

Prof. Argeo Angiolani

La teoría atómico-molecular y su importancia para la química



DEBIDO a los actuales conocimientos que se tienen sobre la estructura del átomo, cabe la pregunta: ¿Han tenido estos conocimientos, consecuencias sobre el valor y la importancia de la teoría atómico-molecular?

Alguien puede creer que, habiendo las nuevas teorías demostrado que la indivisibilidad del átomo es insostenible, deba ser también insostenible la teoría atómico-molecular.

Nada de todo esto, porque el átomo que los químicos siempre han considerado como una individualidad específica de la materia, siendo la más pequeña cantidad de materia que puede entrar en las combinaciones, queda el mismo de antes, ni más ni menos, y con el mismo significado.

No importa que el átomo sea divisible en partes, porque el conjunto de esas partes continúa siendo, también así considerado, una individualidad específica

de la materia: la mínima cantidad que entra en las combinaciones.

Se puede considerar que haya sucedido lo que se ha verificado cuando se ha descubierto que los organismos vivientes estaban constituídos de un conjunto de células microscópicas: este descubrimiento no ha podido modificar para nada la teoría y la realidad de la individualidad de la especie viviente, porque una célula de un organismo complejo no puede vivir por sí sola, sin el conjunto de todas las otras que forman el organismo.

Con todas las diferencias y las reservas del caso, algo de parecido se puede decir que suceda con los átomos, por lo que se refiere a su relación con las partes constitutivas de los mismos.

* * *

La idea de que la materia fuera constituída de átomos es muy antigua: algunos filósofos griegos del V y VI siglo antes de Cristo, como Leucippo y Demócrito, consideraban ya la materia formada de átomos, diferenciados entre ellos por la forma, la magnitud y el peso, y separados el uno del otro por el vacío.

Pero éste era el fruto de pura especulación filosófica, sin ninguna base experimental.

Es verdad que en esa época los conocimientos no constituían ciencia en el significado moderno, porque no tenían apoyo en las relaciones cuantitativas.

Ni tampoco pudieron apoyar la idea sobre datos de hecho, los filósofos, los estudiosos y los naturalistas de los siglos siguientes, hasta que Galileo Galilei no creó la ciencia moderna, y Lavoisier no empleó la balanza en el estudio de los fenómenos químicos.

Fué después del descubrimiento de las leyes fundamentales de las combinaciones químicas, que Dalton en el 1800, para dar una explicación de esas leyes, tuvo la idea de aplicar a la constitución de la materia los conceptos de los filósofos griegos; o sea, de considerarla formada de átomos infinitamente pequeños, pero de dimensiones finidas, indivisibles; todos del mismo peso si pertenecientes a un mismo elemento, y que en las combinaciones químicas se unían conservando inmodificado su peso.

Con esta hipótesis se pudo explicar perfectamente el comportamiento de las substancias en las combinaciones, por lo que se relaciona a los fenómenos hasta entonces conocidos.

Pero los nuevos conocimientos obtenidos en argumento con él pasar de los años, amenazaron la desvalorización completa de la teoría, por su clara insuficiencia.

Es éste un punto muy importante que se debe poner en evidencia, para comprender el argumento que se está tratando.

La ley que más que las otras había demostrado ser un gran argumento de progreso para la química, era la de los equivalentes de Richter, que se puede enunciar como sigue: «Si se calculan las cantidades en peso de

los distintos elementos que se combinan con una cantidad fija de uno de ellos considerado como base de referencia (un peso de hidrógeno), se obtienen números que expresan también las cantidades en peso según las cuales, o según múltiplos o submúltiplos de las cuales, se obtienen todas las combinaciones de los elementos entre ellos.

Se vió en esta ley el medio para poder representar cada elemento con su peso de combinación; y teniendo presente que las combinaciones pueden efectuarse, no sólo entre un peso de combinación del uno, y uno del otro, sino con varios del uno y del otro, admitiendo la constitución atómica de la materia, se podían considerar estos pesos de combinación como el peso mismo de los átomos, y deducir que las combinaciones se producen entre un átomo de un elemento y uno o más átomos del otro.

Esto, porque siendo los átomos de cada elemento iguales entre sí, debía ocurrir que en las combinaciones, lo que se verificaba para un átomo debía verificarse para todos los demás que se encontraban al formar las cantidades reales de elemento que se empleaban para efectuar las experiencias.

