

Gabriel Jellin (2007)

HABIA UNA VEZ UN ÁTOMO...

Siglo VEINTIUNO editores

Unidad 2.1

2. Contando átomos y moléculas⁴

①

Los tres niveles de interpretación

Cuando tratamos con átomos y moléculas, que son las piezas que estructuran toda la materia que conocemos, manejamos partículas de tamaños muy pequeños, pero que, en conjunto, son responsables del aspecto y de las propiedades que observamos en los objetos con los que interactuamos a diario. De esta manera, la materia puede ser estudiada en el plano macroscópico, a través de características que pueden ser percibidas o medidas directamente. Sin embargo, esas propiedades obedecen al comportamiento microscópico de una gran cantidad de partículas inobservables.

Normalmente, las propiedades observables de la materia (como el color, la temperatura, el punto de ebullición, etc.) son el resultado de un agrupamiento enorme de átomos o moléculas, es decir que pierden sentido a la hora de analizar átomos o moléculas individuales. En otras palabras, los niveles macro y microscópico de representación de la materia están fuertemente relacionados, y es habitual recurrir a este último para explicar comportamientos observables. Por ejemplo, la diferencia de coloración de los metales (plomo, hierro, cobre,

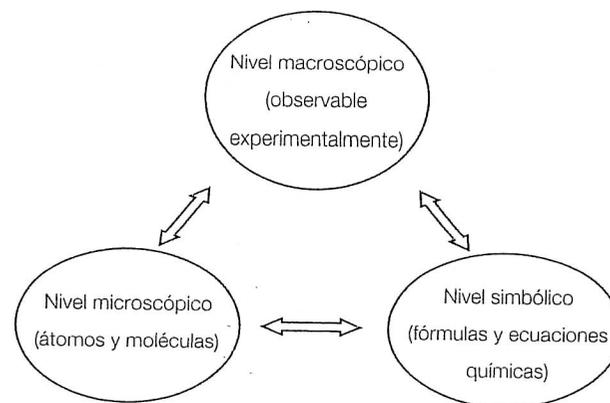
⁴ Invitamos a los lectores a consultar nuestro libro *Pasaporte a la química universitaria. Una articulación con la enseñanza media*, Buenos Aires, Dunken, 2010.

oro, etc.) sólo puede entenderse considerando la diferente conformación interna de los átomos que los constituyen. Del mismo modo, la temperatura de un gas encerrado en un recipiente es una manifestación macroscópica de la velocidad promedio con que se mueven sus moléculas. Así, en una locomotora de vapor, a medida que la caldera se encuentra a mayor temperatura la velocidad promedio de las moléculas de agua aumenta, lo que logra un impacto más energético de ellas contra el pistón y el consecuente aumento de la potencia en su movimiento mecánico.

Además, en química tenemos una herramienta fundamental que nos permite mostrar de manera sintética lo que ocurre tanto en el plano atómico-molecular como en el macroscópico: el nivel simbólico. Así, el símbolo químico Sn representa, al mismo tiempo, un átomo de estaño y el elemento estaño. Como ya vimos en el capítulo anterior, la fórmula química H_2O representa tanto una molécula de agua, e indica su composición (dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno), como la sustancia agua. Por lo tanto, las fórmulas aportan información cuantitativa sobre la composición íntima de las moléculas y, a la vez, son una manera convencional de representar una sustancia.

El camino para interpretar de modo completo un fenómeno químico, entonces, supone tres pasos: partir de lo observable o experimental (nivel macroscópico), explicarlo en función de lo que ocurre en el plano atómico-molecular (nivel microscópico) y representarlo mediante fórmulas y ecuaciones químicas (simbólico). Sin embargo, una vez reconocido este camino para comprender un fenómeno dado, se puede asumir el carácter cíclico que vincula estos niveles y efectuar descripciones comenzando por cualquiera de ellos, tal como muestra la siguiente figura.

Lo importante es saber qué significa cada uno de los niveles de descripción y cómo se relacionan.



¿Cuántos átomos forman un objeto?

Supongamos ahora que tenemos una cacerola de aluminio y que somos lo bastante curiosos como para preguntarnos cuántos átomos de aluminio hay que reunir para "armarla". También podríamos querer saber cuántas moléculas de sacarosa es necesario juntar para reunir un kilogramo de azúcar. Sí, los químicos somos seres muy curiosos. En resumen, nuestras indiscretas preguntas están orientadas a realizar alguna operación (que puede implicar mediciones y cálculos) que nos permita saber cuántos átomos o moléculas hace falta reunir para formar una cantidad de materia que pueda ser percibida de manera directa con nuestros sentidos.

Por supuesto, también podríamos preguntarnos para qué nos puede llegar a interesar determinar esto.

Es cierto que nuestra vida cotidiana no va a modificarse demasiado si ignoramos esta información, pero también es verdad que todo proceso industrial que involucre reacciones químicas se basa en la relación entre la masa de una sustancia y la cantidad de partículas que la componen. ¿Por qué? Porque lo que ocurre en una transformación química no es más que la manifestación

pacto en la manera en que sentimos y entendemos nuestro mundo espiritual. Esta tensión puede verse actualmente en Estados Unidos con la teoría de la evolución. Para muchos, aceptar que todos los seres vivos descienden de un ancestro común por innumerables y pequeños cambios genéticos implica casi negar la existencia de Dios. De hecho, la teoría evolutiva, como la atómica, plantea una visión materialista de ciertos procesos. ¿Está esta visión intrínsecamente reñida con el pensamiento religioso? ¿Será posible que en algunos años más todos se sientan cómodos con las ideas evolutivas, ateos y teístas por igual, y que, como con la teoría atómica, esa dicotomía pase a la historia?

Mientras tanto, esperemos que no pase como con Galileo o Harriot y que exista la libertad para explorar y enseñar las ideas que van surgiendo de las galeras de los científicos.

MABIA UNA
VEZ UN ÁTOMO

Unidad. 2.2 .

Capítulo 3 Elemental

Un hombre de la pesada

Allá por los años 1700, Francia tenía graves problemas con su producción de pólvora. Éste no era un detalle menor porque por esa época se usaba mucho de este material explosivo para pelear con los ingleses y, eventualmente, para llevar adelante la revolución. La producción de salitre (el componente principal de la pólvora) dejaba mucho que desear en cantidad y calidad. Para atacar el problema, el gobierno francés creó la Administración de la Pólvora y nombró como su director a Antoine Laurent Lavoisier. La elección no podría haber sido mejor. Lavoisier era un destacado, vivaz e inventivo científico, quien ya en otra ocasión había elaborado una propuesta para mejorar la oferta de salitre en Francia. Por otro lado, era un consumado hombre de negocios y administrador, que dedicaba la mitad de su tiempo a trabajar en una poderosísima empresa de recolección de impuestos (la Ferme Générale).

En 1775 Antoine y su bella esposa Marie se mudaron al mismísimo Arsenal de la Pólvora. Allí Lavoisier no

sólo tenía una cómoda vivienda sino además un bien equipado laboratorio donde hacer los más sofisticados experimentos de la época. Todo a cuenta del gobierno. El Arsenal de la Pólvora estaba conectado por un túnel subterráneo con la Bastilla, la prisión que los revolucionarios tomaron en 1789, marcando el hito que los historiadores reconocen como el inicio de la Revolución Francesa. Mientras fuera del Arsenal tomaban forma los eventos revolucionarios, dentro de él Lavoisier ponía en movimiento lo que el mundo iba a conocer como la Revolución Química.

Esta revolución básicamente consistió en reemplazar las formas de pensar típicas de la Edad Media y el Renacimiento por un sistema de pensamiento más ordenado, eficiente y penetrante. Lavoisier desarrolló formidables estrategias para atacar problemas químicos; introdujo las nociones poderosas y fructíferas de elemento químico, compuesto y reacción química; compiló la primera lista de elementos y diseñó una nueva manera, simple y de acuerdo con sus teorías, de nombrar las sustancias.

Todo esto, sorprendentemente, lo hizo sin la ayuda de la idea de átomo. A pesar de que, como vimos, las ideas atomistas eran bien conocidas por los contemporáneos y predecesores de Lavoisier, los tiempos no eran propicios para las especulaciones audaces. Los científicos respetables no se dejaban llevar por ideas locas sobre entidades imaginarias. No, debían construir su ciencia pacientemente, por acumulación de datos y por la realización de experimentos ingeniosos. La es-

trategia de Lavoisier consistió en experimentos y especulaciones cautas basados en el uso sagaz de un instrumento sencillo: la balanza de pesar.

La carrera científica de Lavoisier había empezado su marcha hacia la fama con el uso de la balanza y con problemas muy concretos. Varios años atrás el gobierno había estado preocupado por la pureza del agua, la cual se establecía evaporando muestras de agua y observando los residuos sólidos. El problema era que la destilación de agua pura también dejaba un residuo sólido que nadie podía identificar. Varios científicos abordaron el tema sin éxito. Incluso se especulaba que el residuo era agua "transmutada" en tierra. Lavoisier resolvió el problema pesando cuidadosamente un frasco vacío. Después colocó en él agua pura, selló el frasco y puso el agua a hervir por un mes. Luego abrió el frasco, pesó el residuo formado y también pesó el frasco vacío y seco. Notó que el frasco había perdido peso: la cantidad perdida era casi exactamente igual al peso del residuo. Su conclusión fue que el residuo no era otra cosa que finísimas partículas de vidrio.

Este caso muestra con simpleza la estrategia básica de Lavoisier. En todo proceso, sostenía, la materia (medida por el peso de los materiales) sufre transformaciones, pero estas transformaciones obedecen a las reglas de la contaduría: si uno suma todos los pesos antes y después de la transformación, éstos deben ser iguales. Durante la transformación, la materia cambia de forma, pero no puede ser creada ni destruida. Una hoja de balances cuidadosa (como las que Lavoisier usaba en sus

negocios) podía revelar qué se transformaba en qué. En este caso, vidrio en residuo.

Con estas armas, Lavoisier se encontraba en una excelente posición para resolver uno de los misterios de la época, a través del cual vislumbraría el sendero hacia la transformación completa de la ciencia química.

