



DE MENDELEIEV A THOMSON: LA CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

RICARDO PÉREZ AFONSO

Instituto Universitario de Bio-Organica

INTRODUCCIÓN

En 1869, Dimitri Ivanovitch Mendeleiev clasifica todos los elementos en un sistema periódico, según el orden de progresión del peso atómico.

Actualmente su nombre figura en todos los libros, en todas las clases de química, junto a la tabla periódica. La tabla de Mendeleiev encarna una representación anticipada de las clasificaciones actuales, basadas en el número atómico. Mendeleiev se nos presenta como un científico que, en una intuición genial, no sólo se adelantó a la experiencia, al predecir elementos desconocidos, sino a las teorías cuánticas del siglo XX. ¿Cómo pudo Mendeleiev descubrir el principio adecuado de clasificación sin conocer más de setenta elementos, sin saber nada de la estructura electrónica de los átomos?. Creo que lo más conveniente para responder a esta pregunta es situar a Mendeleiev en su siglo, con su situación particular y en medio de los debates de la Química de entonces.



Hacia 1830 se conocían cincuenta y cinco elementos diferentes. Una buena diferencia con los cuatro elementos de la teoría antigua, al tiempo que un número suficientemente grande como para inquietar a los químicos. Los elementos variaban extensamente en sus propiedades y parecía existir poco orden entre ellos. Era tentador, pues, buscar un orden en el conjunto de los elementos ya conocidos. Quizá de esta manera podía encontrarse alguna razón que explicase su número y alguna manera de justificar la variación de las propiedades que poseían. Estas eran algunas de las cuestiones que interesaban a los químicos de mediados el siglo XIX y Mendeleiev no es un investigador aislado en su Rusia natal.

LAS PREOCUPACIONES DE UN PROFESOR DE QUÍMICA

En 1867, a los treinta y tres años, Mendeleiev es nombrado profesor de química de la Universidad de San Petersburgo. Había realizado su tesis en Alemania, una estancia en Heidelberg (Alemania) en el laboratorio de Robert Wilhem Bunsen, estudios sobre el petróleo de Bakú, sobre los fertilizantes y durante tres años ejerció como profesor de química en el Instituto Tecnológico de San Petersburgo. Todo ello indica que en el momento de su nombramiento como profesor de universidad tenía un curriculum de cierta categoría. Sin embargo, se encuentra con que no dispone de ningún manual adecuado de química general que aconsejar a sus estudiantes, ya que los existentes no encuadraban en sus planteamientos. Por ello decide elaborar su propio manual, cuestión que tampoco le inquietaba demasiado, dado que estaba acostumbrado a escribir artículos científicos para diversas revistas como forma de ganarse la vida. El fruto de esta empresa será, dos años más tarde, la clasificación periódica, siendo por tanto, una urgencia pedagógica el origen de su descubrimiento.

¿Cómo presentar a los estudiantes el conjunto de conocimientos acumulados acerca de miles de sustancias? La solución más obvia, desde los tiempos de Lavoisier hasta ese momento, consistía en relacionar las propiedades de los cuerpos compuestos con las de los cuerpos simples que lo componen, aunque no resolvía todos los problemas. Las limitaciones de la tabla de treinta y tres sustancias simples se pusieron de manifiesto tras la utilización de la pila de Alessandro Volta. La pila, descubierta en 1800, engendra una potente técnica de análisis, la electrólisis, que es la desencadenante de una serie de descubrimientos: durante 1807 y 1808 Humphrey Davy aísla el sodio, el potasio, el estroncio, el boro, el calcio y el magnesio. Enriquece la tabla con el descubrimiento del cloro en 1810, del yodo en 1812 y del bromo en 1826. En Suecia, Jöns Jacob Berzelius, aísla el cerio en 1810, el selenio en 1817, el silicio y el circonio en 1824 y el torio en 1828. Consagra el poder de la electricidad en



la química a través de una teoría electroquímica de las combinaciones, que presupone la existencia en todos los cuerpos, independientemente del número de componentes, de dos partes, una cargada de electricidad positiva y otra de electricidad negativa. En 1829, en la primera edición de su *Tratado de química*, identifica cincuenta y cuatro cuerpos simples.

¿Por qué había tantos? Y ¿cuántos más quedaban todavía por descubrir? Esta multiplicación de los elementos es un fenómeno importante que caracteriza al siglo XIX en la larga historia de la química, aunque no facilita en absoluto la labor del profesor de química. ¿Es inevitable tener que presentar su disciplina mediante una lista interminable de monografías detalladas de cada uno de los elementos conocidos?

La mayoría de los químicos adoptan en sus manuales la división entre metales y metaloides, pero el orden que siguen dentro de estas dos grandes categorías no es único. El equilibrio entre las exigencias teóricas y didácticas, logrado por Lavoisier en el *Tratado elemental de química*, se ha roto. El prólogo del *Tratado de química* de Berzelius deja traslucir una separación entre lógica y didáctica. Berzelius aspira a una solución intermedia pero no consigue escapar de la interminable letanía de monografías: [...] *Existen dos formas de exponer la química en un libro destinado a principiantes. [...]*

«Siempre y cuando este método no suponga ningún inconveniente, podemos dedicarnos a coleccionar monografías de cuerpos simples y ordenar las combinaciones en las que estos cuerpos pueden participar potencialmente, según un orden previamente determinado, con objeto de no tener que describir un mismo compuesto dos o más veces. En mi opinión, este método reduce la ciencia a su expresión más sencilla y facilita la memorización. [...]

También podemos tratar, en primer lugar, todos los cuerpos simples y examinar, a continuación, en un orden determinado, las combinaciones de cada uno de ellos con todos los demás, para después estudiar las combinaciones de estos compuestos entre ellos, es decir ir pasando de lo simple a lo compuesto. A primera vista, este método parece cumplir mejor los requisitos de un libro para principiantes».

A medida que la química progresa, el ideal de una presentación racional y lógica parece desvanecerse. El rápido progreso de la química orgánica, a partir del año 1840,



añade al problema de la población elemental una multitud de nuevos compuestos que deben ser clasificados, si se desea evitar que resulte imposible, a corto plazo, transmitir conocimientos químicos dado la demografía galopante de sustancias.

El conocimiento acumulado de cada una de las sustancias conocidas permite, sin duda alguna, controlar mejor la situación. Pero los progresos en el campo teórico no van necesariamente acompañados de una mayor claridad. La química del siglo XIX, a diferencia de lo que se dice con demasiada frecuencia, no es serena ni triunfante. La imagen positivista de una ciencia pura, con las sólidas bases inmovibles del edificio de Lavoisier, que evoluciona sin trabas y engendra innumerables aplicaciones agrícolas e industriales, pide una revisión a fondo.

LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

En 1805, John Dalton formula la hipótesis atómica que explica, de la forma más sencilla posible, la conjunción de las dos leyes que rigen las combinaciones químicas: la ley de las proporciones definidas, enunciada por Joseph Proust en 1802, y la ley de las proporciones múltiples, enunciada por el propio Dalton. Las combinaciones químicas, sugiere Dalton, deben llevarse a cabo átomo por átomo. El átomo de Dalton es, ante todo, la unidad mínima de combinación y no, como su homónimo en la física griega, el constituyente último de la materia. Su existencia real sigue siendo tan hipotética como la del antiguo átomo, pero el átomo de Dalton permite interpretar cuantitativamente las combinaciones químicas. Dalton construye, en efecto, un sistema de pesos atómicos basado en la elección del hidrógeno como unidad convencional. Denomina peso atómico al peso de un elemento que se combina en una proporción fija o múltiple con otro elemento para formar un compuesto. Dado que resulta totalmente imposible medir el peso de un átomo, estos pesos atómicos son relativos a una unidad convencional, el hidrógeno. Dalton determina el peso atómico del oxígeno, del azufre, del fósforo, del carbono y del nitrógeno basándose en los compuestos que forman con el hidrógeno, suponiendo que un átomo de hidrógeno se une con un átomo de otro cuerpo. El sistema de Dalton permite identificar cada elemento mediante un carácter positivo y numérico.

La simplicidad y las ventajas de esta hipótesis dejan vislumbrar la aceptación universal de la que gozará, más aún tras verse rápidamente corroborada por las leyes de los gases. Las proporciones fijas entre los volúmenes gaseosos definidas en la ley de Gay-Lussac de 1808 (*los volúmenes de dos gases que se combinan mantienen una proporción simple entre sí*) revalidan la hipótesis atómica.

Otra ley, formulada independientemente por Avogadro (1811) y por Ampère



(1814) (*dos volúmenes iguales de gas, medidos a igual temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas*), concilia los puntos de vista de Gay-Lussac y de Dalton, al determinar el peso atómico a partir de la densidad gaseosa. Dalton no acepta la ley de Gay-Lussac oponiéndose abiertamente a la misma, lo cual no impide que otros químicos, especialmente Berzelius, se basen simultáneamente en las dos ideas para proponer en 1818 un sistema de pesos atómicos que combina las proporciones volumétricas con las proporciones ponderales.