Pero los datos experimentales permitían sólo deducir el peso de combinación, que podía ser, o el peso de los átomos o un múltiplo o submúltiplo de éste.

¿Sobre cuáles bases establecer que el peso de combinación estaba en una clara y definida relación con el peso atómico? ¿Y cuál era esta relación?

Este era un problema de capital importancia para la química, porque su solución habría permitido de obtener números de valor inmodificable, por medio de los cuales representar de la manera más sencilla, todos los cuerpos existentes.

Además estos números habrían abierto, sin duda, el camino para poder estudiar con criterio unitario los fenómenos químicos, y así poder llegar a descubrir las causas que influyen sobre el verificarse de los fenómenos químicos; y también las relaciones entre los distintos fenómenos químicos, que en esa época eran completamente oscuros.

En una palabra: si se hubiese podido establecer esas constantes físicas, o sea el peso atómico, se habría abierto a la química la puerta para poder llegar a ser una verdadera ciencia, porque en esa época, en los primeros años del siglo pasado, la química no tenía todavía las bases para ser considerada una ciencia.

Todo lo dicho hace comprender por qué los más eminentes hombres de ciencia de la Europa de esa época: Dalton, Thomson, Berthollet, Richter, Berzelius, Gay Lussac, Avogadro, Ampères, y numerosos otros que intuían las grandes posibilidades de la química en el estudio de los cuerpos naturales y de sus transformaciones, se pusieron a estudiar el problema que hemos indicado, la solución del cual debía constituir el primer paso para crear sólidas bases científicas a la química.

* * *

En pocos años de gran trabajo se determinaron experimentalmente numerosos pesos de combinación de los elementos conocidos; pero se vino a obtener datos sin ninguna significación general, porque resultaron tener, para las substancias, más o menos el mismo valor de un dato descriptivo.

La tentativa de deducir del peso de combinación el peso atómico, sobre la base de consideraciones que sólo constituían criterios personales de los estudiosos, no llegó a dar ningún resultado.

Por ejemplo, Dalton dedujo que el peso atómico del carbono debía ser 5; el del oxígeno 7; el del fósforo 7,2 y el del azufre 13.

Otros autores dieron valores que son múltiplos exactos de los valores que nosotros ahora conocemos. Pero de todas maneras quedaban siempre datos de valor dudoso y personal, y no de valor general, como era el más grande deseo de todos, de poder obtener.

El descubrimiento de las leyes de los volúmenes de combinación de las substancias gaseosas, de Gay-Lussac, pareció llevar una gran contribución a la solución del problema.

Esta ley demuestra que, como existe una estrecha relación entre las proporciones en peso de las substancias que se combinan, hay, paralelamente, una estrecha relación entre los volúmenes de ellas, cuando las substancias son gaseosas.

Los pesos de combinación, a su vez, debían estar en estrecha relación con los pesos atómicos; entonces los volúmenes correspondientes a esos pesos de combinación se debían considerar también ellos en relación con los pesos atómicos. Y se dedujo que a cada peso atómico debía corresponder, para las sustancias gaseosas, un volumen determinado.

En otras palabras, se dedujo que lo que en el experimento era el volumen de gas, debía corresponder a lo que en la teoría es el átomo.

Pero algunos datos experimentales obtenidos en las combinaciones entre elementos gaseosos, amenazaron de hacer perder completamente la confianza en esa teoría atómica.

Tales datos experimentales, son los valores de los volúmenes que se obtienen en la combinación del hidrógeno con el cloro.

Se demostraba que: de 1 volumen de hidrógeno y 1 volumen de cloro se obtienen 2 volúmenes del producto de combinación, o sea de ácido clorhídrico.

Si la teoría atómica, como la había concebido Dalton, correspondía a una realidad, de la combinación de un volumen de hidrógeno con un volumen de cloro, se habría debido obtener 1 volumen de producto de combinación, porque en caso contrario, se habría debido admitir que las combinaciones se producen, no sólo entre átomos enteros, sino también entre partes de átomos.

En el caso actual, la experiencia demostraba que

cada átomo de hidrógeno y cada átomo de cloro debían dividirse en dos partes; y el átomo del producto obtenido debía resultar, pues, formado de medio átomo de hidrógeno y medio átomo de cloro.

