SECCION DE QUIMICA

Teorías Químicas

Especial para "DYNA", por JUAN M. PARDO
Profesor de la Facultad.

En cada ciencia suele haber diversas clases de profesionales correspondientes, cada uno, al aspecto o sentido en que se contemple el mencionado campo de actividades. Así, por ejemplo, tenemos al profesional práctico, que aplica toda una serie de principios, leyes y reglas a la realización de una **planta** (en el sentido de obra), y quién está obligado a informarse de los procedimientos más adecuados a las necesidades reales de determinadas circunstancias. Tenemos al especulativo, quien discute los principios y leyes en que se fundamenta el profesional práctico, y quien no está obligado a ejercitarse, pero tampoco a perder contacto con el primero. Sin embargo, no puede establecerse una línea divisoria de los dos campos, pues sucede algo paradójico en esto de las clasificaciones, se hacen, y una vez establecidas aparecemos en los diversos campos, sin darnos cuenta de que nada respetamos. Parece que el pensamiento en su actividad, y la práctica en su realización sean úna, y las clasificaciones, apenas una acomodación de la mente humana a su falta de visión total, sin que ellas sean rigurosas, ni menos absolutas. Ciencia práctica y ciencia especulativa, son dos sentidos, que tienen lugar según las necesidades biológicas imperantes; pueden cambiar y hasta exaltarse uno de esos sentidos, a la manera como en el desarrollo del hombre van surgiendo etapas diversas al paso que otras desaparecen, muchas veces de apariencia opuesta, hasta alcanzar un desarrollo equilibrado, diferente y superior a las clasificaciones creadas para tales circunstancias.

En el desarrollo portentoso de la Química, con sus centenares de especies químicas puestas ya al servicio del hombre mismo, han influído esencialmente numerosas teorías originadas por el propósito de inquietos especulativos en el empeño de hallar una solución, unas veces de carácter filosófico, en otras ocasiones más modestas a la ma-

teria, sin pensar ni sospechar siquiera el rol que desempeñan estas especies en la vida del hombre. Estas teorías le han dado un sentido a la ciencia Química, que merecen tenerse en cuenta y hacer una consideración como base o fundamento para otras teorías que están surgiendo con motivo de los nuevos conocimientos que el hombre tiene acerca de ese nuevo campo que es el átomo.

Hipótesis atómica.—Las primeras hipótesis acerca del átomo, son de orden filosófico, y su origen es de razonamiento natural al admitir, de una parte, la divisibilidad de los cuerpos; de otra, el límite forzoso de esta divisibilidad indefinida, que desembocaría en aquella partícula indivisible ante todo, y de propiedades especiales para cada elemento. Desde un punto de vista científico, fue John Dalton (1766-1844) quien formuló, en 1808, en su Nuevo Sistema de Filosofía Química su hipótesis del átomo. Por aquel tiempo estaba definido el fenómeno químico del fenómeno físico; también el concepto de elemento químico, en el cual Lavoisier hubo trabajado bastante, sólo que se le llamó substancia simple; la teoría del Flogisto llegaba a su fin y se sospechaba el concepto de energía. Prácticamente las leyes de la combinación química estaban definidas, inclusive la misma ley de las proporciones múltiples del mismo Dalton, a pesar de las serias dificultades en cuanto a instrumental y conocimiento de compuestos.

La visión de conjunto del comportamiento de las substancias químicas, en todos los aspectos de la combinación, indujeron a Dalton a la hipótesis de una unidad material, la cual no podría perder ni ganar masa. Esa unidad sería la responsable de la combinación, de ahí que en la primera ley ponderal, la suma de las masas permanece constante. La composición y descomposición de una substancia no podría explicarse mejor sino mediante unidades invariables.

La segunda ley, o ley de las proporciones definidas, de Proust es otra confirmación de esta hipótesis. Pero, donde obtuvo Dalton mayor sugerencia fue en su misma ley de las proporciones múltiples. Dos substancias forman a veces series de compuestos, en donde la una tomada en cantidad constante, hace variar a la otra en múltiplos enteros de una cantidad, que es la correspondiente a la establecida en la segunda ley de las proporciones definidas. Esto probablemente entretuvo a Dalton suponiendo o imaginando compuestos formados por un átomo de "A" y uno de "B"; uno de "A" y dos de "B"; uno de "A" y tres de "B", etc., a la manera como un niño forma grupos de una bolita negra y una blanca; una negra y dos blancas; una negra y tres blancas, etc.

La cuarta ley, es la generalización de las anteriores. Existen compuestos de más de dos substancias simples; y se preguntó: en qué pro-

porción estaría cada substancia con relación a las otras? Mediante la segunda y tercera leyes, se establecieron relaciones ponderales en la combinación química, fijando por lógica y necesidad natural, una cantidad determinada de un elemento o substancia, que seriviría de comparación con las demás. El hidrógeno fue el elemento más liviano conocido por ese tiempo, al cual se escogió como medida química, asignádole el valor de (1); de donde, los demás valores serían mayores que éste.* La tabla resultante dio valores de (8) para el oxígeno; (35,5) para el cloro; (16) para el azufre, etc. Para algunos metales conocidos entonces, tales como la plata (108); el mercurio (200,6), en las sales mercuriosas; (100,3) en las sales mercúricas, etc.

