

**HISTORIA DE LA QUÍMICA  
ENFOCADA EN  
EL ÁTOMO Y EL ENLACE**



# HISTORIA DE LA QUÍMICA ENFOCADA EN EL ÁTOMO Y EL ENLACE

Ramón Jaimes Espinoza

VI Escuela Venezolana

para la Enseñanza de la **Química**

Mérida, del 05 al 10 de Diciembre de 2004

---

## VI ESCUELA VENEZOLANA PARA LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA

Edición 2004

El libro **Historia de la Química enfocada en el Átomo y el Enlace**, fue escrito especialmente como material de apoyo de uno de los cursos ofrecidos en la VI Escuela Venezolana para la Enseñanza de la Química. La Escuela es un programa organizado por CELCIEC-ULA, diseñada en base a Cursos de Actualización dirigidos a los docentes de Química de la Educación Básica, Media y Diversificada.

Evaluación de la edición: Bernardo Fontal, Ricardo Contreras

Comité organizador del VI Encuentro con la Química:

Bernardo Fontal, Fernando Bellandi,  
Marisela Reyes, Ricardo Contreras

Autor: Ramón Jaimes Espinoza

E-mail: [jaimesra@ula.ve](mailto:jaimesra@ula.ve)

Portada: Yanelly Gavidia

Diseño y diagramación: Smart Service C.A.

Se autoriza la reproducción parcial y total de esta obra, únicamente para fines de enseñanza, respetando los créditos del VI Escuela Venezolana para la Enseñanza de la Química y de los autores.

Derechos reservados © 2004, Universidad de Los Andes, Facultad de Ciencias, Departamento de Química, Laboratorio de Organometálicos La Hechicera, Mérida 5101, Venezuela. Tlf.: +58 274 2401380, Fax: +58 274 2401286, E-mail: [escueladequimica@hotmail.com](mailto:escueladequimica@hotmail.com)

Hecho en Venezuela  
Depósito legal:  
LF23720045403207



## TABLA DE CONTENIDO

### INTRODUCCIÓN

### ANTECEDENTES

#### 1. DESDE LA PREHISTORIA HASTA EL SIGLO XVI DESPUÉS DE CRISTO

- 1.1. Los Griegos y el Átomo
- 1.2. Contribución de la Alquimia
- 1.3. Implicaciones de la reinención de la imprenta en Europa Occidental

#### BIBLIOGRAFÍA (1)

#### 2. SIGLOS XVII Y XVIII

- 2.1. Química en el Siglo XVII
- 2.2. Johannes Baptista van Helmont (1580-1644 d.C.)
- 2.3. Pierre Gassendi (1592-1655 d.C.)
- 2.4. Robert Boyle (1627-1691 d.C.)
- 2.5. Isaac Newton (1642-1727 d.C.)
- 2.6. Nicolás Lémery (1645-1715 d.C.)
- 2.7. Teoría del Flogisto

#### BIBLIOGRAFÍA (2)

#### 3. QUÍMICOS EN EL SIGLO XVIII

- 3.1. Daniel Bernoulli (1700-1782 d.C.)
- 3.2. Henry Cavendish (1731-1810)
- 3.3. Joseph Priestley (1733-1804)
- 3.4. Carl Wilhelm Scheele (1742-1786 d.C.)
- 3.5. Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794 d.C.)
- 3.6. Joseph Louis Proust (1754-1826 d.C.)

#### 4. ANÁLISIS DE LO OCURRIDO HASTA FINALES DEL SIGLO XVIII

#### BIBLIOGRAFÍA (3 Y 4)

## 5. QUÍMICA EN EL SIGLO XIX

- 5.1. La contribución de Humphry Davy (1778-1829 d.C.)  
Primeras ideas sobre la posible naturaleza eléctrica del enlace
- 5.2. La contribución de John Dalton (1776-1844 d.C.)  
El átomo encuentra el terreno abonado para la propuesta de su existencia
- 5.3. La contribución de Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850 d.C.)  
Los gases se combinan en proporciones numéricas muy simples
- 5.4. La contribución de Lorenzo Romano Amadeo C. Avogadro (1776-1856 d.C.)  
Volúmenes de gases iguales-Números de moléculas iguales
- 5.5. La contribución de Jons Jacob Berzelius (1779-1848 d.C.)  
Propone una tabla con pesos atómicos aceptables además de sugerir símbolos para los elementos que son los usados actualmente
- 5.6. La contribución de Jean Baptiste André Dumas (1800-1884 d.C.)  
Propone un método preciso y sencillo para determinar pesos atómicos
- 5.7. La contribución de Stanislao Cannizzaro (1826-1910 d.C.)  
Impuso el orden en el conocimiento químico y facilitó de forma definitiva la determinación de los pesos atómicos y moleculares
- 5.8. Químicos que en el siglo XIX contribuyeron para la distinción entre átomos, moléculas y equivalentes  
Análisis de los aportes de Gerhardt y Laurent
- 5.9. La contribución de Charles Frederic Gerhardt (1816-1856 d.C.)

## BIBLIOGRAFÍA (5)

## 6. ENLACE QUÍMICO

- 6.1. Desarrollo del concepto: Valencia
- 6.2. Primeros aportes
  - 6.2.1. La contribución de Edward Frankland (1825-1899 d.C.)  
Primeras ideas sobre la existencia de la valencia
  - 6.2.2. La contribución de Archibald Scott Couper (1831-1895 d.C.)



Primera propuesta de representar los enlaces químicos mediante líneas rectas

### 6.2.3. La contribución de Friedrich A. Kekulé (1829-1896 d.C.)

Tetravalencia del carbono

#### BIBLIOGRAFÍA (6)

- 6.3. Continuación del desarrollo del concepto valencia
- 6.4. Hermann Ludwig Ferdinand von Helmholtz (1821-1894 d.C.)  
Papel de las fuerzas eléctricas en la materia

#### 7. SE DESCUBRE EL ELECTRÓN

- 7.1. Contribución de Joseph John Thomson (1876-1940 d.C.)  
Descubrimiento del electrón

#### BIBLIOGRAFÍA (7 y 8)

#### 8. APORTES DE LA FÍSICA Y LA QUÍMICA EN EL SIGLO XX

Se descubre el núcleo atómico

- 8.1. Contribución de Ernest Rutherford (1871-1937 d.C.)  
Descubrimiento del núcleo atómico
- 8.2. Contribución de Niels Henrik David Bohr (1885-1962 d.C.)  
El electrón sólo puede moverse dentro del átomo a distancias totalmente determinadas y a radios fijos con respecto al núcleo y absorbe o libera energía cuando se mueve entre éstas
- 8.3. Algunos comentarios antes de hacer referencia a la contribución de G. N. Lewis
- 8.4. Contribución de Gilbert Newton Lewis (1875-1946 d.C.)  
Participación de los electrones en el enlace
- 8.5. Contribución de Irving Langmuir (1881-1957 d.C.)  
Creación del concepto: Enlace Covalente
- 8.6. Contribución de Linus Carl Pauling (1901-1994 d.C.)  
Introducción del concepto de orbitales atómicos híbridos

#### BIBLIOGRAFÍA (9)

## 9. SEGUNDA MITAD DEL SIGLO XX

### 9.1. Teorías sobre el enlace en la segunda mitad del siglo XX

#### BIBLIOGRAFÍA (10)



## **HISTORIA DE LA QUÍMICA ENFOCADA EN EL ÁTOMO Y EL ENLACE**

### **Razones para escribir esta monografía**

Como Docente en Química, ha sido para mí un pasatiempo el averiguar cómo se ha ido desarrollando la Química desde sus mismos comienzos. Una vez realizada una búsqueda más o menos exhaustiva y cuando ya se disponía de una cantidad de información que consideré de interés, el siguiente punto fue, ¿la guardo sólo para mi uso personal o la hago llegar a otros? Llegué a la conclusión de que aquellos que hacemos vida docente en Química, somos las personas más indicadas para manejar esta materia. La siguiente interrogante fue, ¿en qué puntos hacer un mayor énfasis? En una primera aproximación el tema sobre el enlace químico parecía como lo más apropiado para iniciar este paso de información a mis compañeros, surgiendo así: “Enlace Químico. Desarrollo Histórico”. La presente monografía es una corrección de esa obra, haciendo un intento por mejorar los detalles y errores que se me escaparon en esa oportunidad, siendo esta la razón por la que decidí escribir sobre historia de la química, del átomo y del enlace sin pretender jamás ser un erudito en esta materia.



---

# HISTORIA DE LA QUÍMICA ENFOCADA EN EL ÁTOMO Y EL ENLACE

## INTRODUCCIÓN

*Una vez que el hombre comenzó a interesarse por comprender lo que le rodeaba, una de las primeras interrogantes que se vio en la necesidad de buscarle respuesta fue, ¿cómo están constituidas las cosas? ¿Qué las forma? ¿Son macizas o hay algo que las constituye? Al parecer, fueron los griegos los primeros en proponer la existencia de partículas sumamente pequeñas que eran los bloques primarios sobre los cuales se edificaba todo lo que vemos. El proponer esas diminutas partículas traía consigo más interrogantes, ¿si son esas partículas las que forman todas las cosas que existen, cómo interaccionan entre ellas? ¿Qué las mantiene unidas? Era evidente que esas partículas deberían sostenerse unidas las unas a las otras de alguna forma. Pero cómo contestarlo, si se estaba intentando inferir sobre el comportamiento de cuerpos sumamente diminutos, a los que no había forma de llegar o de comprobar si existían o no. La única vía era especular sobre su existencia y esperar el paso de los años mientras se buscaba alguna manera, vía, teoría o quizás algún hecho fortuito que ayudara a esclarecer lo que se proponía sobre esos agentes constituyentes de las cosas materiales. Esta monografía es un recuento de las propuestas, hechos experimentales y teorías que muy poco a poco fueron aclarando si esas supuestas y muy pequeñas partículas existían y de la forma como probablemente interaccionaban.*

El cúmulo de datos que ha surgido de esa búsqueda realizada por el hombre a través de su historia y de forma sumamente laboriosa, nos permite hoy día manejar el siguiente tipo de propuestas: ¿Qué es el enlace químico? Se trata de fuerzas que mantienen unidos los átomos. ¿Qué tipo de fuerzas? Son interacciones de naturaleza eléctrica. ¿Qué indica que sean de naturaleza eléctrica? Se ha encontrado que el átomo está constituido por partículas de naturaleza eléctrica, protones con carga



positiva en un núcleo, que forma la parte central del mismo y donde se acumula la mayor parte de su masa, y en la periferia de este, formando parte del mismo átomo y ocupando un gran volumen si lo comparamos con la carga central, se encuentran los electrones, partículas con carga negativa, distribuidos en niveles energéticos. Son los electrones que ocupan los últimos niveles de energía los que al compartirse con otros átomos forman los enlaces que ayudan a esos mismos átomos a mantenerse juntos, constituyendo compuestos o moléculas, esto en el caso de las moléculas orgánicas. También se conoce que son interacciones de índole eléctrica las que mantienen unidas unas moléculas con otras formando el mundo orgánico macroscópico. En el mundo inorgánico son precisamente interacciones de índole eléctrica, por transferencia de electrones, las que mantienen unidos los compuestos inorgánicos.