Esta constituía una prueba experimental que los átomos no eran indivisibles y que, por consiguiente, el concepto de la constitución atómica de la materia formada de átomos indivisibles estaba en contradicción con los hechos.

Como se ve, alrededor de 1810, se tenía todavía la más grande confusión de ideas sobre la manera de interpretar los fenómenos químicos, sin posibilidad de resolver algunos de los problemas que se habían planteado para dar una sólida base científica a nuestra ciencia.

Pero el abandono de la concepción atómica de la materia que tan bien explicaba la más importantes leyes de la combinación química, no se verificó, porque se percibía su importancia; y se continuó estudiando para perfeccionar dicha concepción atómica, y ver modo de poder ponerla de acuerdo con los hechos experimentales.

En el año 1811 el físico italiano Amedeo Avogadro, profesor de física en la Universidad de Torino, que mucho había estudiado la cuestión, dió a conocer la manera cómo él había podido poner de acuerdo la teoría con la experiencia.

En efecto, tomando en consideración la ley de los volúmenes de combinación de los gases de Gay-Lus-

sac, y el hecho de que todos los gases, independientemente de su naturaleza química, obedecen todos a las mismas leyes, dedujo de todo esto una clara significación general.

Según Avogadro, era la demostración de que todos los gases debían estar formados de partículas, en pleno acuerdo con la constitución atómica de la materia; no sólo, sino que se debía considerar además, que: en iguales volúmenes de gas, en las mismas condiciones de temperatura y presión, debía estar contenido un igual número de partículas.

Pero las partículas de Avogadro no eran los átomos de Dalton; eran partículas que estaban formadas de algunos átomos juntos entre ellos.

O sea, para Avogadro, la materia debía sí, considerarse formada de átomos, pero al constituir los cuerpos, no era indispensable considerarlos al estado libre, y se debía admitir que podían encontrarse reunidos en grupos de dos, de tres, etc.

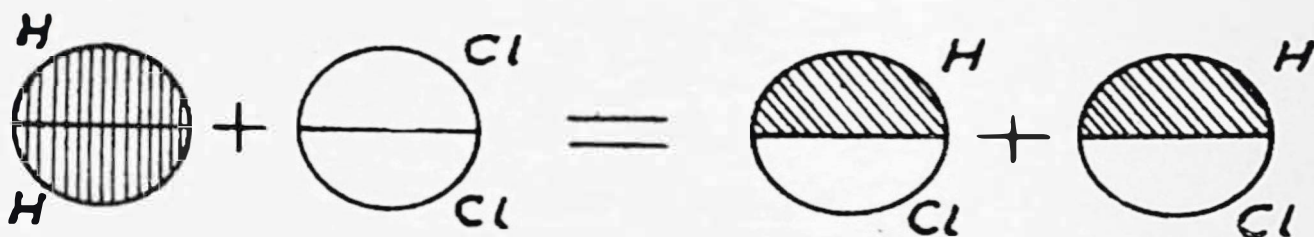
Estas agregaciones de varios átomos las llamó moléculas; y en el caso de los gases, él admitió que las partículas que en ellos se encuentran, son las moléculas y no los átomos libres.

De manera que Avogadro podía formular la ley que lleva su nombre: «En iguales volúmenes de gases, considerados en las mismas condiciones de temperatura y presión, es contenido un igual número de moléculas».

Fué esta ley, que inicialmente se llamó hipótesis de Avogadro, la que permitió eliminar el obstáculo que se había encontrado en la aplicación de la concepción atómica a la ley de los volúmenes de combinación.

Considerando, en efecto, que tanto el volumen de hidrógeno como el volumen de cloro, a la misma presión y temperatura, contenían moléculas formadas cada una de dos átomos, se explicaba pronto, porque debían obtenerse dos volúmenes de productos de la combinación.

Esto se puede representar con el siguiente esquema:



O sea, los átomos de la molécula del hidrógeno, se combinan con los átomos de la molécula del cloro, uno a uno, para formar las moléculas de HCl.

Esta misma experiencia demostraba, según Avogadro, que el producto de la combinación debía resultar formado de moléculas igualmente de dos átomos, pero no iguales, sino distintos.

Además, siempre según Avogadro, en cada volumen de los tres gases debía ser contenido el mismo número de moléculas.

* * *

La gran importancia de esta genial intuición que representa el descubrimiento de una de las leyes naturales más fecundas para el progreso de las ciencias físicas y químicas, no fué comprendida por sus contemporáneos.

