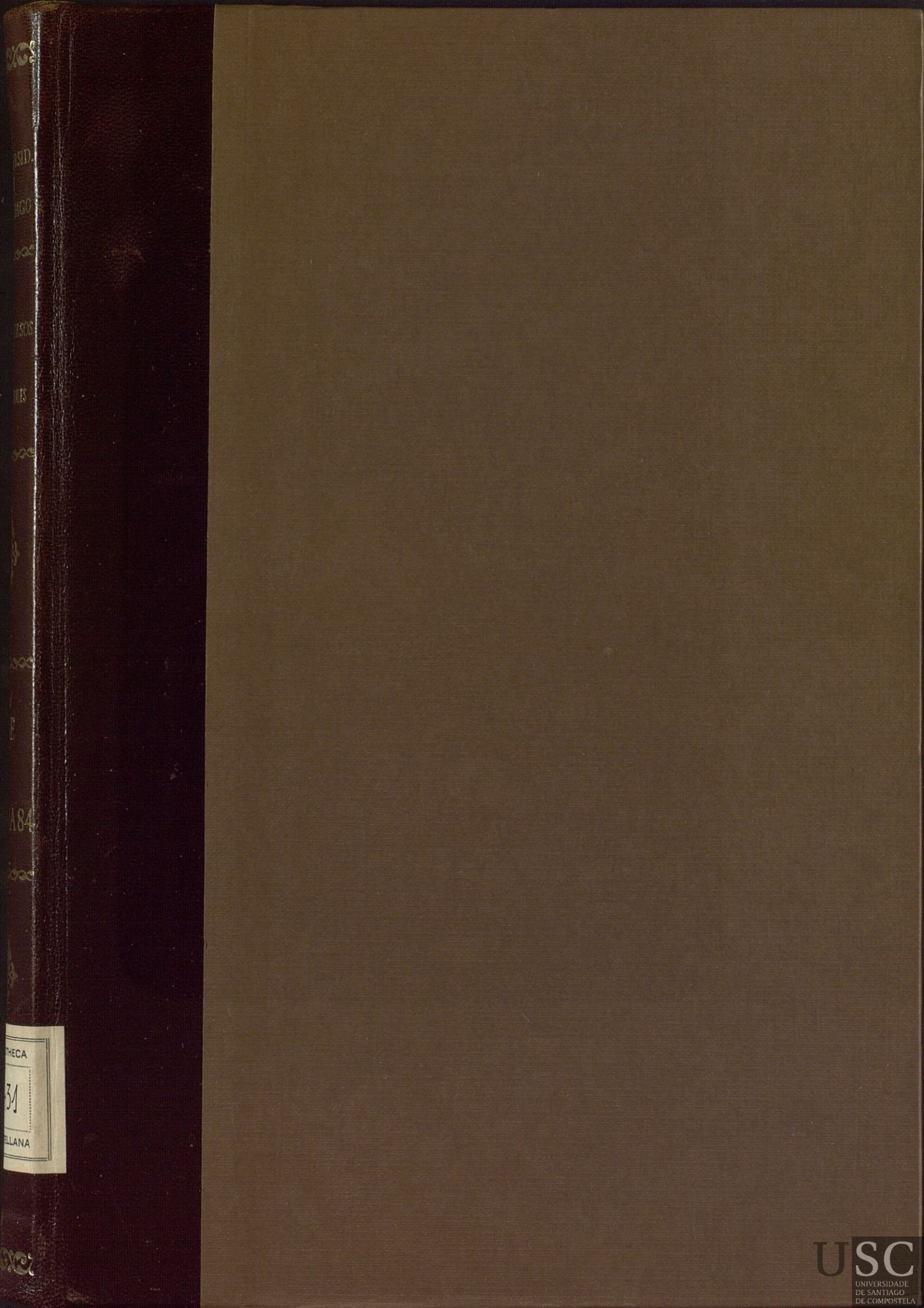




EXC

ESID

EGO

USOS

UIS

A84

THECA

31

ELLANA

EXC



UNIVERSIDAD
DE
SANTIAGO



DISCURSOS
INAUGURALES



DE

1880 A 1884



EX BIBLIOTHECA

26.431

COMPOSTELLANA



26431

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA DE SANTIAGO



01094241

UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE COMPOSTELA

DISCURSO

PRONUNCIADO EN LA

UNIVERSIDAD LITERARIA DE SANTIAGO

EN LA

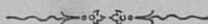
SOLEMNE INAUGURACION DEL CURSO ACADÉMICO

DE 1881 Á 1882,

POR EL DOCTOR

D. Cecilio Meira Muñoz,

Catedrático de la Facultad de Farmacia.



Impreso de orden de la Universidad.

SANTIAGO.—1881.

IMPRENTA DE D. MANUEL MIRÁS Y ALVAREZ,

VÍRGEN DE LA CERCA NÚMERO 30,

(Esquina al Convento de la Enseñanza).

028113

00411112339 210 1111 111111

00111111 001 111 111111

19881 1 138 1 11

111111 111 111111 11

111111 111 111111 111111 111111

Excelentísimo Señor:

AL tener la honra de hacer oír mi desautorizada voz en este sitio, mas por benevolencia escesiva de la persona encargada de designarme que por mis propios merecimientos, el ánimo se preocupa ante las dificultades que se oponen al desempeño de mision tan delicada, superior sobre todo encarecimiento á mis escasas dotes, y que he de cumplir ante tan respetable é ilustrado auditorio.

Más; aceptado ya, aunque no por espontáneo deseo, puesto de tanta responsabilidad, era necesario elegir un tema que sirviera de base á mi trabajo, y entre los que abar-

ca el dilatado campo de la ciencia química no vacilé en adoptar uno que permitiera poner de manifiesto la trascendencia que encierran para el concepto teórico de la misma, los modernos descubrimientos.

La química es ciencia de ayer y en el vertiginoso vuelo que en estos últimos tiempos han adquirido todos los ramos del saber humano y que caracteriza al actual movimiento científico, ella es, sin duda alguna, la que con la astronomía y la física marcha á la cabeza. Lo que era hace pocos años un conjunto de hechos sin enlace alguno, muchos de ellos falsamente interpretados, es hoy, gracias á la aparición del método y al desarrollo de la teoría una de las ciencias mas adelantadas de la época. Pero, aunque notables bajo todos conceptos los descubrimientos llevados en ella á cabo desde su planteamiento como verdadera ciencia, ocupan el primer lugar los que caracterizan al actual período llamado de transición, que han operado un completo cambio en la opinion que acerca de la manera de ser de las combinaciones se tenia y hecho avanzar algunos pasos en el inaccesible camino de la constitucion de la materia. Resultado de estos modernos conocimientos y lógica consecuencia de las nuevas ideas

adquiridas son las modificaciones que los conceptos de equivalente y peso atómico han experimentado. *Una reseña del trabajo de trasformacion en estas dos nociones realizado, para llegar à la conclusion de si es el equivalente ó el peso atómico la verdadera expresion de los hechos y de si satisfacen, ó nó las necesidades de la quimica actual*, vá à ser el objeto de mi discurso. Empiezo, pues, contando con vuestra benevolencia.

I.

