boyle se llamó a sí mismo “químico” porque la palabra alquimista había adquirido mala reputación, debido a los constantes fraudes en la producción de oro, y escéptico, porque había llegado el momento de colocar en tela de juicio los conceptos antiguos de la química y ponerlos a prueba para confirmar las teorías. Este cambio también provocó que la alquimia se convirtiera en química. En su libro, Boyle establece que un elemento es una sustancia que no puede ser descompuesta en sustancias más simples, que son cuerpos primitivos que no están hechos unos de otros y que son los ingredientes que componen todos los otros cuerpos denominados “mixtos”. Así, propone que ni los cuatro elementos aristotélicos ni los tres principios alquímicos eran elementos, pero aún no tenía la certeza de qué sustancias conocidas eran en verdad elementos. Por ejemplo, sin saberlo obtuvo hidrógeno al tratar hierro con ácido clorhídrico, pero pensó que lo que había obtenido era aire corriente. En estas fechas ya

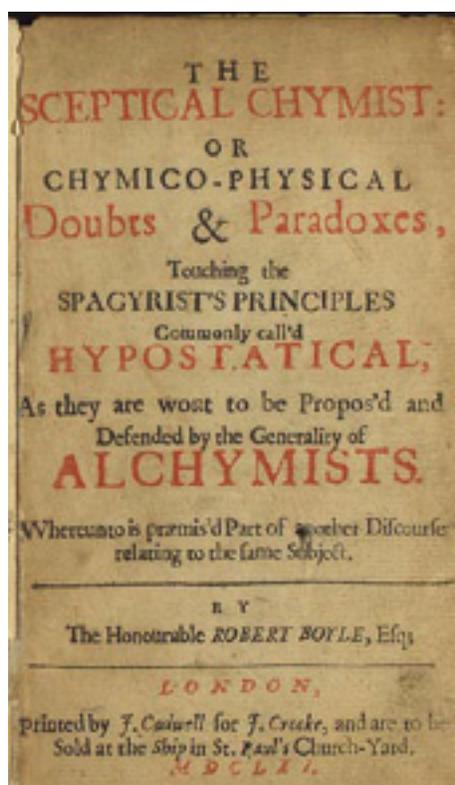


Fig. 2. Portada del libro de Boyle, donde expone sus ideas y descubrimientos.



Fig. 3. Descubrimiento del fósforo por Hennig Brand en 1669 (pintado por Joseph Wright).

estaban bien identificadas trece sustancias que actualmente sabemos que son elementos químicos, pero que no habían sido reconocidas como tales: oro, plata, cobre, hierro, estaño, plomo, mercurio, carbono, azufre, arsénico, antimonio, bismuto y cinc.

Sin embargo, aun después de la propuesta de Boyle, el interés de los alquimistas por producir oro no decayó. El alemán Hennig Brand (1630-1710) llevó a cabo en 1669 la primera descripción detallada y reproducible del método de obtención de un elemento químico (fósforo), el cual aisló de la orina humana en un intento de obtener un principio que le permitiera transformar metales de poco valor en oro, por lo que se le conoce también como “el último alquimista”. Él, como la mayoría de los alquimistas, pensaba que las cosas amarillas estaban a un paso de la conversión en oro, por lo tanto se le ocurrió una idea novedosa: buscar la piedra filosofal en la orina humana, que tiene un ligero color amarillo. Recogió cierta cantidad de orina y la dejó reposar durante dos semanas. Luego calentó a ebullición para retirar el agua y dejar un residuo sólido. Mezcló el sólido con arena y calentó fuertemente la mezcla. Al final recogió los vapores desprendidos que se condensaron en un sólido de aspecto ceroso y para su sorpresa, ese sólido brillaba en la oscuridad. Este descubrimiento fue espectacular y causó sensación en toda Europa (fig. 3).

La persistente fe en la alquimia fue la fuente de otras ideas. Una teoría novedosa de la combustión fue

propuesta por el médico alemán George Ernst Stahl (1660-1734). Él le dio el nombre de “flogisto” al principio de la combustión, y propuso que cuando una sustancia arde el flogisto la abandona y escapa al aire. También afirmó, con mucha razón, que el proceso de oxidación de un metal era el mismo que el de la combustión de una sustancia. Esta teoría explicaba muy bien los hechos de la combustión y fue rápidamente aceptada. La única objeción era que si en la oxidación de un metal se perdía flogisto el residuo pesaba más que el metal. En realidad a los químicos del siglo XVIII esto no les importaba demasiado, pues no daban mucha importancia a las mediciones, y decían que el flogisto podía tener un peso negativo.

#### El ingenio de los primeros químicos

En los primeros tiempos en los que se desarrolló la química, como una ciencia, los investigadores de esta disciplina usaban principalmente sus sentidos para obtener información, se basaban en cambios de color, olor o sabor para estudiar las reacciones químicas y los productos. Un ejemplo de cómo podía usarse el color para identificar los compuestos de un cierto elemento es la reacción de nitrato de plomo o acetato de mercurio con yoduro de potasio. Las soluciones acuosas de estos tres compuestos son incoloras, pero al mezclar la solución de yoduro de potasio con la de nitrato de plomo se produce un sólido amarillo (yoduro de plomo)

mientras que, si se hace con la solución de acetato de mercurio se produce yoduro de mercurio, que es un sólido anaranjado (fig. 4). De esta manera se podían identificar los compuestos en los que participa cierto elemento que, como ya se había observado, por lo general les impartían un color característico.

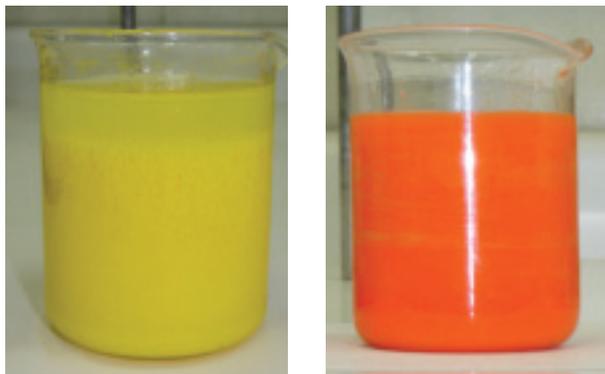


Fig. 4 Suspensiones de yoduro de plomo (izquierda) y de yoduro de mercurio (derecha).