En 1814, el químico inglés William Hyde Wollaston propone un término alternativo: peso equivalente. Tras haber defendido celosamente la hipótesis de Dalton y haberla ilustrado con sus propios trabajos, Wollaston se convirtió en su principal adversario. Al tiempo que explotaba al máximo los recursos del peso atómico, criticaba la incertidumbre de la hipótesis y reprochaba a Dalton la arbitrariedad de su sistema de pesos atómicos. Propuso pues un sistema de pesos equivalentes basado en otra unidad: el oxígeno, de símbolo O, igual a 100. Como vemos, el debate entre equivalentistas y atomistas es puramente formal, ya que el conflicto es una cuestión de palabras y cambiar de sistema de medida no plantea ninguna dificultad.

El asunto se agrava en los años 1840-1850, cuando los defensores de Avogadro consiguen imponer su ley. Los químicos habían ignorado durante mucho tiempo esta ley por considerarla demasiado hipotética e inútilmente complicada. Por una parte no se basa directamente en datos experimentales, sino en la coexistencia de la ley de Gay-Lussac y de la hipótesis de Dalton, que induce a otra hipótesis: «El número de moléculas que integran un gas cualquiera siempre es el mismo en un volumen idéntico o proporcional al volumen»; por otra parte, teniendo en cuenta la densidad de los gases, se obtienen pesos atómicos distintos de los de Dalton (15 para el oxígeno en lugar de 7); todo ello obliga a Avogadro a introducir una hipótesis adicional: para ajustar la densidad gaseosa estimada experimentalmente con la suma de los pesos atómicos calculados según la hipótesis, Avogadro supone que la molécula que se combina se divide en dos moléculas de idéntica naturaleza. Distingue, pues, entre «molécula integrante» (que existen en un número fijo en volúmenes iguales de gas) y «moléculas elementales». La distinción entre estas dos nociones (que posteriormente se denominarían molécula y átomo) parece, en aquellos momentos, arbitraria y superflua. Y, además, fuente de confusión, puesto que Ampère propone otra terminología al distinguir entre «partículas» y «moléculas». La ley de Avogadro y de Ampère, indudablemente demasiado oscura y dependiente de hipótesis, caerá en el olvido y en 1836 es condenada solemnemente por Jean Baptiste Dumas en sus clases del Collège de France.

Sin embargo, un joven químico inquieto, Charles Gerhardt, se niega a enterrar la



ley de Avogadro. Con el fin de conciliar los resultados con la ley del calor específico de Dulong y Petit (1819) (*la capacidad calorífica de los átomos de los cuerpos simples es exactamente la misma*) y la ley del isomorfismo de Mitscherlich (1821) (*los cuerpos isomorfos tienen una composición química análoga y contienen en general el mismo número de átomos ó «equivalentes»*) Gerhardt duplica el peso atómico de una serie de metales. Su *Tratado de química orgánica* (1853-1854) actualiza la distinción de Avogadro utilizando los términos «átomo» y «molécula», y presenta un nuevo sistema de pesos atómicos, en el cual $C = 12$ en lugar de 6 y $O = 16$ en lugar de 8. Entre este sistema y el de peso equivalente ya no existe acuerdo posible, con lo cual habrá que tomar partido por uno u otro.

UN CONGRESO IMPACTANTE

Ya en 1856 Mendeleiev había tomado partido. Su tesis, defendida en la universidad de San Petersburgo, se basó en el sistema de Gerhardt. Se decanta por la teoría unitaria de las combinaciones químicas y declara su repulsa hacia la teoría electroquímica y dualista de Berzelius.

La confusión entre peso equivalente, peso atómico y peso molecular extendió su influencia desorganizadora no sólo a la lista de los elementos, sino al estudio de la química en general. A finales de los años 1850, la multiplicidad de sistemas vigentes dificulta la comunicación, hasta el extremo de que varios químicos proponen un congreso internacional para definir un sistema único de pesos atómicos.

August Kekulé, poco después de haber publicado sus sugerencias conducentes a las fórmulas estructurales, se dio cuenta de que esta idea quedaría en nada si los químicos no se ponían de acuerdo, para empezar, acerca de las fórmulas empíricas. Por lo tanto propuso una conferencia de químicos importantes de toda Europa para discutir el asunto. Como resultado de ello se convocó la primera reunión científica internacional de la historia. Se llamó Primer Congreso Internacional de Química y se reunió en 1860 en la ciudad de Karlsruhe, en Alemania.

Asistieron ciento cuarenta delegados, quienes discuten durante varios días las ventajas respectivas de las diferentes notaciones e intentan llegar a un acuerdo en la definición de conceptos básicos: átomo, molécula, equivalente. El congreso se clausura sin que se haya adoptado ninguna decisión oficial. Entre los asistentes se hallaba el químico italiano Stanislao Cannizzaro, quien dos años antes había estudiado el trabajo de su compatriota Avogadro. Comprendió que la hipótesis de Avogadro podía utilizarse para distinguir entre peso atómico y peso molecular de los elementos gaseosos importantes, y que esta distinción serviría para aclarar la cuestión de los pesos



atómicos de los elementos en general. Además, comprendió la importancia de distinguir cuidadosamente el peso atómico del peso equivalente.

En el congreso hizo una exposición del tema, y a continuación distribuyó copias de un folleto en el que explicaba con detalle sus argumentos. Lenta y laboriosamente invita a los químicos a preocuparse, no tanto por aceptar la realidad de los átomos y las moléculas, sino por distinguirlos correctamente. El sistema Avogadro-Gerhardt sale victorioso.

Mendeleiev estaba escribiendo su tesis en Alemania en la época en que se celebró el congreso y forma parte de aquellos que, después de oído, salen convencidos de las opiniones de Cannizzaro. Mientras juzga con reservas el átomo de Dalton, considera la ley de Avogadro *«como la base más importante del estudio de los fenómenos naturales»*. *«Con la aplicación de la ley de Avogadro-Gerhardt, la concepción de la molécula queda perfectamente definida y, por ende, su peso atómico. Llamamos partícula, o partícula química, o molécula, a la cantidad de sustancia que interviene en una reacción química con otras moléculas y que, en estado de vapor, ocupa el mismo volumen que dos partes en peso de hidrógeno. [...] Los átomos son las cantidades más pequeñas, o las masas químicas indivisibles de los elementos, que forman las moléculas de los cuerpos simples o compuestos»*.

Después de 1869, Mendeleiev repite en sus artículos que el congreso de Karlsruhe fue el acontecimiento que le mostró el camino, le hizo intuir la existencia de una posible periodicidad de las propiedades de los elementos según un orden creciente de pesos atómicos. A partir de este momento, bastaba con desarrollar esa intuición y salvar los obstáculos presentados por algunos pesos atómicos todavía incorrectos.

A LA CONQUISTA DE LA UNIDAD PERDIDA

Para explicar la multiplicidad de los elementos se perfilan dos opciones: unos sugieren la reducción de la multiplicidad a un solo elemento primordial, otros intentan subordinar esta multiplicidad a una ley única.

La idea de que toda la diversidad de los cuerpos simples debe derivar del hidrógeno es presentada a principios de siglo por el doctor inglés William Prout. En apariencia, se basa en el sentido de la armonía de las cosas, pero recibe una ayuda inesperada del atomismo de Dalton. Aunque la elección del hidrógeno como unidad de base sea puramente convencional, se interpreta como una confirmación de la hipótesis y resiste, por consiguiente, a los ataques violentos y a las impugnaciones experimentales. Ante el número excesivo de elementos con pesos atómicos no equivalentes a números enteros, Prout propone, en 1831, una versión modificada de su hipótesis:



los pesos atómicos deben ser múltiplos enteros de una fracción del hidrógeno. Con esta precisión, la hipótesis se ve libre de toda falsificación experimental y alcanza un éxito considerable.

La hipótesis de Prout desempeña una doble función determinante en la historia de la clasificación de los elementos. En primer lugar estimula la investigación a determinar el peso atómico. Esto hace que incluso sus adversarios, como Berzelius o el químico belga Jean Servais Stas, se afanen siempre en buscar unos resultados más precisos y distinguen perfectamente entre la experiencia y las especulaciones aritméticas. Así, un químico suizo, Jean Charles Galissard de Marignac, tan conocido por la exactitud de sus resultados como Berzelius, no vacila en fijar el peso atómico del cloro en 35,5. Sea cual fuere la relación numérica entre los elementos, la hipótesis queda protegida, ya que no se basa en el contenido de la relación existente, sino en su forma aritmética.