Por mas que los filósofos griegos son los primeros en exponer una hipótesis acerca de la constitucion íntima de la materia, estableciendo Leucipo los fundamentos de la teoría atómica al admitir que los cuerpos están formados de particulas indivisibles à que designó con el nombre de *átomos*, doctrina adoptada y seguida por sus discipulos, es indudable que hasta el último tercio del pasado siglo no se empezó à adquirir una idea bastante aproximada de la manera de ser de los cuerpos. Demócrito y Epicuro al presentar el universo como formado por la combinacion de pequeñísimas porciones de materia revestidas del carácter de indivisi-

bilidad no hacian mas que plantear una hipótesis, simple especulacion desprovista de condiciones de existencia. A los hombres eminentes que representan el período de transicion y trasformacion de la ciencia química estaban reservados la investigacion y el planteamiento de las leyes que habian de dar nueva forma y vida á las especulaciones de los antiguos sábios.

”Los cuerpos que constituyen el universo son simples y compuestos, resultando estos últimos de la combinacion de los primeros en proporciones definidas.” Estas afirmaciones que venian á destruir la doctrina de la unidad de la materia y de sus diversas manifestaciones por la relacion de las fuerzas, doctrina que bajo otra forma habia de renacer mas tarde como remota consecuencia de la ley de equivalentes, encierra el gérmen de la sorprendente evolucion que la química detenida en su camino por las empíricas teorías de Becher y Stahl iba á realizar. Establecida la ley de las proporciones definidas como resultado de la experiencia solo resta ya deducir de ella sus lógicas consecuencias. Desarrolla Dalton su ley de las proporciones múltiples y la teoría atómica tiene ya razon de ser. Si los cuerpos se combinan en proporciones defi-

nidas y estas funcionan siempre como múltiplos exactos; si, por otra parte, la materia tiene un límite á su divisibilidad, los números que nos representen la relacion de pesos entre estas proporciones nos representan á su vez la que existe entre las porciones de materia que expresan este límite, es decir, entre sus átomos.

La primera nocion de equivalente es debida indudablemente á Wenzel, sábio químico aleman del siglo XVIII. Hasta él y aun algun tiempo despues de sus descubrimientos, se admitia que la materia era susceptible de combinarse en todas proporciones estableciendo por toda limitacion un *máximum* y un *minimum* dentro de los cuales esta combinacion podia tener lugar. En realidad se carecia de toda idea acerca de la composicion de los cuerpos. Se admitia que estaban formados por esas particulas ténues que se consideraban como el límite de la divisibilidad material, pero no se habia llegado á comprender la manera de formarse los cuerpos compuestos, ni la compenetracion de estas particulas, cuyo fenómeno venia á constituir la combinacion.

Antes de Wenzel se habian observado ya algunos hechos que no podian por menos de haber llamado la atencion pero cu-

ya esplicacion era desconocida. Dos sales neutras, por ejemplo, pueden formar por doble descomposicion, otras dos nuevas sales neutras tambien; el ácido sulfúrico descompone el nitro dejando su ácido en libertad. Wenzel aprovechándose de estos descubrimientos y partiendo de los trabajos que sobre esta materia habian llevado á cabo Homberg y Glaubero consigue hallar la esplicacion de estos fenómenos y establecer desde entonces la teoria de los equivalentes. En efecto, si las dos sales que resultan de la doble descomposicion efectuada son neutras como las primitivas es porque el ácido de una de ellas es exactamente neutralizado por la base de la otra y vice-versa; es porque "las cantidades relativas de las diversas bases que neutralizan un peso dado de un ácido son las que neutralizan precisamente un peso equivalente de otro ácido;" Los cuerpos no se combinan, por lo tanto, en proporciones arbitrarias sinó en cantidades que guardan siempre una relacion constante y estas cantidades son simplemente sus equivalentes. Algunos años mas tarde es conducido Richter á un resultado idéntico estudiando los fenómenos de separacion de los metales unos por otros de sus disoluciones, conservando estas su neutralidad.

Estos trabajos, así como las fecundas consecuencias que de ellos se deducían habían caído en el olvido cuando á principios de este siglo aparece Dalton descubriendo la ley de las proporciones múltiples y estableciendo ya definitivamente la de los equivalentes. Dalton estudia la composición del óxido de carbónico y del ácido carbónico y observa que para la misma cantidad de carbono, el segundo contiene doble cantidad de oxígeno que el primero. El estudio del hidrógeno protocarbonato y bicarbonato y el de la serie de oxidación del nitrógeno y de otros cuerpos le conducen á un resultado análogo, y en vista de este hecho general Dalton formula su ley en esta forma: "si un cuerpo dá lugar con otro á mas de una combinación, considerando el peso de uno de ellos como constante los del otro aumentan segun una relación sencilla, es decir, son como los números 1, 2, 3, &c."

Esta ley, confirmando los descubrimientos de Wenzel y Richter viene á dar nueva forma á la teoría de constitución de los cuerpos. La materia tiene un límite á su divisibilidad, este límite es el átomo; la combinación no resulta de la penetración de la materia sinó de la ordenada yuxtaposición

de estos; por consiguiente, si la materia al combinarse lo verifica en proporciones definidas y segun pesos que guardan siempre una relacion constante estos pesos deben representar necesariamente el peso relativo de los mismos. Dalton no solo confirma con sus descubrimientos la ley de los equivalentes sinó que plantea la primera nocion racional dentro de la hipótesis de los átomos.

Vemos aquí aparecer ya, por vez primera el "peso atómico." La ley de las proporciones múltiples nos demuestra que los cuerpos pueden combinarse en mas de una proporcion pero que estas son siempre multiples exactos de la que representa su equivalente. Admitida la existencia del átomo y su yuxtaposicion al combinarse dedúcese lógicamente que si el carbono, por ejemplo, se combina con el oxígeno para formar el óxido de carbono y el ácido carbónico, entrando en el primero para un equivalente de carbono uno de oxígeno y en el segundo dos, esto es porque la molécula de ácido carbónico se forma por la union de dos átomos de oxígeno y uno de carbono y la del óxido por la union de átomos iguales de estos elementos. Los números que nos representen las cantidades ponderales en que

los cuerpos se combinen, ó sean los equivalentes, expresarán segun esto, la relacion invariable entre los pesos de los átomos que se yuxtaponen. Por consiguiente peso atómico y equivalente deben representar, y representan en efecto en esta teoria, la misma idea, dándonos esto mismo la razon de por qué las combinaciones tienen lugar segun relaciones tan sencillas y constantes.

Desde luego se comprende que los pesos atómicos que de estas leyes se deducen y que se obtienen como resultado del análisis no pueden representar nunca otra cosa que el peso relativo de los átomos. Dalton eligió como punto de partida para estos pesos el hidrógeno cuyo equivalente ó peso atómico hizo igual á uno y refirió á este el de los demás. Wollaston continuando los trabajos de Dalton modificó su tabla de equivalentes relacionando estos con el del oxígeno igual á diez y sustituyendo por la denominacion de equivalentes la de pesos atómicos debida á dicho químico.

Por esta época las palabras equivalente y peso atómico, representaban la misma idea y aun cuando no conformes todos los químicos con las consecuencias de tales hechos deducidas, ni con las teorías de Dalton, se veían precisados á ceder ante la

evidencia limitándose á manifestar su oposicion á las nuevas doctrinas insistiendo en denominar equivalente á lo que Dalton llevado por la fuerza de sus convicciones se obstinaba en denominar peso atómico. Generalizando además su teoria en este sentido y tomando como punto de partida la yuxtaposicion de átomos habia deducido lógicamente estos dos principios: 1.º El peso atómico de un cuerpo compuesto es igual á la suma de los pesos atómicos de los cuerpos simples que lo constituyen: 2.º Las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples se cumplen, no solo en la agrupacion de átomos simples que dán lugar á un compuesto sinó tambien en la de las moléculas de estos para formar otros nuevos. Al mismo tiempo establecia la primera noción distinta entre átomo y molécula como limite de divisibilidad física, el átomo para los cuerpos simples, la molécula para los compuestos.