### Siglos XVIII y XIX

En esta época empezó a circular la idea de que el aire no era una sustancia sino una mezcla. El químico inglés Henry Cavendish (1731-1810) aisló el hidrógeno y descubrió que no era aire común como había pensado Boyle, sino que ardía con una llama azul produciendo un líquido incoloro que resultó ser agua. Cavendish publicó su resultado pero no supo cómo interpretarlo. El químico escocés Joseph Black (1729-1799) fue uno de los primeros en probar que una parte del aire favorecía la combustión y otra no, demostrando que al menos era una mezcla de dos sustancias. Su discípulo Daniel Rutherford (1749-1815) separó la parte que no favorecía la combustión y la llamó “aire flogistizado”. El clérigo inglés Joseph Priestley (1733-1804) identificó el gas producido por la fermentación como el mismo que es producto de una combustión. Priestley también preparó oxígeno calentando óxido de mercurio, que él mismo obtuvo al calentar mercurio con una gran lupa. Descubrió que este nuevo gas promovía la combustión y hacía que los animales se volvieran muy activos. Él llamó a este gas “aire desflogistizado”.

Antes que la teoría del flogisto muriera los químicos ya habían descrito la preparación de doce nuevos elementos: fósforo, cobalto, platino, níquel, hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, cloro, manganeso, molibdeno, telurio y tungsteno.

En los siglos XVIII y XIX se descubrió la mayoría de los elementos químicos y nació la química como una ciencia moderna, con un lenguaje y método propios. En este periodo destacan las aportaciones del llamado padre de la química, el francés Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), a quien se considera el autor del primer texto de química moderno, por la nomenclatura que desarrolla para los compuestos y elementos químicos, la cual, salvo algunos cambios, es la misma que emplean los químicos actualmente. Lavoisier estableció la importancia de realizar mediciones

precisas y exactas, pues según él éstas constituyen la base de los experimentos químicos. Lo anterior nos parece obvio ahora, pero en el siglo XVIII fue la única manera posible de obtener una evidencia definitiva contra la teoría de la “transmutación de los elementos”.

En aquella época se observaba que si en un recipiente de vidrio se hervía agua por periodos prolongados al final aparecía un sedimento en el fondo del recipiente, como si una pequeñísima cantidad de agua se hubiese convertido en “tierra”. Lavoisier tenía serias dudas acerca de esta teoría y lo que hizo para ponerla a prueba fue pesar, con la mejor balanza de que pudo echar mano, una cierta cantidad de agua de lluvia en un recipiente de vidrio con una forma que permitiera la evaporación y condensación continua del agua. Después puso a hervir el agua de lluvia en dicho recipiente durante 101 días, y al final de este tiempo notó el típico sedimento observado en otras experiencias semejantes y con la misma exactitud volvió a pesar el recipiente de vidrio con el agua y el sedimento cuidadosamente raspado del fondo. Comparando los pesos lo que encontró fue que el peso del agua no cambió después del proceso y que el peso del recipiente disminuyó en una magnitud igual al peso del sedimento raspado del fondo del recipiente. De esta manera Lavoisier dio un golpe fatal a la teoría de la “transmutación de los elementos”, al probar que el sedimento observado no era agua transformada en “tierra”, sino que simplemente se trataba de pequeñas cantidades de vidrio disueltas por el agua durante el proceso y que al enfriarse ésta se depositaban en el fondo del recipiente.

Lavoisier fue también el verdugo de la teoría del flogisto, al demostrar con experimentos y mediciones precisas que el aire era una mezcla del aire desflogistizado de Priestley, al que llamó “oxígeno” (formador de ácidos), y el aire flogistizado de Rutherford, al que llamó “azoe” (sin vida) (en español este nombre fue cambiado a nitrógeno, que significa “formador de nitro”). Gracias a sus investigaciones pudo formular una teoría de la combustión en la que establecía que el oxígeno del aire se combinaba con otras sustancias para producir nuevos compuestos. Con esta teoría pudo explicar fácilmente lo que sucedía al quemar el aire inflamable de Cavendish, al que llamó “hidrógeno” (formador de agua), concluyendo que el agua era un compuesto de hidrógeno y oxígeno. Gracias a Lavoisier se eliminaron las ideas de los antiguos griegos respecto a los cinco elementos.

Los problemas planteados por la metalurgia, como el desarrollo de métodos para la extracción de metales y su identificación, impulsaron las investigaciones químicas durante los siglos XVIII y XIX, periodo conocido también como “Revolución industrial”. Un ejemplo de esto es el descubrimiento del elemento vanadio hecho en México en 1801 por Andrés Manuel del Río Fernández (1765-1849) (fig. 5). Este investigador trabajaba para el Real Colegio de Minas en la Ciudad de México, que a la sazón era encabezado por Fausto de

Andrés Manuel del Río Fernández encontró el vanadio en una muestra de “plomo pardo de Zimapán”, (mineral que ahora se conoce como “vanadita”), proveniente de una mina de Hidalgo.

Elhúyar (1755-1833), quien a su vez descubrió el elemento wolframio en 1783.

Andrés Manuel del Río Fernández encontró el vanadio en una muestra de “plomo pardo de Zimapán”, (mineral que ahora se conoce como “vanadita”), proveniente de una mina de Hidalgo. Debido a la gran variedad de colores de sus sales lo llamó “pancromio” (que significa “todos los colores”), pero después, al descubrir que todas las sales se volvían rojas al calentarlas o tratarlas con ácido, lo llamó “eritronio” (que significa “rojo”). Del Río le dio parte de su material a Alexander von Humboldt (1769-1859), quien a su vez lo envió a un instituto en París, junto con una breve nota explicando lo mucho que se parecía al cromo. (Una carta más detallada explicando su química nunca llegó porque el barco se hundió en una tormenta). El químico francés H. V. Collet-Descotils (1773-1815) analizó la muestra y llegó a la conclusión de que era un mineral de cromo y publicó su reporte. Del Río fue convencido de que había redescubierto el cromo.

El vanadio fue redescubierto en 1831, en una muestra de hierro, por el químico sueco Nils Gabriel Sefström (1787-1845) y lo llamó así en honor de Vanadis, la diosa escandinava de la belleza. Sin embargo, el químico Friedrich Whöler (1800-1882), que había seguido trabajando en muestras de plomo pardo de Zimapán, confirmó el descubrimiento de Andrés Manuel del Río (30 años antes) y a pesar de eso el nombre aceptado del elemento fue el que le asignó Sefström.

Con un conjunto de ideas novedosas en la química y con resultados mejor explicados se preparaba el terreno para una nueva concepción de los elementos químicos.



Fig. 5. Andrés Manuel del Río.

El francés Joseph Louis Proust (1754-1826) hizo un descubrimiento muy importante acerca de los pesos en los cuales se combinaban las sustancias para producir nuevos compuestos. Descubrió que los elementos siempre se combinaban en proporciones definidas de peso y estas proporciones siempre eran números enteros. Proust concluyó que la única forma en la que siempre se cumpliera esto era que la materia estuviera constituida por bloques indivisibles de construcción.