La hipótesis de Prout, además, espolea las tentativas de sistematizar los conocimientos experimentales sobre los elementos. Por una parte, impone la primacía del peso atómico como criterio de clasificación, desacreditando así la clasificación de Ampère, que había seleccionado arbitrariamente propiedades químicas más o menos artificiales. Por otra parte, orienta las mentes hacia la búsqueda de estructuras de parentesco entre los elementos. La clasificación química se diferencia ciertamente de las naturalistas por contar con un principio clasificador único y cuantitativo, el peso atómico.

Las primeras pruebas en este sentido se realizan en Alemania. Un profesor de Jena, Johann Döbereiner, descubre en 1817 una relación asombrosa entre el peso equivalente de determinados cuerpos: el óxido de estroncio (50) es igual a la media aritmética entre el óxido de calcio (27,5) y el óxido de bario (72,5), para $H = 1$ y $O = 7,5$. Doce años más tarde, armado con los pesos atómicos más precisos de Berzelius, Döbereiner generaliza la relación a tres cuerpos y propone una serie de «tríadas» basadas en la correlación entre analogías químicas y relaciones aritméticas:



Döbereiner buscó otras tríadas infructuosamente. El hecho de que cinco sextas partes de los elementos conocidos no pudieran colocarse en ninguna triada hizo que los químicos decidieran que los hallazgos de Döbereiner eran mera coincidencia.

Será un defensor de la hipótesis de Prout, mineralogista y no químico, el que logre identificar una función que rijan el conjunto. En 1862, Alex Béguyer de Chancourtois presenta ante la Academia de las Ciencias las líneas directrices de un siste-



ma periódico de los elementos y declara: «*Basándome únicamente en la ley de Prout llego a una teoría perfectamente probada*».

Se trata de una hélice en cuyo eje vertical figuran números enteros que corresponden a los pesos atómicos de los elementos. Béguyer de Chancourtois da a su sistema el nombre de «vis tellurique» por dos razones: porque «el telurio ocupa un lugar central en el sistema y porque el epíteto «telúrico» evoca acertadamente un origen geognóstico, pues *tellus* significa tierra en el sentido más positivo, más familiar, en el sentido de la tierra que subviene a las necesidades».

El culto telúrico disgustó a los químicos y posiblemente sea esta la razón por la que la clasificación pasó desapercibida e ignorada por los químicos de los años 1860. En realidad presenta dos puntos débiles: mezcla cuerpos simples con cuerpos compuestos y su representación gráfica es sumamente complicada.

EN BUSCA DE UNA LEY

Tres eran los que iban a contracorriente: John Alexander Newlands, William Odling, ambos ingleses, y Mendeleiev. Trabajaban independientemente, pero sus proyectos tienen ciertos rasgos comunes que permiten extraer un estilo de clasificación muy distinto al de los partidarios de Prout. Los tres adoptan el sistema de pesos atómicos de Gerhardt-Cannizzaro, consagrado en el congreso de Karlsruhe. Anteponen la búsqueda de una ley general a la de una clasificación y, por ello, son los únicos que prevén la existencia de elementos todavía desconocidos.

Newlands ordenó los elementos conocidos según sus pesos atómicos crecientes y observó que esta ordenación también colocaba las propiedades de los elementos al menos en un orden parcial. Al disponer los elementos en columnas verticales de siete, los que eran semejantes tendían a quedar en la misma fila horizontal. Así, el potasio quedó cerca del sodio, muy semejante a él; el selenio quedó en la misma línea que el azufre, muy parecido; el calcio próximo al magnesio, y así sucesivamente. Y efectivamente, las tres tríadas de Döbereiner se hallaban en dichas filas.

Newlands llamó a esto «ley de las octavas» ya que, a tenor de la misma, las propiedades químicas se repiten cada siete elementos, como en una escala musical. Para respetar las analogías químicas, invierte el orden del telurio y del yodo, como haría Mendeleiev; es el primero en prever elementos: una de sus previsiones, la de un elemento con un peso atómico igual a 73, entre el silicio y el estaño, se asemeja mucho a la del eka-silicio de Mendeleiev, con un peso atómico de 72. Sin embargo, un sistema tan innovador se vio relegado al olvido. Ciertamente contiene muchos pesos atómicos incorrectos, pero la razón principal de su eclipse no reside en el



sistema, sino en la acogida que le dispensaron sus colegas: cuando en marzo de 1866, Newlands presenta su descubrimiento ante la Chemical Society of London el profesor George Carey Foster le pregunta con humor si una clasificación de elementos por orden alfabético no hubiera revelado coincidencias igualmente interesantes.

En 1865 el profesor de Oxford Willian Odling, construye independientemente un sistema más completo –cincuenta y siete elementos de los sesenta conocidos hasta ese momento– y estrictamente fiel al orden de pesos atómicos crecientes. Hace hincapié simultáneamente en la regularidad y en las diferencias de pesos atómicos, y concluye con firmeza que *«entre los miembros de cada grupo bien definido, la secuencia de propiedades y la secuencia de pesos atómicos son estrictamente paralelas»*. Odling deja un gran número de lugares vacíos, especialmente entre los pesos atómicos 50-60 y entre 65-75. Pero, curiosamente, en lugar de mejorar su sistema en sucesivas publicaciones, Odling parece retroceder y, en 1868, presenta una nueva tabla menos completa.

Mendeleiev es el que va más lejos de los tres. En el preciso instante en que vislumbra el patrón de periodicidad, en marzo de 1869, extrae todas las posibles consecuencias de esta idea y se afana por contrastarla con la realidad conocida e incluso con la desconocida: predicciones de elementos, correcciones de pesos atómicos, inversiones, etc. Pero, a sus ojos, la ley periódica, y no la tabla, constituye la parte esencial de su descubrimiento. Su confianza emana de una concepción muy exigente de la ley científica. Una ley debe ser general o no es una ley: *«Las leyes naturales no presentan excepciones y ello precisamente las distingue de las reglas como las gramaticales, por ejemplo. Una ley sólo puede confirmarse cuando todas las posibles consecuencias han sido sancionadas experimentalmente»*.

Estas ideas rechazan frontalmente la hipótesis de Prout, de tal forma que Mendeleiev se convierte en el químico clasificador más hostil a la idea de aquél. No se limita a rechazarla sino que trata de combatir una hipótesis que saca partido de todos los resultados experimentales, esquivando las impugnaciones. Y la forma más eficaz de luchar contra la seducción de la hipótesis de Prout es una ley general a la que se sometan todos los elementos. No sólo porque la existencia de una ley única que rijan todos los elementos puede compensar la pérdida de unidad material y proporcionar un desenlace a esta búsqueda frenética, sino sobre todo, porque la ley periódica es, para Mendeleiev, rival de la hipótesis de Prout: *«La ley periódica posee los hechos y tiende a profundizar en el principio filosófico que preside la naturaleza misteriosa de los elementos. Esta tendencia pertenece a la misma categoría que la ley de Prout, con la diferencia esencial de que la ley de Prout es aritmética y el espíritu de la ley periódica emana de*



una secuencia de leyes mecánicas y filosóficas que conforman el carácter y el esplendor del impulso actual de las ciencias exactas».

CUERPOS SIMPLES Y COMPUESTOS

En el enunciado de la ley periódica Mendeleiev escribe: *«Las propiedades de los cuerpos simples y compuestos dependen de una función periódica de los pesos atómicos de los elementos, por la única razón de que estas propiedades son en sí mismas las propiedades de los elementos de los que derivan dichos cuerpos».*

Normalmente consideramos una función periódica entre propiedades químicas y pesos atómicos sin precisar a quién pertenecen las propiedades y el peso atómico. La función periódica establece una relación entre cuerpos simples y compuestos por una parte, y elementos por otra. Esto lo explica Mendeleiev con claridad meridiana al comienzo del artículo en el que publica su descubrimiento: *«Al igual que hasta Laurent y Gerhardt, se utilizaron indistintamente las palabras molécula, átomo y equivalente, actualmente se confunden a menudo las expresiones cuerpo simple y elemento. No obsta que cada una de ellas tenga un significado muy distinto y que sea de importancia precisarlo con objeto de evitar confusiones en los términos de la filosofía química. Un cuerpo simple es algo material, metal o metaloide, dotado de propiedades físicas y capaz de intervenir en reacciones químicas. A la expresión de cuerpo simple corresponde la idea de molécula. Es menester reservar, sin embargo, el nombre de elemento para caracterizar las partículas materiales que forman los cuerpos simples y compuestos, y que determinan la forma en que se comportan desde el punto de vista físico y químico. La palabra elemento evoca la idea de átomo».* Esta precisión de vocabulario refleja la aportación del congreso de Karlsruhe, que no es sólo la adopción de un sistema de valores numéricos más correctos del peso atómico, sino también la puntualización de nociones básicas. Partiendo de la distinción entre átomo y molécula, Mendeleiev establece una distinción paralela entre elemento y cuerpo simple.