Gay-Lussac dedicado á sus investigaciones acerca de la relacion de volúmenes en que los gases se combinan habia observado que no solo tenía lugar esta combinacion en una relacion constante, sinó que esta relacion existia tambien entre los volúmenes que reaccionaban y el volumen del com-

puesto resultante. Así al combinarse el hidrógeno y el oxígeno para formar el agua esta combinación tiene lugar siempre en la relación de dos volúmenes del primero para uno del segundo, ocupando dos volúmenes el vapor acuoso resultante; en la combinación del nitrógeno con el oxígeno para formar el óxido nitroso, la relación constante es también de dos volúmenes del primero y uno del segundo, resultando dos volúmenes de óxido nitroso; un volumen de cloro se combina con otro de hidrógeno para formar dos de ácido clorhídrico; tres volúmenes de hidrógeno se unen á uno de nitrógeno para formar dos de amoníaco. Estos hechos le permitieron establecer la siguiente ley: "Cuando los gases se combinan lo hacen siempre en una relación sencilla y constante, relación que existe también entre los volúmenes que reaccionan y el del compuesto producido." Fácilmente se comprende que esta ley no es mas, en último resultado, que una brillante confirmación de las ya conocidas y demuestra que estas lo mismo funcionan entre pesos que entre volúmenes de los cuerpos.

Como hemos visto, equivalente y peso atómico eran palabras empleadas indistintamente para expresar las cantidades pon-

derales de los cuerpos que en las combinaciones son capaces de sustituirse, pero muy pronto nuevos descubrimientos iban á señalar capitales diferencias entre los conceptos por ellas representados. Poco tiempo despues de los trabajos de Gay-Lussac, Avogadro y Ampere establecen como corolario de las leyes de Mariotte, su hipótesis sobre la constitucion de los gases, admitiendo que estos están formados de partículas materiales en estado de repulsion, cuyo número es el mismo para volúmenes iguales de gas, y deduciendo de este hecho la consecuencia de que en idénticas condiciones de temperatura y de presion, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de átomos. Ahora bien; el hidrógeno y el cloro, por ejemplo, se combinan en la relacion ponderal de equivalente por equivalente; y en volúmenes, en la relacion de uno del primero para uno del segundo. Segun la hipótesis de Ampere volúmenes iguales de gases contienen en idénticas condiciones físicas el mismo número de átomos, por consiguiente los números que expresan la relacion de pesos en que el hidrógeno y el cloro se combinan, es decir, sus equivalentes, representan esta misma relacion aplicada á sus volúmenes ó lo que es lo mismo

á sus átomos. Pero el peso de volúmenes iguales de gases referidos á uno de ellos son sus densidades, luego, tratándose de gases simples, equivalente, pero atómico y densidad deben estar representados por el mismo número ó por números entre los cuales exista una relacion muy simple. La determinacion de densidades debe venir, naturalmente, como confirmacion de los pesos atómicos obtenidos por otros medios. Fijémonos ahora en algunos hechos que á este particular se refieren.

Si se determinan las densidades de diferentes gases simples tomando como punto de partida la del hidrógeno igual á uno se observa que para algunos, como el cloro y el nitrógeno, esta densidad coincide con su peso atómico; para el oxígeno su densidad resulta el doble. Por otra parte, si se descompone el agua por medio de una corriente eléctrica, ó se sintetiza por el mismo medio se observa que su constitucion en volúmenes es siempre de uno de oxígeno para dos de hidrógeno. Tal es el fundamento de la teoría atómica de Berzelius, en la que ya equivalente y peso atómico no representa lo mismo, ni tienen idéntico valor en las combinaciones.

II.

Lejos de encontrar Dalton en las leyes de Gay-Lussac una prueba mas en apoyo de sus teorías, las combatió enérgicamente preocupado con la idea de que estaban en oposicion con el concepto de la materia que entrañaba su teoría de pesos atómicos. Para él cuando dos cuerpos se combinan para formar tan solo un compuesto esta combinacion debe realizarse siempre átomo por átomo. Asi el agua, único compuesto de hidrógeno y oxígeno entonces conocido debia estar formada por átomos iguales de los dos cuerpos, cuando segun lo que de la ley de Gay-Lussac se desprendia lo estaba de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno.

Berzelius que hacia tiempo seguia con interés estas cuestiones dedicado á la vez á delicadísimos trabajos analíticos que le habian permitido obtener una tabla de pesos atómicos mucho mas exactos que los de Dalton y que apenas ha habido actualmente que reformar, fué el encargado de resolver esta cuestion y de fijar de una manera decisiva el concepto de átomo y equivalente. Las fecundas experiencias llevadas á cabo

desde Wenzel y sus propios trabajos sobre la neutralidad de las sales, trabajos que dieron vida á una nueva ley que lleva su nombre, iban á servir de base á una teoria atómica, verdadera expresion de los hechos que la experimentacion habia puesto de manifiesto. Lejos de existir contradiccion entre las deducciones de Gay-Lussac y de Dalton las primeras eran, á no dudarlo, la mas brillante confirmacion de las segundas. La experiencia y la expeculacion iban á dar forma á la antigua teoria atómica y á establecer una nocion nueva de la manera de ser de los cuerpos como deduccion lógica de las leyes de combinacion y de las hipótesis de Avogadro y Ampere.

Berzelius empieza por adoptar, como resultado de sus análisis, una nueva tabla de pesos atómicos y en lugar de tomar como punto de partida el hidrógeno igual á uno como Dalton, ó el oxígeno igual á diez, como Wollaston, refiere estos pesos al oxígeno igual á cien. Teniendo en cuenta luego lo que se desprende de la ley de los volúmenes y lo que el análisis y la sintesis nos demuestran respecto al agua, establece la diferencia entre átomo y equivalente; y así como segun Dalton el agua se compone de un peso 1, de hidrógeno, y un pe-

so, 7 de oxígeno, 1 y 8 segun Wollaston, y estos números representan el peso atómico y el equivalente indistintamente, Berzelius, por el contrario, apoyándose en la ley de Gay-Lussac admite que el agua que resulta de la union de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno está formada de dos átomos del primero y uno del segundo. Los equivalentes del hidrógeno y del oxígeno no representan el mismo número de átomos, sus pesos atómicos son, pues, necesariamente distintos.

Establecida la diferencia entre átomos y equivalentes, para Berzelius los primeros representan los volúmenes gaseosos y los pesos atómicos no son, por lo tanto, otra cosa que los pesos relativos de volúmenes iguales de gases. Los equivalentes pueden representar el peso de uno ó dos átomos y este último caso no se realiza tan solo con el hidrógeno; el nitrógeno, el cloro, los vapores de bromo, yodo, &c. se encuentran tambien en este caso. Los pesos atómicos de estos cuerpos representan el peso de un volumen, pero como la menor cantidad que de ellos se combina con otro de oxígeno son dos volúmenes, dedúcese que su equivalente con relacion á este último corresponde siempre á dos volúmenes; ó lo

que es igual, que estos gases entran siempre en los compuestos por átomo dobles, los cuales suponía Berzelius unidos de una manera tan íntima que representan precisamente la menor cantidad de materia susceptible de entrar en combinacion, ó lo que es lo mismo su equivalente. Estos átomos dobles vienen á ser lo que Dalton habia considerado como un solo átomo y á que Wollaston habia ya dado el nombre de equivalente.