Si así surgen los enlaces y como lo que aquí se persigue es cómo se llegó a ese conocimiento, de que esa y precisamente esa, sea la forma como se manifiestan las fuerzas que mantienen junta la materia, se hace necesario averiguar, quiénes contribuyeron en aportar sus ideas y sus experimentos para ir armando la soberbia construcción, en la cual se apoyan las bases que dieron origen al concepto actual sobre el enlace químico. Así encontraremos cercanos en el tiempo a Linus Carl Pauling (1901-1994 d.C.), a Irving Langmuir (1881-1957 d.C.), a Gilbert Newton Lewis (1875-1946 d.C.), quienes fueron los primeros que se apoyaron en la existencia del electrón, para proponer que éste estaba implicado en la formación del enlace. Eso está muy bien, pero, ¿quiénes concibieron inicialmente la capacidad combinatoria de los átomos con cantidades limitadas y constantes de otros átomos? ¿Quiénes hablaron de valencia por vez primera? ¿Quiénes empezaron a usar guiones para representar la unión o el enlace de un átomo con otro? ¿Qué los impulsó a ello? ¿Quiénes histórica y jerarquizadamente ayudaron a que se diera el arribo a este tipo de concepciones? A ello contribuyó un verdadero ejército de científicos y de hombres de todas las ramas del saber humano que hacen al desarrollo del concepto sobre el enlace químico como algo nada fácil de precisar en el tiempo. La mejor forma que se ha encontrado para describir este proceso es retrocediendo hasta los mismos orígenes de la humanidad y empezar la búsqueda allí, en cualquier indicio o vestigio que permita ir observando cómo se

---

fueron formando las primeras ideas sobre la química. Así, se empieza haciendo referencia al uso primitivo por el hombre de los distintos elementos químicos, luego la alquimia, revisando posteriormente las ideas de los griegos sobre la constitución de la materia. Después observamos las ideas que se sostuvieron en la edad media y como en esa época se fueron sembrando las semillas que darían paso luego al estudio sistemático y ordenado de los fenómenos naturales; como la reinención de la imprenta en la Europa Occidental influenciada por el pensamiento griego y la religión cristiana posibilita en gran medida, la propagación del conocimiento, traduciéndose en la aparición de hombres de la talla de Leonardo da Vinci (1452-1519 d.C.) y otros que, en distintos campos traían ideas novedosas que repercutirían luego, de forma determinante, en el desarrollo humano. Posteriormente, las ideas que sustentaba la alquimia se vieron poco a poco desplazadas por el trabajo de hombres como Johannes Baptista van Helmont (1580-1644 d.C.), Pierre Gassendi (1592-1655 d.C.), Robert Boyle (1627-1691 d.C.), Henry Cavendish (1731-1810 d.C.), Joseph Priestley (1733-1804 d.C.) y en forma contundente Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794 d.C.), quien dejaría atrás las ideas alquimistas para enrumbar la química por su camino actual. Luego viene una verdadera multitud de hombres en las postrimerías del siglo XVIII y durante el lapso correspondiente a los siglos XIX y XX, que hacen de las interacciones entre los átomos o sus enlaces, algo que es cada vez un poco más comprendido. Una monografía como la que aquí se da, nos obliga a limitarnos fuertemente en la exposición de los hechos. **Sin embargo, se revisarán las separatas más importantes con las propias palabras usadas por sus autores originales y donde ocasionalmente se dará la opinión del autor de esta monografía, con el propósito de que los Docentes de Educación Media y todos aquellos a quienes llegue esta obra, puedan estudiar de primera mano, las razones teóricas y los hechos experimentales que dieron lugar a las diferentes teorías sobre las que se apoyan los conceptos sobre el enlace químico y el átomo.**



## ANTECEDENTES

### 1. DESDE LA PREHISTORIA HASTA EL SIGLO XVI DESPUÉS DE CRISTO

Desde la época de las cavernas, hace más de 30.000 años el hombre manifestaba sus emociones pintando en las paredes de las cuevas donde vivía. Para ello quizás utilizaba tierras y arcillas de colores mezcladas con agua. Esto lo hacía desconociendo por completo cómo ocurría y qué principios podían originar un color dado. Así buscando solo colores aplicaba la química en su forma más elemental, dándole un variado colorido a las figuras que pintaba. Luego, más de 1500 años antes de Cristo, los antiguos egipcios le daban color a sus momias, a las construcciones que realizaban, a los acabados dentro de los monumentos que legaron a la posteridad a fin de recordar sus muertos, permitiéndonos observar como desde esas épocas ya se manejaba la industria de la pintura. Aparte, los antiguos egipcios conocían como extraer y trabajar los metales, como producir alcohol por fermentación, como extraer alcaloides, el teñido, como tratar el cuero. No se sabe cómo ni cuando las aprendieron. Más adelante el hombre aprendería a fabricar jabón a partir de las grasas y las cenizas de algunas plantas muy especiales. Sin saberlo aplicaba la química. Esto siguió así por varios milenios más, donde a través de la observación casual se aprendía como algo resultaba útil. En un buen número de veces se acudía a la superstición y a los mitos para explicarlo. Lo que se descubría en un lugar, permanecía siglos reducido a la cultura que lo encontraba, pudiendo solo propagarse en la medida que las muy lentas comunicaciones lo permitían.

#### 1.1. Los Griegos y el Átomo

En este ambiente, desde el siglo quinto antes de Cristo, cuando ya se conocían el **cobre**, el bronce, el **hierro**, el **oro** y la **plata**, en Grecia empezaron, en forma teórica y especulativa, a explorarse ideas que tendrían fuertes implicaciones sobre el ulterior avance de la humanidad como tal. De esta forma y alrededor del año 440 a.C., Leucipo de Mileto propone el concepto del átomo. Él junto con su pupilo Demócrito de Abdera (460-371 a.C.), postulan una serie de preceptos (cinco) sobre partículas diminutas que teóricamente constituían la materia. A esas partículas las llamaron átomos. La palabra

---

átomo se deriva de la palabra griega  $\alpha\tau\omicron\mu\epsilon$  que significa indivisible, donde el prefijo “a” significa “no” y la palabra “tomos” significa cortar, no divisible. En sus ideas sobre el átomo y la interacción entre ellos se cita lo que quizás sea el primer esbozo sobre el enlace químico “Las diferentes sustancias con sus cualidades distintas están hechas de átomos con diferentes formas, arreglos y posiciones. Los átomos están en continuo movimiento en el vacío infinito y colisionan constantemente unos con otros. **Durante estos choques pueden rebotar o pegarse o permanecer juntos derivado a anzuelos y púas en sus superficies.** Así tras los cambios en el mundo perceptible, se da así un cambio constante que es causado por la combinación y disociación de los átomos.” [1].

Estas ideas fueron luego tomadas y refinadas por Epicuro de Samos (384-322 a.C.) quien, “... es capaz de explicar el universo como un evento cósmico en proceso, un enlazamiento y separación de átomos de nunca acabar, resultando en el resurgir gradual de nuevos mundos y en la gradual desintegración de los viejos. Nuestro mundo, nuestros cuerpos, nuestras mentes son sólo átomos en movimiento. Ello no ocurre derivado a algún propósito o causa final. Como tampoco son creados por algún dios para nuestro beneficio y uso particular. Esto simplemente sucede, más o menos al azar y de forma enteramente natural, a través de la operación efectiva de leyes físicas eternas e inmutables” [1].

“Mucho de lo que se sabe acerca de las ideas de estos pensadores se encuentra en un poema titulado ‘De Rerum Natura’ (Sobre la Naturaleza de las Cosas), escrito por Lucrecio (95-55 a.C.). este poema fue redescubierto en el año 1417 d.C. Su teoría podría resumirse en los siguientes puntos:

Punto 1. Toda la materia está compuesta por átomos, los cuales son pedacitos de materia demasiado pequeños para ser vistos. Estos átomos no pueden ser ulteriormente divididos en porciones más pequeñas.

Demócrito cita a Leucipo: ‘Los atomistas sostienen que la división se detiene cuando alcanza las partículas indivisibles y no sigue indefinidamente’



Punto 2. Existe un vacío, el cual es espacio desocupado entre los átomos

Punto 3. Los átomos son completamente sólidos. De aquí se sigue que no puede haber vacío dentro de un átomo.

Punto 4. Los átomos son homogéneos, sin estructura interna

Punto 5. Los átomos son diferentes en sus tamaños y sus formas” [1,2].

Las ideas sobre el átomo encontraron fuertes oponentes en Platón (427-347 a.C.) y en Aristóteles (384-322 a.C.) su alumno más conocido. Se dice que Platón mandó a quemar todo lo escrito por Demócrito y sus alumnos. Aristóteles ha sido el filósofo y pensador más influyente de todos los tiempos. “Aristóteles más que cualquier otro pensador, determinó la orientación y el contenido de la historia intelectual Occidental. El fue el autor del sistema filosófico y científico que a través de los siglos llegó a ser el soporte y vehículo tanto del pensamiento escolástico Cristiano medieval como del Islámico : Hasta el fin del siglo XVII la cultura Occidental fue aristotélica. Aún después de las revoluciones intelectuales de los siglos que siguen, los conceptos e ideas de Aristóteles permanecen embebidos en el pensamiento Occidental” [3].

En forma muy parecida ocurrió con la influencia de Platón [4].

## 1.2. Contribución de la Alquimia

En cuanto a la contribución de la alquimia y el origen de la química en la misma, tenemos las siguientes ideas: “Algunos historiadores sugieren que la alquimia árabe descende de una escuela asiática occidental mientras que la alquimia griega descende de una escuela egipcia. Esta escuela asiática no es ni china ni india. Se puede afirmar que la alquimia árabe estaba asociada con una ciudad específica en Siria, Harran, que, según parece, fue en la que se desarrollaron la mayor parte de los conocimientos alquímicos árabes” [5].

“Los alquimistas árabes trabajaron con oro y **mercurio**, **arsénico** y **azufre**, y sales y ácidos, y se familiarizaron con una amplia gama de lo que actualmente llamamos reactivos químicos. Ellos creían que los metales eran cuerpos compuestos, formados por mercurio y azufre en diferentes proporciones” [5].

---

“Sin embargo, las igualdades entre los materiales usados en la alquimia china, hindú y occidental son más sorprendentes que sus diferencias. De todas maneras la alquimia china difiere de la occidental por sus objetivos. Mientras que en occidente los objetivos principales eran la transmutación de sustancias y los elixires de inmortalidad, ninguno de estos dos objetivos había sido muy importantes en China” [5].

“La alquimia china siguió su propio camino mientras que en occidente las numerosas promesas religiosas de la inmortalidad hicieron que la alquimia no tuviera como prioridad lograr la inmortalidad. Las deficiencias de la religión china le dieron a la alquimia la oportunidad de llenar ese lugar. Muchos de los elíxires desarrollados por los chinos eran venenosos lo que llevó a los alquimistas chinos a moderar se peligrosidad variando sus ingredientes o por medio de manipulaciones químicas” [5].

“Uno de los descubrimientos químicos más grandes fue la pólvora desarrollada en China (mezcla de salitre, azufre y **carbón**). Los chinos la conocían desde mucho antes que en occidente aunque estos la usaban para hacer fuegos artificiales. La pólvora llegó a Europa en el siglo XIII” [5].

Se dice que la destilación del alcohol fue inventada en China y que esta técnica empezó a aparecer en diversos tratados a partir del siglo VII (d.C.) [6].

Según los alquimistas era posible transformar unas sustancias en otras si se trataban de manera especial. Uno de sus objetivos más preciados era la posible transformación o transmutación del plomo en oro. Buscando esta transformación los alquimistas desarrollaron varias técnicas y descubrieron sustancias nuevas entre ellas los ácidos minerales como el nítrico, el clorhídrico y el sulfúrico [5].