Pero quien realmente desarrolló esta teoría fue el inglés John Dalton (1766-1844). Dalton reconoció que efectivamente los compuestos siempre contenían proporciones de peso de cada elemento que eran números enteros, inclusive cuando dos elementos se combinaban de formas diferentes, de esto dedujo que los átomos deberían de tener pesos definidos que serían diferentes para cada elemento y elaboró una tabla con los pesos atómicos de los elementos conocidos en su época (fig. 6). Aquí por primera vez se dio una razón contundente por la que un elemento no se puede transmutar en otro, es decir que por medios químicos no se puede cambiar un tipo de átomo en otro. Dalton trabajó mucho tiempo desarrollando su teoría atómica y publicó sus resultados en su libro *A New System of Chemical Philosophy* (Un nuevo sistema de filosofía química), en el cual representa a los compuestos como la combinación de los átomos de los diversos elementos.

En 1817 el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849) hizo el primer intento por establecer una clasificación de los elementos químicos. Observó que para algunos grupos de tres elementos sus pesos atómicos parecían tener relación con sus propiedades. Por ejemplo, calcio, estroncio y bario. El calcio funde a 839 °C y el bario a 729 °C, mientras que el estroncio queda en medio: funde a 769 °C. Un trozo de calcio agregado al agua reacciona y libera hidrógeno, el bario tiene la misma reacción pero es menos vigorosa y la reactividad del estroncio es intermedia. Los tres elementos forman compuestos parecidos, por ejemplo sus sulfatos  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$  y  $\text{SrSO}_4$ . El sulfato de calcio es ligeramente soluble en agua, el de estroncio es prácticamente insoluble y el de bario tiene una solubilidad intermedia. Este comportamiento se manifiesta en otras propiedades. Lo más interesante es cómo se ajustan estas propiedades con sus pesos atómicos, los pesos medidos en esa época eran 40 para el calcio, 137 para el bario y 88 para el estroncio, o sea casi la mitad de los otros dos. En 1829 Döbereiner volvió a estudiar las triadas de los elementos, una formada por azufre, selenio y telurio y la otra de cloro, bromo y yodo. Informó acerca de su teoría y sus estudios a la comunidad científica, pero no la tomaron en cuenta, los químicos de su época no vieron ninguna utilidad en todo

| ELEMENTS     |              |  |
|--------------|--------------|--|
| Hydrogen 1   | Strontian 46 |  |
| Azote 5      | Barytes 68   |  |
| Carbon 5     | Iron 56      |  |
| Oxygen 7     | Zinc 66      |  |
| Phosphorus 9 | Copper 64    |  |
| Sulphur 16   | Lead 207     |  |
| Magnesia 28  | Silver 197   |  |
| Lime 28      | Gold 197     |  |
| Soda 48      | Platina 197  |  |
| Potash 56    | Mercury 200  |  |

Fig. 6. Tabla de los elementos publicada por Dalton, con los símbolos que él asignó y sus correspondientes pesos atómicos.

eso. Döbereiner estaba muy adelantado a su tiempo. A la pregunta de los antiguos griegos: “¿De qué está hecho el universo?”, en 1830 ya se tenía una respuesta muy diferente a la esperada. En lugar de unos cuantos bloques básicos de construcción se tenía una lista de 54 y la Química empezaba a convertirse en una selva. La representación de los elementos en los textos de Química era compleja, carente de sentido, difícil de comprender y de recordar. Los alquimistas habían desarrollado una serie de símbolos para sus elementos: oro ☉ plata ☽, por poner algunos ejemplos. Dalton trató de simplificar el sistema simbolizando a cada elemento mediante un círculo con una marca distintiva. Pero fue el químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) quien edificó el sistema más lógico y racional. A cada elemento lo representó con la primera letra de su nombre latino, y cuando había más de un elemento que comenzara con la misma letra usaba la segunda o la tercera para evitar la confusión. De esta forma simplificó grandemente la nomenclatura y la escritura de la química e implantó el sistema de símbolos químicos que

se usa en la actualidad. Berzelius también era un químico muy hábil y perfeccionó la lista de los pesos atómicos que había desarrollado Dalton.

En 1859 dos físicos alemanes, Robert Wilhelm Bunsen (1811-1899) y Gustav Robert Kirchhoff (1824-1887) inventaron el espectroscopio. Con este aparato se pudo estudiar la luz emitida por cada elemento al ser calentado y examinar los espectros consistentes en líneas luminosas características de cada elemento. Mediante este aparato se simplificó mucho el análisis de las muestras y se pudieron descubrir nuevos elementos a partir de la observación de líneas de luz desconocidas. Y como sólo es necesario observar la luz para conocer los elementos que la emiten, por primera vez se hizo posible estudiar la composición química de las estrellas.

En 1860 se convocó al Primer Congreso Internacional de Química y se discutieron los temas del estudio de los elementos, llegando a la conclusión de que era fundamental conocer los pesos atómicos de los elementos para entender la forma en la que se combinaban. En esta fecha ya se conocían 58 elementos. Había que poner un orden en esta maraña de elementos que ya se tenían y los que se descubrían de vez en cuando.

En 1862 un geólogo francés llamado Alexandre Émile Béguyer de Chancourtois (1820-1886) encontró que si disponía los elementos en orden de sus pesos atómicos en una columna en espiral, las triadas de Döbereiner quedaban alineadas y llamó a su arreglo “tornillo telúrico”, pero nadie se fijó en él. La idea revivió en el químico inglés John Alexander Reina Newlands (1837-1898), quien decidió acomodar a los elementos en columnas de ocho miembros, pero cometió algunos errores en su acomodo y su clasificación no tuvo mucha utilidad. En 1870 el químico alemán Julius Lothar Meyer (1830-1895) acomodó a los elementos de acuerdo con sus volúmenes atómicos, este arreglo definitivamente indicaba un orden fundamental en los elementos (fig. 7). Pero la mayor contribución a una verdadera clasificación de los

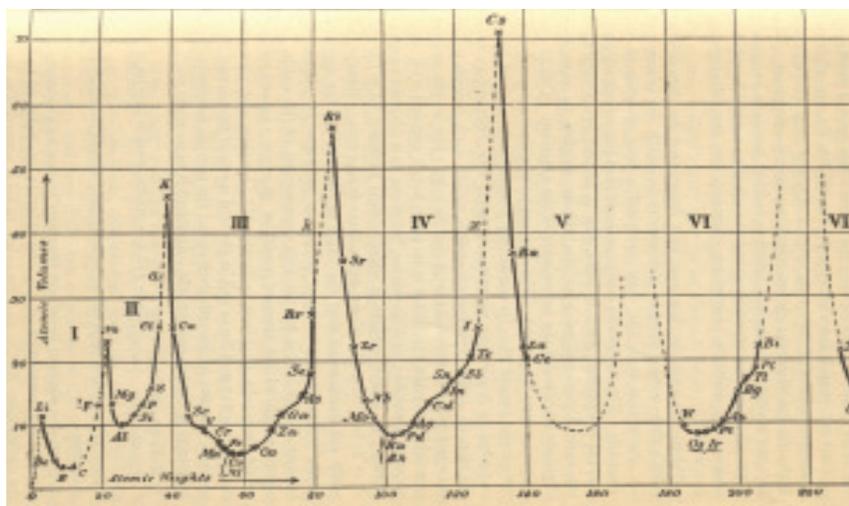


Fig. 7. Gráfica de los volúmenes atómicos de Lothar Meyer.