Berzelius no tuvo en cuenta que, si bien segun esta teoria resulta para algunos cuerpos, el agua por ejemplo, una molécula indivisible, no sucede lo mismo con otros. Dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno deben dar lugar siempre á una molécula estable é indivisible, pero siendo el equivalente del primero de los que corresponden á dos átomos y encontrándose el cloro en el mismo caso, dos átomos de éste y dos de hidrógeno no formarán una molécula de ácido clorhídrico sino dos; como dos deben resultar tambien de la union de dos átomos de nitrógeno y seis de hidrógeno para formar el amoníaco. Á las actuales teorías estaba reservado hacer desaparecer esta anomalía armonizando la teoria atómica de Berzelius con los modernos descubrimientos y encontrando en la misma facultad dinámica

de la materia el por qué de la existencia de esos átomos dobles.

Los hechos fundamentales que habian dado origen á las deducciones de Berzelius, limitados á un corto número de casos, carecian aun del carácter de generalidad que debe revestir toda teoría. Los trabajos de Regnault y de Dulong y Petit sobre los calóricos específicos y los de Mitscherlich sobre el isomorfismo iban á imprimirle este carácter. Dulong y Petit en sus investigaciones acerca del calórico específico tuvieron ocasion de observar que siendo este en los cuerpos simples distinto para cada uno de ellos, los números que lo representan se hallan en razon inversa de los pesos de sus átomos, y por consiguiente, que el producto de estas cantidades es siempre un número constante. Este hecho que Dulong y Petit espresan por la ley que lleva un nombre nos conduce á esta conclusion: los átomos de todos los cuerpos simples tienen la misma capacidad para el calor. Por su medio se ha podido no solo confirmar los pesos atómicos deducidos de la ley de volúmenes sinó obtener otros nuevos.

La ley del isomorfismo descubierta por Mitscherlich nos dice lo siguiente: "cuerpos compuestos de igual número de átomos y

en idéntico órden de agrupacion cristalizan en las mismas formas fundamentales." Ó lo que es lo mismo: "la identidad de forma exterior en los cuerpos, revela el mismo carácter para su disposicion atómica." Esta ley, dándonos á conocer la constitucion intima de las especies cristalizadas, puede servir como medio de comprobacion para las fórmulas probables deducidas del análisis una vez que por su medio puede llegarse al conocimiento del número esacto de átomos que constituyen una molécula; resultado que por medio del análisis no podemos obtener sinó de un modo relativo.

La teoría atómica que estamos examinando, robustecida con estos nuevos datos fué admitida por todos los químicos y con ella el sistema de formulacion que era su consecuencia. Sin embargo, cimentada esta teoría en la ley de volúmenes y en la hipótesis de Ampere elevada á la categoria de principio y enunciada así: "en igualdad de volumen y en idénticas condiciones físicas los gases encierran el mismo número de átomos," conviene no olvidar que, prescindiendo ya de ciertas excepciones de otro órden, este hecho no es cierto en absoluto. El ácido clorhídrico que resulta de la combinacion de un volumen ó átomo

de cloro y otro de hidrógeno no puede contener, en idéntico volúmen, el mismo número de átomos que el vapor de agua que en dos volúmenes contiene tres átomos elementales, ó que el amoniaco que en dos volúmenes contiene cuatro. Un volúmen de ácido clorhídrico contendrá, segun esto, medio átomo de cloro y medio de hidrógeno; un volúmen de vapor de agua, uno de hidrógeno y medio de oxígeno, y un volúmen de amoniaco uno de nitrógeno y uno y medio de hidrógeno. Podria creerse que esta anomalía llegaria á desaparecer limitando la hipótesis de Ampere á los cuerpos simples pero, si bien esto es esacto para cierto número, ya veremos que hay otros que, aparentemente al menos, se apartan de esta ley. La cuestion estriba en dar á las palabras átomo y molécula su verdadero valor. Si admitimos por *molécula* lo que Dumas llamaba átomo fisico ó indivisible por las fuerzas fisicas, y por *átomo* el átomo quimico ó indivisible por fuerzas quimicas podemos ya esplicar la hipótesis de Ampere, para los casos que forman excepcion, en el sentido de que en los gases ó vapores de estos cuerpos los átomos quimicos están reunidos constituyendo grupos moleculares, en igual núme-

ro en idénticos volúmenes. Asi resulta aplicable este principio, aun en el caso de los gases compuestos y de los simples de densidad anómala, con solo introducir en la nocion de átomo y molécula la modificacion indicada.

Á esta altura habia llegado en manos de Berzelius la química teórica cuando aparece Gerhardt desarrollando la teoría de sus nuevos pesos atómicos, á la vez que el unitarismo originado en los notables estudios de Laurent sobre las sustituciones iba á verificar una total trasformacion en la ciencia química cambiando por completo su manera de ser.

El hecho capital, origen de la reforma que Gerhardt iba á llevar á cabo es el siguiente: "en todos los casos en que una reaccion orgánica dá lugar á la formacion de agua ó de ácido carbónico, estos cuerpos resultan siempre en la proporcion de dos equivalentes ó un múltiplo de ésta cantidad," fenómeno singular y del que Gerhardt no se dá cuenta á no admitir la existencia de algun error cometido en la determinacion del peso molecular de las sustancias orgánicas, en la de los equivalentes del ácido carbónico y del agua, ó en la de los cuerpos simples carbono y oxígeno. No se com-

prende, en efecto, que no haya reaccion alguna orgánica que dé origen á una molécula tan solo de agua ó ácido carbónico, y Gerhardt está en lo cierto al admitir, que, si la cantidad que de estos cuerpos resulta en la reaccion representa en realidad dos equivalentes para cada uno, es necesario reducir á la mitad las fórmulas orgánicas; y si por el contrario representan uno, es necesario duplicar la de todos los compuestos minerales. Entre estos dos extremos Gerhardt obta por el primero y empieza por esponer lo que debe entenderse por molécula tomando la del agua como punto de partida. Para él las moléculas de los cuerpos compuestos están formadas por los átomos de los cuerpos simples unidos en virtud de la afinidad, y dotadas de un peso y tamaño variables segun el número y naturaleza de los átomos yuxtapuestos. En cada cuerpo compuesto la molécula es la menor cantidad del mismo que puede existir en estado libre y funcionar en las reacciones químicas, siendo iguales todas las que constituyen el mismo cuerpo y diferenciándose de las de los demás en el número y naturaleza de sus átomos elementales, es decir, por su tamaño y su peso. Ahora bien, no siendo posible apreciar estos dos térmi-

nos sino de un modo relativo y partiendo de una unidad cualquiera, Gerhardt toma como medida comun para determinarlos la molécula de agua que en estado de vapor debe ocupar dos volúmenes.

La primera consecuencia natural de esta reforma es reducir á la mitad las fórmulas asignadas por Berzelius á todos los compuestos orgánicos cuyo menor exponente para el carbono es igual á dos. Considerando Gerhardt tambien el agua como formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno adopta como término de comparacion para sus pesos atómicos el del primero igual á uno; és decir, que asi como Berzelius desdoblaba los equivalentes de los cuerpos que funcionan por átomos dobles y cuyos pesos atómicos son la mitad de sus equivalentes, Gerhardt viene á duplicar los de los cuerpos simples cuyo peso atómico y equivalente según Berzelius, están representados por el mismo número; lo cual equivale, en último resultado, á duplicar los pesos atómicos de Berzelius. No fué esta reforma, sin embargo, tan general como pudiese creerse y como lógicamente debia tener lugar, y la razon es muy sencilla. En efecto, considerando Gerhardt todos los óxidos metálicos como formados, por

analogía con el agua, de dos átomos de metal y uno de oxígeno, se conservaban para los metales, lo mismo que para el hidrógeno y análogos, sus equivalentes primitivos, que en este caso son también sus pesos atómicos, y aparecían tan solo duplicados los del carbono, oxígeno, azufre, selenio y telurio. Esta es la razón de que, para Gerhardt, fuesen aproximadamente lo mismo equivalente y peso atómico, hasta el punto de llegar á emplear indistintamente para designarlos estas dos frases.