“Los procesos químicos básicos fueron desarrollados por los alquimistas. Aparatos para la calcinación, sublimación, degradación, solución, destilación, coagulación,



fijación e incineración representados en la Alchemia (1545), de Geber, nombre supuestamente árabe que corresponde en realidad a un autor de la Europa latina” [7].

### **1.3. Implicaciones de la reinvención de la imprenta en Europa Occidental**

La invención de la imprenta facilitó el estudio de aquellos que sentían una profunda inquietud por explicarse el por qué de los hechos que le rodeaban. Hasta ese momento en la historia humana no se habían presentado conjuntamente la serie de factores que allí confluyeron, principalmente, el de tener acceso al conocimiento escrito y al mismo tiempo hacerlo llegar a muchos otros por la misma vía. La imprenta lo posibilitaba. Ya la humanidad había dado un salto gigantesco milenios antes, cuando aprendió a comunicar por escrito lo que pensaba, lo que sentía, fue allí cuando empezó a llevarse un recuento por escrito de su quehacer en el planeta que habitaba y ello, se dio en el Egipto antiguo. Fue precisamente allí y sólo allí cuando dejó atrás su prehistoria y pasó a ser una civilización. Sólo en Egipto, cerca de cinco mil años atrás y sólo cuando optó por crear un sistema donde mediante símbolos expresaba lo que conocía para ese momento y mediante símbolos escritos, la escritura, dejaba sentado, conservaba para las generaciones venideras, el conocimiento alcanzado. Con todo y que sólo los faraones de la época eran quienes tenían acceso a este conocimiento, a la escritura, el ansia de ser recordados, los obligaba a preparar una buena cantidad de sus semejantes con el único propósito de dejar asentado para la posteridad, mediante sus jeroglíficos, su escritura, el poder que ellos habían alcanzado mientras vivían. Quizás el propósito que fundamentalmente los movía, era su religión, sus creencias en la vida después de la muerte, ya que el pueblo egipcio, era altamente religioso. Ese afán por perdurar, por conservar sus pertenencias y sus conocimientos para después de muertos, los obligaba a escribir y en igualdad de condiciones levantaban monumentos gigantescos, las pirámides, para mostrar a la posteridad y a sus dioses, el poder y el conocimiento alcanzado. Con el correr de los siglos y al paso de los milenios, otros pueblos, con otras creencias y otros motivos, fundamentalmente comerciales y guerreros, fueron modificando lentamente las costumbres egipcios. Así tenemos a los fenicios, que quizás independientemente de los egipcios, amoldando y adaptándolos a sus propias conveniencias crearon otro tipo de escritura, la más evolucionada forma de



---

escritura fonética, el alfabeto, el cual llegó a los griegos en los siglos VI y V antes de la era cristiana, un pueblo que el pensar era su pasatiempo máspreciado, algo posibilitado por la presencia de esclavos, factor que los liberaba, por vez primera en la historia de la humanidad, de la lucha férrea y cotidiana por obtener su comida y otras faenas propias del sobrevivir. Le permitía por vez primera disponer de su tiempo para pensar como mejorar su propia vida y la de sus semejantes, en buscar respuestas a la multitud de problemas y de hechos inexplicables para los que nunca antes había dispuesto de tiempo suficiente para tratarlos, disponiendo del arma más poderosa que existía sobre el planeta, el pensar ordenado, su razón, su propia razón. Y en este momento se disponía de otra herramienta muy eficiente, la existencia de un tipo de escritura, no muy complicada, mediante la cual dejar asentado, qué se había pensado, qué se había concluido, y otros hombres tendrían luego acceso a esto ya pensado, lo cual podrían mejorar si esa era su disposición o simplemente aceptarlo. Sólo la gente que dispusiera del privilegio de poseer esclavos que le facilitaran su propia vida, tenía la posibilidad de pensar, si era que no se dedicaba ese privilegio a fines mucho menos productivos para la humanidad posterior, como era el caso que seguía la gran mayoría: Aprovechaba su tiempo libre para divertirse, para relajarse en todos los aspectos, para simplemente flojear, casi podría decirse que para vegetar.

Con el paso de los siglos venideros, de ese eterno guerrear, del hombre contra el hombre, de ese temor a qué ocurrirá después de la muerte, a esa búsqueda de valores o propósitos morales, al continuo sometimiento a las diversas religiones de turno, a la aparición del cristianismo con todas sus ventajas y desventajas. Ventajas porque como religión y con el paso del tiempo tomó prestado el pensamiento lógico griego para justificar sus creencias religiosas, lo cual daría lugar al escolasticismo donde aplicaba la razón para darle soporte racional a las creencias hebreas, lo cual lo obligó a mejorar y afinar su método de raciocinio, llegando incluso en los siglos XII y XIII, a crear universidades, donde el conocimiento impartido era religioso pero altamente impregnado por la razón. Desventajas, porque se utilizó para perseguir y masacrar a quienes no compartieran las ideas religiosas que allí imperaban, como fue la inquisición y Las Cruzadas. Pero Las Cruzadas tuvieron algunos efectos altamente positivos para



la humanidad, en especial el referente al intercambio cultural entre el pueblo cristiano y el musulmán, ya que los árabes habían conservado el pensamiento lógico griego y hubo quienes como Gerardo de Cremona (1114-1187 d.C.) se dedicaron a traducir el pensamiento griego a las lenguas Occidentales, teniendo esto un muy alto impacto en su pensamiento religioso, puesto que la religión cristiana, aproximadamente a partir del año 1200 d.C. encontró que el pensamiento aristotélico calzaba perfectamente con las creencias hebreas, proceso que racionalizó o encauzó por los caminos del pensamiento lógico a los pensadores cristianos, con su consecuente influencia sobre todo el pensamiento Occidental, hecho que dejaría el terreno altamente abonado para el estallido de la búsqueda del conocimiento en todas las áreas una vez que Johannes Gutenberg (1397-1468 d.C.), aproximadamente en el año 1440 de la era cristiana, reinventara la imprenta, esta vez con tipos móviles y no fijos, especialmente fabricados y adaptados para su función, hecho que no se había dado de esa manera en otros pueblos como el chino, el japonés y el coreano, lo cual facilitaba enormemente el proceso de impresión y con ello el paso del conocimiento de unos hombres a otros. Esto lo hacía en el momento histórico preciso y en el sitio adecuado, en la Europa Occidental. Con todo y que la cultura seguía siendo un privilegio de los ricos y de los poderosos, los años siguientes a la invención de la imprenta por Gutenberg, condujeron a un avance cada vez más acelerado del conocimiento humano, proceso que se ha potenciado con el paso de los siglos y con el hallazgo y descubrimiento de nuevas herramientas, mucho más poderosas, como es el caso de la red de redes, la Internet, lo cual posibilita a cualquier persona, que disponga de un conocimiento bastante sencillo del uso de las computadoras y del lenguaje, el tener acceso inmediato a una muy vasta cantidad del conocimiento humano del momento, siendo sólo las limitaciones cognitivas de esa persona que accesa el conocimiento humano a través de Internet, lo que le posibilitará y le frenará para hacer uso de este reservorio, algo que en este instante (año 2004 d.C.), es difícil prever y sugerir qué cambios ocasionará este saber sobre el futuro de la raza humana. Al parecer se ha abierto la caja de Pandora y dependerá exclusivamente del hombre, de la raza humana el escoger si lo utiliza o no para su propia conveniencia. Ha alcanzado un punto en su historia, donde dispone de

---

comodidades creadas por él mismo, que le facilita el poseer tiempo y de sobra para pensar y repensar su propio futuro.

Volviendo al tema que aquí se trata y después de dar ese repaso histórico y saltar hacia el futuro, hasta la época actual, reviste el fin exclusivo de mostrar la muy alta importancia que tuvo la aparición de la imprenta en una época y en un lugar abonados para aprovecharla. Fue la posibilidad del paso del conocimiento, que lentamente se fue haciendo cada vez más generalizado, lo que produjo, en un primer momento, la lenta transmisión y procesamiento de los datos con los que se contaba, de la teoría que se podía utilizar para el estudio de los hechos que nos circundaban y así vemos la aparición de Cristóbal Colón (1451-1506 d.C.), Leonardo da Vinci (1452-1519 d.C.), Nicolás Copérnico (1473-1543 d.C.), Girolano Fracastoro (1478-1553 d.C.), Martín Lutero (1483-1546 d.C.), Paracelso (1493-1541 d.C.), Peter Ramus (1515-1572 d.C.), Francis Bacon (1561-1626 d.C.), Galileo Galilei (1564-1642 d.C.), Johannes Kepler (1571-1630 d.C.), Daniel Sennert (1572-1637 d.C.), René Descartes (1596-1650 d.C.), Evangelista Torricelli (1608-1647 d.C.). Todos ellos desempeñando su papel desde diferentes ángulos de la actividad humana, unos conocidos otros no tanto, pero sin embargo personajes claves en el progreso del conocimiento humano. Varios de ellos como Girolano Fracastoro y Daniel Sennert hablaron de los átomos como constituyentes de la materia. Otros antes de la invención de la imprenta como El Venerable Bede (672-735 d.C.), William de Conches (1080-1154 d.C.), Nicolas de Cusa (1401-1464 d.C.) también postulaban la existencia del átomo. Sin embargo de ninguno de ellos se tratará sobre sus contribuciones por razones de brevedad.

## BIBLIOGRAFÍA

- [1] <http://www.utm.edu/research/iep//lucretiu.htm>
- [2] <http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/AtomicStructure/Greeks.html>
- [3] <http://www-history.mcs.st-andrews.ac.uk/history/Mathematicians/Aristotle.html>
- [4] <http://www.monografias.com/trabajos5/platon2/platon2.shtml>



- [5] <http://www.galeon.com/labquimica/historiaqui.htm>  
[6] [WWW.WOODROW.ORG/TEACHERS/CI/1992/](http://WWW.WOODROW.ORG/TEACHERS/CI/1992/)  
[7] [WWW.LEVITY.COM/ALCHEMY/HOME.HTML](http://WWW.LEVITY.COM/ALCHEMY/HOME.HTML)

## 2. SIGLOS XVII Y XVIII

### QUÍMICA EN EL SIGLO XVII

#### 2.1. Johannes Baptista van Helmont (1580-1644 d.C.)

Físico y químico belga. Entre algunos de sus aportes tenemos:

1a) Fue el primer hombre en crear interés por el estudio de los “aires” distintos al aire normal o atmosférico, llamándolos gases (*chaos* en griego), enfocándose así, en el estudio sistemático de los gases (química neumática), trabajo al que luego se refirió Robert Boyle. Por esta razón a van Helmont se le considera como el descubridor de los gases. Estudiando la combustión de la madera en un envase cerrado, observó como los productos gaseosos eran diferentes al aire común (que en algunos tratados reportan que lo llamó *Espiritus Silvestrus*, espíritu salvaje, conocido en la actualidad como  $\text{CO}_2$ ), convirtiéndose así, en el primer hombre que hacía ese señalamiento, ya que desde sus primeros contactos con el fuego el hombre notaba la presencia de esos aires extraños que le impedían respirar [1].