¿En qué sentido afecta la distinción entre cuerpo simple y elemento a la clasificación periódica? Ante todo, cuando se quiere clasificar, es mejor saber qué se va a clasificar. Ahora bien, desde la famosa definición de Lavoisier, elemento y cuerpo simple son sinónimos oficiales. Se clasifican indistintamente cuerpos simples y elementos. La confusión se ve fomentada por los discípulos de Prout que aprovechan la falta de individualidad de los cuerpos simples para centrarse en un elemento único. Mendeleiev, por el contrario, clasifica elementos y centra su atención en explicar el comportamiento de los cuerpos simples y compuestos, con lo que impone la utiliza-



ción del plural con la palabra elemento. Además, resulta necesaria para alcanzar el nivel de abstracción indispensable para operaciones de clasificación y de previsión. El cuerpo simple es una cosa concreta, con propiedades físicas y químicas determinadas por la experiencia. El elemento, por su parte, no tiene existencia fenoménica, se encuentra siempre oculto en un cuerpo simple o compuesto, circula, se desplaza y se conserva en las reacciones químicas. Se trata de una realidad abstracta, fruto de la mente, destinada a explicar la conservación y la permanencia de las propiedades individuales. La previsión es posible en lo que a los elementos se refiere. El cuerpo simple es demasiado concreto: puramente fenomenológico por definición, no puede existir sin antes haber sido aislado como resultado de un análisis. El elemento es lo único previsible, porque viene definido por el lugar que ocupa en un entramado de relaciones.

Una rápida comparación entre la tabla de Mendeleiev y la de Julius Lothar Meyer pone de manifiesto el papel de esta distinción conceptual en las famosas previsiones de Mendeleiev. Meyer en Karlsruhe también era profesor. Al igual que Mendeleiev, también adopta los pesos atómicos defendidos en el congreso de 1860 y decide elaborar un manual para sus estudiantes en el que presentará la química de forma racional y ordenada. Pero se adelanta considerablemente a Mendeleiev, al publicar la primera edición de su manual en 1864, con una tabla de elementos basada en la valencia. En 1868, mientras prepara la segunda edición, Meyer elabora una segunda tabla que constituye una verdadera clasificación periódica de todos los elementos conocidos, incluidos los metales de transición entre el hierro y el níquel, y los lugares vacantes para elementos aún por descubrir. Desgraciadamente para Meyer, retrasos en la edición hacen que esta tabla, concebida antes que la de Mendeleiev, se publique un año después, en 1870. Este mismo año, Meyer verifica la periodicidad de las propiedades con un caso notable, el volumen atómico, y la representa en una curva.

Meyer consideró el volumen ocupado por determinados pesos fijos de los diversos elementos. En tales condiciones cada peso contenía el mismo número de átomos de su elemento. Esto significaba que la razón de los volúmenes de los distintos elementos era equivalente a la razón de los volúmenes de los átomos simples que componían dichos elementos. Así pues, se podía hablar de volúmenes atómicos.

Al representar los volúmenes atómicos de los elementos en función de los pesos atómicos se obtenían una serie de ondas que alcanzaban varios valores máximos en los metales alcalinos: sodio, potasio, rubidio y cesio. Cada descenso y subida a un máximo o mínimo correspondía a un período en la tabla de los elementos. En cada período también descendían y subían otras propiedades físicas, además del volumen atómico.



El hidrógeno, el primero de la lista de elementos (porque tiene el peso atómico más bajo), es un caso especial, y puede considerarse que constituye él solo el primer período. El segundo y tercer períodos de la tabla de Meyer comprendían siete elementos cada uno, y repetían la ley de Newlands de las octavas. Sin embargo, las dos ondas siguientes comprendían más de siete elementos y esto demostraba claramente que Newlands había cometido un error. No se podía forzar a que la ley de las octavas se cumpliera estrictamente a lo largo de toda la tabla de elementos, con siete elementos en cada fila horizontal. Los últimos períodos tenían que ser más largos que los primeros.

Existen diferencias esenciales entre la tabla de Meyer y la de Mendeleiev. Meyer, que en su manual de 1872 reorganiza toda la química mineral en torno a su clasificación periódica, no corrigió los pesos atómicos ni previó las propiedades de los elementos para los cuales reservó casillas en blanco. Ello se debe a que no distinguió entre cuerpo simple y elemento y, por lo tanto, carecía de un medio válido para formular tales previsiones. Esta actitud se manifiesta paralelamente a la duda que atañe a la individualidad de los elementos y a la esperanza, que albergó hasta el final de sus días, de que se descubriría un elemento original que explicara las analogías observadas en la tabla.

DE LA LEY A LA TABLA PERIÓDICA

El manual que suscitó el descubrimiento, los «*Principios de química*», fue redactado entre 1868 y 1871. La tabla periódica aparece al final de la primera parte y traza el plan sistemático de la segunda.

Mendeleiev ofrece, desde el principio, una definición de la química basada en la noción de cuerpo simple, acompañada de un vibrante homenaje a su fundador Lavoisier. Termina la introducción con una lista de cuerpos simples, «*destinada a fijar el estado actual de nuestros conocimientos*». El estudio de cuerpos simples no permite coleccionar y multiplicar las colecciones para tratar de adaptarse a todas las propiedades observables. La consecución de una ley general, de una clasificación sistemática exige la intervención del elemento, definido por su peso atómico. Así pues, la construcción de la tabla periódica y la distinción entre elemento y cuerpo simple forman parte de una misma empresa que va perfilando en cada capítulo.

Antes de presentar la ley periódica, Mendeleiev estudia el agua, luego el aire, a continuación algunos compuestos del carbono y, por último, la sal de cocina. Aparentemente, conduce a sus estudiantes a través de un universo concreto y familiar. Pero este vagabundear permite pasar revista a las propiedades del hidrógeno, del oxígeno,



del nitrógeno, del carbono, del sodio y del cloro. Todos ellos encabezarán, excepto el sodio, que figura en segundo lugar, los distintos grupos de análogos en la futura clasificación. Mendeleiev empieza, pues, por estudiar los elementos con propiedades bien definidas, que podrán servir como modelos, como «patrones» para ordenar el resto. Los denominará más adelante «elementos típicos».

La secuencia de los capítulos de los *Principios* reproduce fielmente la estrategia efectiva de Mendeleiev, tal como la reconstruyó B. M. Kedrov basándose en los archivos depositados en el museo de Mendeleiev de Leningrado. Kedrov cuenta que el 1 de marzo de 1869, cuando se disponía a abandonar San Petersburgo para ir a visitar una fábrica de quesos, Mendeleiev, preocupado por saber qué capítulo iba a incluir detrás de los metales alcalinos, tuvo de pronto la «idea crucial» de clasificar los diferentes grupos de elementos por pesos atómicos. De esta manera observó la regularidad periódica y entrevió la posibilidad de clasificar los elementos de pesos atómicos intermedios. La continuación de la historia se recoge en una de las expresiones predilectas de Mendeleiev, un «solitario químico», un juego de cartas en las que figuran los nombres y las propiedades de un elemento dado y que había que ordenar y combinar hasta completar el solitario.

Mendeleiev da prioridad a la ley periódica frente a la tabla. ¿Significa esto que la tabla se limita a ser una obra secundaria, la simple ilustración de la ley? En cierto sentido, la ley dicta la tabla: delimita el marco general, impone el orden de progresión de los pesos atómicos, exige correcciones múltiples y significativas para el indio (peso atómico 114 en lugar de 75), el uranio (240 en lugar de 120), el cerio... Y aún más, altera este orden al colocar el telurio delante del yodo, inversión que Mendeleiev nunca puso en duda, aunque tampoco logró explicar. La ley periódica determina igualmente qué casillas deben dejarse vacías en previsión de elementos por descubrir.

Pero la ley periódica deja una cierta libertad a la hora de rellenar los espacios intermedios. Las famosas previsiones de tres elementos eka-aluminio, eka-boro y eka-silicio no dimanaban de una aplicación mecánica al margen de la ley. Para determinar las propiedades de cada uno de estos elementos, Mendeleiev acomete un trabajo delicado de aproximación a partir de las propiedades de los cuatro elementos que le rodean. Todo este razonamiento de vecindad se ocultó cuando, unos años después, se descubrieron los elementos en cuestión con propiedades prácticamente idénticas a las previstas por Mendeleiev. La precisión de las concordancias no era suficiente para olvidar que la generalidad de la ley periódica impide que ésta rijan cada caso individual. Mendeleiev hace hincapié en este aspecto al referirse a los químicos descubridores de los elementos previstos como «consolidadores de la ley periódica» y en ocasiones lo recuerda explícitamente: «*Al conocer únicamente el carácter de la*



función entre los pesos atómicos y las propiedades, no podemos explicar, por el momento, las desviaciones individuales. Sólo podemos determinar unos límites estrechos entre los que debe figurar la magnitud del peso atómico de un elemento».