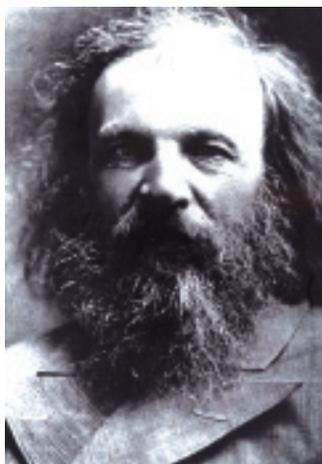


Fig. 8. Dmitri Ivanovich Mendeleev.

|        |            |           |              |            |            |
|--------|------------|-----------|--------------|------------|------------|
| H = 1  | Be = 9.4   | Mg = 24   | Ti = 50      | Zr = 90    | ? = 180    |
| B = 11 | Al = 27.4  | ?         | V = 51       | Nb = 94    | Tl = 182   |
| C = 12 | Si = 28    | ?         | Cr = 52      | Mo = 96    | W = 186    |
| N = 14 | P = 31     | As = 75   | Mn = 55      | Rh = 104.4 | Pt = 197.4 |
| O = 16 | S = 32     | Se = 79.4 | Fe = 56      | Ru = 104.4 | Ir = 198   |
| F = 19 | Cl = 35.5  | Br = 80   | Ni = Co = 59 | Pd = 106.6 | Os = 198   |
| Li = 7 | Na = 23    | K = 39    | Cu = 63.4    | Ag = 108   | Hg = 200   |
|        | Ca = 40    | Sr = 87.6 | Zn = 65.2    | Cd = 112   |            |
|        | ? = 45     | Ce = 92   | ? = 68       | U = 116    | Au = 197?  |
|        | ?Er = 56   | La = 94   | ? = 70       | Sn = 118   |            |
|        | ?Yt = 60   | Di = 95   | Th = 118?    | Sb = 122   | Bi = 210   |
|        | ?In = 75.6 |           |              | Te = 128?  |            |
|        |            |           |              | I = 127    |            |
|        |            |           |              | Cs = 133   | Tl = 204   |
|        |            |           |              | Ba = 137   | Pb = 207   |

Fig. 9. La primera tabla periódica de Mendeleev.

elementos se había publicado en Rusia un año antes.

El químico ruso Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) (fig. 8) también propuso un orden para el acomodo de los elementos, pero no sólo tomando en cuenta los pesos atómicos, sino también una propiedad química muy importante: la valencia.

Desde hacía tiempo era conocido que cada elemento tenía cierto poder de combinación, por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno se pueden combinar para hacer  $H_2O$  pero nunca para formar  $HO_2$ . Mendeleev hizo una lista con las valencias más comunes y con base en ella observó la formación de periodos. Arregló los elementos en una tabla y los que tenían propiedades similares quedaron cercanos, particularmente las triadas de Döbereiner quedaron juntas (fig. 9).

Este nuevo arreglo de los elementos era particularmente bueno, pero iba más allá. Mendeleev tenía mucha confianza en su tabla periódica y se atrevió a disponer algunos elementos en un orden que era contrario al que correspondía por sus pesos atómicos y retó a los químicos a ponerla a prueba. En aquellas fechas se le asignaba al berilio un peso atómico de 14, pero en la tabla de Mendeleev no había espacio para un elemento con ese peso y lo colocó junto al magnesio, entre el litio y el boro, o sea que le debería de corresponder un peso atómico de aproximadamente 9 y de manera similar afirmó que los químicos estaban equivocados en los pesos del uranio y del indio. Pero lo más arriesgado en su propuesta fue la predicción de nuevos elementos. Para que su tabla funcionara tuvo que dejar algunos huecos en ella y dijo que correspondían a elementos que no habían sido descubiertos y los llamó “ekaboro”, “ekasilicio” y “ekaaluminio”. Además, se

atrevió a predecir con lujo de detalles las propiedades físicas y químicas que tendrían. Nunca antes nadie había hecho una propuesta tan desafiante ni se había atrevido a predecir la existencia de un elemento sin tener una base experimental y la mayoría de los químicos no prestaron atención a sus propuestas; sin embargo, si sus predicciones se cumplían se convertiría en un héroe para la química y su tabla periódica quedaría probada más allá de toda duda. La primera tabla periódica de Mendeleev lucía más o menos así:

Mendeleev no tuvo que esperar mucho. En 1874 y con ayuda del espectroscopio, el químico francés Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) descubrió un nuevo elemento, lo aisló y lo llamó “galio”. Al describir sus propiedades observó que correspondían de manera sorprendente con las predichas para el ekaaluminio de Mendeleev. El descubrimiento causó sensación. Finalmente alguien sabía lo suficiente de los elementos como para entenderlos y predecir sus propiedades. Ahora los químicos de todo el mundo prestaron atención a la tabla de Mendeleev y se dispusieron a descubrir los elementos que faltaban.

Cuatro años después el químico sueco Lars Fredrik Nilson (1840-1899) descubrió el óxido de un nuevo elemento y lo llamó “escandio”, pero fue su compatriota Per Theodor Cleve (1840-1905) quien observó que este elemento era el ekaboro que había predicho Mendeleev y que sus predicciones eran correctas casi al más mínimo detalle. Finalmente, en 1886 se cumplió la última de las predicciones de Mendeleev. Un nuevo elemento, el germanio, descubierto por el alemán Clemens Alexander Winkler (1838-1904) correspondía fielmente a las propiedades predichas para el ekasilicio.

A la pregunta de los antiguos griegos: “¿De qué está hecho el universo?”, en 1830 ya se tenía una respuesta muy diferente a la esperada. En lugar de unos cuantos bloques básicos de construcción se tenía una lista de 54 y la Química empezaba a convertirse en una selva.

Mendeleiev había triunfado y en ese momento su tabla periódica fue reconocida como un descubrimiento monumental.

Con la novedosa tabla periódica como guía, los químicos tenían ahora una valiosa herramienta para la búsqueda de los elementos. Estaba demostrado que había un orden interno en su estructura, aunque no fuera completamente entendido por los científicos de aquella época, se podía suponer que existía un número limitado de elementos y sólo tenían que colocarse en el orden correcto en la tabla. Aún quedaban tres huecos en ella, pero ya nadie dudó de que se llenarían.