- 1) “Van Helmont realizó un estudio científico de diferentes tipos de gases. En este campo, su investigación estuvo muy dificultada por la carencia de un aparato apropiado para recoger los gases. Las diferentes clases de gases que menciona incluían un **gas carbonum** obtenido de la combustión del carbón vegetal (habitualmente, dióxido de carbono, pero también monóxido de carbono); un **gas sylvester** obtenido de la fermentación del vino, por el agua mineral, al tratar un carbonato con ácido acético, y también hallado en algunas cuevas, que apaga la llama (dióxido de carbono); un **gas rojo venenoso**, al que también llamó *gas sylvester*, obtenido cuando el agua regia actuaba sobre metales como la plata (óxido nítrico); y un *gas pingüe* inflamable, formado de la

---

destilación seca de una materia orgánica (una mezcla de hidrógeno, metano y monóxido de carbono)” [2].

- 2) Fue el primero en proponer que los productos gaseosos que se formaban al quemar la madera, poseían una masa igual al peso que perdía la misma al quemarse [1].
- 3) “Se le acredita el haber realizado el primer experimento científico en química, iniciando con ello la transición de la alquimia a la química moderna. Usó un péndulo para medir el tiempo, una balanza para medir la masa y un termómetro para el registro sistemático de sus resultados experimentales...” [1].
- 4) “Hizo una primera propuesta sobre la conservación de la materia, la cual, según él, las causas secundarias no podían destruir. Mostró que si un cierto peso de silicio era convertido en cristal soluble y éste era tratado con ácido, el ácido de silicio precipitado daría, al ser quemado, el mismo peso de silicio que se había tomado al principio..” [2].
- 5) Se dice que descubrió e investigó el ácido sulfúrico, el ácido nítrico y el óxido de nitrógeno aparte de haber obtenido ácido clorhídrico al que llamó gas de sal [3].

## **2.2. Pierre Gassendi (1592-1655 d.C.)**

Filósofo y Obispo francés. Quien era un seguidor de las ideas de Séneca, Plutarco, Cicerón y Epicuro. Gassendi y muchos de sus contemporáneos fueron influenciados por los descubrimientos que en esa época se hacían derivado a la reciente invención del microscopio, lo cual lo consideraron como una fuerte prueba a favor de la existencia de los átomos, sobre los cuales había escrito Epicuro [4].

En el año 1647 se publicó su obra “*De Vita et Moribus Epicuri*” (Sobre la vida y carácter de Epicuro). Con esta y otras obras posteriores, como la publicada en 1649 “*Syntagma philosophiae Epicuri*” (Tratado sobre la filosofía de Epicuro), la que divide en



tres secciones: Lógica, física y ética, despierta las ideas sobre que los átomos son partículas muy pequeñas, las cuales no pueden ser creadas ni destruidas, siendo sólidas, tienen peso, presentan movimiento propio y no pueden dividirse en fracciones más pequeñas. Como hombre religioso, agregó que no existían desde siempre sino que habían sido creados por Dios. Con esto, Gassendi revivió el interés por los átomos ya que siguió estrictamente las ideas del filósofo griego Epicuro, quien era un ferviente defensor y propagador de este tipo de conceptos [2].

Gassendi abonaba por la unión de los átomos para formar grupos, a los cuales llamaba “moleculae o corpuscula”. Proponía que lo que sostenía unidos esos corpúsculos eran fuerzas mecánicas. Con este tipo de ideas y proviniendo de un hombre perteneciente a la Iglesia Católica, dio un fuerte impulso para que se aceptara la posible existencia de los átomos [5].

### **2.3. Robert Boyle (1627-1691 d.C.)**

Físico y químico inglés. Fue hijo del hombre más rico de Inglaterra, el Conde del Corcho. Entre algunas de las obras principales de Boyle podemos citar las siguientes:

- 1) Fue miembro fundador de la Royal Society, sociedad a través de la cual publicó sus resultados sobre las propiedades físicas del aire.
- 2) “...fue uno de los primeros en proponer que toda ciencia debería desarrollarse como una aplicación de las matemáticas. Aunque otros antes que él, habían aplicado las matemáticas a la física, Boyle fue uno de los primeros en extender la aplicación de las matemáticas a la química, la cual trató de desarrollar como una ciencia, cuya compleja apariencia era meramente el resultado de aplicar leyes matemáticas simples a partículas fundamentales simples” [6].
- 3) “Boyle es considerado uno de los fundadores de los métodos científicos modernos porque creyó en la necesidad de la observación objetiva y de los experimentos verificables en los laboratorios, al realizar los estudios científicos” [2].

- 
- 4) “Boyle fue el primer químico que aisló un gas. Perfeccionó la bomba de aire y sus estudios le condujeron a formular, independientemente de su colega francés Edme Mariotte, la ley de física conocida hoy como ‘ley de Boyle-Mariotte’. Esta ley establece que ‘a una temperatura constante, la presión y el volumen de un gas son inversamente proporcionales’” [2].
  - 5) “En el campo de la química, Boyle observó que el aire se consume en el proceso de combustión y que los metales ganan peso cuando se oxidan” [2].
  - 6) “Reconoció la diferencia entre un compuesto y una mezcla” [2].
  - 7) “Formuló su teoría atómica de la materia basándose en sus experimentos de laboratorio. En su obra *El químico escéptico* (1661), Boyle atacó la teoría propuesta por el filósofo y científico griego Aristóteles (384-322 a.C.) según la cual la materia está compuesta por cuatro elementos: tierra, aire, fuego y agua. **Propuso que partículas diminutas de materia primaria se combinan de diversas maneras para formar lo que él llamó corpúsculos, y que todos los fenómenos observables son el resultado del movimiento y estructura de los corpúsculos**” [2].
  - 8) “Fue el primero en verificar las diferencias entre ácidos, bases y sales” [2].
  - 9) “Entre sus obras están *Origen de formas y características según la filosofía corpuscular* (1666) y *Discurso de las cosas más allá de la razón* (1681)” [2].
  - 10) “Boyle en ‘The Sceptical Chymist’, realiza una ruptura clara entre la tradición alquímica del secreto con su convicción e insistencia sobre publicar con un gran énfasis sobre lo experimental. Es bueno resaltar que Boyle estuvo entre los primeros en publicar los detalles de su trabajo, incluyendo los experimentos infructuosos...” [7].
  - 11) “...Boyle fue el primero en establecer el criterio moderno por el cual se define un elemento: Una sustancia básica puede combinarse con otros elementos para formar compuestos y por el contrario, éstos no pueden descomponerse en una sustancia mas simple” [7].

#### 2.4. Isaac Newton (1642-1727 d.C.)

Inglés. Sus disciplinas científicas fueron las matemáticas, la mecánica, la óptica, la física, la filosofía y la alquimia. Newton es tan prolífico en su producción que sólo se



mencionarán muy pocas de sus contribuciones, aquellas que se consideran de mayor interés para una monografía como la presente:

1) Llevó a una revolucionaria comprensión de las matemáticas y de los fenómenos ópticos.

2) Fue el primer hombre que concibió las leyes de la gravedad.

3) Aunque no hizo contribuciones a la química, al parecer sirvió como fuente de inspiración para Dalton cuando este propuso sus postulados sobre la teoría atómica un siglo después, ya que Newton tenía la siguiente apreciación sobre la constitución de la materia: “Si consideramos todas las cosas, me parece probable, que Dios en el principio formó la materia de partículas sólidas, masivas, duras, impenetrables, de tales dimensiones y formas, y con otras propiedades, y en tal proporción al espacio, que la mayoría conducía al fin para el cual Él las formó; y estas primitivas partículas siendo sólidas, son incomparablemente más duras que cualquier cuerpo poroso que esté compuesto por ellas, siendo tan duras como para no consumirse ni romperse en pedazos; no siendo ningún poder ordinario capaz de dividir lo que el mismo Dios hizo en su primera creación...” [8].

Con esto observamos como Newton sigue las ideas de Pierre Gassendi, y a través de éste, los conceptos postulados por los griegos atomistas como Leucipo, Demócrito y Epicuro.

4) “Ningún otro científico, salvo Einstein, habrá recibido elogios tan altos de sus contemporáneos y de las generaciones que siguieron a su vida. Pope escribió: ‘La Naturaleza y sus leyes estaban ocultas en la noche oscura. Dios dijo: Hagamos a Newton y todo se hizo luz’” [9].

5) Contribuyó en forma determinante en asentar las bases del método científico y con ello a un avance más decisivo y firme, en aquellos que hicieran investigación, bien fueran contemporáneos con Newton o posteriores a él, ya que precisó como debería realizarse la experimentación y los parámetros bajo los cuales debía delimitarse, como lo podemos derivar de sus observaciones: “Por otra parte, el mero uso del experimento es insuficiente. Lo nuevo en Newton es el perfecto engranaje de teoría y experimentación, el uso de experimentos específicamente diseñados para suministrar la pieza de una argumentación orientada a crear una teoría general. El nuevo **método**



---

**científico consiste en planear los experimentos en función de la demostración de una teoría sujetándolos a las exigencias de una estructura argumental lógicamente trabada” [9].**

“Pues si cualquiera puede hacer una conjetura sobre la verdad de las cosas partiendo de la escueta posibilidad de las hipótesis, no veo cómo puede determinarse nada cierto en cualquier ciencia, pues es siempre posible imaginar más y más hipótesis, las cuales parecerán responder a nuevas dificultades” [9].

“Así, pues, estamos ante una precisión importante respecto al anterior concepto de hipótesis. Lo que propugna Newton es el reconocimiento de la diferencia existente entre las especulaciones imaginarias y especulativas de los filósofos mecánicos (a la cartesiana) y las proposiciones matemáticas, cuantitativas y rigurosas de las ciencias matematizadas” [9].

6) Igualmente observamos como Newton propone sus ideas sobre como interactúan las partículas constituyentes de la materia y da un concepto vago sobre el enlace: “...los cambios de las cosas corpóreas deben colocarse sólo en las distintas separaciones y nuevas asociaciones y movimientos de estas partículas permanentes; los cuerpos compuestos al estar preparados para romperse, no lo hacen en el medio de las partículas sólidas, sino donde estas partículas están conducidas a reunirse, y donde sólo se tocan en unos cuantos puntos” [8].