El misterio del peso de los calcinados metálicos

Era una observación milenaria que ciertos minerales, al ser calentados con carbón pulverizado, producían distintos tipos de metales. Ciertos químicos, entonces, pensaron que existía una especie de principio "metalizador" que, al combinarse con esos minerales, producía metales. Lo llamaron "flogisto".

Además, se sabía que los metales pueden ser transformados a su vez si se los calienta; algunos incluso arden en llamas al ser calentados.⁵ Cuando un metal arde, o es expuesto al fuego, generalmente cambia a una nueva sustancia que no tiene nada de metálica, sino que es terrosa, quebradiza o polvorienta y con colores llamativos, que dependen del metal en cuestión (blanco para el magnesio, marrón o negro para el cobre). El proceso se llama "calcinación de metales" y las sustancias deri-

⁵ Esto puede probarse en casa fácilmente encendiendo con un fósforo (y con cuidado) un pedacito de virulana de acero.

vadas de ellos se llaman "cales" o "calcinados metálicos"... o al menos así se llamaban antes de la revolución química. Se trata, evidentemente, de una reacción química en la que una sustancia (el metal) se transforma en otra (el calcinado). Pero resulta que esas cales eran básicamente idénticas a los minerales de donde se extraía el metal. La interpretación más razonable era que en la combustión (es decir, la calcinación) los metales perdían flogisto y se volvían cales nuevamente.

Pero he aquí el dilema: resulta que si uno pesa una muestra de metal y luego la transforma en cal mediante calentamiento, la muestra se vuelve más pesada. ¿Cómo es posible que un objeto pierda algo y gane peso? ¿Acaso el flogisto tiene peso negativo? La gran revolución de Lavoisier comienza con este misterio.

Para resolverlo, Lavoisier primero se olvidó del flogisto por un momento y se preguntó: ¿de dónde viene el peso extra del calcinado? Advirtió que con lo único que aparentemente el metal tiene contacto es con el aire. ¿Sería posible que, en la calcinación, el aire o alguna parte del aire se alojara dentro del metal haciéndolo más pesado? Para probar esto Lavoisier calcinó un metal en un frasco herméticamente cerrado y comprobó que se producía en su interior un vacío parcial. En efecto, parte del aire pasaba a ser parte del calcinado.

En ese momento Lavoisier percibió, con gran astucia, que estaba a las puertas de descubrimientos muy importantes. Pensó, en primer lugar, que el calcinado es una *combinación* de metal más algo que está en el aire, o qui-

zás el aire mismo. Si eso era así, entonces en principio sería posible *descomponer* el calcinado y obtener de nuevo el metal y el gas en cuestión, ya sea aire o una parte del aire.

El aire respirable: un nuevo gas

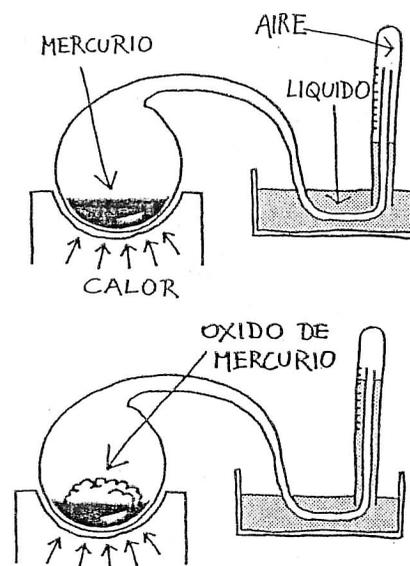
Tal descomposición no resultó fácil de realizar. Pero Lavoisier tuvo la fortuna de cenar con un científico inglés, Joseph Priestley, quien le comunicó su éxito en la descomposición del calcinado de mercurio. Esta sustancia roja, al ser calentada a altas temperaturas, producía mercurio líquido y metálico por un lado, y por el otro, un gas bastante peculiar: en él una vela ardía con mayor intensidad y un ratoncito parecía vivir más tiempo que en aire normal.

Lavoisier repitió los experimentos de Priestley. Notó que, si introducía una brasa en un tubo lleno de ese gas, la brasa se encendía en llamas intensamente luminosas. Esto le dio la pauta de que el gas jugaba un papel en la combustión en general. Lavoisier llamó al nuevo gas "aire respirable" y más tarde le dio su nombre actual: oxígeno.

Durante 1776 (el mismo año en que Estados Unidos declaró su independencia, Adam Smith publicó *La riqueza de las naciones* y España estableció el virreinato del Río de la Plata), Lavoisier estudió en profundidad este nuevo gas y su incidencia en la combustión.

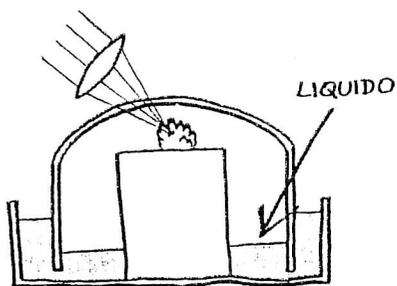
Puso en un frasco una cantidad de mercurio; el frasco estaba conectado con otro recipiente que contenía

aire común, pero estaba aislado de la atmósfera, como se ve en la figura. Lavoisier procedió a calentar este mercurio por doce días. De hecho, instaló una cama en el laboratorio para poder observar lo que ocurría día a día. El mercurio fue transformándose en un calcinado rojo, y la cantidad de aire en el frasco adyacente fue disminuyendo, probando que el mercurio estaba absorbiendo parte del aire. El proceso se detuvo cuando el volumen del aire había disminuido a $\frac{4}{5}$ del original (o sea, el 20% había desaparecido). Es decir que 20% del aire es un gas que se combina con metales. El gas que quedó en el frasco no sostenía una llama ni era bueno para respirar (hoy se lo conoce como nitrógeno).



Entonces Lavoisier tomó el calcinado que se había formado y lo calentó a muy altas temperaturas. El calcinado se transformó de nuevo en mercurio, pero en el proceso despidió un gas que Lavoisier recogió. En él la llama ardía y se podía respirar. Su volumen era igual al volumen perdido en el proceso opuesto.

Lavoisier había logrado separar el aire atmosférico en dos partes: una parte respirable que sostenía la llama y se combinaba con mercurio, y otra parte que no hacía ninguna de esas cosas.



Un comodín químico

A partir de aquí Lavoisier, junto con algunos de sus compinches, pasó entonces a demostrar que ese nuevo gas, el oxígeno, podía combinarse con innumerables sustancias. Con cada metal producía su respectivo calcinado. Con azufre y fósforo producía sustancias que daban lugar a ácidos. Con el carbón producía una sustancia peculiar: un gas incoloro y venenoso llamado aire fijado (y hoy conocido como dióxido de carbono). Esto explicaba de maravillas por qué al quemar un trozo de carbón parecía que éste desaparecía (lo mismo ocurre con la madera y el papel): no es que desaparezca sino que se combina con el oxígeno para producir otro gas. El oxígeno también podía combinarse con un gas inflamable para producir nada menos que agua. A este gas inflamable se lo bautizó con el nombre de hidrógeno, que no quiere decir otra cosa que "productor de agua".

En otras palabras, Lavoisier acababa de descubrir un gas que puede combinarse con muchas otras sustancias para dar lugar a sustancias nuevas. Estas últimas son más "complejas" porque están compuestas de oxígeno y algo más. Pueden ser a su vez descompuestas para producir de nuevo el oxígeno y la otra sustancia, restaurando la situación inicial.

Ingredientes irreducibles y la nueva química

Con todos estos resultados, Lavoisier comenzó a formular una nueva visión de la química. Para empezar, le dio otra cara al proceso de combustión. Ya no se trataba de calcinados combinados con flogisto para obtener metales, sino casi al revés: metales combinados con oxígeno para obtener calcinados. Es más, toda combustión parecía poder explicarse como la combinación de algo con oxígeno. El flogisto, como los átomos de Demócrito, no podía verse ni detectarse de ninguna manera. Por supuesto, diría Lavoisier, precisamente porque no existe. El oxígeno, en cambio, es una sustancia real, con peso y propiedades, y uno puede tener una botella llena de él.

Así como muchas sustancias son combinaciones de oxígeno con algo más, deben existir otras sustancias que son combinaciones de otras cosas. Y así es: el nitrógeno y el hidrógeno se combinan para dar amoníaco. Nuestros cuerpos contienen carbón e hidrógeno combinado con otras cosas. En la concepción de Lavoisier estaba emergiendo una nueva forma de ver las cosas. Hay sustancias que están compuestas de otras sustancias. Esto es fácil de ver, porque pueden descomponerse (como la cal de mercurio) o formarse por combinación (como el aire fijado). Hay otras sustancias, en cambio, que no pueden armarse a partir de otras ni obtenerse por descomposición. Esas sustancias son muy especiales, porque son los ingredientes básicos con los que se hacen todas las de-

más. Lavoisier las denominó, por supuesto, "*elementos químicos*". Propuso además una manera conceptualmente muy sencilla de identificar los elementos: si una sustancia se descompone, no es un elemento; si una sustancia puede obtenerse por combinación de otras dos, tampoco. Las demás son elementos.

Ya muchos habían hablado de la idea de elementos. Para los griegos, eran algo así como esencias fundamentales que brindaban propiedades particulares a las sustancias. Los elementos clásicos eran el fuego, el aire, el agua y la tierra. Lavoisier y sus colegas ya habían demostrado que ni el agua ni el aire ni la tierra eran elementos químicos. Las ideas de Lavoisier eran más prácticas y más concretas. Y daban una visión del mundo de la química que permitía entender muchos cambios de manera sencilla. En particular, ofrecía una visión clara de la combustión de las cosas.