En la hipótesis de Avogadro, ellos vieron solamente que la constitución en partículas de la materia, podía continuar admitiéndose: sólo necesitaba hacer la diferenciación entre átomos y moléculas.

Pero con todo esto quedaba siempre sin solución el problema del peso atómico de los elementos, como antes; falta de solución que obstaculizaba enormemente las posibilidades de sacar a la química del empirismo en que se encontraba.

La interpretación de los hechos experimentales, según las ideas de Avogadro, hacía surgir otro problema más, que se debía resolver: el problema del peso molecular. Porque si está claro que éste debía resultar de la suma de los pesos de los átomos que constituían las moléculas, existía el obstáculo que no se conocía el peso de los átomos.

Pero con todas estas dificultades, fueron numerosos los partidarios de las ideas de Avogadro, de considerar su teoría atómico-molecular de la materia, como exactamente correspondiente a una realidad natural.

Eminentes físicos, como Krönig y Clausius, plenamente convencidos de la constitución molecular de las

substancias gaseosas, pudieron elaborar la teoría cinética de los gases, y descubrir las relaciones entre la presión, la temperatura y la fuerza viva de sus moléculas, por medio de cuyas relaciones se pudo dar una demostración de que la hipótesis de Avogadro, según la cual, iguales volúmenes de gases en las mismas condiciones de temperatura y presión, contiene igual número de moléculas, era exacta.

Como se sabe, dicha teoría con las solas consideraciones mecánicas del movimiento de las moléculas, llega a demostrar que el valor del producto de la presión P por el volumen V de un gas a una determinada temperatura, es igual a $2/3$ de la fuerza viva de las N moléculas contenidas en el gas. Se tiene que:

$$P V = \frac{2}{3} \frac{m v^2}{2} N$$

Para otro gas, que se encuentre a la misma temperatura, y a la misma presión (P) y que ocupe el mismo volumen (V), indicando con N' el número de las moléculas que contiene, se habrá igualmente:

$$P V = \frac{2}{3} \frac{m' v'^2}{2} N'$$

De las dos ecuaciones se obtiene:

$$\frac{2}{3} \frac{m v^2}{2} N = \frac{2}{3} \frac{m' v'^2}{2} N'$$

Como la fuerza viva de las moléculas depende de la temperatura, siendo los dos volúmenes a igual temperatura, será:

$$\frac{2}{3} \frac{m v^2}{2} = \frac{2}{3} \frac{m' v'^2}{2}$$

y entonces resulta $N = N'$

También esta confirmación no fué suficiente para abrir los ojos a los químicos.

Debían pasar casi cuarenta años antes de descubrirse todo el valor e importancia de las concepciones de Avogadro, y fué un gran químico italiano, Pascual Stanislao Cannizzaro, profesor de Química en la Universidad de Roma, a ver en estos conceptos el instrumento para resolver el viejo problema del peso atómico y el nuevo del molecular de los cuerpos.

Fué una genial intuición, como vimos entonces definida, y como es en la realidad, la del Cannizzaro, que se leyó en la famosa memoria *Resumen de un curso de Filosofía Química*, publicada en el 1858 en la Revista italiana de Ciencias: «*Il Nuovo Cimento*».

Las ideas expresadas por Cannizzaro son en pocas palabras las siguientes. El decía: como los hechos no han sido nunca en contradicción con la hipótesis de Avogadro, la cual al contrario ha tenido indirectos pero importantísimos apoyos, vamos a considerarla como una verdadera ley natural. Aceptándola como

ley natural, ella permite ante todo obtener inmediatamente el valor del peso molecular.

En efecto si: volúmenes iguales de dos distintos gases, en las mismas condiciones de temperatura y presión tienen el mismo número de moléculas, la relación entre los pesos de esos dos volúmenes de gas, será también la relación entre los pesos de las moléculas de los dos gases.

Pues, basta tomar como gas término de la comparación, el hidrógeno que es el gas más liviano, y que resulta entonces, formado de las más livianas moléculas existentes, para poder conocer cuántas veces la molécula de cualquiera otra substancia, elemento o compuesto, pesa más de la molécula de hidrógeno.

El hidrógeno había ya sido elegido como base por la deducción de los pesos de combinación. Según Avogadro, siendo la molécula del hidrógeno formada de dos átomos, si a su átomo se da el peso atómico unitario, su peso molecular queda inmediatamente conocido: debe ser igual a dos.