## **2.5. Nicolás Lémery (1645-1715 d.C.)**

*Químico francés. Su libro de texto en química, “Cours de chymie” (París, 1675), tuvo más de treinta ediciones y en este aparecía la siguiente tabla: [10].*



*Explicacion de las mas Comunes Caracteres Chemicos.*

<i>Aeratierno o Marte</i> $\odot \odot \odot$	<i>Cementar</i> $\Sigma$	<i>Alevo</i> $h$
<i>Aire</i> $\Delta$	<i>Cinigo Claudador</i> $\text{H}$	<i>Niwo a Salido</i> $\odot$
<i>Agua</i> $\text{V}$	<i>Cera</i> $\text{O}$	<i>Nicho</i> $\odot \odot$
<i>Agua ardiente</i> $\text{O}$	<i>Cinabrio</i> $\text{S S S}$	<i>Orina</i> $\square$
<i>Agua Fiente</i> $\text{V}$	<i>Cogular</i> $\text{H E}$	<i>Oro Ciel</i> $\odot$
<i>Agua Regia</i> $\text{V}$	<i>Cobre o Venur</i> $\text{O}$	<i>Ordo de Plomo</i> $\text{O}$
<i>Alambique</i> $\text{X X X S X}$	<i>Cobrepimado o verdura</i> $\text{O}$	<i>Pero Sig. Cel.</i> $\text{X}$
<i>Aluyalde</i> $\text{H}$	<i>Crisal</i> $\text{H}$	<i>Plomo o Saruro</i> $\text{h s h p}$
<i>Alumbre Coman</i> $\text{O}$	<i>Crisal</i> $\text{C}$	<i>Poluar</i> $\text{O}$
<i>Alumbre de Pluma</i> $\text{O}$	<i>Cuerno d'Curuo</i> $\text{C C}$	<i>Porquidar</i> $\text{O}$
<i>Arsenphor</i> $\text{X O O}$	<i>Densar</i> $\text{O}$	<i>Purificar</i> $\text{O}$
<i>Astalgamar</i> $\text{a a a}$	<i>Dia</i> $\text{O}$	<i>Purofacer</i> $\text{O}$
<i>Aurimonio</i> $\text{O}$	<i>Digerar</i> $\text{O}$	<i>Quinta esencia</i> $\text{O E}$
<i>Año</i> $\text{O}$	<i>Enlodar</i> $\text{N}$	<i>Rajalga</i> $\text{X O}$
<i>Aza</i> $\text{a a}$	<i>Epuraru Sp Sp</i> $\text{O}$	<i>Rorro</i> $\text{O G}$
<i>Aquario</i> $\text{O}$	<i>Epuraru d'Vino V Sp</i> $\text{X}$	<i>Sagario</i> $\text{O}$
<i>Arie Sig. Cel.</i> $\text{O}$	<i>Escorpiou Sig. Cel.</i> $\text{M}$	<i>Sal A Kali</i> $\text{O}$
<i>Aina de Ladrillo</i> $\text{O}$	<i>Emato sobre Entradas</i> $\text{fff}$	<i>Sal armoniaca</i> $\text{O}$
<i>Avena</i> $\text{O}$	<i>Filar</i> $\text{O}$	<i>Sal Coman</i> $\text{O O O}$
<i>Avenico</i> $\text{O O}$	<i>Fior</i> $\text{O}$	<i>Sal Gamma</i> $\text{O}$
<i>Acafran d'Hierro</i> $\text{O O}$	<i>Fior d'Animonio</i> $\text{O}$	<i>Sano d'Barrilla</i> $\text{O}$
<i>Acafran d'Venu</i> $\text{O O O}$	<i>Fior d'Copre</i> $\text{O}$	<i>Sublimar</i> $\text{O}$
<i>Acyze</i> $\text{O O O}$	<i>Fuego</i> $\text{O}$	<i>Talco</i> $\text{X}$
<i>Acyze Coman</i> $\text{O}$	<i>Comunal Sig. Cel.</i> $\text{II}$	<i>Tartre</i> $\text{O X}$
<i>Acyze Vivo</i> $\text{O}$	<i>Goma</i> $\text{O O}$	<i>Tauri Sig. Cel.</i> $\text{O}$
<i>Acyze Negro</i> $\text{O}$	<i>Hora</i> $\text{O O}$	<i>Tierra</i> $\text{O}$
<i>Acyze de Philasofa</i> $\text{O}$	<i>Idon</i> $\text{O}$	<i>Tugia</i> $\text{O}$
<i>Baño</i> $\text{B}$	<i>Lava</i> $\text{O}$	<i>Vidrio</i> $\text{O}$
<i>Baño d' Maria</i> $\text{B}$	<i>Lera Sig. Cel.</i> $\text{O}$	<i>Vingre</i> $\text{O X}$
<i>Baño d' Vapor</i> $\text{B}$	<i>Lira Sig. Cel.</i> $\text{O}$	<i>Vingre destado</i> $\text{X O}$
<i>Borax</i> $\text{O}$	<i>Limadura d'Acero</i> $\text{O}$	<i>Vino blanco</i> $\text{O}$
<i>Cal</i> $\text{C}$	<i>Lingamio</i> $\text{O}$	<i>Vino tinto</i> $\text{O}$
<i>Cal Viva</i> $\text{O}$	<i>Lodo</i> $\text{N}$	<i>Vigo Sig. Cel.</i> $\text{M}$
<i>Calinar</i> $\text{O}$	<i>Marchazica</i> $\text{O}$	<i>Vinolo o Capa Rara</i> $\text{O}$
<i>Capricornio</i> $\text{O}$	<i>Niwo</i> $\text{O}$	<i>Vinolo Blanco</i> $\text{O}$
<i>Congreso</i> $\text{O}$	<i>Mercurio o Azogue</i> $\text{O}$	<i>Vinolo Azul</i> $\text{O}$
<i>Capus mortuum</i> $\text{O}$	<i>Mercurio Sublimado</i> $\text{O}$	<i>Vinolo Rubio</i> $\text{O}$
<i>Cadavilla</i> $\text{O}$	<i>Mercurio precipitado</i> $\text{O}$	

Tabla 1. Símbolos empleados en la obra "Cours de chymie" de finales del siglo XVII.

Tabla con símbolos empleados en las obras de química de principios del siglo XVIII. Procede del célebre "Curso de Química" de Nicolás Lémery traducido por Félix Palacios (Madrid, 1721) [11].

"El 'Cours de Chymie' de Nicolás Lémery publicado en 1675, se enmarca en una época de transición, una época puente entre el antiguo Cuerpo Hermético, y la química moderna. Así pues, a lo largo de este curso prácticamente enciclopédico, su autor trata de pasar página con respecto a las teorías tradicionales y las antiguas hipótesis, para

---

abrir paso a la experimentación y las bases sensibles del estudio de la naturaleza. Contamos para la ocasión con la traducción de 1703 de Don Félix Palacios, personaje ilustre cuyo nombre figura en el Catálogo de Autoridades de la Lengua” [12].

“Hasta cerca del fin del siglo XVII el interés de los químicos se había dirigido, casi enteramente, a las sustancias que ocurrían en el mundo mineral no viviente, pero en el ‘Cours de Chymie’ (1675), escrito por Lémery, fue adoptada la clasificación árabe de las sustancias en tres reinos: Animal, vegetal y mineral, llevándose de esta forma al campo del interés e investigación química las sustancias que se presentaban en las plantas y en los animales. Durante el siglo XVIII, se aislaron y estudiaron las propiedades de un considerable número de compuestos, derivados principalmente de los vegetales y en menor extensión de los animales. Sin embargo, no se hizo casi ningún intento por estudiar de forma sistemática estas sustancias...Lo que provenía de lo vivo fue llamado orgánico para diferenciarlo de las sustancias inorgánicas, que provenían de la materia mineral inanimada” [13].

## **2.6. Teoría del Flogisto**

A fines del siglo XVII, el químico alemán Georg Ernst Stahl (1660-1734 d.C.), propuso una sustancia, a la cual llamó flogisto, como representativa de la inflamabilidad de todos los compuestos, usándola para explicar el fenómeno de la combustión. Stahl hizo su propuesta en los siguientes términos: “ ...De todas estas condiciones diferentes, creo que debería dársele un nombre, a este primer principio único, básico inflamable... Siento que el nombre que más se le ajusta derivado a su acción general, y como muestra en forma generalizada en todos sus compuestos ... he seleccionado el nombre griego phlogiston...” [14].

“La teoría del flogisto planteaba que toda sustancia inflamable contiene flogisto y durante la combustión esta sustancia perdía el flogisto hasta que se detenía. El mercurio, por ejemplo aumenta de peso durante la combustión por lo que se le asignó al flogisto un peso negativo. Se pensaba que el carbón o el azufre estaban formados



exclusivamente por flogisto y de ahí derivaba su extrema combustibilidad. El químico Ingles Joseph Priestley realizó experimentos con la combustión comprobando que lo que hoy llamamos oxígeno era necesario para la combustión, pero describió a este gas como aire deflogistizado. La teoría del flogisto comenzó a tambalear con el químico francés Antoine Lavoisier quien descubrió que la combustión es una reacción en la cual el oxígeno se combina con otra sustancia. Para el año 1800 la teoría del flogisto había sido desaprobada por todos los químicos reconociendo como válido el experimento de Lavoisier” [7].

## BIBLIOGRAFÍA (2)

- [1] [http://people.mech.kuleuven.ac.be/~erik/local\\_heroes.html](http://people.mech.kuleuven.ac.be/~erik/local_heroes.html)
- [2] <http://ayura.udea.edu.co/~deca/epistociencias/histociencias%20uni22002.htm>
- [3] <http://www.newadvent.org/cathen/07212b.htm>
- [4] <http://galileo.imss.firenze.it/vuoto/egasse.html>
- [5] <http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/AtomicStructure/Democritus-to-Dalton.html>
- [6] <http://www-history.mcs.st-andrews.ac.uk/history/Mathematicians/Boyle.html>
- [7] <http://www.galeon.com/labquimica/historiaqui.htm>
- [8] Tomado del Query 31 de Opticks (Londres, 1704)  
<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/NEWTON.HTML>
- [9] <http://www.upf.es/iuc/buey/ciencia/>
- [10] [http://es.rice.edu/ES/humsoc/Galileo/Catalog/Files/lemery\\_nic.html](http://es.rice.edu/ES/humsoc/Galileo/Catalog/Files/lemery_nic.html)
- [11] <http://www.uv.es/~bertomeu/material/museo/GUIA3.html>
- [12] <http://www.bohindra.com/fichalibro.php?Codigo=31910>
- [13] Findlay, A. and Williams, T., 1965. A Hundred Years of Chemistry. Third Edition. University Paperbacks, Mathuen: London. 335p.
- [14] extract from Zufällige Gedanken und nützliche Bedencken ...  
<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/stahl.html#phlogiston>





### 3. QUÍMICA EN EL SIGLO XVIII

En este siglo empezó a estudiarse la interacción entre las sustancias y con ello la formación de nuevos compuestos. Era seguido y respetado, el método científico propuesto por Newton, Descartes y otros.

“En esa época, aproximadamente, otra observación hizo avanzar la comprensión de la química. Al estudiarse cada vez más productos químicos, los químicos observaron que ciertas sustancias combinaban más fácilmente o tenían más afinidad con un determinado producto químico que otras. Se prepararon tablas que mostraban las afinidades relativas al mezclar diferentes productos. El uso de estas tablas hizo posible predecir muchas reacciones químicas antes de experimentarlas en el laboratorio” [1].

“Todos esos avances condujeron en el siglo XVIII al descubrimiento de nuevos metales y sus compuestos y reacciones. Comenzaron a desarrollarse métodos analíticos cualitativos y cuantitativos, dando origen a la química analítica. Sin embargo, mientras existiera la creencia de que los gases sólo desempeñaban un papel físico, no podía reconocerse todo el alcance de la química” [1].

“El estudio químico de los gases, generalmente llamados 'aires' empezó a adquirir importancia después de que el botánico, fisiólogo y químico británico Stephen Hales (1677-1761 d.C.), desarrollara la cubeta o cuba neumática para recoger y medir el volumen de los gases liberados en un sistema cerrado; los gases eran recogidos sobre el agua tras ser emitidos al calentar diversos sólidos. La cuba neumática se convirtió en un mecanismo valioso para recoger y estudiar gases no contaminados por el aire ordinario. El estudio de los gases avanzó rápidamente y se alcanzó un nuevo nivel de comprensión de los distintos gases” [1].

“La interpretación inicial del papel de los gases en la química se produjo en Edimburgo (Escocia) en 1756, cuando Joseph Black (1728-1799 d.C.), publicó sus

---

estudios sobre las reacciones de los carbonatos de magnesio y de calcio. Al calentarlos, estos compuestos desprendían un gas y dejaban un residuo de lo que Black llamaba magnesia calcinada o cal (los óxidos). Esta última reaccionaba con el 'álcali' (carbonato de sodio) regenerando las sales originales. Así el gas dióxido de carbono, que Black denominaba aire fijo, tomaba parte en las reacciones químicas (estaba "fijo", según sus palabras). La idea de que un gas no podía entrar en una reacción química fue desechada, y pronto empezaron a reconocerse nuevos gases como sustancias distintas" [1].