Reconoce asimismo que la ley periódica omite algunas analogías sobradamente obvias: en particular entre el litio y magnesio, el berilio y el aluminio, el boro y el silicio. Estas analogías, denominadas actualmente «diagonales», debido a la posición de los elementos en la tabla, marcan los límites de la ley periódica.

Primera edición de la tabla periódica de los elementos de Mendeleiev, aparecida en el *Journal of the Russian Chemical Society* en 1869.

LOS GRANDES PERIODOS									
<hr/>									
K = 39	Rb = 85	Cs = 133	-	-					
Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	-	-					
-	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	-					
Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	La = 180?	Th = 231					
V = 51	Nb = 94	-	Fa = 182	-					
Cr = 52	Mo = 96	-	W = 184	Ur = 240					
Mn = 55	-	-	-	-					
Fe = 56	Ru = 104	-	Os = 195?	-					
Co = 59	Rh = 104	-	Ir = 197	-					
Ni = 59	Pd = 106	-	Pt = 198?	-					
<hr/>									
ELEMENTOS TIPICOS									
H = 1	Li = 7	Na = 23	Cu = 63	Ag = 108	-	Au = 199?	-		
	Be = 9.4	Mg = 24	Zn = 65	Cd = 112	-	Hg = 200	-		
	B = 11	Al = 27.3	-	In = 113	-	Tl = 204	-		
	C = 12	Si = 28	-	Sn = 118	-	Pb = 207	-		
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	-	Bi = 208	-		
	O = 16	S = 32	Se = 78	Fe = 125?	-	-	-		
	F = 19	Cl = 35.5	Br = 80	I = 127	-	-	-		

Se puede afirmar por tanto que, si bien en el enunciado de la ley periódica Mendeleiev demostró firmeza y confianza, rebuscó y tanteó para construir la tabla periódica. Al principio dudó entre una tabla o una espiral, pero la ley periódica impuso la primera: la originalidad de la función periódica, afirma, es la discontinuidad de los valores del peso atómico, por lo que no se puede adoptar una representación que inspire continuidad. La vacilación se prolonga aún más cuando se trata de dar forma a la tabla. En 1871 propone dos soluciones y no parece inclinarse por ninguna de ellas: en un caso sitúa las series de forma horizontal, destacando así la variación periódica de las propiedades, especialmente la variación inversa de las formas de los óxidos y de los hidratos ácidos que se menciona en la parte superior de la primera



tabla; en otro caso realiza la representación vertical de las series, que tiene la ventaja de poner los elementos típicos en primer plano. En 1879, Mendeleiev propone una tercera versión fragmentada. La tabla compacta está dividida en tres secciones: elementos típicos, series pares y series impares. De esta manera se pone de manifiesto la existencia de analogías más fuertes entre elementos pertenecientes a series alternadas. Una de las ventajas más importantes de esta presentación es que reserva un lugar más satisfactorio a los elementos del grupo VIII: Fe, Co, Ni... Pero, por contra, rompe la unidad de la función e interrumpe la progresión de los pesos atómicos. Tanto la tabla compacta como la fragmentada poseen ventajas e inconvenientes. Mendeleiev no halló la tabla ideal, sino que, al parecer, optó por una solución intermedia que pudiera ofrecer el máximo de información y claridad con un mínimo de postulados.

RELLENANDO LOS HUECOS

Antes de la ley periódica, Mendeleiev había hecho un importante descubrimiento en materia de gases: identificó el fenómeno de «temperatura crítica» (*temperatura a la cual un gas o un vapor puede ser licuado por simple aplicación de una presión*). Este concepto puede servir para precisar la situación histórica del otro descubrimiento, el de la tabla.

En resumen, el problema de la clasificación se plantea como consecuencia del aumento del número de elementos durante la primera mitad del siglo y del desarrollo de los conocimientos correspondientes. Al final de un período de agitación, testigo de debates de nuevas ideas, en 1860, fecha del congreso de Karlsruhe, se alcanza el punto crítico. Según palabras de Mendeleiev, tras las precisiones resultantes del congreso, bastaba con aplicar la suficiente presión cerebral para que la clasificación periódica englobara, organizara y sistematizara todo este acúmulo de conocimientos dispersos. Se inicia así lo que Mendeleiev denomina «sistematización de los elementos». La expresión admite dos interpretaciones: por una parte, la clasificación periódica organiza la química en un sistema y, por otra, convierte al elemento en el concepto organizador del sistema, al ampliar la distancia que le separa del cuerpo simple, consagrado por Lavoisier.

Desde los años 1870, varios son los descubrimientos que amenazan los postulados del trabajo de Mendeleiev, poniendo en peligro su viabilidad. En primer lugar cabe referirse a la multiplicación, en estos años, de las «tierra raras», serie de elementos con pesos atómicos y propiedades muy similares, actualmente denominados «lantánidos». En 1869, Mendeleiev sólo conocía cinco de estos elementos, pero ya le planteaban grandes problemas. Cambió sin cesar su posición, su peso atómico, intro-



dujo y luego retiró el terbio, previó casillas vacías entre el cerio y el erbio. Pero no podía hacer más, ya que estas tierras raras son prácticamente imposibles de discernir siguiendo los criterios de Mendeleiev. No sólo carecen de entidad propia, aunque su comportamiento en grupo sea muy característico, sino que presentan una dificultad adicional: rompen la sucesión regular de los períodos y, más adelante, encontrarán un lugar a través de una fisura de la tabla. En una época en que no se sabía nada sobre la estructura electrónica, la integración de estos elementos era tan difícil que cabe pensar que si la tabla periódica no se pudo elaborar inmediatamente después del congreso de Karlsruhe se debió a que no se conocían todas las tierras raras.

La segunda serie de descubrimientos que plantean un problema son los gases raros. En 1895, William Ramsay aísla el argón y el helio, dos gases inertes pero rebeldes ante la ley periódica. Mendeleiev no los había previsto y la ausencia de propiedades químicas dificulta la tarea de encontrar elementos análogos. Además, el argón, con un peso atómico de 40, debería figurar entre el potasio y el calcio, algo inconcebible al no existir casillas vacías entre los grupos I y II. Esto hace que los defensores del sistema periódico se queden perplejos. Mendeleiev trata de salvarlo sugiriendo, al igual que otros, que tal vez el argón no fuera un elemento, sino una molécula triatómica de nitrógeno, puesto que el nitrógeno destaca por su inactividad química.

Finalmente, la ley periódica permitirá resolver la dificultad y poner a salvo la obra de arte que peligraba. Basándose en la regularidad de la función periódica, Ramsey y John William Rayleigh prevén la existencia de un elemento entre el helio y el argón, crean un grupo 0, que se completa rápidamente con los descubrimientos sucesivos del neón, del criptón y del xenón. Pero para Mendeleiev estos elementos extraños siguen siendo marginales. Este nuevo grupo perturba la simetría de la tabla basada en los dos grupos extremos muy reactivos con propiedades distintas. La incorporación de los gases raros se realiza lentamente, pero para Mendeleiev supone un trastorno considerable. La inercia de estos gases va en contra de la individualidad expresada a través de intercambios y relaciones. De pronto se pone en tela de juicio la pertinencia de la relación entre los pesos atómicos y propiedades químicas. Con los gases raros llegamos a los límites extremos de la «sistematización de los elementos». Tal es así que fue la singularidad de estos gases raros la que llevó en 1902 a Mendeleiev a considerar el *éter* como un elemento químico y a incluirlo en la tabla periódica.

La clasificación periódica marca, pues, el apogeo de una química centrada en los elementos: recapitula los hechos y las leyes, sistematiza los conocimientos y programa el desarrollo de la química elemental hasta revelar sus límites. No se trata del descubrimiento puntual de un individuo aislado, dotado del genio suficiente para



situarse en la vanguardia científica de su época, sino, por el contrario, de la respuesta a un problema específico de la química del siglo XIX y de la culminación de una larga historia jalonada de pruebas y errores.