En un compuesto, como el ácido sulfúrico, se supo que estaba construído por 2,03% de hidrógeno; 65,4% de oxígeno y 32,7% de azufre. Si dividimos por los pesos de la tabla anterior, obtendremos los valores 2,04 para el hidrógeno; 8,17 para el oxígeno y,2,04 para el azufre. Dividamos por 2,04 para obtener números enteros, y habrá 2 pesos de combinación para el hidrógeno, 4 para el oxígeno y 1 para el azufre. "Las proporciones en que se hallan los elementos en un compuesto cualquiera, son los mismos pesos de combinación tomados una o "n" veces, siendo "n" un número entero". Dalton se encontró aquí nuevamente con la unidad química, indivisible y común a todos los compuestos.

Pero establecida esta unidad, a la que llamó átomo, para confirmar la realidad de aquella propiedad atribuída por los filósofos anteriores a él, la de la indivisibilidad. Dalton quiso obtener el peso relativo del átomo de cada substancia, y ajustándose a las leyes de la combinación, dichos pesos atómicos serían los mismos pesos de combinación. Pero la tabla de los pesos de combinación no expresa sino una relación, sin poder aclarar si, en esa relación de combinación, entrarían uno o varios átomos. Veamos el siguiente ejemplo: en el agua, las proporciones del hidrógeno y oxígeno son respectivamente de 1,008 : 8,00. Si se asignara al hidrógeno el peso atómico de 1,008, cuál sería el del oxígeno? Si es 8, el agua estaría formada por un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno y su fórmula sería (HO). Pero 1,008 puede estar dos veces contenido con 16 partes de oxígeno; y si al oxígeno se le asigna 16 de peso atómico, la relación se conserva y su fórmula sería (H_2O); si entran cuatro átomos, de hidrógeno, al oxígeno le correspondería 32, y la fórmula sería (H_4O). Por consideraciones análogas, puede asignársele al agua fórmulas tales como

* Al hacer el H igual a 1,000, el peso de combinación para el oxígeno sería 15,88. Se convino más bien, hacer el oxígeno igual a 16,00, de donde dio para el hidrógeno 1,008.

HO_2, HO_4, etc., si el peso atómico del oxígeno fuera 8, 4, 2, etc. respectivamente.

Dalton no pudo confirmar su hipótesis atómica, tan evidente, en las leyes de la combinación con los datos numéricos obtenidos en la experimentación. De ahí que, su tabla de pesos atómicos no tuviera aplicación. De esto, sí obtuvo una conclusión; debe haber una relación sencilla entre el peso de combinación y el peso atómico todavía incierto.

Leyes Volumétricas e hipótesis de Avogadro.—Por esa misma época, estaba el célebre Gay-Lussac (1805), quien, en asocio de Alexander von Humboldt, establecieron las leyes volumétricas de la combinación. Estas leyes constituyen el complemento de las ponderales, y dieron lugar a una serie de discusiones, cuyos resultados son el principio de Avogadro y el método Cannizzaro de obtener los pesos atómicos, sin los cuales la Química no habría logrado el desarrollo que ha alcanzado. Todas las substancias que se experimentaron en la combinación, en forma gaseosa, dieron por resultado las siguientes expresiones:

cloro + hidróg. = clor. de hidr.

Como se vé, un volumen de cloro y uno de hidrógeno, se combinan para darnos dos volúmenes de cloruro de hidrógeno.

En el siguiente, para formar vapor de agua:

hidr. + hidr. + oxig. = agua vapor

Para el amoníaco:

hidr. + hidr. + hidr. + nitr. = amoníaco

En todos estos experimentos, lo significativo es la reducción a dos volúmenes finales de compuesto. Esto, sugirió a Gay Lussac, la agrupación de los átomos en un compuesto para formar un conjunto que ocuparía el mismo volumen (esfera de acción) que cualquier otro compuesto, esto es, todas las moléculas deberían ocupar el mismo volumen, de donde, como consecuencia, dos volúmenes iguales de dos gases diferentes, contendrían el mismo número de moléculas. En cualquiera de los ejemplos anteriores, si se supone que hay "n" átomos (de acuerdo con Dalton) de hidrógeno que se combinan con "n" átomos de cloro, para darnos 2n átomos de cloruro de hidrógeno, nos resultarán 2n átomos de hidrógeno y 2n átomos de cloro, lo cual supone que los átomos antes de la reacción se han escindido en dos partícu-

las. Esta conclusión sería contraria al fundamento de la hipótesis atómica daltoniana; Dalton, por tanto, no la aceptó, quedando sin explicar las leyes volumétricas de Gay Lussac. Pero el razonamiento era muy puro en cuanto a la escición del átomo.