Como se vé, los puntos capitales del sistema de Gerhardt son: 1.º la molécula de agua, á la que se refiere la de todos los cuerpos en estado de gas, se compone de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, y ocupa dos volúmenes en estado libre; 2.º Los óxidos metálicos están formados, como el agua, por dos átomos de metal y uno de oxígeno. Si consideramos ahora una sal de plata que esté constituida por un ácido orgánico, como el acético por ejemplo, el equivalente de este ácido será la cantidad del mismo susceptible de combinarse con otra de óxido argéntico que contenga un equivalente de plata. Pero Berzelius no admitía, como Gerhardt, para el óxido argéntico la fórmula del agua,

sinó que asignaba á la plata un peso atómico doble partiendo del equivalente del hidrógeno igual á uno, así es que el peso molecular ó equivalente del ácido acético resultaba para Gerhardt reducido á la mitad; caso que es así mismo aplicable á todos los ácidos monobásicos. Las consecuencias de este hecho se comprenden perfectamente teniendo en cuenta, que esta modificación introducida en el equivalente de estos cuerpos se hace extensiva necesariamente á todos sus derivados, y en general á todos los que á ellos se refieren.

La teoría atómica de Gerhardt viene á simplificar la de Berzelius y á modificar la opinion que se tenía acerca de la manera de ser de los cuerpos compuestos, sobre todo orgánicos, á los cuales dedicó de preferencia su atención. Partiendo del mismo punto de vista, á saber, la ley de los volúmenes y la de Ampere, constituye la molécula gaseosa representándola por la menor cantidad de un compuesto que con ese nombre puede existir en estado libre y haciendo desaparecer de este modo la anomalía que resultaba para aquellos cuerpos cuyo equivalente ó peso molecular correspondía á dos moléculas ó sean cuatro volúmenes. Al mismo tiempo, relacionando

con la del agua la composicion de todos los óxidos metálicos, dá los metales como peso atómico un número igual á los equivalentes de Berzelius, pero partiendo del peso atómico del hidrógeno igual á uno; número que habia servido ya á este químico para representar su equivalente. Esta modificacion se tradujo en la representacion gráfica de los compuestos por sustituir la raya que marcaba los elementos en la formulacion atómica de Berzelius, por el esponente 2 colocada á su lado. Al mismo tiempo los equivalentes de los cuerpos que no entraban por átomos dobles, que para Gerhardt eran tan solo el carbono, oxígeno, azufre, selenio y telurio, resultaban duplicados con relacion á los de Berzelius. Por último y como resultado de la reduccion de los cuerpos en estado libre á dos volúmenes, todos aquellos cuya fórmula correspondia en estado libre á cuatro, su equivalente se modificaba quedando igual á la mitad.

Vemos que Gerhardt habia empezado por asignar su verdadero valor á las palabras átomo y molécula, el primero como "la menor cantidad de un elemento susceptible de formar parte de un compuesto é indivisible por las fuerzas quimicas:" la segunda, "como

la menor cantidad de una agrupacion atómica, que puede funcionar en estado libre y tomar parte en las reacciones." No existiendo distincion bajo este concepto entre los cuerpos simples y compuestos, la menor cantidad que puede existir en estado libre es para los primeros, como para los segundos, la molécula; de modo que toda accion química que se verifique ya sea entre cuerpos simples ó entre estos y los compuestos, se realiza siempre entre moléculas de los mismos, y por consiguiente mediante una doble descomposicion. Asi, en lugar de admitir para la combinacion del hidrógeno con el cloro la union integral de estos cuerpos en la razon de equivalente por equivalente, para dar lugar á otro de ácido clorhídrico igual á cuatro volúmenes, Gerhardt supone una doble descomposicion entre los dos átomos que constituyen el equivalente del hidrógeno en estado libre ó sea su molécula, y los que forman la del cloro constituida de una manera análoga; resultando como producto de esta accion dos moléculas de ácido clorhídrico, cada una de las cuales ocupa dos volúmenes en estado libre.

Gerhardt se declara al esponer su teoria partidario del unitarismo, en oposicion al dualismo sistemático de Berzelius dentro

del cual es necesariamente inadmisibile el nuevo sistema de formulacion. Gerhardt oponia sus grupos moleculares en los cuales todos los fenómenos químicos se verifican por sustitucion en virtud de las dobles descomposiciones ya indicadas, á los agrupamientos dualisticos de Berzelius cuyas moléculas conservaban siempre los dos elementos antagonistas que habian intervenido en su formacion. En último resultado los pesos atómicos de Gerhardt y de Berzelius llegan á confundirse, no siendo distinto su punto teórico de partida; y en los mismos compuestos gaseosos ó volátiles las fórmulas son las mismas dentro de los dos sistemas siempre que las de Berzelius representen dos volúmenes. Lo que constituye la esencial diferencia entre estas dos doctrinas son sus consecuencias en la interpretacion de los fenómenos químicos enteramente distinta en el dualismo de Berzelius y en el unitarismo de Gerhardt. Los cuerpos compuestos son para el primero resultado de la adiccion de sus componentes, y al reducir á dos volúmenes, es decir, al dividir por dos sus equivalentes queda destruido el fundamento de su sistema. El mismo acetato argéntico cuya fórmula segun Berzelius corresponde á equivalentes

iguales de ácido acético y óxido argéntico puede servir de ejemplo. Su molécula en este caso contiene dos átomos de plata y representa un equivalente doble que el asignado por Gerhardt para esta sal; en ella, por consiguiente, no puede existir formado segun este químico, el óxido argéntico, puesto que el átomo de metal que corresponde á su molécula no tiene mas que medio átomo de oxígeno, elemento que sirve para enlazar los dos radicales constituyentes de la sal. En el conjunto atómico que así resulta desaparece la agrupacion dualística que constituye la base de la doctrina de Berzelius.

III.

Llegamos ya al planteamiento definitivo del unitarismo y como consecuencia de éste al desarrollo de las teorías de los tipos y de la dinamicidad destinadas á introducir una nueva modificación en los modernos pesos atómicos y á fijar clara y terminantemente su concepto. La teoría de los tipos, nueva forma bajo que aparece el unitarismo, y la de la atomicidad es- plicacion racional de la fuerza de combi-

nacion de los átomos por la dinamicidad de la materia, van á suministrar el medio de deducir el valor real de los elementos en las combinaciones, dato importante en la determinacion de sus pesos atómicos, Los casos particulares que afectan á la ley de Berzelius y que pueden ser observados en algunas sales minerales, los fosfatos por ejemplo; los conocimientos adquiridos acerca de los alcoholes y de la constitucion de algunos de sus derivados, sobre todo en lo que á los poliatómicos se refiere, demuestran que no hay equivalencia, para su capacidad de saturacion, entre las moléculas de estos distintos cuerpos. Asi vemos que el ácido metafosfórico no necesita mas que una molécula de potasa para formar sal neutra, cuando el fosfórico necesita tres; del mismo modo que el alcohol vinico reacciona con una sola molécula de ácido monobásico determinando la formacion de un éter neutro, siendo asi que para obtener el mismo resultado con el glicol ordinario se necesitan dos, y tres con la glicerina. Diferencias que caracterizan á estos diversos compuestos y cuya razon encuentra la teoria en el poder dinámico de que supone dotados á los átomos.