Su visión de los elementos era tan concreta que se animó a confeccionar y publicar la primera lista de elementos conocidos hasta ese entonces. La lista, un hito en la historia de la ciencia, incluía el oxígeno, el nitrógeno, el mercurio, el carbón y el hidrógeno, los cuales siguen conservando hoy día ese especial estatus.⁶

Para Lavoisier, no sólo la materia no se crea ni se destruye (ley de la conservación de la materia), sino que la

⁶ Otros "elementos" de la lista de Lavoisier no resistieron la prueba impuesta por él mismo, pues fueron más tarde descompuestos exitosamente, como por ejemplo la sal de mesa.

cantidad y el tipo de elementos permanecen constantes a través de todas las reacciones químicas (ley de la conservación de los elementos). En la concepción del mundo de Lavoisier, todas las reacciones químicas no son otra cosa que combinaciones, recombinaciones y disociaciones de diferentes elementos. Atrás quedarían las nociones aristotélicas de reacciones químicas como "transformaciones" de la esencia de las sustancias. A partir de Lavoisier la investigación química encuentra, además, un claro nuevo rumbo: encontrar y caracterizar los elementos químicos (las sustancias irreducibles) y descubrir la composición exacta de los compuestos en términos de estos elementos.⁷

La batalla de las palabras

Lavoisier sabía que sus ideas serían difíciles de digerir y aceptar por la comunidad científica. La mayor parte de los químicos de la época estaban casados con

⁷ Lavoisier hizo mucho más por la ciencia que lo aquí esbozado. Una vez establecido el papel del oxígeno en la combustión, pasó a estudiar su rol en la respiración, a la cual describió como un tipo especial de combustión. Se podría decir que Lavoisier descubrió por qué respiramos e inauguró así el campo de la fisiología química. En ese tema estaba embarcado cuando fue arrestado por la Asamblea y condenado a muerte. Fue guillotinado la tarde del 8 de mayo de 1794. El matemático Joseph Louis Lagrange declaró: "Les tomó un instante cortar esa cabeza y cien años no serán suficientes para producir otra igual".

las ideas del flogisto y su propuesta consistía en una concepción intensamente nueva de qué sucede en toda reacción química. Advirtió entonces que debía establecer una verdadera batalla de relaciones públicas para lograr que sus ideas resultaran apetecibles a los pensadores de la época y tomaran asidero en la comunidad científica.

Su ataque consistió, primero, en producir un texto básico de química general, el *Traité Élémentaire de Chimie*. Segundo, fundó una nueva revista en la cual los químicos pudieran publicar sus descubrimientos sin ningún tipo de censura, una revista controlada por él y no por sus opositores. Finalmente, decidió modificar por completo la totalidad de la nomenclatura química.

Para esto se alió con otros tres químicos franceses: Claude-Louis Berthollet, Antoine François de Fourcroy y Louis-Bernard Guyton de Morveau, quien ya estaba trabajando en nuevos sistemas para nombrar y clasificar sustancias químicas. Y entre 1786 y 1787, durante ocho meses febriles, los cuatro químicos se reunieron en París a diario en un verdadero complot científico. El resultado fue el arma intelectual que habría de cambiar el rumbo de la ciencia: el *Méthode de nomenclature chimique*.

Hasta entonces las sustancias químicas tenían nombres misteriosos. Se hablaba, por ejemplo, de aqua regia, de aceite de vitriol, de aire fijado, polvo de algaroth. Muchas veces una misma sustancia recibía varios nombres distintos; por ejemplo, tártaro vitriolado, arcano du-

plicado o sal policresta de Glaser eran todos nombres del actual sulfato de potasio. En su tratado, el cuarteto infernal de la química propuso un sistema más lógico, sistemático y elegante. En el nuevo esquema, los elementos tenían nombres simples y, los compuestos, nombres complejos, por lo general binarios, basados en los elementos presentes en cada compuesto. El esquema estaba inspirado en el sistema binario de nomenclatura zoológica. El cuarteto respetó casi todos los nombres de los elementos aceptados en esa época: oro, plata, hierro, carbón, y los nombres de los elementos que acababan de ser descubiertos, como el hidrógeno y el oxígeno. Un compuesto de dos elementos recibía un nombre derivado de los elementos, como cloruro de sodio, óxido de plata, sulfuro de hidrógeno. El agua pasó a ser óxido de hidrógeno. Otras sustancias recibían nombres más complejos, como sulfato de cobre (que contiene azufre, oxígeno y cobre) o ácido nítrico. El sistema ideado por el cuarteto infernal es el que sobrevive, con modificaciones, hasta el día de hoy.

Muchos químicos se sintieron violentados y hubo expresiones de desaprobación. El químico inglés Joseph Black observó con frustración que adoptar el nuevo sistema de nomenclatura química equivalía a aceptar el cuerpo de ideas teóricas propuesto por Lavoisier. Podemos imaginar lo que el astuto Lavoisier le hubiera contestado. Elemental, mi querido Joseph.

Esta nueva concepción de la química como un juego de armar y desarmar combinaciones de elementos se

cruzaría en pocos años más en el camino intelectual de Dalton y su bagaje de ideas atomistas. El encuentro sería monumental.

pondientes en cartulina, las recortó y empezó a jugar con ellas. Mediante ese juego, Watson descubrió la mañana del 28 de febrero de 1953 uno de los principios más importantes de la biología: el de la complementariedad de bases (según el cual A se aparea con T y C se aparea con G, como puede leerse en un libro básico de biología).

Estos dos ejemplos nos muestran que los modelos, además de ser el producto de la imaginación, son también promotores de la imaginación, porque permiten a los investigadores jugar con sus ideas, probar nuevas combinaciones, “ver qué pasa”. En ambos casos, los juguetones e imaginativos llegaron a las ideas clave antes que aquellos que juntaban dato sobre dato sin atreverse a soñar.

HABIA UNA
VEZ UN ARMO
Un 3.1

Capítulo 9
La Tabla

La Tabla Periódica era increíblemente hermosa, la cosa más bella que hubiera visto nunca. Nunca logré analizar adecuadamente qué quise decir aquí con belleza. ¿Simplicidad? ¿Coherencia? ¿Inevitabilidad? O quizá sólo era la simetría, la comprensividad de cada elemento firmemente trabado en su lugar, sin agujeros, sin excepciones, cada cosa implicando todas las demás.

OLIVER SACKS

En el verano de 1860 llegaron al Congreso de Karlsruhe dos vivaces estudiantes rusos. Uno de ellos era Alexander Borodin, quien más tarde se convertiría en uno de los más importantes compositores rusos y pasaría a la fama con, entre otras obras, la ópera *El príncipe Igor*.³⁵ El otro, amigo del primero, iba a recibir en el congreso un sacudón intelectual que terminaría catapultándolo al panteón de los dioses de la química. Era Dimitri Ivanovich Mendeleev, el padre de la Tabla Periódica.³⁶

³⁵ La obertura a esta ópera recibe el nombre de “Las danzas polovtsianas” y tiene una linda melodía que puede reconocerse en la canción “Quiéreme” de Julio Iglesias y en otra en inglés titulada “A stranger in paradise”.

³⁶ La Tabla Periódica no fue creada por una sola persona. Fue el resultado de una evolución más bien paulatina de ideas. Las ba-

La Tabla Periódica de los Elementos es el símbolo emblemático de la química. La encontramos en todas las aulas de ciencia y en sus libros. Aparece pintada en remeras y en corbatas, y hasta en calzoncillos, y ha sido la inspiración de varias impostoras menos científicas (y nada periódicas) como la "tabla periódica de las frutas" o la "tabla periódica de los postres". La Tabla, sin duda, ha dejado una huella permanente en la cultura de nuestra civilización. Obviamente, la asociamos con los átomos y la teoría atómica. Irónicamente, su inicio tuvo poco que ver con los átomos, pero su impacto contribuyó a hacer del átomo una realidad física creíble.

La Tabla tiene infinidad de virtudes, muchas profundas, pero entre ellas se destaca el ser un modo económico de clasificar los elementos químicos. Como sistema de clasificación, la Tabla tiene un evidente beneficio didáctico: de un golpe uno puede ver, lógicamente ordenados, todos los ladrillos fundamentales que componen el Universo. Nada más ni nada menos.

ses conceptuales de la Tabla fueron establecidas de forma independiente por varios autores, además de Mendeleev. Entre ellos se encuentran el francés de Chancourtois, el inglés Newlands, y sobre todo el alemán Lothar Meyer. Sería interesante explorar cómo estos autores, y aquellos que allanaron el terreno con innumerables ideas y descubrimientos fueron dándoles forma a las ideas detrás de la Tabla. Concentrarse sólo en Mendeleev es en parte serle infiel a la historia, pero lo cierto es que el ruso estudió más el tema y con mayor profundidad que ninguno de los otros.

Número atómico		Símbolo químico		Nombre químico		Peso atómico relativo	
6	C	Carbono	12,01				