Predicciones de elementos de Dimitri Ivanovitch Mendeleiev (1872) y sus determinaciones posteriores

	Predicciones	Determinaciones
	Eka*-aluminio	Galio (descubierto en 1875 por Lecoq de Boisbaudran)
Peso atómico:	68	69.9
Peso específico:	6.0	5.96
Volumen atómico:	11.5	11.7
	Eka*-boro	Escandio (descubierto en 1879 por Nilsen)
Peso atómico:	44	43.79
Oxido:	$\text{Eb}_2(\text{O})_3$	Sc_2O_3
Peso específico del óxido:	3.5	3.864
Sulfato	$\text{Eb}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$
	Eka*-silicio	Germanio (descubierto en 1886 por Winkler)
Peso atómico:	72	72.3
Peso específico:	5.5	5.469
Volumen atómico:	13	13.2
Óxido:	EsO_2	GeO_2
Peso específico del óxido:	4.7	4.703
Cloruro:	EsCl_4	GeCl_4
Punto de ebullición del cloruro:	< 100 C	86 C

Predicciones de elementos de Dimitri Ivanovitch Mendeleiev (1872) y sus determinaciones posteriores

	Predicciones	Determinaciones
Densidad del cloruro:	1.9	1.887
Fluoruro no gaseoso:	EsF_4	$\text{GeF}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (sólido blanco)
Compuesto etílico:	EsAe_4	$\text{Ge}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})_4$
Punto de ebullición del compuesto etílico	160 C	160 C
Peso específico del compuesto etílico.	0.96	ligeramente inferior

* prefijo que representa el número 1 en sánscrito



ELECTRONES

Cuando Mendeleiev y sus contemporáneos descubrieron que podían distribuir los elementos en una tabla periódica compuesta por familias de sustancias de propiedades similares, no tenían noción alguna de por qué los elementos pertenecían a tales grupos o del motivo por el que estaban relacionadas tales propiedades. De pronto surgió una respuesta simple y clara, aunque tras una larga serie de descubrimientos, que al principio no parecían tener relación con la química.

A través del siglo XIX persistió la concepción del átomo como partícula carente de fisonomía, carente de estructura e indivisible. Cuando esta teoría se vino finalmente abajo, fue como consecuencia de una línea de experimentación que no era en absoluto de naturaleza química. Muy al contrario, sucedió mediante estudios de la corriente eléctrica.

Si en un lugar existe una concentración de carga eléctrica positiva y en otro una concentración de carga eléctrica negativa, entre los dos se establece un potencial eléctrico. Bajo la fuerza impulsora de este potencial eléctrico fluye una corriente eléctrica desde un punto al otro tendiendo esta corriente a igualar la concentración.

La corriente fluye más fácilmente a través de unos materiales que de otros. Los metales, por ejemplo, son *conductores*, y basta incluso con un pequeño potencial eléctrico para originar una corriente a través de ellos. Las sustancias como el vidrio, la mica o el azufre son *no-conductores* o *aislantes*, y se precisan potenciales enormes para impulsar a través de ellas aún las corrientes más pequeñas.

No obstante, partiendo de un potencial eléctrico suficiente, puede crearse una corriente a través de cualquier material, sólido, líquido o gaseoso. Algunos líquidos (como por ejemplo una solución salina) conducen corrientes eléctricas con bastante facilidad, como de hecho ya sabían los primeros experimentadores. Un rayo también representa una corriente eléctrica que se traslada casi instantáneamente a través de millas de aire.

A los experimentadores del siglo XIX les parecía razonable avanzar un paso más e intentar conducir una corriente eléctrica a través del vacío. Sin embargo, para obtener resultados significativos, se precisaba un vacío lo bastante perfecto como para permitir que la corriente cruzase (si es que lo hacía) sin interferencias significativas por parte de la materia. Faraday había intentado con la electricidad todos los experimentos imaginables, incluyendo la descarga eléctrica a través del vacío, por supuesto.

Los intentos de Faraday para dirigir la electricidad a través del vacío fracasaron, como ya hemos dicho, por falta de un vacío lo suficientemente perfecto. Pero en



1854, un soplador de vidrio alemán, Heinrich Geissler, ideó un método para producir vacíos más altos que los que se habían obtenido hasta entonces. Preparó recipientes de vidrio, haciendo vacío en ellos. Un amigo suyo, el físico alemán Julius Plücker, utilizó estos *tubos de Geissler* en sus experimentos eléctricos.

Plücker introdujo dos electrodos en tales tubos, estableció un potencial eléctrico entre ellos, y consiguió hacer pasar una corriente a través de los tubos. La corriente producía efectos luminiscentes dentro del tubo, y dichos efectos variaban precisamente de acuerdo con el grado de vacío. Si el vacío era muy alto, la luminiscencia desaparecía, pero el vidrio del tubo despedía una luz verde alrededor del ánodo.

El físico inglés William Crookes ideó en 1875 un tubo de vacío más perfecto (un *tubo de Crookes*) que permitía estudiar con mayor facilidad el paso de la corriente a través del vacío. Parecía bastante claro que la corriente eléctrica se originaba en el cátodo (nombre dado por Faraday al electrodo negativo) y viajaba hasta el ánodo, donde chocaba con el vidrio que estaba junto a él y producía luminiscencia. Crookes demostró esto colocando un trozo de metal en el tubo y mostrando que proyectaba una sombra sobre el vidrio en el lado opuesto del cátodo.

Sin embargo, en aquella época los físicos no sabían en qué podía consistir la corriente eléctrica, ni podían decir con seguridad qué era lo que se estaba moviendo desde el cátodo al ánodo. Fuese lo que fuese, viajaba en línea recta (puesto que arrojaba sombras nítidas), de modo que, sin comprometerse para nada acerca de su naturaleza, podían hablar de una «radiación». En realidad, en 1876 el físico alemán Eugen Goldstein llamó al flujo *rayos catódicos*.

Parecía natural que los rayos catódicos podían ser una forma de luz, y estar formados por ondas. Las ondas viajaban en línea recta, como la luz, y, lo mismo que ésta, no parecían afectadas por la gravedad. Por otra parte, podía igualmente inferirse que los rayos catódicos consistían en partículas veloces, que al ser tan ligeras o moverse tan rápidamente (o ambas cosas a la vez), no eran en absoluto afectadas por la gravedad o lo eran en cantidad inapreciable. El asunto fue motivo de considerable controversia durante algunas décadas, estando los físicos alemanes fuertemente inclinados hacia la concepción ondulatoria, mientras que los físicos ingleses lo estaban hacia la corpuscular.

Un modo de decidir entre las dos alternativas sería averiguar si los rayos catódicos eran desviados por la acción de un imán. Las partículas podían ser magnéticas, o llevar una carga eléctrica, y en cualquier caso serían mucho más fácilmente desviadas por un campo que si fuesen ondas. El mismo Plücker había mostrado que este efecto existía, y Crookes había hecho lo propio de manera independiente. Sin embargo, todavía quedaba la cuestión siguiente: si los rayos catódicos estaban formados



por partículas cargadas, un campo eléctrico podría desviarlas, aunque al principio no se detectó este efecto.

En 1897, el físico inglés Joseph John Thomson zanjó definitivamente la cuestión al demostrar que los rayos catódicos podían también ser desviados por cargas eléctricas. Ese era el eslabón final de la cadena de pruebas y a partir de entonces hubo que aceptar que los rayos catódicos eran corrientes de partículas que transportaban una carga eléctrica negativa. La magnitud de la desviación de una partícula de rayos catódicos en un campo magnético de fuerza dada viene determinada por su masa y por el tamaño de su carga eléctrica. Thomson logró también medir el cociente entre la masa y la carga, si bien no pudo medir cada una por separado.

La masa más pequeña conocida era la del átomo de hidrógeno, y si las partículas de los rayos catódicos se suponían de esa misma masa, deberían transportar una carga eléctrica cientos de veces mayor que la menor carga conocida (la del ión hidrógeno). Si, por otra parte, se suponía que las partículas de los rayos catódicos tenían la menor carga observada en los iones, entonces su masa debería ser sólo una pequeña fracción de la del átomo de hidrógeno. Una de estas dos alternativas debería cumplirse necesariamente, según la determinación de Thomson de la relación carga/masa.

Había razones para preferir la última alternativa y suponer que las partículas de los rayos eléctricos eran mucho menores que cualquier átomo. Hacia 1911 quedó esto definitivamente probado por el físico americano Robert Andrews Millikan, que midió con bastante exactitud la mínima carga eléctrica que podía transportar una partícula. Si esta carga era transportada por una partícula de rayos catódicos, su masa sería solamente de $1/1837$ de la del hidrógeno. En consecuencia, se trataba de la primera partícula subatómica descubierta.

Desde la época de las leyes de Faraday sobre la electrólisis se había pensado que la electricidad podía ser transportada por partículas. En 1891 el físico irlandés George Johnstone Stoney había incluso sugerido el nombre para la unidad fundamental de la electricidad, fuese o no una partícula. Sugirió el nombre de *electrón*.

Ahora aparecía, por fin, en forma de partícula de rayos catódicos, el *átomo de electricidad*, acerca del cual habían especulado los hombres a lo largo de medio siglo. Estas partículas acabaron llamándose electrones, como Stoney había sugerido, y J. J. Thomson se considera, por tanto, como el descubridor del electrón (razón por la que en 1906 fue galardonado con el premio Nobel de Física).