Conforme Gerhardt con la fórmula que

por analogia con el agua habia adoptado para los protóxidos, asignaba á los metales pesos atómicos idénticos á sus equivalentes segun Berzelius. La atomicidad de los radicales simples medida por el *maximum* de sus combinaciones cloradas sirvió para modificar este concepto. Los metales alcalinos y la plata cuya capacidad de combinacion determinada en dicha forma, es igual á la del hidrógeno, constituirán á su vez, con el oxígeno cuerpos cuya molécula esté compuesta de un átomo de este y dos del radical metálico; sus pesos atómicos deducidos de esta fórmula serán por lo tanto, esactos y concordarán con los de Gerhardt. Pero hay otros, y esta escepcion comprende la mayor parte de los metales conocidos, que no se encuentran en este caso; su valor dinámico es el mismo que el del oxígeno y demás metaloides anfígenos y doble que el del hidrógeno. La constitucion de sus protóxidos no puede aximilarse á la del agua, y sus equivalentes segun Berzelius, asi como sus pesos atómicos segun Gerhardt, serán la mitad de los que en realidad le correspondan. Con esta reforma queda ya fundamentalmente establecida la nocion de peso atómico confirmada con las deducciones que

derivan de las leyes ya conocidas de Avogadro y Ampere y de Dulong y Petit. Los nuevos pesos coinciden con los que de esta última se deducen no siendo otra cosa que los números proporcionales términos ó equivalentes términos que Regnault habia obtenido por su medio. De este modo es como la teoria atómica de Dalton y de Berzelius modificada por Gerhardt llega á verse afirmada sobre bases sólidas á pesar de los errores originados en el espíritu generalizador de este último, cuya idea de referir los volúmenes gaseosos á una unidad constante, fecunda en resultados para la determinacion de los pesos moleculares asi como las nociones de átomo y molécula que tan perfectamente ha fijado, señalan un progreso inmenso en el desenvolvimiento de dicha teoria. La combinacion de los cuerpos en cantidades determinadas, hecho demostrado por la experiencia, dá vida á la idea de átomo, explica la divisibilidad de la materia dentro de límites conocidos y sirve de razon á los múltiples y variados fenómenos que en la combinacion de los cuerpos simples ó compuestos se manifiestan; asi como la interpretacion de estos hechos y las consecuencias que de ellos se deducen basadas en

las nuevas teorías nos llevan á la modificacion del estudio químico constituyendo con sus dos ramas una sola ciencia dueña de una misma clasificacion racional y de una misma doctrina; ideal que se persigue hace tanto tiempo y que la química moderna está en vias de realizar.

Importa, sin embargo, precisar si los pesos atómicos que de este nuevo orden de cosas se deducen son verdadera espresion de los fenómenos químicos ó representan tan solo el producto de una deduccion exagerada de las leyes de combinacion cuya legitima y experimental consecuencia sean los equivalentes. Teniendo estos su origen en la ley de las proporciones definidas, para los primeros grados de combinacion de los cuerpos la relacion de pesos en que ésta se verifica estará representada por sus equivalentes respectivos; los números que los espresan son resultado riguroso del análisis y sirven para indicar las cantidades ponderales de materia capaces de sustituir ó de ser sustituidas. Pero como los cuerpos se combinan en mas de una proporcion los pesos con que ellos pueden figurar en los compuestos serán sus equivalentes ó números distintos de estos aun cuando guarden con ellos una relacion sen-

cilla; y en este caso es necesario acudir á consideraciones de cierto orden para elegir entre ellos el que ha de figurar como equivalente, por mas que tal vez no merecerá ya propiamente esta denominacion.

Cuando se trata de determinar el número proporcional de un nuevo cuerpo ó de confirmar el de otro ya conocido se acude al análisis como medio de investigacion. Entonces, con los datos suministrados por este y tomando como punto de partida ya sea el oxígeno, el hidrógeno ú otro cuerpo cualquiera, se adopta el número encargado de representarlo. Dos séries de operaciones abraza esta determinacion. La primera para investigar el número relativo de equivalentes que entran á formar el compuesto, es decir, su fórmula; condicion indispensable para la exacta apreciacion del equivalente una vez que los cuerpos pueden combinarse en mas de una proporcion. La segunda tiene por objeto, establecida ya la fórmula, hallar el número que ha de representar dicho equivalente partiendo de los datos suministrados por el análisis. La primera condicion que hay que llenar para que el resultado sea verdaderamente experimental y práctico y que el número obtenido ofrezca

garantia de exactitud es conocer la composicion elemental del cuerpo de que vamos á hacer uso con este objeto. Ahora bien; como las combinaciones pueden verificarse en mas de una proporcion, si nos encontramos con una série de compuestos formados por dos elementos acudimos á la ley de Dalton y partimos del mas sencillo considerándole como constituido equivalente por equivalente; del mismo modo que, en el caso de un compuesto único, utilizamos la misma ley ó hacemos uso de la del isomorfismo, de la de los volúmenes ó de la de Berzelius. De este modo el resultado será esacto si, en efecto, el compuesto mas sencillo que nos ha servido de tipo corresponde á equivalentes iguales de sus componentes, pero si esto no fuese asi se comprende perfectamente que los números obtenidos no serán los equivalentes verdaderos. Representarán en algunos casos múltiplos ó submúltiplos de estos, nunca las cantidades ponderales que se combinan y que son substituidas.

Esta facultad que posee la materia de combinarse en mas de una proporcion conduciria á admitir para un mismo cuerpo distintos equivalentes, si se adoptara siempre como base para esta investigacion el

compuesto mas sencillo. De ahí la necesidad de acudir á consideraciones particulares en gran número de casos. El nitrógeno se combina con el hidrógeno y la relacion de sus pesos es de 3 de éste para 14 del primero. Si en este caso no tuviéramos la posibilidad de determinar por otros medios, la ley de volúmenes por ejemplo, el número relativo de los átomos que constituyen la molécula de amoniaco, el equivalente del nitrógeno, esto es, la cantidad del mismo susceptible de sustituir ó de ser sustituida, no sería 14 sinó un número tres veces menor; pues siendo el amoniaco el compuesto mas sencillo de hidrógeno y nitrógeno que se conoce en estado libre, para los efectos de la ley de Dalton debia ser considerado como formado por equivalentes iguales de los dos gases. El óxido aluminico, primer grado de oxidacion del aluminio, tendrá por fórmula equivalentes iguales de dicho metal y oxígeno. Siendo el equivalente del aluminio, en este caso, la cantidad que se combina con otro de oxígeno obtendríamos, como tal, un número menor que el adoptado si la consideracion á que se presta el isomorfismo de dicho óxido con otros cuya fórmula corresponde á los sesquióxidos no hubiere puesto de manifiesto su constitucion.

Esto que se refiere á los cuerpos simples tiene aplicacion tambien al equivalente de los cuerpos compuestos. El mismo óxido aluminico no reemplaza ó sustituye á la potasa ó á la cal en sus sales; puesto que así como estas bases se unen para formar una sal neutra, á un equivalente de ácido sulfúrico por ejemplo, el óxido citado, de la misma manera que el férrico, el mangánico, el crómico &c., exige tres. En este sentido no puede considerarse la alúmina equivalente de la cal á no rebajar su fórmula á una tercera parte; cuya fraccion molecular representando la cantidad de dicho óxido que se une á un equivalente de ácido sulfúrico, sería su verdadero equivalente con relacion á las bases indicadas.