Sin embargo, había un pequeño detalle que ni Mendeleiev ni ningún otro químico podían explicar. Para que la tabla funcionara tuvo que colocar tres elementos en un mismo espacio: cerio, erbio y terbio. Pero se estaba descubriendo un nuevo grupo de metales, muy parecidos entre sí, a partir de un grupo de minerales que eran llamados “tierras” y no encajaban en la tabla. El único lugar donde parecían encajar era en la hilera “IIIa”. Para que la tabla siguiera teniendo

sentido 12 elementos tenían que amontonarse en la misma casilla y la flamante tabla periódica se empezaba a convertir en algo no tan claro.

Poco tiempo después, al analizar el aire con mayor detenimiento, el físico Robert John Strutt (1875-1947), mejor conocido como Lord Rayleigh, descubrió que el nitrógeno aislado del aire no era exactamente igual al obtenido por medios químicos y encargó al químico escocés William Ramsay (1852-1916) que estudiara el asunto. El resultado de la investigación fue un nuevo conjunto de gases notablemente inertes que no cabían en ningún lugar de la tabla. Sin embargo en esta ocasión el problema fue más fácil de resolver. Mendeleiev había colocado a los elementos en orden de acuerdo con sus valencias y como estos nuevos gases eran completamente inertes se podían considerar como de valencia 0 (cero), por lo tanto no había más que colocarlos en una nueva hilera (véanse las figuras 10 y 11). La tabla continuaba pasando todas la pruebas, excepto por el asunto de los metales de las llamadas “tierras raras”.

| Series | Group I.<br>—<br>R <sub>2</sub> O. | Group II.<br>—<br>RO. | Group III.<br>—<br>R <sub>2</sub> O <sub>3</sub> . | Group IV.<br>—<br>RO <sub>2</sub> . | Group V.<br>—<br>R <sub>2</sub> O <sub>3</sub> . | Group VI.<br>—<br>RO <sub>2</sub> . | Group VII.<br>—<br>R <sub>2</sub> O <sub>3</sub> . | Group VIII.<br>—<br>RO <sub>2</sub> .     |
|--------|------------------------------------|-----------------------|--|-------------------------------------|--|-------------------------------------|--|---|
| 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               | Sc = 44  | Ti = 48                             | V = 51.3   | Cr = 52.3                           | Mn = 55  | Fe = 56, Co = 58.7, Ni = 58.6, Cu = 63.5. |
| 5      | Rb = 85.5                          | Sr = 87.5             | Y = 89   | Zr = 90.4                           | Nb = 92.9  | Mo = 95.9                           |  |   |
| 6      | (Ag) = 108                         | Cd = 112              | In = 113.7   | Sn = 118                            | Pb = 120   | Tl = 128                            |  |   |
| 7      | Cs = 133                           | Ba = 137              | La = 138.5   | Ce = 140.3                          | Pr = 140   |                                     |  |   |
| 8      |                                    |                       |  |                                     |  |                                     |  |   |
| 9      | (—)                                |                       |  |                                     |  |                                     |  |   |
| 10     |                                    | K = 39                | Y = 79.2   |                                     | Ta = 182   | W = 184                             |  |   |
| 11     | (Au) = 196.7                       | Hg = 200              | Tl = 204   | Pb = 207                            | Bi = 208   |                                     |  |   |
| 12     |                                    |                       |  |                                     |  |                                     |  |   |

Fig. 10. Tabla periódica publicada en 1898 (nótese la ausencia del grupo de los gases nobles).

|                                      | Group I.<br>Gases. | Group L.<br>A E | Group II.<br>A D | Group III.<br>A D | Group IV.<br>A B | Group V.<br>A E | Group VI.<br>A E | Group VII.<br>A E | Group VIII.                      |
|--------------------------------------|--------------------|-----------------|------------------|-------------------|------------------|-----------------|------------------|-------------------|----------------------------------|
| 1st short, or typical, period        | He                 | Li              | Be               | B                 | C                | N               | O                | F                 |                                  |
| 2nd short period                     | Ne                 | Na              | Mg               | Al                | Si               | P               | S                | Cl                |                                  |
| 1st long period (even series odd ..) | A                  | K               | Ca               | Zn                | Ga               | Ge              | As               | Se                | Br, Kr, Rb, Ni                   |
| 2nd long period (even series odd ..) | Kr                 | Rb              | Ag               | Cd                | In               | Sn              | Sb               | Te                | I, Pt, Au, Hg, Pb                |
| 3rd long period (even series odd ..) | X                  | Cs              | Ba               | La                | Ce               |                 |                  |                   |                                  |
| 4th long period (even series odd ..) |                    |                 | Az               | Hg                | Yb               | Tl              | Pb               | Ta                | W                                |
| 5th long period (even series odd ..) |                    |                 |                  |                   | Th               |                 |                  | U                 |                                  |
| Oxygen compounds                     |                    | —               | RO               | RO <sub>2</sub>   | RO <sub>3</sub>  | RO <sub>3</sub> | RO <sub>3</sub>  | RO <sub>3</sub>   | RO <sub>3</sub>                  |
| Hydrogen compounds                   |                    |                 |                  |                   | RH <sub>4</sub>  | RH <sub>3</sub> | RH <sub>3</sub>  | RH <sub>3</sub>   | (R <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) |

Fig. 11. Tabla periódica publicada en 1907.

## Siglo XX

Posteriormente, gracias a los trabajos de Joseph John Thomson (1856-1940) que descubrió el electrón, de Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923) que descubrió los rayos X, de Antoine Henri Becquerel (1852-1908) que descubrió la radiactividad, de Ernest Rutherford (1871-1937) que descubrió el núcleo atómico y los protones, y de los esposos Marie Curie (1867-1934) y Pierre Curie (1859-1906), que estudiaron más a fondo la radiactividad y descubrieron el radio y el polonio, se tuvo una idea acerca de lo que existía en el interior de los átomos. Pero la radiactividad parecía empeorar la situación en lugar de mejorarla. Los elementos radiactivos se transmutaban, cambiaban espontáneamente unos en otros a una velocidad fija. El tiempo en el que la mitad del peso del elemento se transformaba en otro fue llamado "vida media". Los químicos se encontraban continuamente aislando nuevos elementos producto de estas transformaciones. Se sabía que el uranio, el torio y el actinio tenían cada uno una serie de transformaciones diferentes con una serie de productos diferentes en cada caso, pero todas las transmutaciones tenían como producto final al plomo. Esto hubiera decepcionado grandemente a los alquimistas, finalmente se había demostrado que era posible transmutar elementos, pero solamente obtenían plomo

a partir de otras cosas y no al revés. El problema fue mayor cuando notaron que tenían aislados más de 40 elementos de pesos diferentes y que sólo quedaban tres espacios en la tabla. La solución al problema la dio Frederick Soddy (1877-1956), quien afirmó que todos estos elementos eran variedades de unos cuantos elementos químicamente iguales y les correspondía el mismo lugar en la tabla periódica y los llamó "isótopos", que significa "en el mismo lugar". Pero la situación estaba lejos de ser comprendida en su totalidad y no se tenía una idea clara acerca de cómo podían existir átomos del mismo elemento que tuvieran diferente peso atómico.