“En la década siguiente, el físico británico Henry Cavendish (1731-1810 d.C.), aisló el 'aire inflamable' (hidrógeno). También introdujo el uso del mercurio en lugar del agua como el líquido sobre el que se recogían los gases, posibilitando la recogida de los gases solubles en agua. Esta variante fue utilizada con frecuencia por el químico y teólogo británico Joseph Priestley (1733-1804 d.C.), quien recogió y estudió casi una docena de gases nuevos. El descubrimiento más importante de Priestley fue el oxígeno; pronto se dio cuenta de que este gas era el componente del aire ordinario responsable de la combustión, y que hacía posible la respiración animal. Sin embargo, su razonamiento fue que las sustancias combustibles ardían enérgicamente y los metales formaban escorias con más facilidad en este gas porque el gas no contenía flogisto. Por tanto, el gas aceptaba el flogisto presente en el combustible o el metal más fácilmente que el aire ordinario que ya contenía parte de flogisto. A este nuevo gas lo llamó 'aire deflogistizado' y defendió su teoría hasta el final de sus días” [1].

“Mientras tanto, la química había hecho grandes progresos en Francia, particularmente en el laboratorio de Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1793 d.C.). A éste le preocupaba el hecho de que los metales ganaban peso al calentarlos en presencia de aire, cuando se suponía que estaban perdiendo flogisto” [1].

“En 1774 Priestley visitó Francia y le comentó a Lavoisier su descubrimiento del aire deflogistizado. Lavoisier entendió rápidamente el significado de esta sustancia, y





este hecho abrió el camino para la revolución química que estableció la química moderna. Lavoisier lo llamó 'oxígeno', que significa 'generador de ácidos'" [1].

### **3.1. Daniel Bernoulli (1700-1782 d.C.)**

“Físico suizo. Dio impulso a la mecánica de los fluidos y encontró que cuando un fluido pasa por un tubo que tiene un estrechamiento, la velocidad de sus partículas aumenta, pero su presión disminuye. Fue el primero que intentó explicar el comportamiento de los gases cuando cambia su presión y su temperatura. Consideraba, como el griego Epicuro, que los gases estaban formados por grandes cantidades de partículas pequeñas (átomos) cuya velocidad producía la presión y su temperatura. Les aplicó el cálculo de probabilidades desarrollado por Pascal y Fermat y es el iniciador, de la teoría cinética de los gases” [2].

### **3.2. Henry Cavendish (1731-1810)**

Físico y químico británico. Hizo sus investigaciones en la química del agua y del aire.

1) Fue el primero en reconocer el gas hidrógeno como un “aire inflamable” distinto del aire atmosférico. “Para establecer que el gas hidrógeno era una sustancia enteramente diferente del aire ordinario, calculó sus densidades así como las densidades de otros gases...” [3].

2) Describió el agua como compuesta por dos sustancias diferentes, por aire deflogistizado (oxígeno) unido al aire inflamable (hidrógeno)” [2].

### **3.3. Joseph Priestley (1733-1804)**

Químico y teólogo británico. Considerado uno de los fundadores de la química moderna por sus aportes al campo de la experimentación. Aisló y describió ocho gases: Aire fijo (dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ ), aire flogistizado (óxido nitroso,  $\text{N}_2\text{O}$ ), aire nitroso (óxido nítrico,  $\text{NO}$ ), aire deflogistizado (oxígeno,  $\text{O}_2$ ), amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), sulfuro de hidrógeno ( $\text{SH}_2$ ) y el aire fijo reducido (monóxido de carbono,  $\text{CO}$ ) [4,5].



---

“Durante los experimentos que Priestley realizó en 1774, descubrió el oxígeno y describió su función en la combustión y en la respiración, anudando así la solución de un problema en que se habían enlazado sin una buena razón los dos problemas de la combustión y la respiración vital. Defensor de la teoría del flogisto, Priestley llamó al nuevo gas 'aire deflogistizado' y no fue totalmente consciente de la importancia que su descubrimiento tendría en el futuro. (El químico sueco Carl Wilhelm Scheele podría haber descubierto el oxígeno antes que Priestley, pero no dio a conocer su trabajo a tiempo para que se le acreditara como su descubridor). Priestley también aisló y describió las propiedades de muchos otros gases, como el amoníaco, óxido nitroso, dióxido de azufre y monóxido de carbono. Durante su carrera, se opuso a las teorías revolucionarias del químico francés Antoine Lavoisier, que dio su nombre al oxígeno y describió correctamente su función en la combustión” [2].

“Los grandes hombres de ciencia de hoy se paran sobre los hombres de gigantes y Joseph Priestley fue uno de esos gigantes intelectuales cuyo trabajo condujo a la fundación de esa rama de la ciencia que hoy llamamos Química... se le conoce más por sus experimentos con gases, especialmente el oxígeno...” [4].

“Sus memorables experimentos sobre el aire comienzan en 1767 y alcanzan un pico en 1774. La proximidad de su casa a una cervecería pública lo condujo a realizar varios experimentos con el aire fijo (dióxido de carbono). El acceso a una fuente abundante de aire fijo, lo condujo eventualmente a entender la naturaleza de la efervescencia que se encontraba en las aguas minerales. Su primera publicación científica estuvo relacionada con impregnar el agua con aire fijo la cual adquiriría un sabor muy fuerte y agradable” [4].

“En la época de Priestley el aire se le sometía a simples pruebas de apariencia, olor y solubilidad. Cualquier diferencia podía ser real o derivarse de impurezas de las muestras... Los gases eran conocidos como aire nitroso (NO), aire flogistizado (N<sub>2</sub>O), aire ácido (HCl) y aire fijo reducido (CO). Priestley se interesó por la bondad del aire o el



que fuese respirable...Los gases solubles en agua, previamente difíciles de recoger, fueron exitosamente colectados sobre mercurio” [4].

“En un viaje a Paris él habló con Lavoisier de su reciente aislamiento de un gas a partir del óxido rojo de mercurio, sin percatarse de la importancia de su descubrimiento. Esta fue la clave en el trabajo de Lavoisier para que éste desarrollara su gran esquema conceptual sobre el rol del oxígeno en la combustión, conduciéndolo a superar la teoría del flogisto y a revolucionar todo el mundo de la ciencia química” [4].

“Inspirado en la obra de Stephen Hales, *Vegetable Staticks* (primera edición, 1727), en la cual describía el aparato neumático para recoger gases sobre el agua, Priestley comenzó a examinar todos los “aires” que podían liberarse a partir de diferentes sustancias. Muchos seguían las enseñanzas de Aristóteles, creyendo todavía que había un solo “aire”. Mediante un diseño adecuado del aparato y una cuidadosa manipulación, Priestley aisló y caracterizó ocho gases diferentes, incluyendo el oxígeno, algo no igualado ni antes ni después” [6].

“Priestley peleó una larga batalla contra Antoine Lavoisier y sus seguidores sobre cómo interpretar los resultados de los experimentos con gases. Priestley los interpretaba en términos del flogisto-el principio hipotético de la inflamabilidad, el cual se pensaba que le daba a los metales su lustre y ductibilidad y era ampliamente usado a principios del siglo dieciocho para explicar la combustión, la calcinación, la fundición, la respiración y otros procesos químicos. Los defensores del flogisto no lo consideraban una sustancia material, de manera que no tenía peso. Priestley dio explicaciones cualitativas de este fenómeno, diciendo por ejemplo, que el oxígeno era ‘aire deflogistizado’” [6].

“El fue capaz de mostrar que este ‘aire’ o gas de la cervecería extinguía cerillos de madera encendidos. También observó que este gas...era más denso (más pesado) que el aire normal. Este gas sería luego identificado como dióxido de carbono” [7].

---

“Priestley fue también la primera persona en observar la respiración de las plantas- el hecho de que estas tomen dióxido de carbono y liberen oxígeno” [7].

#### **3.4. Carl Wilhelm Scheele (1742-1786 d.C.)**

Químico sueco. Descubrió los siguientes elementos: nitrógeno (1772), cloro (1774), manganeso (1774) y molibdeno(1778) [2].

#### **3.5. Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794 d.C.)**

Químico Francés. Se le considera uno de los fundadores de la química moderna.

A Lavoisier se le atribuye:

1a) Establecer la ley de conservación de la materia [1].

“ La característica de la química de Lavoisier fue su determinación sistemática de los pesos de los reactivos y productos envueltos en las reacciones químicas, incluyendo los componentes gaseosos, y su correspondiente creencia de que la materia- identificada por peso- sería conservada a través de cualquier reacción” [8].

1b) “Lavoisier realizó el siguiente experimento: Colocó un poco de estaño en un recipiente cerrado y lo pesó todo, incluido el recipiente. Luego pesó el recipiente. Al paso del tiempo apareció un residuo en el metal. Ya era sabido, como hemos indicado, que el residuo de un metal es más pesado que el metal en sí. Sin embargo cuando Lavoisier pesó el recipiente entero, descubrió que la formación del residuo de estaño no aumentaba el total del contenido del recipiente. Esto significaba que debía de haber ganado peso a expensas de algo que estuviera en el recipiente. Así, pues, el residuo debía de haber tomado algo del aire original” [9].

1c) “Estos experimentos probaban un punto fundamental que Lavoisier averiguó que era cierto en toda clase de reacciones químicas. Cuando una sustancia gana o pierde peso en aire, toma algo de aire y le da algo a éste. Esto lo mostró al pesar todo el sistema, vapores incluidos. El principio que demostró fue más tarde llamado <<Ley de la conservación de la masa>>” [9].

1d) Ley de la conservación de la masa. Según Lavoisier:



"La materia puede cambiar de forma, pero el peso total de la materia implicada en una reacción química sigue siendo el mismo." [9].

2a) "En 1774 reemprende un análisis del aire y descubre que está formado por 2 "aires" distintos. Uno que mantiene las combustiones y otro en el cual los seres vivos mueren por asfixia (experimentó con ratones). Demostró que el aire está compuesto por oxígeno y nitrógeno" [1].

2b) "Concluyó que el aire estaba formado por dos gases: el aire desflogistizado llamado oxígeno y el aire flogistizado llamado nitrógeno" [9].

3) "Sostuvo que la respiración no es una simple combustión del carbón, sino que contiene hidrógeno quemado con formación de vapor de agua, descubriendo así que los seres vivos utilizan el oxígeno del aire para la combustión de los alimentos, la cual produce energía" [1].

<http://www.galeon.com/labquimica/historiaqui.htm>

4) "Colaboró con Laplace en una serie de experimentos para determinar los calores específicos en cierto número de sustancias" [1].

5) "Desarrolló nuevos métodos que hicieron posibles análisis y descubrimientos más precisos. Decía que sólo cuando los cuerpos eran analizados en las sustancias que los componen, sólo en éste caso, sería posible clasificarlos. Fue quizás el investigador más decisivo en la conformación de la química. La importancia de Lavoisier es que fue el primero en usar muchas de las técnicas de investigación de hoy en día, que, para su tiempo eran novedosas" [1].

6a) "Lavoisier fue quien derribó la teoría del flogisto. Derribó la teoría del flogisto hasta ese momento aceptada por todos los químicos y que era errónea" [1].