Por lo que antecede se comprende que los equivalentes químicos no siempre corresponden á su denominacion ni espresan en todos los casos la relacion de pesos en que los cuerpos se combinan. Lo esencialmente práctico consiste en determinar esta relacion con toda la esactitud que el análisis nos permite prescindiendo de todo concepto teórico. Fijándose en este hecho tan solo, se obtendrán números que serán verdaderos equivalentes segun la ley esacta, indiscutible, de las proporciones definidas

pero en este caso se hará indispensable adoptar varios de estos para un mismo cuerpo; porque otra ley esacta y rigurosa como la primera, nos demuestra que las combinaciones tienen lugar tambien en mas de una proporcion. Si, por el contrario, se trata de uniformar los resultados obtenidos y admitir como equivalente un solo número es necesario determinar, como dato imprescindible, el número de veces que el peso equivalente del cuerpo simple se encuentra repetido dentro de la molécula; para lo cual es ya necesario atender á consideraciones de cierto orden, algunas puramente teóricas y que privan al equivalente de su carácter experimental.

IV.

Conviene no olvidar que la nocion de peso atómico tiene su origen en la ley de Ampere, confirmada en sus resultados por la de los calóricos específicos. Desde el momento en que los volúmenes de los gases simples contienen los mismos átomos, la relacion existente entre los primeros corresponderá á la de estos últimos, y peso atómico y peso de volumen se confundirán en

un número idéntico que á su vez coincidirá con el que represente sus densidades; siempre en el caso de los gases simples y una vez que estas no espresan otra cosa que relacion de pesos en igualdad de volúmen.

Pero si la indicada ley es esacta en lo que se refiere á los gases elementales, ya hemos visto anteriormente que no lo es asi en cuanto á los compuestos, á no sustituir á la palabra átomo la de molécula, perfectamente aplicable aún tratándose de gases simples; advirtiéndolo que dicha palabra representa la menor cantidad de un cuerpo cualquiera, simple ó compuesto, que puede existir en estado libre, ó sean dos volúmenes. Hasta cierto punto puede parecer anómala la constitucion que en este caso debe afectar la molécula de los citados gases, pues el hidrógeno libre, por ejemplo, será un hidruro de dicho radical, un cloruro de cloro este mismo metaloide y asi los demás; haciéndose necesario al mismo tiempo admitir que la afinidad puede funcionar entre átomos de idéntica naturaleza á los cuales mantiene unidos en estado libre. Sin embargo fenómenos tan conocidos como son la descomposicion del agua oxigenada bajo la influencia de algunos óxidos metálicos, la oxidacion

directa del nitrógeno en presencia del hidrógeno inflamado y la acción tan notable de doble descomposición, que ejerce el ácido clorhídrico sobre el hidruro de cobre, son otros tantos hechos en apoyo de la existencia de la indicada fuerza entre los átomos idénticos que constituyen dichos gases en estado libre.

Veamos ahora el resultado que de la citada ley de Ampere y de las de Gay-Lussac combinadas podemos obtener. La primera nos suministra el conocimiento de la constitución atómica ó molecular relativa de los gases; la segunda nos enseña que éstos guardan entre sí, cuando se combinan, una relación sencilla y constante que existe también para el volumen producto de la combinación. Es evidente, pues, que la densidad de un gas compuesto nos dará el medio de determinar la de alguno de sus componentes en el mismo estado, y por consiguiente su peso atómico, puesto que este y la densidad se confunden cuando se trata de gases simples. Así, el compuesto gaseoso formado por volúmenes iguales de vapor de carbono y de gas oxígeno y que contiene en un volumen, medio de este último, nos da con su densidad el medio de apreciar la que corresponde al carbono

en estado de gas y la cual debe coincidir con su peso atómico. Y en general, el mismo medio nos puede servir para determinar con toda exactitud el peso atómico de todos los elementos químicos, partiendo de la densidad del hidrógeno igual á 1 y utilizando con este objeto alguno de los compuestos gaseosos ó volátiles que los mismos pueden formar.

Hemos dicho que los resultados obtenidos en todo cuanto se refiere á la determinación de pesos atómicos por medio de la ley de Ampere, tenían su confirmación en la ley de los calóricos específicos. En efecto, siendo siempre el producto de estos por los pesos atómicos una cantidad constante, los cocientes que se obtengan de dividir el número que esta representa por los que expresan dichos calóricos específicos una vez conocidos, serán los pesos atómicos buscados. Los hallados por este medio están conformes con los que de ciertas consideraciones teóricas, tales como el isomorfismo, se deducen. Así se observa que son la mitad que sus equivalentes para los metales potasio, sodio, litio y plata cuyos óxidos eran considerados por Gerhardt como de idéntica constitución á la del agua y cuyos equivalentes son de los que corres-

ponden á dos átomos, ó lo que lo mismo á dos volúmenes.

Algunas escepciones, no muchas, se ofrecen á esta ley. El azufre, el fósforo amorfo y sobre todo el carbono, boro y silicio se encuentran en este caso. Fuerza es hacer observar, sin embargo, que los cuerpos en quienes esto se realiza son precisamente los que mas tendencia muestran á afectar distintos estados alotrópicos; elementos cuya materia podemos suponer sujeta á cambios físicos importantes y cuya evolucion tiene que verificarse mediante un trabajo molecular que ha de determinarse siempre con absorcion ó desprendimiento de calórico. En el caso particular del carbono hay que tener en cuenta, además, que si sus equivalentes térmicos varian para cada modificacion molecular tambien sus pesos atómicos, dentro de los diversos compuestos, guardan una relacion análoga. Fenómeno curioso y que depende de que el carbono conserva en las combinaciones de que forma parte la disposicion atómica que corresponde á cada uno de sus diversos estados alotrópicos; consideraciones que podemos aplicar igualmente al boro y silicio, tan afines al carbono en sus propiedades asi como en sus variados estados de agregacion molecular.

Tampoco la ley de Ampere se realiza de la misma manera, al menos aparentemente, en todos los cuerpos simples, presentando á la vez sus escepciones. No todos los gases elementales contienen en igual volúmen, idéntico número de átomos; y este resultado ofrece la determinacion de sus densidades teóricas deducidas de algunos de sus compuestos volátiles en los metales mercurio y cadmio y en los metaloides fósforo, arsénico y azufre; este último antes de que las delicadas esperiencias llevadas á cabo por Bineau hubiesen puesto de manifiesto la conformidad que existe entre las deducciones teóricas y los resultados experimentalmente obtenidos. El fósforo y el arsénico forman con el hidrógeno compuestos análogos al amoniaco cuya constitucion en volúmenes se sabe que es de dos de nitrógeno y seis de hidrógeno condensados en cuatro, ó de uno y tres condensados en dos. Pues bien: la densidad que para dichos metaloides deduce el cálculo tomando como punto de partida estos compuestos, es la mitad de la que presentan en estado libre. La consecuencia natural de este fenómeno es que los vapores de fósforo y arsénico contienen, en igual volúmen, doble número de átomos

que el hidrógeno y que constando de dos átomos la molécula de este último la de los primeros contiene cuatro. Por el contrario, los metales mercurio y cadmio y probablemente todos los que se distinguen por una función química idéntica á la de estos, manifiestan opuesta anomalía. Sus densidades teóricas son dobles que las experimentales, es decir, que su molécula corresponde á un solo átomo y en idénticos volúmenes contienen la mitad de estos que el hidrógeno. En dichos metales su peso atómico y su peso molecular se confunden; así en dos volúmenes de cloruro mercuríco, el átomo de mercurio contenido pesa lo mismo que el doble átomo que en estado de libertad constituye su molécula estable.