Por consecuencia el peso molecular de cualquier substancia gaseosa se podía obtener sobre la base de la comparación con el peso molecular del hidrógeno. En efecto: basta multiplicar por dos el valor de la relación entre los datos obtenidos comparando los pesos: de un volumen de la substancia gaseosa en examen, y de un igual volumen de hidrógeno, ambos considerados en las mismas condiciones de temperatura y presión.

Por ejemplo. El peso de un litro de hidrógeno en las condiciones normales (0° y 760 m/m de mercurio) es de gr. 0,0898: su molécula tiene el peso de 2. Si un litro de cualquier otra substancia gaseosa tiene un peso de p, y su peso molecular, desconocido se indica con m, por lo que se ha dicho debe escribirse:

$$\frac{p}{0,0898} = \frac{m}{2} \text{ y pues: } m = 2 \frac{p}{0,0898}$$

Nada de más sencillo. Una sencillísima determinación de peso, de un determinado volumen de gas, y todo está listo!

Vamos a ver ahora cómo se puede deducir, según Cannizzaro, el peso atómico de los elementos.

Según Cannizzaro es necesario antes, conocer los pesos moleculares de algunos compuestos gaseosos que derivan de la combinación del elemento que interesa, con otros elementos.

O sea se toma en consideración un cierto número de compuestos gaseosos del elemento, y se determina, de todos sus pesos moleculares con el método arriba indicado.

Como de los mismos compuestos se conoce, por medio del análisis químico, la composición elemental, o sea el porcentaje en elementos; este porcentaje en elementos debe encontrarse igual también en cada molécula de compuesto; y por consecuencia se tiene en estos datos la manera para conocer cuál es la propor-

ción de molécula que está formada del uno, y de los otros elementos que la constituye.

Por ejemplo. Entre los compuestos gaseosos de carbono hay el anhídrido carbónico, del cual el análisis químico da el porcentaje que sigue:

$$\text{carbono} = 27,27\% \text{ — oxígeno} = 72,72\%$$

Determinado el peso molecular con el método de Cannizzaro, basado sobre la hipótesis de Avogadro, se obtiene por el anhídrido carbónico el valor de 44.

Es evidente que las proporciones correspondientes al carbono y al oxígeno, en cada molécula, será:

$$\text{Carbono} = 44 \times 0,2727 = 12$$

$$\text{Oxígeno} = 44 \times 0,7272 = 32$$

Actuando con este método sobre numerosos compuestos del carbono, viene a resultar que el carbono está presente en las moléculas, siempre con cantidades representadas de números que no son nunca inferiores a 12; y cuando son de valor más grande, ellos son siempre múltiplos de 12.

Cannizzaro deducía de todo esto, que debía considerarse igual a 12 el peso atómico del carbono.

Como se ve, según Cannizzaro el peso atómico de un elemento es la cantidad constante de ese elemento, que entra a formar, por múltiplos enteros, iguales volúmenes gaseosos de sus distintos compuestos.

El gran problema de la química, estudiado sin solu-

ción por más de medio siglo, por eminentes hombres de ciencia de todo el mundo, y que representó el obstáculo fundamental que impidió el surgir de la química al nivel de ciencia, quedaba finalmente resuelto.

Cannizzaro aplicó su método a la determinación del peso atómico de numerosos elementos; pero los datos que obtuvo con su trabajo de algunos años, quedaron poco conocidos.

En el año 1866 participó el Congreso Internacional de Química de Karlsruhe en Alemania, (que había sido especialmente convocado para discutir el gran problema del peso atómico de los elementos), con el fin de hacer conocer sus ideas, sus métodos, y el éxito de la aplicación de éstos a la solución del problema.

A este Congreso participaron todos los más famosos hombres de ciencia del mundo de entonces. Cannizzaro habló, hizo conocer sus ideas, haciendo en el mismo tiempo la defensa de la exactitud de la hipótesis de Avogadro, que él dijo deberse considerar como ley natural de fundamental importancia para la Química. Su exposición obtuvo un verdadero triunfo. El gran químico alemán Lothar Mayer escribió que lo que dijo Cannizzaro tuvo el efecto «como si se hubiera dado la luz a los ciegos».