EL EFECTO FOTOELÉCTRICO Y RAYOS X

Quedaba ahora por determinar si existía alguna relación entre el electrón y el



átomo. El electrón podía ser la partícula de electricidad, y el átomo la partícula de materia; y ambas podían carecer de estructura, ser partículas esenciales, completamente independientes la una de la otra.

Estaba bastante claro que la independencia acaso fuese total. Arrhenius, en los años 1880-89, había propuesto su teoría de la disociación iónica y había explicado el comportamiento de los iones suponiendo que eran átomos o grupos de átomos cargados eléctricamente. En aquel momento, la mayoría de los químicos tacharon la idea de absurda, pero ahora las cosas eran distintas.

Imaginemos a un electrón ligado a un átomo de cloro. Tendríamos entonces a un átomo de cloro portador de una sola carga negativa, lo que constituiría el ion cloruro. Si dos electrones se uniesen a un grupo atómico compuesto de un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno el resultado sería un ion sulfato doblemente cargado, y así sucesivamente. De este modo se podrían explicar fácilmente todos los iones cargados negativamente.

Pero ¿cómo explicar los iones cargados positivamente? El ion sodio, por ejemplo, era un átomo de sodio portador de una carga positiva. Por aquel entonces no se conocía ninguna partícula cargada positivamente que se pareciese al electrón, de modo que no se podía utilizar el recurso de suponer que los átomos se unirían a tales partículas de carga positiva.

Otra posibilidad era que la carga positiva se creara quitándole uno o dos electrones al átomo. Esto implicaría la existencia de electrones que habían existido como parte del mismo átomo.

Esta revolucionaria posibilidad era tanto más plausible debido a un fenómeno observado por el físico alemán Heinrich Rudolf Hertz, en el curso de unos experimentos en los que descubrió las ondas de radio. Mientras enviaba una chispa eléctrica a través de aire de un electrodo a otro, Hertz halló que, cuando en el cátodo incidía una luz ultravioleta, la chispa saltaba más fácilmente. Esto, junto con otros fenómenos eléctricos provocados por la incidencia de la luz sobre el metal se denominó posteriormente «*efecto fotoeléctrico*». En 1902, el físico alemán Philipp Eduard Anton Lenard, quien había sido colaborador de Hertz, demostró que el efecto fotoeléctrico se producía por la emisión de electrones por parte del metal. Eran muchos los metales que exhibían efectos fotoeléctricos; todos ellos emitían electrones bajo el impacto de la luz, incluso cuando no existía corriente eléctrica o carga eléctrica en las proximidades. En consecuencia, parecía razonable suponer que los átomos metálicos (y probablemente todos los átomos) contenían electrones.

Pero los átomos en su estado natural no poseían carga eléctrica. Si contenían electrones cargados negativamente, debían contener también una carga positiva que



lo contrarrestase. Lenard pensó que los átomos podían consistir en agrupaciones tanto de partículas positivas como negativas, iguales en todos los aspectos salvo en la carga. Esta posibilidad, por otro lado, parecía bastante poco probable, ya que ¿por qué no emitía nunca el átomo partículas de carga positiva? ¿Por qué eran siempre electrones y solamente electrones?

J. J. Thomson sugirió entonces que el átomo era una esfera sólida de material cargado positivamente, con electrones cargados negativamente incrustados en ella. En el átomo ordinario, la carga negativa de los electrones neutralizaba exactamente a la carga positiva del propio átomo. La adición de nuevos electrones proporcionaba al átomo una carga negativa, mientras que la pérdida de algunos electrones originarios le proporcionaba una carga positiva.

Sin embargo, el concepto de átomo sólido, cargado positivamente, no logró prevalecer. Mientras que las partículas con carga positiva y exactamente comparables a un electrón siguieron siendo desconocidas en las primeras décadas del siglo XX, se descubrieron otros tipos de partículas positivas. En 1886, Goldstein realizó algunos experimentos con cátodos perforados en un tubo en el que había hecho el vacío. Cuando se provocaban rayos catódicos en un sentido hacia el ánodo, otros rayos se abrían paso a través de los agujeros del cátodo, y eran despedidos en sentido contrario. Como estos nuevos rayos viajaban en el sentido contrario al de los rayos catódicos, cargados negativamente, parecía que debían estar compuestos de partículas cargadas positivamente. Esta hipótesis se confirmó al estudiar la forma en la que se desviaban en un campo magnético. En 1907 J. J. Thomson los llamó *rayos positivos*.

Los rayos positivos se diferenciaban de los electrones en algo más que la carga. Todos los electrones tenían la misma masa, pero no así las partículas de los rayos positivos, donde la masa dependía de los gases que estuvieran presentes en el tubo. Mientras que los electrones eran sólo $1/1837$ de la masa del átomo más ligero (el hidrógeno), las partículas de los rayos positivos tenían como mínimo la misma masa que los átomos de hidrógeno. Hasta la más ligera de las partículas de los rayos positivos tenía una masa tan grande como la del átomo de hidrógeno.

El físico neozelandés Ernest Rutherford decidió finalmente aceptar el hecho de que la unidad de carga positiva era una partícula bastante diferente del electrón, que era la unidad de carga negativa. Sugirió en 1914 que la partícula más pequeña de los rayos positivos, la que tenía la masa del átomo de hidrógeno, fuese aceptada como la unidad fundamental de carga positiva. Sus opiniones se vieron confirmadas posteriormente y en 1920 Rutherford sugirió que su partícula fundamental se denominase *protón*.



Al descubrimiento de las partículas cargadas positivamente se llegó también a través de una línea de experimentación completamente diferente.

El físico alemán Wilhelm Konrad Röntgen se hallaba interesado en la capacidad de los rayos catódicos para provocar la luminiscencia de determinadas substancias químicas. Con el fin de observar la mortecina luz que se producía, oscureció la habitación y envolvió su tubo de vacío en una cartulina negra y fina. Trabajando en 1895 con dicho tubo observó un destello de luz que no provenía de éste. A bastante distancia del tubo se encontraba una hoja de papel cubierta con un producto químico, que era lo que resplandecía. Pero sólo resplandecía cuando actuaban los rayos catódicos y no en otro momento.

Röntgen sacó la conclusión de que cuando los rayos catódicos chocaban con el ánodo se creaba alguna forma de radiación que podía pasar a través del vidrio del tubo y del cartón que lo rodeaba, y chocar con los materiales circundantes. En efecto, si trasladaba el papel químicamente tratado a la habitación contigua, seguía resplandeciendo cuando actuaban los rayos catódicos, de modo que había que deducir que la radiación era capaz de atravesar paredes. Röntgen llamó a esta radiación tan penetrante *rayos X*, denominación que se ha conservado hasta nuestros días.

NÚMEROS ATÓMICOS

Con el descubrimiento de los rayos X se abrió una nueva Era en la historia de la tabla periódica. En 1911, el físico británico Charles Globe Barkla descubrió que cuando los rayos X se dispersaban al atravesar un metal, dichos rayos refractados tenían un sensible poder de penetración, que dependía de la naturaleza del metal. En otras palabras, que cada elemento producía sus «rayos X característicos». Por este descubrimiento, Barkla recibió el premio Nobel de Física en 1917.

Existían algunas dudas sobre si los rayos X eran corrientes de pequeñas partículas o consistían en radiaciones de carácter ondulatorio similares, en este sentido, a la luz. Una manera de averiguarlo era comprobar si los rayos X podían ser difractados (es decir, forzados a cambiar de dirección) mediante un dispositivo difractante, constituido por una serie de finas líneas paralelas. Sin embargo, para una difracción adecuada, la distancia entre las líneas debe ser igual al tamaño de las ondas de radiación. El conjunto de líneas más tupido que podía prepararse era suficiente para la luz ordinaria; pero el poder de penetración de los rayos X permitía suponer como probable (admitiendo que dichos rayos fuesen de naturaleza ondulatoria) que las ondas eran mucho más pequeñas que las de la luz. Por tanto, ningún dispositivo de difracción usual bastaba para difractar los rayos X.



El físico alemán Max Theodore Felix von Laue observó que los cristales constituían una red de difracción natural mucho más fina que cualquiera de los fabricados por el hombre. Un cristal es un cuerpo sólido de forma claramente geométrica, cuyas caras planas se cortan en ángulos determinados, de simetría característica. Esta visible regularidad es el resultado de una ordenada disposición de los átomos que forman su estructura. Había razones para creer que el espacio entre una capa de átomos y la siguiente tenía, aproximadamente, las dimensiones de una longitud de onda de los rayos X. De ser así, los cristales difractarían los rayos X. En estos experimentos, Laue comprobó que los rayos X que pasaban a través de un cristal eran realmente difractados y formaban una imagen sobre una placa fotográfica, que ponía de manifiesto su carácter ondulatorio.