En realidad estas excepciones son tan solo aparentes y de ello puede servir de ejemplo la anomalía que al vapor de azufre se refiere. La densidad de este metaloide á la temperatura de 500° es triple de la que teóricamente se obtiene haciendo uso del compuesto gaseoso que forma con el hidrógeno. Su molécula debia contener precisamente tres veces el número de átomos que este último. Esta anomalía ha desaparecido obteniendo la densidad del azufre

á la temperatura de 1000° en cuyas condiciones físicas se confunde con la teóricamente deducida. La disociación experimentada por su vapor á esa elevada temperatura nos dá la explicación de este fenómeno y las moléculas libres y estables de fósforo y arsénico, grupos atómicos que la temperatura á que sus densidades han sido determinadas no ha llegado á disociar, sufren este cambio físico al contacto de cuerpos que, como el hidrógeno y el cloro, pueden entrar con ellos en combinación.

Por analogía, las anomalías correspondientes á los metales diatómicos pueden ser explicadas del mismo modo. Las moléculas de mercurio y cadmio, por ejemplo, en estado libre, experimentan un fenómeno de disociación provocado por la escasa afinidad mútua que existe entre sus átomos, afinidad que puede ser destruida á la temperatura de volatilización y que es causa de que, al reducirse á vapor la molécula de estos metales, duplique su volumen resolviéndose en dos, conteniendo cada una un átomo del metal y ocupando dos volúmenes; desdoblamiento análogo al que, al separarse de sus combinaciones cloradas ó bromadas experimenta el etileno, en cuyo caso éste, una vez en estado libre, con-

tinúa ocupando el mismo volúmen que el cloruro ó bromuro primitivos.

Este mismo fenómeno de disociacion que afecta á la molécula de algunos cuerpos simples bajo la influencia de agentes químicos diversos ó por la accion del calor, es comun tambien á gran número de compuestos cuyas moléculas en estado libre no corresponden á dos volúmenes sinó á cuatro; escepciones tambien de la ley de Ampere, la que, como sabemos, es aplicable á los cuerpos compuestos con solo sustituir la palabra átomo por la de molécula y cuyos pesos moleculares podemos obtener, del mismo modo que los atómicos de los cuerpos simples, con solo multiplicar por 2 el número que representa su densidad con relacion al hidrógeno igual á uno. En el caso á que nos referimos se encuentran las moléculas de ácido sulfúrico, cloruro amónico, clórido fosfórico, cloruro y bromuro mercúricos etc., las cuales corresponden, no á dos volúmenes sinó á cuatro.

V.

Aunque partiendo en gran número de casos de consideraciones puramente teóricas, vemos que los pesos atómicos ofrecen garantías de esactitud no inferiores á las que á los equivalentes corresponden. Complemento necesario de estos últimos no deben á la especulacion mucho mas que ellos, que si bien espresan rigurosas relaciones de pesos, se apoyan con frecuencia en deducciones de un órden tan teórico, cuando menos, como los primeros. Conviene de todos modos é interesa en alto grado dilucidar si debe conservarse el antiguo sistema de equivalentes ó adoptar francamente los modernos pesos atómicos y las reformas que son su consecuencia. Difícil es de resolver cuestion de tanta trascendencia, pero si no hemos de negar su verdadero valor á todo lo que al concepto teórico de la química interesa, preciso se hace que la atencion se fije en ciertos detalles que entrañan, á no dudarlo, suma importancia y que pueden influir de una manera radical en el juicio que merezca tan interesante asunto. En primer

lugar la teoría de los modernos pesos se apoya en consideraciones químicas derivadas de hechos importantes, que hacen resaltar entre los cuerpos sus analogías y permiten agruparlos de una manera natural y metódica, resultado á que hasta ahora se habia llegado difícilmente. De ejemplo pueden servir, sin ir mas lejos, los metales llamados diatómicos. Por su parte las nuevas teorías alguna de las cuales, la de la dinamicidad, nos dá razon de las variadas acciones químicas y de las propiedades inherentes á la materia, encuentran confirmacion notable en los nuevos pesos atómicos. Modificada la idea que acerca de la manera de ser de los cuerpos compuestos habia originado la escuela dualista, trasformado por completo este concepto y á su vez el mecanismo de doble cambio que era su apoyo, adoptada la funcion química del elemento como verdadera base filosófica de clasificacion, la antigua nocion de equivalente no puede cumplir ya el objeto que la reforma verificada en el concepto teórico exige y que en este sentido tan solo puede llenar el peso atómico con el valor que actualmente representa. El constituye el complemento del actual sistema químico, que

como es sabido, descansa sobre la moderna teoría de la atomicidad, la que en las propiedades intimas que la materia manifiesta por su potencia dinámica al funcionar en las combinaciones, encuentra el por qué de las leyes á que ellas están sometidas y la razon de los cambios y fenómenos que las caracterizan.

La teoría que nos ocupa es, como se ha visto, medio de clasificacion. En efecto, la capacidad de combinacion peculiar para cada cuerpo simple medida por el número de átomos que puede agotar de un elemento cuyo poder dinámico esté representado por la unidad, será dato utilizable para la distribucion de dichos elementos segun estas capacidades mismas. Pues bien, prescindiendo de los radicales monoatómicos y de los diatómicos anfigenos cuyos equivalentes habia duplicado ya Gerhardt, existe una série de metales cuyo equivalente tiene que experimentar el mismo cambio para obtener su peso atómico. Esto se realiza en los metales alcalino-terréos, en el plomo, y en general, en todos aquellos cuya atomicidad está representada por un número par. Esta reforma se encuentra, no obstante, plenamente justificada por gran número de consideraciones químicas y por las leyes de Dulong

y Petit y de Ampere. La estructura molecular de las sales que estos metales son susceptibles de formar con dos ácidos distintos y su tendencia á constituir sales básicas mas bien que ácidas son razones en su apoyo. Pero aun cuando estos hechos no fuesen suficientes para autorizarla, los pesos atómicos de estos metales, deducidos de sus calóricos específicos, coinciden con dichos equivalentes duplicados. Y si por otra parte se utiliza alguno de sus compuestos volátiles y se determinan sus densidades teóricas por este medio, nos encontramos con un resultado idéntico.

Vénse, pues, intimamente enlazadas las dos ideas que representan el moderno concepto de la materia espresado por la fuerza individual inherente á los átomos y las modificaciones que la noción del átomo libre y de su peso relativo ha sufrido desde el establecimiento de esta doctrina por Dalton hasta nuestros días. Aven-
turado es cuando menos decidir si la interpretación de los hechos que las actuales teorías nos ofrecen debe sustituir ó nó al

antiguo sistema, pero al llegar á este punto nos vemos precisados á hacer nuestras las siguientes palabras de Wurtz á quien tan importante parte cabe en el actual desenvolvimiento de la química: "La hipótesis de los átomos es hoy el arsenal de todas nuestras teorías y la base firme de nuestro sistema de conocimientos químicos. A ella deben su admirable sencillez las leyes de combinacion de los cuerpos; ella nos ha suministrado los datos acerca de su estructura íntima y tomando parte en la interpretacion de sus propiedades, de sus reacciones, de sus metamórfofis, ella establecerá mas tarde, á no dudarlo, los fundamentos de la mecánica molecular."

HE DICHO.