Todo el mundo de la ciencia aceptó las ideas de Cannizzaro, y su método de determinación del peso molecular, y del peso atómico, fueron adoptados por los químicos de todo el mundo. Estos métodos son los que se emplean actualmente.

* * *

El gran beneficio para la química, debido a los geniales trabajos e intuiciones de Cannizzaro, hizo obtener a este gran químico, inolvidables honores. En el 1872 él fué llamado a Londres, donde la famosa Sociedad Química de esa ciudad en una solemne sesión, presentes sus más destacados miembros, proclamó que el nombre de Cannizzaro debía ponerse al lado de aquellos de los otros inmortales hombres de ciencia italianos: Galileo Galilei, el fundador del método experimental en las ciencias; Evangelista Torricelli, gran físico del siglo XVII, inventor del barómetro; Alessandro Volta, profesor en la Universidad de Pavía, inventor de la pila eléctrica en el año 1799.

Cannizzaro murió en 1910 después de haber enseñado química por más de 40 años en la Universidad de Roma.

Hace 15 años, en el año 1926, fué tenido un Congreso Internacional de Química en Palermo, ciudad natal de Cannizzaro, para honrar la memoria de este gran químico, en el centenario de su nacimiento. A este Congreso participaron los más eminentes químicos y físicos de todo el mundo.

La obra de Cannizzaro es inmortal, porque ha permitido de construir todo el gran edificio científico de la química, que el tiempo nunca podrá destruir o modificar, porque esas unidades de cantidad de la materia que entran siempre en todas las combinaciones químicas

micas, y que se llaman peso atómico y peso molecular, son, y quedarán inmutables, siendo expresión de una ley natural inmutable y eterna.

Entre los primeros grandes efectos producidos por haberse podido determinar el peso atómico verdadero de los elementos, se debe considerar ante todo el haber permitido de establecer con seguridad la fórmula de los compuestos, y por consiguiente expresar las reacciones químicas con ecuaciones sencillas y llenas de significación rigurosamente exacta, y correspondiente a los hechos experimentales.

Además, a estos mismos datos fundamentales se debe el haberse podido establecer sobre bases absolutamente seguras, la teoría de la valencia, que tantos beneficios produjo especialmente en el desarrollo de la Química Orgánica.

Debemos añadir inmediatamente después como otras consecuencias, el descubrimiento hecho en 1868 por parte del Mendelejeff, de su ley periódica, que está a la base de la clasificación de los elementos químicos, y que tantos servicios importantes ha rendido al estudio de las relaciones entre las propiedades de los cuerpos consideradas en función del peso atómico de los elementos que entra en su constitución.

El número de orden de la serie de los elementos, establecido por Mendelejeff, ha tomado un valor riguroso después que en el 1913 el Moseley pudo deducirlo en manera indirecta con el estudio del espectro de los radios X, obtenido empleando como anticatodo

los varios elementos, descubrimiento que permitió confirmar sobre una base sólida, que las propiedades de los elementos están relacionadas, con su número atómico, y entonces con su peso atómico.

Otro importante efecto fué la constación que el valor de la presión osmótica de la substancia en solución, es igual para todas, cuando su concentración es proporcional al peso molecular de ellas; lo que permitió el surgir de la teoría de las soluciones diluídas, por mérito del Van't Hoff, el cual pudo demostrar que las soluciones diluídas tienen el mismo comportamiento de los gases.

Se vió entonces que la ley de Avogadro vale también por las substancias en solución, y así la idea de las existencias de las moléculas tuvo otra gran confirmación.

Otra confirmación se tuvo también con el estudio de los calores específicos de los gases, con el cual se demostró que los valores de los calores específicos a volumen constante, y a presión constante, son proporcionales al peso molecular de los gases, y al número de átomos que forman sus moléculas.

Todo esto demostró también la estrecha relación entre la teoría atómico-molecular y la teoría mecánica del calor, relación matemáticamente expresable, y que permite deducir de cuántos átomos está formada la molécula de los cuerpos.

Las admisiones de Avogadro corresponden, pues, a una realidad de la naturaleza.

También la relación entre el calor atómico de los elementos, (que es igual al producto del peso atómico por el calor específico), y el calor molecular de sus compuestos (que es igual a la suma de los calores atómicos de los elementos que forman la molécula), constituye otra prueba de la constitución atómico-molecular de la materia.