1	H	1,008	1	Hidrógeno
3	Li	6,941	3	Litio
4	Be	9,012	4	Berilio
11	Na	22,99	11	Sodio
12	Mg	24,31	12	Magnesio
19	K	39,10	19	Potasio
20	Ca	40,08	20	Calcio
21	Sc	44,96	21	Escandio
22	Ti	47,88	22	Titanio
23	V	50,94	23	Vanadio
24	Cr	52,00	24	Cromo
25	Mn	54,94	25	Manganeso
26	Fe	55,85	26	Hierro
27	Co	58,93	27	Cobalto
28	Ni	58,69	28	Níquel
29	Cu	63,55	29	Cobre
30	Zn	65,39	30	Zinc
31	Ga	69,72	31	Galio
32	Ge	72,58	32	Germanio
33	As	74,92	33	Arsénico
34	Se	78,96	34	Selenio
35	Br	79,90	35	Bromo
36	Kr	83,80	36	Kriptón
37	Rb	85,47	37	Rubidio
38	Sr	87,62	38	Stroncio
39	Y	88,91	39	Itrio
40	Zr	91,22	40	Zirconio
41	Nb	92,91	41	Niobio
42	Mo	95,94	42	Moolibdeno
43	Tc	(98)	43	Tecnecio
44	Ru	101,1	44	Rutenio
45	Rh	102,9	45	Rodanio
46	Pd	106,4	46	Paladio
47	Ag	107,9	47	Plata
48	Cd	112,4	48	Cadmio
49	In	114,8	49	Indio
50	Sn	118,7	50	Estado
51	Sb	121,8	51	Antimonio
52	Te	127,6	52	Telurio
53	I	126,9	53	Yodo
54	Xe	131,3	54	Xenón
55	Cs	132,9	55	Cesio
56	Ba	137,3	56	Bario
57	Fr	(223)	57	Francio
58	Ra	(226)	58	Radio
87	Fr	(223)	87	Francio
88	Ra	(226)	88	Radio
89	Ac	(227)	89	Actinio
90	Th	232,0	90	Torio
91	Pa	(231)	91	Protactinio
92	U	(238)	92	Uranio
93	Np	(237)	93	Neptunio
94	Pu	(242)	94	Plutonio
95	Am	(243)	95	Americio
96	Cm	(247)	96	Curio
97	Bk	(247)	97	Berkelio
98	Cf	(251)	98	Californio
99	Es	(254)	99	Einsteinio
100	Fm	(253)	100	Fermio
101	Md	(256)	101	Mendelevio
102	No	(254)	102	Nobelio
103	Lr	(257)	103	Lavrencio
59	La	138,9	59	Lantano
60	Ce	140,1	60	Cerio
61	Pr	140,9	61	Praseodimio
62	Nd	144,2	62	Neodimio
63	Pm	(147)	63	Prometio
64	Sm	(150,4)	64	Samario
65	Eu	152,0	65	Europio
66	Gd	157,3	66	Gadolino
67	Tb	158,9	67	Terbio
68	Dy	162,5	68	Disprosio
69	Ho	164,9	69	Holmio
70	Er	167,3	70	Erbio
71	Tm	168,9	71	Terbio
72	Yb	173,0	72	Yterbio
73	Lu	175,0	73	Lutecio
74	Hf	178,5	74	Hafnio
75	Ta	180,9	75	Tantalio
76	Hf	178,5	76	Hafnio
77	Rf	(261)	77	Rutherfordio
78	Hf	178,5	78	Hafnio
79	Rf	(261)	79	Rutherfordio
80	Hf	178,5	80	Hafnio
81	Rf	(261)	81	Rutherfordio
82	Hf	178,5	82	Hafnio
83	Rf	(261)	83	Rutherfordio
84	Hf	178,5	84	Hafnio
85	Rf	(261)	85	Rutherfordio
86	Hf	178,5	86	Hafnio
87	Rf	(261)	87	Rutherfordio
88	Hf	178,5	88	Hafnio
89	Rf	(261)	89	Rutherfordio
90	Hf	178,5	90	Hafnio
91	Rf	(261)	91	Rutherfordio
92	Hf	178,5	92	Hafnio
93	Rf	(261)	93	Rutherfordio
94	Hf	178,5	94	Hafnio
95	Rf	(261)	95	Rutherfordio
96	Hf	178,5	96	Hafnio
97	Rf	(261)	97	Rutherfordio
98	Hf	178,5	98	Hafnio
99	Rf	(261)	99	Rutherfordio
100	Hf	178,5	100	Hafnio
101	Rf	(261)	101	Rutherfordio
102	Hf	178,5	102	Hafnio
103	Rf	(261)	103	Rutherfordio
104	Hf	178,5	104	Hafnio
105	Rf	(261)	105	Rutherfordio
106	Hf	178,5	106	Hafnio
107	Rf	(261)	107	Rutherfordio
108	Hf	178,5	108	Hafnio
109	Rf	(261)	109	Rutherfordio
110	Hf	178,5	110	Hafnio
111	Rf	(261)	111	Rutherfordio
112	Hf	178,5	112	Hafnio
113	Rf	(261)	113	Rutherfordio
114	Hf	178,5	114	Hafnio
115	Rf	(261)	115	Rutherfordio
116	Hf	178,5	116	Hafnio
117	Rf	(261)	117	Rutherfordio
118	Hf	178,5	118	Hafnio
119	Rf	(261)	119	Rutherfordio
120	Hf	178,5	120	Hafnio
121	Rf	(261)	121	Rutherfordio
122	Hf	178,5	122	Hafnio
123	Rf	(261)	123	Rutherfordio
124	Hf	178,5	124	Hafnio
125	Rf	(261)	125	Rutherfordio
126	Hf	178,5	126	Hafnio
127	Rf	(261)	127	Rutherfordio
128	Hf	178,5	128	Hafnio
129	Rf	(261)	129	Rutherfordio
130	Hf	178,5	130	Hafnio
131	Rf	(261)	131	Rutherfordio
132	Hf	178,5	132	Hafnio
133	Rf	(261)	133	Rutherfordio
134	Hf	178,5	134	Hafnio
135	Rf	(261)	135	Rutherfordio
136	Hf	178,5	136	Hafnio
137	Rf	(261)	137	Rutherfordio
138	Hf	178,5	138	Hafnio
139	Rf	(261)	139	Rutherfordio
140	Hf	178,5	140	Hafnio
141	Rf	(261)	141	Rutherfordio
142	Hf	178,5	142	Hafnio
143	Rf	(261)	143	Rutherfordio
144	Hf	178,5	144	Hafnio
145	Rf	(261)	145	Rutherfordio
146	Hf	178,5	146	Hafnio
147	Rf	(261)	147	Rutherfordio
148	Hf	178,5	148	Hafnio
149	Rf	(261)	149	Rutherfordio
150	Hf	178,5	150	Hafnio
151	Rf	(261)	151	Rutherfordio
152	Hf	178,5	152	Hafnio
153	Rf	(261)	153	Rutherfordio
154	Hf	178,5	154	Hafnio
155	Rf	(261)	155	Rutherfordio
156	Hf	178,5	156	Hafnio
157	Rf	(261)	157	Rutherfordio
158	Hf	178,5	158	Hafnio
159	Rf	(261)	159	Rutherfordio
160	Hf	178,5	160	Hafnio
161	Rf	(261)	161	Rutherfordio
162	Hf	178,5	162	Hafnio
163	Rf	(261)	163	Rutherfordio
164	Hf	178,5	164	Hafnio
165	Rf	(261)	165	Rutherfordio
166	Hf	178,5	166	Hafnio
167	Rf	(261)	167	Rutherfordio
168	Hf	178,5	168	Hafnio
169	Rf	(261)	169	Rutherfordio
170	Hf	178,5	170	Hafnio
171	Rf	(261)	171	Rutherfordio
172	Hf	178,5	172	Hafnio
173	Rf	(261)	173	Rutherfordio
174	Hf	178,5	174	Hafnio
175	Rf	(261)	175	Rutherfordio
176	Hf	178,5	176	Hafnio
177	Rf	(261)	177	Rutherfordio
178	Hf	178,5	178	Hafnio
179	Rf	(261)	179	Rutherfordio
180	Hf	178,5	180	Hafnio
181	Rf	(261)	181	Rutherfordio
182	Hf	178,5	182	Hafnio
183	Rf	(261)	183	Rutherfordio
184	Hf	178,5	184	Hafnio
185	Rf	(261)	185	Rutherfordio
186	Hf	178,5	186	Hafnio
187	Rf	(261)	187	Rutherfordio
188	Hf	178,5	188	Hafnio
189	Rf	(261)	189	Rutherfordio
190	Hf	178,5	190	Hafnio
191	Rf	(261)	191	Rutherfordio
192	Hf	178,5	192	Hafnio
193	Rf	(261)	193	Rutherfordio
194	Hf	178,5	194	Hafnio
195	Rf	(261)	195	Rutherfordio
196	Hf	178,5	196	Hafnio
197	Rf	(261)	197	Rutherfordio
198	Hf	178,5	198	Hafnio
199	Rf	(261)	199	Rutherfordio
200	Hf	178,5	200	Hafnio
201	Rf	(261)	201	Rutherfordio
202	Hf	178,5	202	Hafnio
203	Rf	(261)	203	Rutherfordio
204	Hf	178,5	204	Hafnio
205	Rf	(261)	205	Rutherfordio
206	Hf	178,5	206	Hafnio
207	Rf	(261)	207	Rutherfordio
208	Hf	178,5	208	Hafnio
209	Rf	(261)	209	Rutherfordio
210	Hf	178,5	210	Hafnio
211	Rf	(261)	211	Rutherfordio
212	Hf	178,5	212	Hafnio
213	Rf	(261)	213	Rutherfordio
214	Hf	178,5	214	Hafnio
215	Rf	(261)	215	Rutherfordio
216	Hf	178,5	216	Hafnio
217	Rf	(261)	217	Rutherfordio
218	Hf	178,5	218	Hafnio
219	Rf	(261)	219	Rutherfordio
220	Hf	178,5	220	Hafnio
221	Rf	(261)	221	Rutherfordio
222	Hf	178,5	222	Hafnio
223	Rf	(261)	223	Rutherfordio
224	Hf	178,5	224	Hafnio
225	Rf	(261)	225	Rutherfordio
226	Hf	178,5	226	Hafnio
227	Rf	(261)	227	Rutherfordio
228	Hf	178,5	228	Hafnio
229	Rf	(261)	229	Rutherfordio
230	Hf	178,5	230	Hafnio
231	Rf	(261)	231	Rutherfordio
232	Hf	178,5	232	Hafnio
233	Rf	(261)	233	Rutherfordio
234	Hf	178,5	234	Hafnio
235	Rf	(261)	235	Rutherfordio
236	Hf	178,5	236	Hafnio
237	Rf	(261)	237	Rutherfordio
238	Hf	178,5	238	Hafnio
239	Rf	(261)	239	Rutherfordio
240	Hf	178,5	240	Hafnio
241	Rf	(261)	241	Rutherfordio
242	Hf	178,5	242	Hafnio
243	Rf	(261)	243	Rutherfordio
244	Hf	178,5	244	Hafnio
245	Rf	(261)	245	Rutherfordio
246	Hf	178,5	246	Hafnio
247	Rf	(261)	247	Rutherfordio
248	Hf	178,5	248	Hafnio
249	Rf	(261)	249	Rutherfordio
250	Hf	178,5	250	Hafnio
251	Rf	(261)	251	Rutherfordio
252	Hf	178,5	252	Hafnio
253	Rf	(261)	253	Rutherfordio
254	Hf	178,5	254	Hafnio
255	Rf	(261)	255	Rutherfordio
256	Hf	178,5	256	Hafnio
257	Rf	(261)	257	Rutherfordio
258	Hf	178,5	258	Hafnio
259	Rf	(261)	259	Rutherfordio
260	Hf	178,5	260	Hafnio
261	Rf	(261)	261	Rutherfordio
262	Hf	178,5	262	Hafnio

La Tabla es hija indirecta de los esfuerzos organizativos del Congreso de Karlsruhe y de las brillantes ideas de Cannizzaro.