En el mismo año, el físico inglés William Lawrence Bragg y su padre, William Henry Bragg, desarrollaron un método exacto para calcular la longitud de onda de un determinado tipo de rayos X, a partir de su imagen de difracción. A la inversa, se emplearon imágenes de difracción de rayos X para determinar la orientación exacta de las capas de átomos que causaban su difracción. De este modo, los rayos X abrieron la puerta a una nueva comprensión de la estructura atómica de los cristales. Por sus trabajos sobre los rayos X, Laue recibió el premio Nobel de Física en 1914, mientras que los Bragg lo compartieron en 1915.

En 1914, el joven físico inglés Henry Gwyn-Jeffreys Moseley determinó las longitudes de onda de los rayos X característicos producidos por diversos metales, e hizo el importante descubrimiento de que la longitud de onda disminuía de forma regular al avanzar en la tabla periódica.

Ello permitió situar de manera definitiva los elementos en la tabla. Si dos elementos, supuestamente adyacentes en la tabla, emitían rayos X cuyas longitudes de onda diferían en una magnitud doble de la esperada, debía de existir un vacío entre ellos, perteneciente a un elemento desconocido. Si diferían en una magnitud tres veces superior a la esperada, debían de existir entre ellos dos elementos desconocidos. Si, por otra parte, las longitudes de onda de los rayos X característicos de los dos elementos diferían sólo en el valor esperado, podía tenerse la seguridad de que no existía ningún elemento por descubrir entre los dos.

Por tanto, se podía dar números definitivos a los elementos. Hasta entonces había cabido siempre la posibilidad de que un nuevo descubrimiento rompiera la secuencia y trastornara cualquier sistema de numeración adoptado. Ahora ya no podían existir vacíos inesperados.

Los químicos procedieron a numerar los elementos desde el hidrógeno (1) hasta el uranio (92). Estos «*números atómicos*» resultaron definitivos en relación con la



estructura interna de los átomos, y de una importancia más fundamental que el peso atómico. Por ejemplo, los datos proporcionados por los rayos X demostraron que Mendeleiev había tenido razón al colocar el telurio (de número atómico 52) antes del yodo (53), pese a ser mayor el peso atómico del telurio.

El nuevo sistema de Moseley demostró su valor casi inmediatamente. El químico francés Georges Urbain, tras descubrir el «lutecio» (por el nombre latino de París, *lutecia*), anunció que acababa de descubrir otro elemento, al que denominó «celtio». De acuerdo con el sistema de Moseley, el lutecio era el elemento 71, y el celtio debía ser el 72. Pero cuando Moseley analizó los rayos X característicos del celtio, resultó que se trataba del mismo lutecio. El elemento 72 (el hafnio) no fue descubierto realmente hasta 1923, cuando el físico danés Dirk Coster y el químico húngaro Georg von Hevesy lo detectaron en un laboratorio de Copenhague.

Pero Moseley no pudo comprobar la exactitud de su método, pues había muerto en Gallípolo, en 1915, a los veintiocho años de edad. El físico sueco Karl Manne George Siegbahn amplió el trabajo de Moseley, al descubrir nuevas series de rayos X y determinar con exactitud el espectro de rayos X de los distintos elementos.

En 1925, Walter Noddack, Ida Tacke y Otto Berg, de Alemania, llenaron otros vacíos en la tabla periódica. Después de tres años de investigar los minerales que contenían elementos relacionados con el que estaban buscando, descubrieron el elemento 75, al que dieron de nombre «renio», en honor del río Rin. De este modo se reducían a cuatro los espacios vacíos: correspondían a los elementos 43, 61, 85 y 87.

Fueron necesarias dos décadas para encontrarlos. A pesar de que los químicos de entonces no se percataron de ello, habían hallado los últimos elementos estables. Los que faltaban eran especies inestables tan raras hoy en la Tierra, que todas menos una tuvieron que ser creadas en el laboratorio para identificarlas. Y este descubrimiento va asociado a una historia distinta a la que nos ocupa.

LA PERIODICIDAD DE LA TABLA PERIÓDICA

Puesto que los electrones podían separarse fácilmente de los átomos, tanto por el efecto fotoeléctrico como por otros medios, era natural llegar a la conclusión de que se hallaban localizados en la parte exterior del átomo. De ser así, debía de existir en el interior del átomo una zona cargada positivamente que contrarrestaría las cargas negativas de los electrones, puesto que el átomo, globalmente considerado, era neutro.

Separar un electrón de un átomo requiere una pequeña cantidad de energía. De acuerdo con el mismo principio, cuando un electrón ocupa un lugar vacío en el áto-



mo, debe *ceder* igual cantidad de energía. Esta energía es liberada en forma de radiación electromagnética. Ahora bien, puesto que la energía de la radiación se mide en términos de longitud de onda, la longitud de onda de la radiación emitida por un electrón que se une a un determinado átomo indicará la fuerza con que el electrón es sujetado por este átomo. La energía de la radiación aumenta al acortarse la longitud de onda: cuanto mayor es la energía, más corta es la longitud de onda.

Con esto llegamos al descubrimiento, hecho por Moseley, de que los metales (es decir, los elementos más pesados) producen rayos X, cada uno de ellos con su longitud de onda característica, que disminuye de forma regular, a medida que se va ascendiendo en la tabla periódica. Al parecer, cada elemento sucesivo retenía sus electrones con más fuerza que el anterior, lo cual no es más que otra forma de decir que cada uno de ellos tiene una carga positiva más fuerte, en su región interna, que el anterior.

Suponiendo que, en un electrón, a cada unidad de carga positiva le corresponde una carga negativa, se deduce que el átomo de cada elemento sucesivo de la tabla periódica debe tener un electrón más. Entonces, la forma más simple de formar la tabla periódica consiste en suponer que el primer elemento, el hidrógeno, tiene 1 unidad de carga positiva y 1 electrón; el segundo elemento, el helio, 2 cargas positivas y 2 electrones; el tercero, el litio, 3 cargas positivas y 3 electrones; y así, hasta llegar al uranio, con 92 electrones. De este modo, los números atómicos de los elementos han resultado ser el número de electrones de sus átomos.

Una prueba más y los científicos atómicos tendrían la respuesta a la periodicidad de la tabla. Se puso de manifiesto que la radiación de electrones de un determinado elemento no estaba necesariamente restringida a una longitud de onda única; podía emitir radiaciones de dos, tres, cuatro e incluso más longitudes de onda distintas. Estas series de radiaciones fueron denominadas K, L, M, etc. Los investigadores interpretaron esto como una prueba de que los electrones estaban dispuestos en «capas» alrededor del núcleo del átomo de carga positiva. Los electrones de la capa más interna eran sujetados con mayor fuerza, y para conseguir su separación se necesitaba la máxima energía. Un electrón que cayera en esta capa emitiría la radiación de mayor energía, es decir, de longitudes de onda más corta, o de la serie K. Los electrones de la capa siguiente emitían la serie L de radiaciones; la siguiente capa producía la serie M, etc. En consecuencia, estas capas fueron denominadas K, L, M, etc.

Hacia 1925, el físico austriaco Wolfgang Pauli enunció su «principio de exclusión», el cual explicaba la forma en que los electrones estaban distribuidos en el interior de cada capa, puesto que, según este principio, dos electrones no podían poseer exactamente la misma energía ni el mismo spín. Por este descubrimiento, Pauli recibió el premio Nobel de Física en 1945.



BIBLIOGRAFÍA

- BACHELARD, G.: *Le Pluralisme Cohérent de la Chimie Moderne*; París, Vrin 1903, reed. 1973.
- KEDROV, B. M.: *Dictionary of Scientific Biography; Mendeleev*; C.G. Gillispie (dir), C. Scribner and Sons, 1973.
- KOLODKINE, R.: *D.I. Mendeleev et la Loi Periodique*; París, Seghers, 1963.
- PARTINGTON, J. R.: *A History of Chemistry*, Vol. III; Londres, MacMillan, 1964.
- VAN SPRONSEN, J. W.: *The Periodic System of Elements. A History of the First Hundred Years*; Elsevier, Londres, Amsterdam. 1969.
- MASON S. F.: *Historia de la Ciencias. 4. La Ciencia del Siglo XIX*; Alianza Editorial, Madrid, 1986.
- ASSIMOV, I.: *Breve Historia de la Química*; Alianza Editorial, Madrid, 1989.
- ASSIMOV, I.: *Nueva Guía de la Ciencia*; Plaza y Janes, ed., 1991.
- SERRES, M.: *Historia de las Ciencias*; Ediciones Cátedra, Madrid, 1991.