En el año de 1811, Amadeo Avogadro, profesor de física en Turín, resolvió esta dificultad, entre Dalton y Gay Lussac, de un golpe genial con su célebre hipótesis, y la distinción clara entre moléculas o agregado de átomos en un compuesto, y átomos (los indivisibles de Dalton), con la diferencia de que él llamó moléculas integrantes, (a los primeros), y moléculas elementarias a los últimos. Hizo patente y generalizó la hipótesis de Gay Lussac, que los volúmenes de las moléculas (todas) son iguales y por tanto, iguales volúmenes, a las mismas condiciones de temperatura y presión, tienen igual número de moléculas. Aunque Avogadro no logró probar su hipótesis, la aplicó a la interpretación de las leyes volumétricas de Gay Lussac, con las siguientes conclusiones:

n moléculas de hidrógeno	+	n moléculas de cloro	=	2n moléculas de cloruro de hidrógeno
nH	+	nCl	=	2n HCl

Luégo, nos han resulatado 2n moléculas de hidrógeno y 2n moléculas de cloro; pero hemos colocado solamente "n" de cada una. Diremos, entonces que las moléculas elementarias se han escindido o roto en dos partes, luego, estos elementos, tienen una molécula compuesta de dos partes; serían más bien diatómicas, y les correspondería la fórmula H_2 y Cl_2, respectivamente.

En el caso del agua:

$$2n \text{ mol. de H} + n \text{ mol. de O} = 2n \text{ mol. de } H_2O$$

También nos da 4n moléculas de H y 2n moléculas de oxígeno, luego la molécula elementaria de hidrógeno se ha escindido en dos, lo mismo que la del oxígeno; de donde se comprueba que el hidrógeno es diatómico y el oxígeno también. A este último se le puede asignar la fórmula O_2.

En el caso del amoníaco, se compobó de nuevo la diatomicidad del hidrógeno y la diatomicidad del nitrógeno (N_2).

Con estos tres experimentos hay demasiado para concluir: a) la diatomicidad de estos gases; b) el desdoblamiento de estas moléculas para formar otras diferentes, conservándose a través de estas transformaciones una unidad que sería propiamente el átomo de Dalton; c) la relación atómica del compuesto, que es igual a la de los volúmenes combinados: 1 : 1, en el cloruro de hidrógeno; 2 : 1, en el agua; 3 : 1, en el amoníaco; d) una fórmula, a saber HCl, H_2O, NH_3, etc. y e)

un peso molecular para el hidrógeno de 2; de 32 para el oxígeno, por el siguiente razonamiento: la fórmula del agua ya es un asunto determinado de H_2O, y si la relación de pesos del hidrógeno al oxígeno es de 1,008 : 8,000, y por convención se hace 1,008 el valor del peso atómico para el hidrógeno, según la fórmula, debe haber 2,016 para el hidrógeno y 16 para el oxígeno, pero este último corresponde a un átomo, luego su peso es de 16.00, y si la molécula es diatómica, su peso molecular es de 32. De donde el origen de este valor asignado a la molécula de oxígeno, que se ha tenido como medida de los pesos moleculares, no viene a ser un número culaquiera tomado al azar.

Con estos valores también se puede determinar el peso molecular del agua y el del amoníaco, y en general de los compuestos en experimentación.

Sin embargo, a las leyes volumétricas y a la hipótesis de Avogadro, no se les dio, por ese tiempo, la importancia y trascendencia que hemos consignado en el presente artículo; hasta 1860, cuando Cannizzaro ante un congreso de químicos en Karlsruhe, puso de presente la importancia de las ideas de Avogadro, su maestro.

De habérsele dado toda la importancia que ellas tienen, se habría adelantado la Química medio siglo en la determinación de pesos atómicos, pesos moleculares y fórmulas, especialmente en la síntesis química de compuestos no muy complicados.

Pero queda una observación, a manera de crítica. A todo este edificio construído sobre la hipótesis de Avogadro, no hemos demostrado si es cierta o no. Cannízzaro se encargó de ello. En su método de determinación de pesos atómicos, fundamentándose en el valor de 32 para la molécula de oxígeno, halló el valor de 16 para el átomo de oxígeno, y como fórmula para la molécula O_2, lo mismo que para el H_2. Los pesos atómicos y las fórmulas halladas por este método comprobaron la hipótesis de Avogadro. Hoy, otros métodos han probado su hipótesis, por lo cual ya se considera como una ley, y aún más como un principio fundamental para la química, pues de ello se deduce el número de Avogadro "N", $6{,}02 \times 10^{23}$, hallado por diferentes métodos; fundamental hoy en los estudios atómicos.

Nuestra admiración por el talento intuitivo de estos de estos cuatro científicos, quienes constituyen un cuadrilátero en la química, sin cuya base teórica de una tabla de pesos atómicos y pesos moleculares, la química no tendría el carácter de una ciencia.