Mendeleev estaba realizando parte de sus estudios en química en la ciudad alemana de Heidelberg cuando se convocó el congreso. Allí se codeó con varios químicos importantes, como Richard Erlenmeyer (creador del frasco cónico, que es un verdadero ícono del laboratorio químico) y Robert Bunsen (creador del igualmente famoso mechero Bunsen). Mendeleev volvió a San Petersburgo en febrero de 1861,³⁷ cinco días antes de que el zar Alejandro II emitiera el Manifiesto de Emancipación de los Siervos, la primera de una serie de reformas que transformarían a la Rusia feudal en un Estado europeo más moderno. Dimitri había de encontrar muchas oportunidades en esa nueva sociedad, la que también ayudó a ordenar. El mundo de los elementos químicos no era el único que requería de un profundo esfuerzo organizativo.

Ordenar para explicar

Recién llegado de Alemania, Mendeleev no tenía un peso partido al medio. Para ganarse unos rublos, se puso a escribir un libro de química orgánica, y le fue

³⁷ Ésta es la fecha de acuerdo con el calendario gregoriano en uso actual. En esa época, Rusia todavía usaba el calendario juliano, que (en ese entonces) estaba adelantado doce días.

de maravillas. Pronto consiguió un puesto de profesor en la Universidad de San Petersburgo y en 1867 se hizo cargo de la cátedra básica de Química General e Inorgánica. Descubrió que no existían buenos libros actualizados de química general en ruso, de modo que decidió escribir un libro él mismo para que lo pudieran usar sus alumnos universitarios. Cuando comenzó a abordar el mundo de las sustancias inorgánicas y el de los elementos que las componen, advirtió que el tema era demasiado vasto y que necesitaba desesperadamente algún criterio organizador que le permitiera transmitir con eficacia los conceptos y la enorme cantidad de información relevante.

En más o menos un año había logrado lo que se había propuesto: un recurso ordenador que le permitiera enseñar mejor: la Tabla. Desarrolló, primero, una versión cruda que contenía los elementos más livianos. Enseñada, advirtió que lo que tenía entre manos era mucho más que lo que había pensado originariamente, que esta Tabla revelaba un orden fundamental del Universo. Se apresuró entonces a publicarla para la comunidad científica y se dedicó a investigar a fondo cómo incluir todos los elementos en ella, a pulirle los bordes. Esta tarea le llevaría casi diez años. De modo que el origen de la Tabla no es otro que una simple y sencilla necesidad pedagógica.

La génesis de la Tabla

Nadie sabe bien cómo se le ocurrió la idea de la Tabla a Mendeleev. Existe una versión según la cual todo ocurrió en el transcurso de un día (miércoles 17 de febrero de 1869), en el que Mendeleev escribió los símbolos químicos de todos los elementos hasta entonces conocidos en tarjetas de cartulina, y que después se dedicó a jugar algo así como "solitarios" con cartas químicas. En una de esas, dice la leyenda, le salió la Tabla. Esta versión no goza de mucho crédito entre los historiadores. Como con Dalton, la reconstrucción del proceso de pensamiento de Mendeleev es difícil. En este libro sólo plantaremos una forma en la que *pudo* haber procedido, a los fines simplemente de entender la lógica de la Tabla y sin pretender que la descripción se ajuste a lo que realmente sucedió. Al mismo tiempo, vamos a tratar de ver a vuelo de pájaro en qué consiste esta famosa Tabla.

En primer lugar, ¿cuáles son esos elementos que había que clasificar? Cuando Lavoisier introdujo la idea de elemento químico, confeccionó una lista de 33 elementos, de los cuales sólo 23 se consideran aún como tales. Hacia la época del Congreso de Karlsruhe la lista ya tenía 49 elementos. La Tabla moderna contiene 92 elementos que se encuentran en la naturaleza y muchos otros sintetizados en laboratorios (generalmente usando aceleradores de partículas y consiguiendo las exiguas cantidades de uno o dos átomos); en 2006, por ejemplo, se logró sintetizar el elemento número 118. Pero en la

época en que Mendeleev atacó el problema, debía poner orden a un conjunto de tan sólo 62 elementos. El no tener el juego completo de elementos presentó varios problemas a Mendeleev y es un tributo a su genio que los haya resuelto. En particular, señalemos que ninguno de los elementos de la última columna (los gases nobles) se conocían en ese entonces.

Mendeleev conocía muy bien los elementos que quería clasificar: era un verdadero erudito de la química. Sabía que los elementos vienen en familias con propiedades similares y este conocimiento jugó un papel central en la elaboración de la Tabla. Antes que él, muchos otros pensadores habían clasificado los elementos en grupos por semejanzas químicas. De hecho, hasta existían versiones previas de la Tabla, aunque el ruso no estaba muy al tanto de éstas. Además de los agrupamientos por afinidad de propiedades, el otro concepto rector del pensamiento de Mendeleev fue el de peso atómico. Mendeleev creía firmemente que el *peso atómico* era la propiedad definitoria de los elementos, de la cual dependían las demás. Esta gigantesca fe en la importancia central del peso atómico es, sin duda, un legado de la potencia de las ideas de Cannizzaro.

La Tabla actual refleja esos dos criterios centrales. La Tabla se lee de izquierda a derecha y de arriba abajo, como cualquier texto castellano. Cada elemento químico tiene un casillero. Los elementos están ordenados, salvo raras excepciones que discutiremos enseguida, en orden creciente de peso atómico, de modo que el hidrógeno

es el primer elemento de la Tabla en la esquina superior izquierda. Los elementos en una misma columna tienen propiedades químicas similares, son las familias que Mendeleev conocía bien. Por ejemplo, la primera columna, de la que el litio es el elemento paradigmático, contiene la familia de los "metales alcalinos". Estos metales brillan como los otros, pero por lo general son mucho más blandos y terriblemente más reactivos. Por ejemplo, si ponemos un pedazo de sodio en agua, el metal empieza a efervecer violentamente y, por lo común, estalla en llamas. No es lo que se espera de un pedazo de hierro o plata. No todas las filas tienen el mismo número de columnas; a medida que avanzamos en la Tabla, el número de columnas aumenta en varias ocasiones. Esto hace a la Tabla parecer más complicada, pero la idea fundamental se encuentra en la noción de que las columnas contienen elementos con características similares. En la Tabla hay otras bellezas que veremos pronto.

Las familias químicas reconocidas en la época de Mendeleev contenían elementos con la misma valencia. Así, los elementos de la familia de metales alcalinos que mencionamos más arriba tienen todos una valencia de 1, es decir, tienen un solo punto de unión con otros átomos. Otra familia de elementos era la de los "alcalino-térreos", también metales muy reactivos, pero en menor medida que sus primos los alcalinos. Esta otra familia reúne elementos con valencia de 2. Algunas familias son difíciles de establecer. Por ejemplo, hay una llamada de elemen-

tos halógenos que contiene dos gases venenosos (flúor y cloro), un líquido (bromo) y un sólido violeta (yodo). Pero todos ellos forman sales parecidas cuando reaccionan con otros elementos, y además todos tienen generalmente una valencia de 1.

Mendeleev notó que, si nos concentramos en el peso atómico, vemos que a cada miembro de una familia le sigue, por lo general, un elemento de otra familia. Es decir, cada familia tiene una familia vecina. Y más aún, a los elementos de la familia de los alcalinos (valencia 1) le sigue siempre un elemento de la familia de los alcalino-térreos (valencia 2). Por ejemplo, al sodio le sigue el magnesio, al potasio le sigue el calcio. A ellos sigue generalmente un elemento con valencia de 3; a éstos, uno con valencia de 4; luego elementos con valencia de 3 otra vez; luego de 2 y finalmente de 1.

De este modo, Mendeleev logró armar una tabla (al principio provisoria) en la que los elementos estuvieron ordenados por peso atómico creciente, y en la que, a la vez, cada columna contenía elementos con la misma valencia. No sólo eso, resultó que las valencias tenían un elegante patrón de sube-y-baja: valencias de 1, 2, 3, 4, 3, 2, 1. Usando la Tabla actual, vemos lo siguiente:

Elemento	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor
Peso atómico	6,9	9,0	10,8	12,0	14,0	16,0	19,0
Valencia	1	2	3	4	3	2	1

Esto quiere decir que, si uno va observando los elementos uno a uno en orden creciente de pesos atómicos, ve que las propiedades se repiten con cierto ritmo: después de un halógeno (como el flúor o el cloro) siempre viene un metal alcalino, después de un metal alcalino siempre viene un metal alcalino-térreo. Esta repetición de propiedades es a lo que alude la palabra "periódico". Es como decir que siempre después de un lunes viene un martes, o que siempre después de un "re" viene un "mi",³⁸ o que después del otoño vienen los fríos.

Una vez que Mendeleev "vio" este patrón, empezó a tratar de acomodar todos los datos a su disposición dentro del esquema. Como veremos, esto no resultó una tarea sencilla. Lo interesante de la historia es cómo Mendeleev resolvió esos problemas.

Elementos que no encajaban

No todos los elementos caían perfectamente en el lugar adecuado. Determinar "el lugar" de un elemento no era una tarea trivial; por un lado, porque las propiedades

³⁸ Las dos primeras repeticiones de la Tabla tenían en ese entonces 7 elementos (el octavo es parecido al primero); esto sugirió al científico inglés John Newlands lo que designó (en anticipación al trabajo de Mendeleev) como la Ley de Octavas. Esa comparación con la música le valió la infundada ridiculización de la comunidad científica.

de los elementos no son tan fáciles de analizar y no siempre dan familias de elementos perfectamente delimitadas y, por otro lado, porque muchas veces seguían existiendo dudas acerca de la exactitud de los pesos atómicos calculados.

Frente a esta situación, Mendeleev tenía varias alternativas. Podía desechar la idea misma de que las propiedades de los elementos se repetían de manera periódica; en otras palabras, tirar la Tabla a la basura. Podía cuestionar la verosimilitud de las propiedades de los elementos tal como eran conocidas en ese entonces. O podía poner en tela de juicio los números publicados de los pesos atómicos de los diferentes elementos.