6b) "La teoría de la combustión que por esa fechas estaba en vigor era la denominada Teoría del Flogisto. Ésta consistía en lo siguiente: Cuando una sustancia ardía, el flogisto (voz griega que significaba <<inflamable>>) la abandonaba y escapaba al aire. La ceniza que quedaba ya no podía arder más porque estaba por completo liberada de flogisto. Pero existía una paradoja en esta teoría, el resultado era un metal oxidado más pesado que el original. ¿Cómo podía el metal perder algo (flogisto) y acabar siendo más pesado?. Para la mayoría de los químicos del siglo XVIII, este tema

---

no les preocupaba. Algunos sugirieron que tal vez el flogisto poseía un <<peso negativo>>, por lo que una sustancia perdía peso cuando se le añadía flogisto y ganaba peso cuando el flogisto la abandonaba” [9].

7) Fundó la química moderna. [1].

8) Realiza la síntesis del agua...sus mediciones eran extremadamente precisas para la época” [1].

9a) “El *Traité élémentaire de chimie* de Antoine Lavoisier (1743-1794), se publicó en París en 1789 y representa la culminación de la química del siglo XVIII que llevó al abandono de la teoría del flogisto y al uso de nuevas concepciones sobre los elementos y la composición de los cuerpos...en el estudio de los gases, entre ellas la reducción del óxido de mercurio a través del calor producido por una lupa, experiencia utilizada por Joseph Priestley para aislar el oxígeno en la campana de gases” [10].

9b) El Texto de Lavoisier contiene la primera tabla de sustancias simples en sentido moderno. A pesar de ello, en el panel puede observarse la presencia en esta tabla sustancias que hoy consideramos compuestas, como la alúmina (óxido de aluminio), la cal o la sílice. Lavoisier las incluyó porque había sido incapaz de descomponerlas, aunque predijo que pronto dejarían de formar parte de las sustancias simples. También resulta sorprendente para un lector actual encontrar en esta tabla "sustancias simples" como la "luz" o el "calórico"[10,11].



192 DES SUBSTANCES SIMPLES.  
TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
	Lumière.....	Lumière. Chaleur. Principe de la chaleur.
	Calorique.....	Fluide igné. Feu. Matière du feu & de la chaleur.
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes &amp; qu'on peut regarder comme les élémens des corps.</i>	Oxygène.....	Air déphlogistiqué. Air empiréal. Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofete. Base de la mofete.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Base du gaz inflammable.
<i>Substances simples non métalliques oxidables &amp; acidifiables.</i>	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique..	Inconnu.
	Radical boracique..	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arfenic.....	Arfenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
<i>Substances simples métalliques oxidables &amp; acidifiables.</i>	Cobolt.....	Cobolt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
	Mercure.....	Mercure.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
<i>Substances simples salifiables terreuses.</i>	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base du sel d'Épse.
	Baryte.....	Barote, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

9c) “Él consideró treinta y tres sustancias como elementos, por su definición, de que sustancias son aquellas que el análisis químico falla en romperlas en entidades más simples”

“Para propagar sus ideas, Lavoisier publica un libro en 1789, *Traité élémentaire de chimie*, y comienza un journal, *Annales de Chimie*, en el cual reporta sus investigaciones, casi exclusivamente, sobre la nueva química” [8].

9d) *Traité élémentaire de chimie*, présenté dans un ordre nouveau et d'après les découvertes modernes. 2 vols. Paris, 1789. Primera edición. En el libro de Lavoisier, en el cual establece los fundamentos de la química moderna, fue dividido en tres partes. En la primera parte le da forma a una exposición de la nueva química...detalles del calor, de la composición de la atmósfera, el análisis del aire atmosférico y sus partes, etc. La segunda parte trata de la combinación de los ácidos con las bases y con la



---

formación de las sales neutras; la tercera parte contiene una descripción de los instrumentos y de las operaciones en química...En el texto Lavoisier descarta la teoría del flogisto y establece el concepto de elementos como sustancias que no pueden ser ulteriormente descompuestas. Una importante consecuencia de su trabajo es la ley de la conservación de la masa” [12].

9e) Sus trabajos incluyen: *Traité élémentaire de chimie* (1789) y el publicado después de muerto: *Mémoires de chimie* (1805) [13].

10) “Dio la prueba definitiva por composición y descomposición de que el agua está hecha de oxígeno e hidrógeno” [8].

11) “Mucho de su trabajo fue el resultado de extender y coordinar el trabajo de otros; sus conceptos fueron en buena medida desarrollados a través de su habilidad superior para organizar e interpretar y completar con sus propios experimentos” [1].

12) “El clasificó las sustancias sobre la base de la distinción moderna entre elementos químicos y compuestos” [1].

“Consiguió descubrir lo que los alquimistas llamaban la transformación del agua en tierra como clara prueba de transmutación de elementos. Los alquimistas consideraban que cuando se llevaba el agua en un recipiente a ebullición, en éste aparecían sedimentos dando por probado que el elemento agua pasaba a transformarse en el elemento tierra. Con sus experimentos Lavoisier demostró que ese sedimento no era tierra, sino simplemente, cristal disuelto por el agua al ser llevada al punto de ebullición. Llegó a esta conclusión por el hecho de medir las cosas con precisión” [1].

13a) “Realizó importantes trabajos sobre la nomenclatura química” [1].

13b) “Los servicios de Lavoisier a la Química incluyen la acuñación de un nuevo sistema para denominar a los productos químicos. Los alquimistas habían revestido su ignorancia con un lenguaje fantasioso y poético. Por ejemplo, hablaban del oro como del <<Sol>> y de la plata como la <<Luna>>. Llamaron a la mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico, con la que se puede disolver el oro, <<agua regia>>”[9].

13c) “Sin embargo, Lavoisier elaboró un nuevo sistema de nomenclatura química. Este sistema está basado en los nombres de los elementos y designa a los compuestos de acuerdo con los elementos con que están formados. Así a la sal, un compuesto de



sodio y cloro, se le llamó <<cloruro sódico>>. El gas formado por hidrogeno y azufre es <<sulfuro de hidrogeno>>. Un ácido que contenga azufre es <<ácido sulfúrico>>”[9].

“El sistema también posee nombres familiares para compuestos que contengan diferentes proporciones de un elemento determinado. Por ejemplo, existe una serie de cuatro ácidos compuestos de hidrogeno, cloro y oxígeno. Distribuidos en orden al contenido creciente de oxígeno, se les denomina:

Ácido Hipocloroso:  $\text{HClO}$

Ácido Cloroso:  $\text{HClO}_2$

Ácido Clórico:  $\text{HClO}_3$

Ácido Perclórico:  $\text{HClO}_4$

Si el hidrogeno es sustituido por un metal como el sodio, el resultado de los compuestos es el siguiente:

Hipoclorito sódico:  $\text{NaClO}$

Clorito sódico:  $\text{NaClO}_2$

Clorato sódico:  $\text{NaClO}_3$

Perclorato sódico:  $\text{NaClO}_4$  “[9].

14) “Él propuso el nombre de ‘oxígeno’ para la sustancia previamente conocida como ‘aire deflogistizado’, y estableció las bases para entender las reacciones químicas como combinaciones de elementos para formar materiales nuevos” [14].

### 3.6. Joseph Louis Proust (1754-1826 d.C.)

Químico francés. Su contribución más importante a la ciencia fue el proponer la ley de las proporciones definidas o ley de la composición constante, la cual establece: “En un compuesto dado, los elementos constituyentes se combinan siempre en las mismas proporciones de peso, prescindiendo del origen y modo de preparación de los compuestos”. “Esta es una observación general para todos los compuestos puros. Por ejemplo, el agua puede ser fraccionada en sus dos elementos, hidrógeno y oxígeno. Si medimos cuidadosamente las masas de oxígeno e hidrógeno, la masa de oxígeno es siempre ocho veces la masa del hidrógeno. La razón de la masa de oxígeno a la masa



---

de hidrógeno es siempre 8:1. Este promedio es el mismo para todas las muestras naturales de agua pura sin considerar la procedencia del agua” [15].

En cambio en una mezcla homogénea, como un vaso de agua con azúcar, aunque sea homogénea en todos sus puntos, en lo referente a composición, propiedades y aspecto, puede variar con respecto a un segundo vaso de agua con azúcar, en que la cantidad de azúcar en el segundo, sea mayor o menor, si lo comparamos con la cantidad de azúcar presente en el primero. Trayendo como consecuencia que en los dos vasos, no habrá la misma composición o relación, en peso, azúcar-agua, por muy puras que sean las mezclas de agua con azúcar. En cambio, en un compuesto puro, como se citó con el ejemplo del agua, sin importar su procedencia o como se prepare, la relación en peso de oxígeno a hidrógeno será siempre 8:1. Lo que sucede en el agua, se dará en cualquier tipo de compuesto puro, en cambio lo que ocurre, en el vaso de agua con azúcar, se dará en cualquier tipo de mezcla.

El desarrollo esta ley en 1794 publicándola en 1799.

En sus propias palabras “Estas proporciones invariables, estos atributos constantes, que caracterizan los compuestos verdaderos...rigen a todas las combinaciones...¿no es posible creer que el carbonato de cobre nativo nunca diferirá de aquel que se produzca como su imitación?” [16].

“...¿Por qué debería existir cualquier diferencia entre aquellos (compuestos) del cobre con (compuestos de) otros metales cuando no esté desplegada otra causa que perturbe las fuerzas recíprocas de los factores de estas combinaciones?” [16].

“Cualquier cosa en mineralogía no es un compuesto...existe un gran número de sustancias a las cuales no se le puede aplicar este nombre indiscriminadamente, como lo hacen algunos autores... ellos confunden compuestos con ciertas soluciones concretas, ciertas combinaciones, ciertos sistemas de cuerpos compuestos (mezclas)...La Naturaleza ... nos presenta compuestos por elementos (en proporciones fijas de peso), pero también con combinaciones formadas por múltiples agregaciones de estos mismos compuestos (mezclas)...Un compuesto, de acuerdo a nuestros principios, es un producto privilegiado al cual la naturaleza le asigna proporciones fijas (por peso entre sus elementos)” [17].



## 4. ANÁLISIS DE LO OCURRIDO HASTA FINALES DEL SIGLO XVIII

1) Al igual como sucedió con la aparición de la imprenta, ocurrió con la formulación de una tabla de compuestos químicos por Antoine Lavoisier, simplificada y alcanzable para todos aquellos que quisieran informarse sobre la existencia de los elementos. Fue en verdad, un paso decisivo el dar los elementos en una tabla, sin acudir a nombres muy elaborados y sólo alcanzables para los iniciados y los místicos como era el caso de los nombres que usaban los alquimistas. Se les quitó el velo de misterio y de mantenerlos ocultos y sólo alcanzables por aquellos que se dedicaran a hurgar en cuanto libro o folleto oculto existiera, guardado en posesión de muy pocos hombres que hacían el papel de guardianes iniciáticos de un gran secreto. Aquí se les había desmitificado, se les había hecho público, se daba la forma más sencilla posible de nombrarlos y de obtenerlos. A esto ayudaba la contribución realizada por Robert Boyle de buscar aquellas sustancias que no pudiesen ser resueltas o descompuestas en sustancias más simples, a las que llamó elementos. Derivado a esta apreciación de Boyle y a la mejoría lograda con la aplicación del método científico fue posible lograr una verdadera explosión en el descubrimiento de elementos nuevos en el siglo XVIII, ya que en este siglo se descubrieron veintiún elementos nuevos, mientras que en todo el tiempo anterior de la historia humana en el planeta, hasta fines del siglo XVII, solamente se habían descubierto doce elementos. Aunque Lavoisier incluyera en su tabla algunas sustancias compuestas como la cal y la sílice, de los treinta y tres posibles elementos que allí proponía, la mayoría de ellos (veintidós), sí eran sustancias elementales o elementos que aún hoy día siguen conservando el nombre que Lavoisier les propuso. De esta forma, de allí en adelante, para aquellos que quisieran estudiar o allegarse a las prácticas de la química o hacer investigación en esa área, ya tendrían nombres definidos para aquello que quisieran tratar y de la misma forma podrían pasar a otros el producto de sus investigaciones con nombres definidos, de elementos y compuestos con propiedades definidas.