A pesar de que ya se tenía una tabla periódica funcional y se empezaba a comprender la estructura de los átomos, todavía no se tenía ninguna prueba de cuál era el orden que seguían los elementos para acomodarse de la forma en la que estaban (fig. 12). Ciertamente no era su peso atómico lo que imponía el orden. La respuesta provino del estudio de la emisión de rayos X de cada elemento. El físico inglés Henry Gwyn-Jeffreys Moseley (1887-1915) realizó un estudio sistemático con todos los elementos y descubrió que la longitud de onda se hacía más pequeña para los átomos más pesados. Con estos resultados Moseley descubrió que a cada elemento se le podía asignar un número entero correspondiente al

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS, DE D. I. MENDELEIEF

| Series | GRUPOS DE ELEMENTOS  |                            |                         |                               |                        |                               |                        |                               |                       |                       |                        |
|--------|----------------------|----------------------------|-------------------------|-------------------------------|------------------------|-------------------------------|------------------------|-------------------------------|-----------------------|-----------------------|------------------------|
|        | I                    | II                         | III                     | IV                            | V                      | VI                            | VII                    | VIII                          |                       |                       |                        |
| 1      | —                    | Hidrógeno<br>H = 1,0078    | —                       | —                             | —                      | —                             | —                      | —                             |                       |                       |                        |
| 2      | Helio<br>He = 4,002  | Litio<br>Li = 6,94         | Berilio<br>Be = 9,02    | Boro<br>B = 10,82             | Carbono<br>C = 12,00   | Nitrógeno<br>N = 14,008       | Oxígeno<br>O = 16,000  | Flúor<br>F = 19,00            |                       |                       |                        |
| 3      | Neón<br>Ne = 20,18   | Sodio<br>Na = 22,997       | Magnesio<br>Mg = 24,32  | Aluminio<br>Al = 26,97        | Silicio<br>Si = 28,06  | Fósforo<br>P = 31,02          | Azufre<br>S = 32,06    | Cloro<br>Cl = 35,457          |                       |                       |                        |
| 4      | Argón<br>Ar = 39,94  | Potasio<br>K = 39,104      | Calcio<br>Ca = 40,07    | Escandio<br>Sc = 45,10        | Titanio<br>Ti = 47,90  | Vanadio<br>V = 50,95          | Cromo<br>Cr = 52,01    | Manganeso<br>Mn = 54,93       | Hierro<br>Fe = 55,84  | Cobalto<br>Co = 58,94 | Níquel<br>Ni = 58,69   |
| 5      | —                    | Cobalto<br>Cu = 63,57      | Cinc<br>Zn = 65,38      | Galio<br>Ga = 69,72           | Germanio<br>Ge = 72,60 | Arsénico<br>As = 74,96        | Selenio<br>Se = 79,2   | Bromo<br>Br = 79,916          | —                     | —                     |                        |
| 6      | Criptón<br>Kr = 82,9 | Rubidio<br>Rb = 85,45      | Estroncio<br>Sr = 87,63 | Itrio<br>It = 88,93           | Circonio<br>Zr = 91,22 | Niobio<br>Nb = 93,5           | Molibdeno<br>Mo = 96,0 | —                             | Rutenio<br>Ru = 101,7 | Rodio<br>Rh = 102,9   | Paladio<br>Pd = 106,7  |
| 7      | —                    | Plata<br>Ag = 107,88       | Cadmio<br>Cd = 112,41   | Indio<br>In = 114,8           | Estaño<br>Sn = 118,70  | Antimonio<br>Sb = 121,76      | Telurio<br>Te = 127,5  | Iodo<br>I = 126,93            | —                     | —                     | —                      |
| 8      | Xenón<br>Xe = 130,0  | Cesio<br>Cs = 132,81       | Bario<br>Ba = 137,36    | Lantano<br>La = 138,9         | Cerio<br>Ce = 140,13   | —                             | —                      | —                             | —                     | —                     | —                      |
| 9      | —                    | —                          | —                       | —                             | —                      | —                             | —                      | —                             | —                     | —                     | —                      |
| 10     | —                    | —                          | —                       | Iturbio<br>Yb = 173,5         | —                      | Tantalio<br>Ta = 181,5        | Tungsteno<br>W = 184,0 | —                             | Osmio<br>Os = 190,9   | Iridio<br>Ir = 193,1  | Platino<br>Pt = 195,23 |
| 11     | —                    | Oro<br>Au = 197,2          | Mercurio<br>Hg = 200,61 | Talio<br>Tl = 204,39          | Plomo<br>Pb = 207,21   | Bismuto<br>Bi = 209,0         | —                      | —                             | —                     | —                     | —                      |
| 12     | Niobio<br>Nb = 222   | —                          | Radio<br>Ra = 225,97    | —                             | Torio<br>Th = 232,12   | —                             | —                      | —                             | Uranio<br>U = 238,14  | —                     | —                      |
|        |                      |                            | Óxidos superiores       |                               |                        |                               | que forman sales       |                               |                       |                       |                        |
|        | R                    | R <sub>2</sub> O           | RO                      | R <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | RO <sub>2</sub>        | R <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | RO <sub>3</sub>        | R <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | RO <sub>4</sub>       |                       |                        |
|        |                      | Combinaciones hidrogenadas |                         |                               |                        | superiores                    |                        | gaseosas                      |                       |                       |                        |
|        |                      |                            |                         |                               | RH <sub>4</sub>        | RH <sub>3</sub>               | RH <sub>2</sub>        | RH                            |                       |                       |                        |

Fig. 12. Tabla periódica publicada en 1916.