Obviamente, la primera opción no estaba abierta psicológicamente a Mendeleev, porque uno siempre ama el producto de su propia creación. Además, porque ¿cuál es la gracia de darse por vencido de entrada? La segunda opción tampoco era viable, porque Mendeleev conocía muy bien las propiedades químicas de los elementos en el laboratorio y tenía un *feeling* muy profundo de cada elemento. De modo que atacó el único flanco abierto: los pesos atómicos de los elementos que no encajaban debían estar mal calculados.

¿Cómo es esto posible? Los elementos más livianos (los primeros de la Tabla) forman sustancias gaseosas o volátiles, las cuales pueden ser analizadas por el método Cannizzaro. Pero el lector sagaz habrá notado que el método del italiano no sirve si las sustancias que forman un elemento son todas líquidas o sólidas, como es

el caso, por ejemplo, de la mayoría de los metales. Para los metales se usaba un descubrimiento curioso que realizaron los franceses Pierre-Louis Dulong y Alexis Petit (en 1819). Resulta que cada sustancia necesita una cantidad de calor (medido en calorías) diferente para ser calentada un grado centígrado. Si uno multiplica esta cantidad de calor para cada elemento por su peso atómico, el resultado es siempre 6 o cercano a 6. Parece raro, ¿no? Muy raro, pero a la vez muy útil, y recibe el nombre de Ley de Dulong y Petit, obviamente. Este sistema había provisto de cifras para los pesos atómicos de los metales conocidos.

Uno de los elementos que causaban dolores de cabeza a Mendeleev era nada más ni nada menos que el berilio, uno de los primeros de la Tabla. El método de Dulong y Petit daba un peso atómico de 14.6. Esto colocaba al berilio muy cerca del nitrógeno, pero donde no encajaba en ningún casillero. El berilio es un metal que se parece más a los elementos del lado izquierdo de la Tabla, mientras que el nitrógeno está en el costado derecho. Mendeleev se valió de algunos trucos astutos y propuso que el berilio debía tener una valencia de 2 y que, de acuerdo con la composición de sus óxidos, su peso atómico debía ser alrededor de 9, lo cual lo movía al costado izquierdo de la Tabla. Esto equivalía a argüir que la Ley de Dulong y Petit no se aplicaba a este caso, y que la estructura de su Tabla (un ente teórico) debía tomar precedencia frente a una ley experimental. Ésta era una propuesta audaz. Como resultado, el berilio debía

ir inmediatamente después del litio, encabezando la columna número dos. Determinaciones posteriores establecieron que el hechicero ruso tenía razón y ahí es donde está el berilio ahora, lo más pancho.

De manera similar, Mendeleev "corrigió" los pesos del uranio, el titanio, el platino, el oro, el cobalto, el níquel y el potasio.

Yodo y telurio: los "errores" pertinaces

Mendeleev también postuló que los pesos atómicos del yodo y del telurio debían estar mal. Según los cálculos de la época el yodo era más liviano que el telurio y debería precederlo en la Tabla, pero sus propiedades químicas ponían claramente al telurio en la columna 6 y al yodo en la columna 7, lo cual sugería que el telurio debía ser más liviano que el yodo y no viceversa. A pesar de eso, la historia no le dio la razón a Mendeleev en este caso. El yodo es definitivamente más liviano que el telurio. Pero esto quiere decir que no siempre en la Tabla Periódica los elementos van en estricto orden creciente de pesos atómicos. A veces hay que invertir un par para que la Tabla conserve su estructura. Mucho más tarde fue posible establecer que el orden en la Tabla no responde al peso atómico sino a otra cantidad (el número atómico, o cantidad de protones, medido por primera vez por el inglés Henry Moseley). Si se tiene en cuenta el *número* ató-

mico en vez del peso atómico, el orden de la Tabla resulta perfecto. Yodo y telurio no son los únicos elementos que aparecen "desordenados"; hay otros "pares invertidos". Están constituidos por las duplas níquel-cobalto y argón-potasio.

Existen versiones de que Mendeleev astutamente invirtió el orden de estos elementos y, por lo tanto, "desordenó" la Tabla, priorizando consistencia interna sobre orden estricto de pesos atómicos. Esto no es cierto. Mendeleev basó sus "inversiones" en proponer que los pesos atómicos de esos elementos estaban mal determinados. La idea de una inversión le resultaba difícil de digerir, aun con Alka-Seltzer.

Predicciones

El otro problema que tenía la Tabla en sus etapas tempranas era que, si uno se fijaba en las propiedades químicas para establecer las columnas, entonces quedaban obvios huecos sin rellenar. Por ejemplo, el elemento inmediatamente más pesado que el zinc era entonces el arsénico, el cual, de acuerdo con sus propiedades, debía estar debajo del fósforo, y no del aluminio ni del silicio. Esto dejaba dos agujeros en la Tabla.

En vez de intimidarse por esta dificultad, Mendeleev la dio vuelta como un panqueque y convirtió astutamente problema en oportunidad. Dijo: "Acá lo que pasa es que hay dos elementos que *todavía no se descubrie-*

ron". Y no satisfecho con esto, pasó a predecir con precisión fantasmagórica las propiedades que estos elementos debían tener. Para empezar, el elemento justo debajo del aluminio debía tener una valencia de 3, porque pertenece a la columna con valencia 3. Además, debía tener un peso atómico algo mayor que el del zinc. Para calcular exactamente el peso atómico del elemento faltante, Mendeleev procedió a calcular el promedio de los pesos atómicos de los elementos a la izquierda y derecha y arriba y abajo del elemento incógnita. Esta técnica la usó no sólo para interpolar el valor del peso atómico sino el de muchas otras propiedades, como la densidad. Para demostrar que esta técnica servía, Mendeleev la probó primero para calcular el peso atómico de un elemento conocido; eligió para esto el selenio. El lector puede confirmar que el promedio de los cuatro elementos rodeando al selenio (azufre, arsénico, bromo y telurio), en efecto, "da" el peso atómico del selenio. Sorprendentemente, sin embargo, los números que Mendeleev ofreció como predicciones no siempre eran los que se obtienen con esta técnica; los números de Mendeleev son mejores, pero nadie sabe aún cómo demonios se las arregló para calcularlos. Algo de brujo tenía.

El misterioso pensador hizo, primero, tres predicciones de suma precisión en 1871, incluyendo pesos atómicos, densidades del estado elemental, fórmula de los óxidos e hidróxidos, algunas propiedades de sus sales y punto de fusión aproximado. En 1875, un químico francés aisló un elemento al que llamó galio y caracterizó sus

propiedades. La comunidad científica toda advirtió con estupor que estas propiedades coincidían en casi todos sus detalles con uno de los elementos predichos por Mendeleev. En 1879, un químico sueco identificó el escandio, otra de las profecías del brujo eslavo. La tercera profecía se cumplió en 1886: el elemento fue encontrado por un alemán y bautizado germanio.

Un éxito de ese calibre, con predicciones tan precisas y detalladas, ejerce una atracción irresistible para los científicos. Mendeleev adquirió bastante fama con su logro. Envalentonado, se lanzó a hacer más predicciones, esta vez con menos tino, o quizá simplemente con menos suerte. Predijo los elementos "x" e "y" de pesos atómicos menores que el hidrógeno.³⁹ Estos elementos jamás fueron aislados y el desarrollo de la teoría atómica moderna, de acuerdo con el estudio de la estructura interna del átomo, nos advierte que la búsqueda es vana: jamás serán encontrados. Mendeleev predijo otros cinco elementos que nunca fueron aislados. Aunque también predijo la existencia de otros cinco con mejores resultados (tecnecio, rhenio, polonio, francio y protactinio).

A pesar de que el número de "pifies" es significativo, la comunidad científica ha reconocido que la capacidad de formular predicciones exitosas de alta precisión habla de la enorme credibilidad de la Tabla. Hay algo con

³⁹ Mendeleev sostenía que el primero de esos elementos era el "éter lumínico", al que bautizó newtonio.

esa Tabla, algo que habla de la estructura profunda del Universo.

Hemos dicho que una teoría científica debe poder acomodar los datos disponibles en el momento de ser formulada. Debe poder, también, formular predicciones que puedan ser puestas a prueba. Si bien la Tabla no es en sí una "teoría", es una construcción científica abstracta que comparte atributos con las teorías clásicas. Estos dos son claramente algunos de esos atributos, ya que la Tabla acomodó elegantemente en su estructura una enorme cantidad de elementos y luego permitió la predicción de otros nuevos. Otro de los atributos de una teoría, que mencionamos en capítulos anteriores, es la capacidad de acomodar datos obtenidos después de que la teoría fue formulada. Aquí es donde la Tabla no sólo vuelve a parecerse a una teoría, sino que es además donde tuvo su mayor momento de gloria.

Todo comenzó...

Los gases nobles

... cuando John Strutt, mejor conocido como lord Rayleigh, decidió realizar mediciones de la densidad del nitrógeno, principal componente de la atmósfera.

Para llevar esto a cabo, Rayleigh obtuvo muestras de nitrógeno por diversos métodos. Encontró que su densidad dependía del modo de obtención del gas. Uno de los métodos consistía en tomar una muestra de aire y des-

pojarla de oxígeno mediante reacciones químicas. Otro consistía en realizar una reacción química que liberase nitrógeno. El nitrógeno obtenido químicamente es consistentemente menos denso que el nitrógeno de la atmósfera.⁴⁰ Rayleigh no desestimó esta anomalía. Como buen científico, tuvo la sagacidad de preguntarse: ¿pero por qué? Para contestar esta pregunta, recurrió a la ayuda de colegas químicos. Un tal William Ramsay respondió el pedido.