En verdad son innumerables ahora esas pruebas directas e indirectas que se tienen en este sentido; pero la mejor es el hecho que todas las leyes que rigen los fenómenos químicos de cualesquiera naturaleza y en todos los campos (Estequiometría, equilibrios, afinidad) tienen como unidades de cantidad de los cuerpos que participan en dichos fenómenos, siempre el peso atómico y el peso molecular.

Quiero decir que todas estas relaciones que se expresan matemáticamente, son funciones de los pesos atómicos o moleculares, considerados como unidades de peso

O sea, lo que cuenta por la exacta y segura previsión de los efectos de las reacciones químicas es la participación en ellas, de uno, dos, tres, etc., pesos atómicos o pesos moleculares expresados en gramos, porque las leyes químicas están relacionadas con esos números: 1, 2, 3, etc., y no con los valores del peso en gramos controlados con la balanza.

A todas estas demostraciones que la teoría atómico-molecular de Avogadro y Cannizzaro corresponde a una realidad natural, se deben añadir las recientes

pruebas directas que se han obtenido determinando experimentalmente el número de las moléculas contenidas en un grano-molécula de las varias substancias.

El valor resultante con todos estos métodos, basados: sobre el estudio del movimiento Browniano; sobre la teoría cinética; sobre las suspensiones coloidales; sobre la viscosidad de los gases; sobre la desintegración del radio; sobre la energía radiante, etc., ha sido siempre de $6,1 \times 10^{23}$.

Este número, en honor de Avogadro, ha sido nombrado, constante de Avogadro o número de Avogadro.

Como se ve la teoría atómico-molecular es una de tal solidez de poder resistir, como hemos afirmado, al tiempo y a todos descubrimientos científicos, porque es la expresión de leyes naturales, inmutable y eternas, el conjunto de las cuales forma las bases de la ciencia química.

Corresponde a verdad, entonces, nuestra afirmación hecha al empezar esta charla, que las concepciones actuales sobre la estructura del átomo, no tienen acciones destructoras sobre la teoría atómico-molecular.

Y que tenga, al contrario, acción de perfeccionamiento, se puede afirmar, porque teniendo presente esta estructura, se llega a explicar con mayores particulares lo que la teoría atómico-molecular sólo puede explicar genéricamente.

Por ejemplo: cuál es la razón por la cual los átomos de los distintos elementos, cuando se combinan forman

una substancia completamente nueva, y con todo esto cuando se descompone la substancia formada, los átomos se vuelven a obtener, con su específica característica de antes, sin poderse observar ninguna alteración?

Entonces: ¿en qué cosa consiste la combinación química?

A esta pregunta la teoría atómico-molecular no sabe como contestar. Al contrario el conocimiento que el átomo de cada elemento posee una estructura particular, da inmediatamente la contestación a la pregunta: en la combinación química debe verificarse una modificación en la estructura de los átomos que se unen; y como las propiedades químicas, se ha visto que están relacionadas con la estructura atómica, debe obtenerse, por consecuencia, una modificación de las propiedades físicas y químicas de los cuerpos que se forman. Pero no, de los pesos de los átomos. Porque si con la modificación de la estructura, algo varía en los cuerpos, esto pertenece al campo de la energía.

Aquí viene espontánea una observación: entonces ha sido bien exacto el criterio de Van't Hoff de basar la medida de la afinidad química sobre la variación de la energía interna que siempre se verifica cuando se produce una reacción química.

Otro ejemplo:

La teoría de la valencia ha sido establecida sobre datos de hecho de las combinaciones químicas, pero no se sabe exactamente lo que la valencia es, por cuanto constituya una representación cómoda y eficaz de la

manera cómo los átomos están reunidos en las moléculas, y haya permitido crear, por así decir, toda la química orgánica, o sea explicar y preveer la formación y el comportamiento químico de más de 200,000 compuestos.

Y bien: la estructura electrónica del átomo empieza a aclarar el problema, porque teniendo presente esa estructura, se ha llegado a demostrar por algunos compuestos, que los átomos deben disponerse en la molécula, exactamente en la manera como prevee la teoría de las valencias.

Se puede entouces concluir diciendo que, con gran probabilidad, los conocimientos sobre la estructura del átomo permitirán de resolver los problemas particulares de los fenómenos químicos que la teoría atómico-molecular pudo sólo resolver con indicaciones generales que, si es verdad que tienen exactitud, son pero demasiado esquemáticas.