|                                  | Group 0.        | Group I.         |                               | Group II.                     |  | Group III.                    |                               | Group IV.                     |                   | Group V.        |                 | Group VI.       |   | Group VII. |   | Group VIII. |  |  |
|----------------------------------|-----------------|------------------|-------------------------------|-------------------------------|--|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------|-----------------|-----------------|-----------------|---|------------|---|-------------|--|--|
|                                  |                 | A                | B                             | A                             | B  | A                             | B                             | A                             | B                 | A               | B               | A               | B | A          | B |             |  |  |
| 1st short period<br>(8 elements) | 2<br>He<br>4    | 3<br>Li<br>7     | 4<br>Be<br>9                  | 5<br>B<br>11                  | 6<br>C<br>12                                 | 7<br>N<br>14                  | 8<br>O<br>16                  | 9<br>F<br>19                  |                   |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
| 2nd short period<br>(8 elements) | 10<br>Ne<br>20  | 11<br>Na<br>23   | 12<br>Mg<br>24                | 13<br>Al<br>27                | 14<br>Si<br>28                               | 15<br>P<br>31                 | 16<br>S<br>32                 | 17<br>Cl<br>35.5              |                   |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
| 1st long period<br>(18 elements) | 18<br>Ar<br>40  | 19<br>K<br>39    | 20<br>Ca<br>40                | 21<br>Sc<br>45                | 22<br>Ti<br>48                               | 23<br>V<br>51                 | 24<br>Cr<br>52                | 25<br>Mn<br>55                | 26<br>Fe<br>56    | 27<br>Co<br>59  | 28<br>Ni<br>59  |                 |   |            |   |             |  |  |
|                                  |                 |                  | 29<br>Cu<br>63.5              | 30<br>Zn<br>65                | 31<br>Ga<br>70                               | 32<br>Ge<br>72                | 33<br>As<br>75                | 34<br>Se<br>79                | 35<br>Br<br>80    |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
| 2nd long period<br>(18 elements) | 36<br>Kr<br>83  | 37<br>Rb<br>85   | 38<br>Sr<br>87.6              | 39<br>Y<br>89                 | 40<br>Zr<br>90.7                             | 41<br>Nb<br>92.9              | 42<br>Mo<br>96                | 43<br>Tc<br>?                 | 44<br>Ru<br>101.7 | 45<br>Rh<br>103 | 46<br>Pd<br>106 |                 |   |            |   |             |  |  |
|                                  |                 |                  | 47<br>Ag<br>108               | 48<br>Cd<br>112               | 49<br>In<br>115                              | 50<br>Sn<br>118               | 51<br>Sb<br>120               | 52<br>Te<br>127.5             | 53<br>I<br>126.9  |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
| 3rd long period<br>(32 elements) | 54<br>Xe<br>130 | 55<br>Cs<br>133  | 56<br>Ba<br>137               | 57<br>La<br>139               | 58<br>Ce<br>140                              |                               |                               |                               |                   |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
|                                  |                 |                  | 4                             | 5                             | 6 7 8<br><i>Fourteen rare earth elements</i> |                               |                               |                               | 9                 | 10              |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
|                                  |                 |                  | 11                            | 12                            | 13   | 14                            | 15<br>Ta<br>181               | 16<br>W<br>184                | 17<br>Re<br>?     | 18<br>Os<br>197 | 19<br>Ir<br>193 | 20<br>Pt<br>195 |   |            |   |             |  |  |
|                                  |                 |                  | 79<br>Au<br>197               | 80<br>Hg<br>200               | 81<br>Tl<br>204                              | 82<br>Pb<br>207               | 83<br>Bi<br>208               | 84<br>Po<br>210 ?             | 85<br>At<br>?     |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
|                                  | 86<br>Rn<br>222 | 87<br>Fr<br>?    | 88<br>Ra<br>226               | 89<br>Ac<br>?                 | 90<br>Th<br>232                              | 91<br>Pa<br>?                 | 92<br>U<br>238                |                               |                   |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
| Oxygen compounds . . .           | —               | R <sub>2</sub> O | R <sub>2</sub> O <sub>2</sub> | R <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | R <sub>2</sub> O <sub>4</sub>                | R <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | R <sub>2</sub> O <sub>6</sub> | R <sub>2</sub> O <sub>7</sub> |                   |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |
| Hydrogen compounds . .           | —               | —                | —                             | —                             | RH <sub>4</sub>                              | RH <sub>3</sub>               | RH <sub>2</sub>               | RH                            |                   |                 |                 |                 |   |            |   |             |  |  |

Fig. 13. Tabla periódica publicada en 1926 (en ésta ya se indica el número atómico, no solamente la masa, y tiene espacios específicos para los lantánidos).

La respuesta al problema de cómo podían existir los isótopos llegó finalmente en 1932, cuando el físico inglés James Chadwick (1891-1974) descubrió el neutrón, una partícula que no tiene carga eléctrica y que pesa casi lo mismo que el protón.

número de cargas positivas en el núcleo y, por lo tanto, al número de electrones a su alrededor. Gracias a esto se demostró que efectivamente Mendeleiev tenía razón al acomodar los elementos en el orden en que los dispuso, puesto que estaban en el orden correcto de número atómico (fig. 13).

La respuesta al problema de cómo podían existir los isótopos llegó finalmente en 1932, cuando el físico inglés James Chadwick (1891-1974) descubrió el neutrón, una partícula que no tiene carga eléctrica y que pesa casi lo mismo que el protón. Y se entendió que en los isótopos lo que varía es el número de neutrones, que contribuyen sólo a la masa, sin alterar significativamente sus propiedades químicas.

El entendimiento final de la tabla periódica llegó con el físico danés Niels Henrik David Bohr (1885-1962), quien construyó una teoría que acomodaba los electrones en orbitales y niveles de energía. En cada orbital se podían

colocar sólo dos electrones y cada nivel tenía diferente número de orbitales. De esta manera se pudo entender el arreglo periódico de los átomos y se comprendió por qué los elementos se colocan en periodos de diferente longitud. Puesto que el comportamiento químico de un átomo está dominado por sus electrones más externos, explicar su acomodo explica sus propiedades. Así, a cada periodo le corresponde un nivel de energía y a cada bloque de elementos le corresponde un tipo de orbitales. La tabla periódica finalmente estaba siendo comprendida. Los elementos de las tierras raras finalmente ocuparon un lugar lógico como un grupo con un tipo particular de orbitales y tendrían la misma categoría que los elementos actino, torio, protactinio y uranio. Con esta idea se decidió cambiar el nombre a este grupo de elementos, llamando "lantánidos" a los que corresponden a la serie que comienza con el lantano, y "actínidos" a la que comienza con actino.