Se les ocurrió entonces a Ramsay y Rayleigh que quizá la muestra atmosférica contuviera otro gas, hasta el momento desconocido, de mayor densidad que el nitrógeno mismo. Acumularon evidencia de que así era. Inmediatamente, tropezaron con nuevos problemas. Al querer caracterizar las propiedades químicas del nuevo elemento, encontraron que ino tenía ninguna! El nuevo gas no reaccionaba con nada. Lo bautizaron con el nombre de "argón" (palabra que viene del griego y significa inactivo o perezoso). Con la ayuda de estudios físicos lograron establecer que la molécula de argón contenía un solo átomo o, dicho de otra manera, que constaba de átomos sueltos. No sólo este elemento no se combina-

⁴⁰ La diferencia entre densidades obtenida por Rayleigh era del 0,4%. Comparándola con los datos de Gay-Lussac y Dalton de capítulos anteriores, podemos adivinar que Rayleigh trabajó con un grado muchísimo mayor de precisión para poder advertir significativamente diferencias tan pequeñas. Los científicos nunca trabajan con "números perfectos" sino con niveles distintos de precisión.

ba con otros... ¡tampoco se combinaba consigo mismo! Su peso atómico parecía ser de alrededor de 40. Publicaron sus resultados en 1895.

Todo esto fue recibido con enorme escepticismo por la comunidad científica. ¿Qué es esto de un gas totalmente inerte? ¿Cómo saben que está puro y no es una mezcla de diferentes gases? ¿Cómo saben que es un elemento y no un compuesto terriblemente difícil de descomponer?⁴¹ Y todavía peor: ¿dónde demonios encaja este elemento inerte en la Tabla Periódica? Mendeleev no quería saber nada de nada con el argón.

Ramsay no se dio por vencido. Siguió buscando otros gases similares. Y pronto los encontró. Los bautizó helio, criptón, neón y xenón. Todos eran inertes químicamente. Todos parecían estar constituidos por átomos libres (moléculas monoatómicas). Ninguno parecía encontrar su lugar en la Tabla.

Finalmente, Ramsay tuvo su idea brillante. En 1900 se comunicó con Mendeleev para sugerirle que todos esos elementos nuevos podían acomodarse perfectamente como una nueva columna entre los gases halógenos y los metales alcalinos. No sólo había lugar y los pesos atómicos coincidían perfectamente, sino que su inclusión le daba a la Tabla una completud absoluta en el patrón de subidas y bajadas del número de valencia. Empezando por la izquierda, tenemos valencia de 1, 2, 3, 4, y luego un descenso de 3, 2, 1. ¡Ahora la nueva co-

⁴¹ Muchos propusieron que se trataba de N_3 .

lumna agregaba la valencia cero! Una valencia cero obviamente corresponde a elementos que carecen totalmente de capacidad de combinación.⁴²

Los gases nobles fueron un horrible dolor de cabeza para Mendeleev y su Tabla por varios años, pero la acomodación de Ramsay en una nueva columna no sólo resolvió el problema sino que produjo uno de los respaldos más sólidos y formidables a la increíble estructura levantada por Mendeleev. Rayleigh ganó el Premio Nobel de Física por su descubrimiento del argón y Ramsay el Nobel de Química por los demás gases nobles y su lugar en la Tabla.

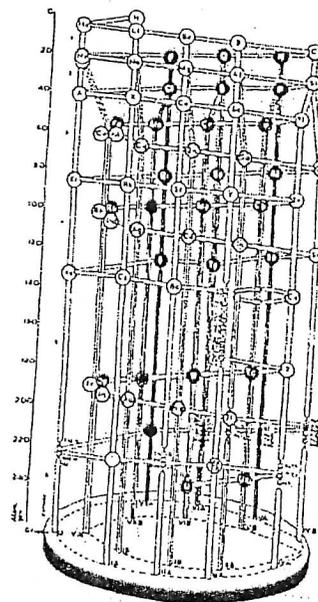
Evoluciones de la Tabla

Uno tiende a pensar en la Tabla Periódica como la ve ahora y como se la ve en la figura que incluimos al inicio de este capítulo. Pero la Tabla no es una cosa de la realidad, como el aire y el agua, sino una forma de ordenar los elementos. La Tabla sufrió importantes

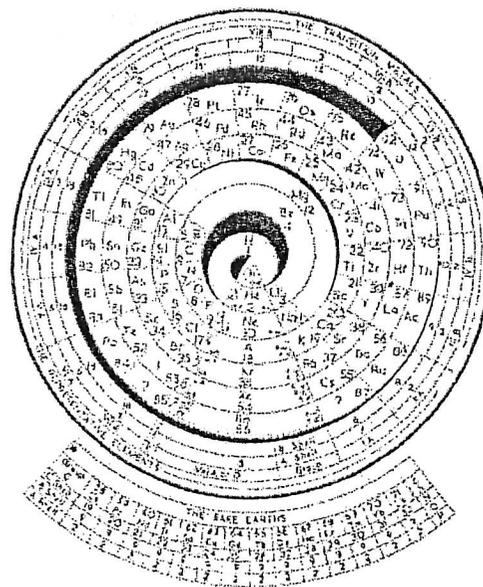
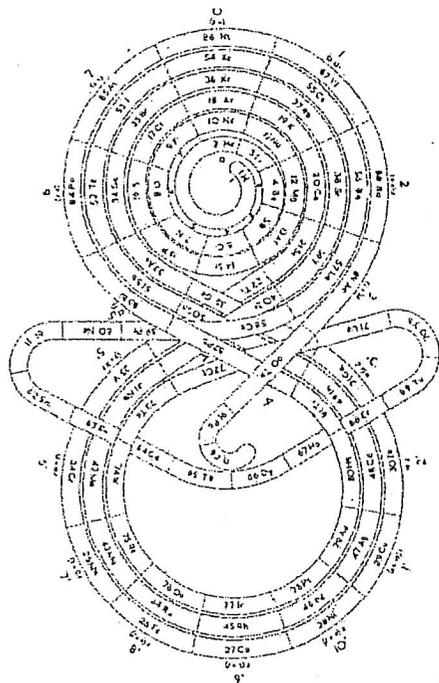
⁴² Esto no es estrictamente cierto. Existen algunos compuestos de gases nobles. Por ejemplo, el tetrafluoruro de xenón es un sólido cristalino que puede prepararse fácilmente a partir de sus elementos. Pero estos compuestos son más la excepción que la regla. Para más detalles puede consultarse el artículo "The Chemistry of Noble Gases - A modern Case History in Experimental Science" de H. Hein y G. E. Hein (1966), *Journal of the History of Ideas*, 27 (3), pp. 417-428.

cambios en el tiempo, y hasta admite muy diferentes formas de ser representada. Ni siquiera existe una "Tabla definitiva" porque los científicos y educadores siguen proponiendo nuevas maneras de ordenar y presentar las cosas.

Algunas de estas representaciones son verdaderamente ingeniosas: en espiral, en ocho, en tres dimensiones, en forma de cohete. Algunas incluso forman gru-



pos de elementos que no son los tradicionales. Contemplar las tablas alternativas que se incluyen en estas páginas nos recuerda hasta qué punto eso que hemos aprendido a aceptar como un emblema de la ciencia química es sólo una forma de presentar un complejo conjunto de fenómenos.



Nuevos rumbos

Además de acomodar y predecir, dijimos que una teoría apunta a nuevas direcciones, da a los científicos la flecha de nuevos rumbos. La Tabla Periódica, nuevamente, en esto se parece mucho a una teoría. La pregunta clave, y sencilla, es: ¿por qué tiene la Tabla la estructura que tiene? ¿Qué hay en los átomos que hacen que a medida que aumenta el peso atómico, la valencia suba y baje? ¿Qué característica de los átomos hace que las propiedades se repitan de manera cíclica?

Para contestar esas preguntas, la ciencia habría de adentrarse en la estructura misma del átomo, una odisea increíble y fascinante, pero más allá de las fronteras de este libro.

Noveno interludio
Un brindis por la taxonomía

Entre algunos científicos, tales como físicos, químicos e incluso biólogos moleculares, no es raro escuchar palabras de menosprecio para con la taxonomía, la ciencia de clasificar, a la que se refieren como un mero "coleccionar de estampillas". Pero la taxonomía es algo más complejo, más profundo y más útil que el mero coleccionar.

El clasificar implica imponer un orden a un universo de entidades. Muchos sistemas clasificatorios persiguen un fin meramente práctico: nadie duda de la utilidad del orden en un sistema alfabético de archivos. Muchas clasificaciones de plantas, minerales y sustancias químicas perseguían este propósito, y ordenaban los entes de acuerdo con su uso: en medicina, en textilera, en alimentos, etcétera.

Otros sistemas de clasificación, llamados "naturales", buscan determinar un orden que refleje de alguna manera características intrínsecas de los objetos a clasificar. Este tipo de clasificación es, entonces, una representación de un orden que existe en la naturaleza y es exterior a las decisiones arbitrarias de nuestra conveniencia.

Átomos y moléculas

Ama a las moléculas
como a ti mismo.

Dicho popular

El concepto de átomo, que entusiasmaba a los gnósticos y que Apolonio de Tiana identificó con la Divinidad, fue introducido, según dicen, por Demócrito, en el siglo V a. de C. En 1771, la primera edición de la *Enciclopedia Británica* definía: "Átomo: en filosofía, una partícula de materia tan pequeña que no admite división. Los átomos son la *minima naturae* (los cuerpos más pequeños) y se conciben como los primeros principios de toda magnitud física".

A lo largo de la historia, no todos los filósofos y científicos aceptaron la existencia de los átomos. Descartes creía que la materia se podía dividir indefinidamente y, ya muy entrado el siglo XVIII, von Zstucker imaginó un cuchillo cuya hoja adelgazaba hasta el infinito según las proporciones: 1/2, 1/4, 1/8, a medida que cortaba pedazos de oro, cada vez más pequeños, en un proceso sin fin. Para la primera edición de la *Enciclopedia Británica*, las cosas habían cambiado muy poco desde los tiempos de Demócrito, y los átomos eran conceptos en los que podía creerse o no, según las posturas, y sin ninguna base experimental.

No del todo, en realidad: los físicos del siglo XVIII, que se interesaron por los gases, tendían a pensarlos como conjuntos de partículas, y explicaban la presión de un gas sobre las paredes de una caja por el golpeteo simultáneo de grandes cantidades de esas mismas partículas. Pero recién en 1808 se publicó el primer libro que de manera explícita enunciaba una teoría atómica de la materia, con soporte cuantitativo y

experimental: *El Nuevo Sistema de Química*, de John Dalton (1766-1844) donde se sostenía que todas las sustancias eran reducibles a principios elementales e indivisibles. "Todos los átomos de la misma clase", escribía Dalton, "sean simples o compuestos, deben necesariamente ser concebidos como iguales en forma, peso y demás particularidades." Los átomos "compuestos", a que hace referencia Dalton, corresponden a nuestra moderna noción de moléculas. Ambas nociones -átomo y molécula- se confundían por ese entonces, y la confusión duró muchos años. Todavía medio siglo más tarde, en la primera conferencia internacional que se celebró sobre el tema, el Congreso de Química de Karlsruhe de 1860, se discutía el asunto, y el comité organizador incluyó entre los temas a tratar la siguiente cuestión: "¿Es necesario distinguir entre molécula y átomo?" Muchos de los asistentes, como el gran (y entonces muy joven) Kekulé, que más tarde descifraría la estructura del benceno, lo tenían claro: "La molécula química es la partícula más pequeña de un cuerpo que entra o sale en una reacción química. Estas no son indivisibles. Los átomos son partículas que ya no pueden dividirse". Traduciendo a un lenguaje más corriente, lo que Kekulé quería decir era que, por ejemplo, una molécula de agua es la partícula más pequeña de esta sustancia que sigue siendo agua. Pero como el agua es un cuerpo compuesto (de hidrógeno y oxígeno), la molécula debe incluir esos componentes. En efecto, así es, y una molécula de agua -la cantidad más pequeña de agua posible- está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, y éstos sí son indivisibles desde el punto de vista químico. Moléculas hay tantas como

sustancias compuestas; átomos hay solamente de aquellas sustancias realmente elementales, que no están compuestas por otras sustancias: los elementos químicos, que son sólo un puñado (noventa y dos).

Lo interesante es que en el congreso de Karlsruhe los químicos no se pusieron de acuerdo. No sólo discordaron en la distinción de átomos y moléculas, tal como la había planteado Kekulé, sino que tampoco llegaron a una conclusión sobre si los átomos (y las moléculas) eran objetos reales o solamente recursos teóricos para codificar las regularidades y las leyes de la química. Las aguas estaban divididas: mientras que los físico-químicos aceptaban la teoría atómico-molecular casi sin reservas (e incluso desde hacía mucho tiempo estimaban el tamaño de las moléculas), muchos químicos se resistían a admitir la existencia verdadera de moléculas y átomos.

La polémica duró todavía un tiempo más, pero en 1874 van't Hoff y Le Bel explicaron las propiedades de ciertas sustancias orgánicas basándose de manera inequívoca en la hipótesis molecular y a partir de ese momento, se hizo muy difícil sostener que átomos y moléculas era puras ficciones burocráticas. Para la década de 1880 el asunto estaba zanjado.

En verdad lo más curioso de toda esta historia es el vértigo de los acontecimientos. Cuando la realidad y consistencia de átomos y moléculas terminaban de imponerse de una buena vez, ya estaba por aparecer la primera partícula salida directamente del interior del átomo: el electrón. En apenas una década, los propios átomos mostraron tener una estructura compleja: la aventura de descubrirla fue una de las más notables del siglo XX.

Química 1
MÁRQUEZ

Unidad 3.1

A partir de estos resultados, Rutherford postuló lo siguiente:

- Casi toda la masa del átomo está concentrada en el núcleo y éste es extraordinariamente pequeño. Lo que conlleva a señalar que el átomo es en gran parte espacio vacío.
- Alrededor del núcleo se encuentran cargas eléctricas negativas con una masa insignificante, pero que sin embargo ocupan casi todo el volumen del átomo.

El modelo de Rutherford propone la existencia de dos cargas, los protones, ubicados en el núcleo del átomo y que concentran casi toda la masa, y los electrones, ubicados alrededor del núcleo ocupando el mayor volumen del átomo.

Pero, todavía faltaba una pieza en el rompecabezas para tener completa la estructura del átomo, ya que ciertos hechos experimentales demostraban que hacía falta algo más que protones y electrones.

ACTIVIDAD 2.2

1. ¿Qué establece la ley de la conservación de la materia?
2. Enuncia la ley de las proporciones múltiples.
3. ¿Cuáles fueron las ideas básicas de la teoría atómica de Dalton?
4. Describe brevemente las aportaciones de:
 - a) Volta
 - b) Davy
 - c) Faraday
5. ¿Qué importancia tuvo el descubrimiento del electrón?
6. Describe de manera concisa la manera en que Millikan determinó la carga del electrón.
7. ¿Cuál fue el modelo atómico propuesto por Thomson?
8. Científico que descubrió los rayos X. ()
 - a) Goldstein
 - b) Röntgen
 - c) Becquerel
 - d) Millikan

9. Los protones fueron descubiertos por ()

- a) Thomson
- b) Becquerel
- c) Goldstein
- d) Millikan

10. Realizó un experimento por el cual descubrió la radiactividad. ()

- a) Becquerel
- b) M. Curie
- c) Goldstein
- d) Röntgen

11. Relaciona las columnas:

Partículas con poco poder de penetración ()

Partículas con gran poder de penetración ()

Partículas con mediano poder de penetración ()

- a) Partículas beta
- b) Partículas gamma
- c) Partículas alfa

El neutrón y los experimentos de James Chadwick

En 1930 **Bother y Becker**, físicos alemanes, informaron que habían liberado del núcleo una misteriosa radiación bombardeando átomos de berilio con partículas alfa. Dos años después, los físicos Frédéric e Irene Joliot-Curie (hija de Pierre y Madame Curie) emplearon esta radiación ahora para bombardear parafina expulsando protones de la misma, lo que indicaba que eran de naturaleza muy penetrante.

James Chadwick propuso que la radiación descubierta por Bother y Becker estaba formada por partículas. Para determinar su tamaño bombardeó átomos de boro con ellas, y calculó que la partícula añadida al boro tenía una masa más o menos igual a la del protón. Sin embargo, no se podía detectar su carga, por lo que Chadwick sugirió que no poseía carga eléctrica. Cabe mencionar que debido a su fuerza eléctrica las partículas cargadas interactúan con las de otros átomos a lo largo de su trayectoria dentro de un material, por lo que pierden energía rápidamente; cosa que no sucedía con la partícula estudiada por Chadwick. Esta nueva partícula fue llamada **neutrón** por su carencia de carga eléctrica. Los neutrones se encuentran en el núcleo junto con los protones.

Finalmente hemos estudiado las tres partículas elementales que forman al átomo, y a partir de aquí podemos definir tres propiedades que las caracterizan:

En realidad, los isótopos son los responsables de que la masa de los elementos químicos en la tabla periódica no sea un número entero, ya que la masa que se presenta en la tabla es una masa resultante de promediar las masas de los diferentes isótopos existentes de un mismo elemento.

Isótopos y sus aplicaciones

Un caso muy especial es aquel en el que existen *elementos con el mismo número atómico pero diferente número de masa*. A estos elementos se les llama **isótopos**, y podríamos mencionar como ejemplo, entre muchos otros al hidrógeno. El más abundante no contiene neutrones ${}^1_1\text{H}$, el isótopo del hidrógeno conocido como *deuterio* contiene un neutrón ${}^2_1\text{H}$ y otro isótopo denominado *tritio* contiene dos neutrones ${}^3_1\text{H}$. Todos ellos se encuentran en la naturaleza, sólo que los dos últimos se hallan en menor abundancia, de ahí que los datos de los elementos que aparecen en la tabla periódica (que veremos más adelante) pertenecen a los de mayor abundancia.

Poco después del descubrimiento de la radiactividad se encontró que existían elementos con propiedades químicas idénticas pero propiedades radiactivas diferentes, por lo que fueron llamados *radioisótopos*.

ACTIVIDAD 2.3

1. Define los siguientes términos:

- Número atómico
- Masa atómica
- Número de masa
- Isótopo

2. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Cl	17	35			
Mg		24	12		
Co			17	59	
Mo				54	42
Bi		209		126	

Modelo atómico actual

OBJETIVO

Describir la estructura electrónica del átomo a partir del modelo atómico de Bohr y las propuestas de Sommerfeld comprendiendo la organización periódica de los elementos.

Después de describir algunas características de los átomos en el apartado anterior, vayamos al planteamiento del modelo atómico actual, pero para ello es necesario considerar nuevas aportaciones de los científicos y las dificultades del modelo atómico de Rutherford.

El **modelo de Rutherford** suponía que los electrones se encontraban girando alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol y los electrones no caían en el núcleo, ya que la fuerza de atracción electrostática era contrarrestada por la tendencia del electrón a seguir girando. Sin embargo, cierta información contradecía lo anterior, ya que de acuerdo con las leyes del electromagnetismo, **un electrón o todo objeto eléctricamente cargado que es acelerado o cuya relación lineal es modificada, emite o absorbe radiación electromagnética**. Si el electrón que describía Rutherford modificaba su dirección, ya que seguía una trayectoria circular, luego entonces, debería emitir radiación electromagnética, causando una disminución de su energía y, en consecuencia, debería describir una trayectoria espiral hasta chocar con el núcleo.

Pero, ¿qué es una radiación? Las radiaciones son emisiones de un cuerpo, ya sea de energía asociada a ondas electromagnéticas, o bien a partículas materiales. A su vez, las ondas electromagnéticas son producto de las cargas eléctricas en movimiento, y son ejemplo de esto la luz, las microondas, los rayos X, la televisión entre otras, y colectivamente reciben el nombre de radiaciones electromagnéticas.

Para que un cuerpo emita radiaciones, como por ejemplo los metales, tendríamos que administrarle energía, la cual absorbería el metal y en el transcurso de este proceso iríamos sintiendo primeramente ondas de calor, posteriormente lo veríamos al rojo vivo, y finalmente veríamos una luz blanca. Si esta luz blanca la hacemos pasar por un prisma al igual que luz solar, veríamos que se descompone en colores semejando los del arco iris.

Los distintos colores que podemos ver no son más que longitudes de onda. Estas ondas electromagnéticas se propagan a través del espacio mediante la vibración de un campo eléctrico y uno magnético, caracterizados por sus distintas longitudes de onda. Así, por ejemplo, el color amarillo se produce por sales de sodio, el verde por sales de bario, y el rojo por sales de estroncio.