# Tabla Periódica de los Elementos

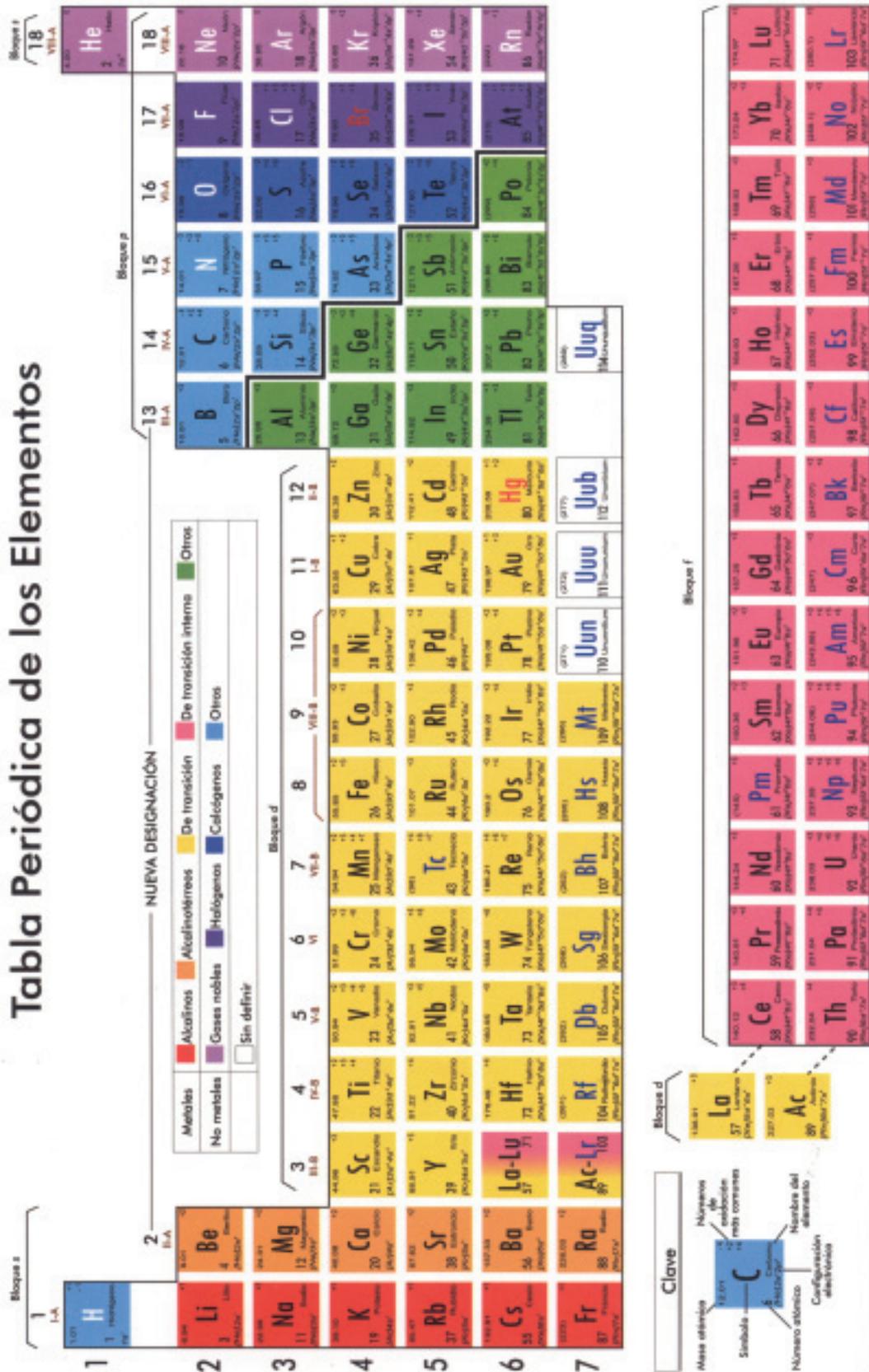


Fig. 14. Tabla Periódica de los Elementos publicada en el 2003 por la Fundación Roberto Medellín en el Centro Nacional de Educación Química, 2003.

En el siglo XIX, a pesar de que ya se tenía una tabla periódica funcional y se empezaba a comprender la estructura de los átomos, todavía no se tenía ninguna prueba de cuál era el orden que seguían los elementos para acomodarse de la forma en la que estaban.

Pero aún quedaban huecos por llenar en la tabla periódica. Afortunadamente ya se sabía lo suficiente de los elementos como para poder fabricar los que nos faltaban. El elemento con número atómico 43 fue fabricado en un acelerador de partículas en la Universidad de California por Ernest Orlando Lawrence (1901-1958) e identificado por el químico italiano Emilio Gino Segrè (1905-1989). Todos los isótopos de este nuevo elemento eran radiactivos y el más estable tenía una vida media de 200000 años, por lo que cualquier cantidad que hubiera al inicio de la formación de nuestro planeta ya ha desaparecido. El nombre asignado a este elemento es “tecnecio”, que significa “artificial”, puesto que fue el primero fabricado por el ser humano.

El último metal alcalino, el francio, fue descubierto en la naturaleza entre los productos de desintegración del actinio, pero se encuentra en tan poca cantidad que para estudiarlo es preferible prepararlo en un acelerador de partículas, que aislarlo de una fuente natural. De hecho nunca se ha obtenido suficiente francio como para poder verlo. Posteriormente se prepararon el astato (que significa “inestable”) y el prometio (por Prometeo, el hombre que robó el fuego a los dioses del Olimpo).

Con esto se llenaron finalmente los huecos en la tabla periódica y el uranio era el elemento número 92. Pero éste no era el límite, se debería poder fabricar la serie completa de los actínidos. Y así se hizo. El último elemento de esta serie, el lawrencio, fue sintetizado en

1961 en la Universidad de California. Los nuevos elementos, más que representar algún interés para los químicos, son de gran interés para probar las teorías atómicas que proponen los físicos. El último elemento sintetizado en el año 2000, con número atómico 116 y peso atómico 292 decayó al elemento 114 en 47 milisegundos.

La tabla periódica de Mendeleiev ha sufrido pocos cambios desde su creación. La modificación más significativa, después de la adición del grupo de los gases nobles y los grupos correspondientes a los lantánidos y actínidos, ha sido la forma en la que se representa. La presentación actual, conocida como “forma larga”, se comenzó a utilizar desde finales de los años de la década de 1930. La forma actual tiene muchas ventajas e ilustra mejor las relaciones entre los elementos y sus propiedades, como la tabla presentada en la figura 14.

Indudablemente, la tabla periódica es la herramienta fundamental para el estudio de los elementos químicos. Su historia es la historia de la química. Lo más sorprendente es que Mendeleiev fuera capaz de hacerla mucho antes que los químicos tuvieran una idea de cuáles eran las entidades fundamentales que le daban sentido. No forzó a los elementos a acomodarse en una tabla, dejó que los elementos formaran la tabla. Esta diferencia fue la clave de su éxito. ●

#### [Referencias]

- I. Asimov, *La búsqueda de los elementos*, RBA Editores, Barcelona, 1993.  
J. Emsley, *Nature's Building Blocks*, Oxford University Press, Nueva York, 2003.  
Horacio García Fernández, *Las huellas del átomo*, ADN Editores, Conaculta, Página 23, México, D. F., México, 2000.  
Web Elements, <http://www.webelements.com>  
Remsen, *An Introduction to the Study of Chemistry*, Henry Holt and Company, p. 23, Nueva York, 1898.  
G. S. Newth, “A Text-Book of Inorganic Chemistry, Longmans”, Green and Co., p. 23, Londres, 1907 y reeditado en 1926.  
V. V. Xarvin, J. Mercadal Medina (trads.), “Química elemental moderna”, Librería Internacional Romo, Madrid, 1916.  
S. Escalante Tovar, A. Flores Parra, M. A. Paz Sandoval, M. J. Rosales Hoz, *La Tabla Periódica: Abecedario de la química*. Centro de Educación Química, México, 2005.

<http://pubs.acs.org/cen/80th/elements.html>.