“A diferencia de la ciencia académica, la subcultura científica en torno a la alquimia, utilizó casi exclusivamente manuscritos no accesibles al público, destinados a

---

iniciados, utilizando un lenguaje esotérico basado en complejas metáforas e imágenes que asociaban figuras técnicas con las alegorías...” [9].

2) Lavoisier proponía también la ley de la conservación de la masa: En ninguna reacción química habría más o menos productos en masa tanto antes como después de la reacción. Aquí Lavoisier tomó una gran ventaja al pesar los gases que pudieran producirse en una reacción química o de aquellos gases que tomaban parte como reaccionantes iniciales de una reacción química. Eso representaba un paso revolucionario en esta área. Antes de ese momento, los gases o “aires” eran tratados con descuido, pero Lavoisier tuvo la suerte de vivir en el siglo XVIII y exactamente en la segunda mitad de ese siglo, cuando Henry Cavendish, Joseph Black y fundamentalmente Joseph Priestley ya habían allanado, en muy buena medida, el camino para tratar con esos aires. Priestley había, él solo, aislado y estudiado ocho gases diferentes al aire común. Priestley le había comunicado personalmente a Lavoisier el resultado de sus experiencias con la obtención del aire deflogistizado (el oxígeno, como el mismo Lavoisier lo bautizaría) y de cómo Priestley realizaba sus experimentos que ayudaban, como nunca antes se había dado, el poder trabajar con distintos gases, medirlos y estudiarlos con detalle.

Ya los alquimistas en sus trabajos, en sus experimentos, pesaban y repesaban aquello con lo cual trabajarán, con los materiales sólidos y líquidos, pero no pesaban los gases que allí entraban en juego. Ese fue el factor clave en los trabajos de Lavoisier. Pesó los gases.

“Los alquimistas del siglo XVIII no prestaban atención al aspecto cuantitativo de su ciencia. Mezclaban sustancias, observaban y describían sus polvos y sus gases, pero no los medían. No les preocupaba que esas sustancias ganasen o perdiesen peso de forma sorprendente durante sus transformaciones. Para los primeros químicos, eso parecía tener escasa importancia” [9].

3) A Lavoisier, en gran medida, le sirvió el no estar atado a ideas preconcebidas como había sucedido con Joseph Priestley y la teoría del flogisto. Lavoisier tomó la firme determinación de sólo guiarse por los resultados experimentales, los que probablemente repetía una y otra vez, hasta asegurarse de que por ejemplo, la masa se conservaba en una reacción química, tanto al principio como al final de la reacción. Esa



sola propuesta representaba por sí misma, la base, el fundamento, en el que los investigadores, luego de Lavoisier, debían sostener el resultado de sus experiencias. Contribuyó con una tabla de elementos químicos que quitaba y retiraba el velo de misterio que había existido en torno a cómo tratar y manejar los distintos elementos. De esta forma aumentaba en forma drástica, la posibilidad de tratar, con relativa facilidad, el manejo de estos elementos. De esta forma quienes vendrían después de Lavoisier, no tendrían que trabajar en un marco misterioso e inexacto en cuanto a los pesos reales de los reactivos químicos que entraban en juego, así como el nombre de los mismos. Se abría así, un campo por completo novedoso sobre lo que podría hacerse y lograrse.

4) Joseph Proust, en el mismo final del siglo XVIII, año 1799, y después de que Lavoisier hubiese realizado sus decisivos aportes, proponía la ley de las proporciones definidas: En todo compuesto, sus elementos constituyentes se relacionan siempre, en las mismas proporciones de peso, dando así una definición exacta de lo que es un compuesto químico, y rebatiendo las ideas que quería implementar Claude-Louis Bertholet al decir que las mezclas y los compuestos eran una sola cosa. En el momento en que Proust enuncia o propone la ley de las proporciones definidas, había una disputa de si en los compuestos, sus elementos constituyentes se combinaban en cualquier proporción o si lo hacían en relaciones fijas de peso. Esto se hacía evidente entre Proust y Bertholet ya que el último, uno de los químicos más influyentes de finales del siglo XVIII y en el primer cuarto del siglo XIX, sostenía firmemente y defendía vigorosamente, que en los compuestos químicos, los elementos constituyentes, se presentaban o se combinaban en cualquier proporción. La ley de las proporciones definidas de Proust y la ley de la conservación de la masa, vendrían a poner orden en la gran confusión que reinaba en cuanto a la composición de los compuestos químicos. Bertholet insistía en confundirlos con las mezclas y los compuestos eran tratados en igual forma y podría decirse, que los compuestos químicos, si se les analizaba, eran tomados con ligereza y casi como excepciones. No habían, no existían formas confiables de analizar los compuestos. Los pesos de todas las sustancias que intervenían en una reacción química, no se tomaban en cuenta y sólo después de Joseph Black, Henry Cavendish, Joseph Priestley y Antoine Lavoisier, los pesos de los

---

gases reaccionantes vinieron a ser tomados en cuenta. Esto cambió por completo el panorama. Se había dado, de esta forma, un paso decisivo para conocer las proporciones en que se combinaban los elementos en las sustancias compuestas. Esto permitió diferenciar claramente, la existencia de sustancias donde sus elementos constituyentes guardaban relaciones de peso invariables, sin importar su forma de preparación o su procedencia artificial o natural. Joseph Proust fue un hombre que defendió tenazmente, esa ocurrencia e inmediatamente separó estas sustancias compuestas (compuestos químicos como tales) de otras, las mezclas, donde los elementos constituyentes no guardaban relaciones fijas de peso. En las mezclas, sus sustancias constituyentes guardaban cualquier relación. La existencia de compuestos químicos puros y de mezclas en un principio y para los químicos pioneros, trajo confrontación y mucha confusión. Sin embargo, aquellos primeros químicos, en el sentido moderno, como Joseph Proust y Joseph Louis Gay-Lussac, que avanzaron por el camino de la existencia de compuestos químicos puros y por la relación fija en peso, de sus elementos constituyentes, lograron cambiar por completa la visión de esa química primitiva y, arrastraron a otros químicos a recorrer el mismo camino, que con el paso del tiempo y la obtención de nuevos datos experimentales más precisos, conllevó a que el siglo XIX, pudieran darse cambios definitivos que enrumbarían la química por su camino actual.

5) En todo compuesto químico, los elementos que lo constituyen, forman o integran, están relacionados unos con otros, siempre por las mismas relaciones de peso. Si extrapolamos esos elementos constituyentes y sus relaciones de peso, a lo muy pequeño, quiere decir que a ese nivel (lo muy pequeño) esas mismas relaciones continúan dándose, por tanto a nivel de lo muy pequeño, una de las características más resaltantes que debe diferenciar a un elemento formador de otro elemento formador (el átomo), debe ser su peso, su masa, abriendo con esto el camino para proponer pesos elementales para los elementos constituyentes, para sus átomos (buscar los pesos atómicos) y, pesos para esos compuestos integrados por varios elementos (pesos moleculares). El camino para proponer la teoría atómica ya estaba servido, lo que restaba por hacer, era única y solamente permitir el que las piezas del rompecabezas concordaran. La teoría atomista, tratada en forma inexacta, ya tenía miles de años de



haber sido propuesta. En el momento en que Dalton postula sus conceptos sobre lo que deberían ser los átomos, ya todas las piezas estaban sobre la mesa. John Dalton tuvo el privilegio de vivir en el momento adecuado para ordenar y hacer encajar las ideas y los hechos experimentales que conllevarían a su propuesta.

### **BIBLIOGRAFÍA (3 Y 4)**

- [1] <http://www.galeon.com/labquimica/historiaqui.htm>
- [2] <http://ayura.udea.edu.co/~deca/epistociencias/histociencias%20uni22002.htm>
- [3] <http://chemistry.mtu.edu/~pcharles/SCIHISTORY/HenryCavendish.html>
- [4] <http://www.woodrow.org/teachers/ci/1992/Priestley.html>
- [5] <http://www.infoplease.com/ce6/people/A0840120.html>
- [6] <http://www.chemheritage.org/EducationalServices/chemach/fore/jp.html>
- [7] <http://home.nycap.rr.com/useless/priestly/priestly.html>
- [8] [Memoir on the Nature of the Principle which Combines with Metals during their Calcination and which Increases their Weight](#) - paper presented by Lavoisier to the Académie Royale des Sciences in 1775, en el cual identifica el oxígeno  
<http://www.chemheritage.org/EducationalServices/chemach/fore/all.html>
- [9] <http://www.terra.es/personal2/efr1966/flavoi.htm>
- [10] [WWW.WOODROW.ORG/TEACHERS/CI/1992/](http://WWW.WOODROW.ORG/TEACHERS/CI/1992/)
- [11] <http://www.scs.uiuc.edu/~mainzv/exhibit/lavoisier.htm>
- [12] DSB; Norman Library of Science, 1295; Encyl. Brit.  
<http://www.scs.uiuc.edu/~mainzv/exhibit/lavoisier.htm>
- [13] <http://www.bartleby.com/65/la/Lavoisie.html>
- [14] [http://www.nahste.ac.uk/isaar/GB\\_0237\\_NAHSTE\\_P0252.html](http://www.nahste.ac.uk/isaar/GB_0237_NAHSTE_P0252.html)
- [15] <http://www.vf.k12.mo.us/atom/proust.htm>
- [16] Researches on Copper- On Native Carbonate of Copper  
excerpted from Ann. chim. 32, 26-54 (1799) [as translated and reproduced in Henry M. Leicester and Herbert S. Klickstein, A Source Book in Chemistry, 1400-1900 (Cambridge, MA: Harvard, 1952)]

<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/proust.html>

- [17] Journal de Physique 63, 566-8 (1806), translated by Maurice Crosland [from Maurice Crosland, ed., The Science of Matter: a Historical Survey (Harmondsworth, UK: Penguin, 1971)]

<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/proust2.html>



## 5. QUÍMICA EN EL SIGLO XIX

Ya en el último tercio del siglo XVIII, comenzaron a participar un número cada vez mayor de investigadores, desde distintas áreas del saber, que directa o indirectamente hacían sus aportes para hacer cada vez más necesario el responderse ¿cómo estaba constituida, en última instancia, la materia? ¿Qué leyes gobernaban esa interacción última? ¿Qué era el calor? ¿Qué papel jugaba el calor en la constitución de la materia? ¿Si los átomos o partículas minúsculas o corpúsculos o como se llamasen, constituían la materia, cómo explicar su existencia y propósito sobre bases aceptables de acuerdo al conocimiento de ese momento? ¿Y la electricidad, qué papel jugaba en todo esto?. Esas eran las preguntas más actuales para esa época porque desde antaño y para poner sólo el ejemplo de los griegos, estos venían explorando la posibilidad de que fueran el fuego, el éter, el aire, el agua y la tierra los constituyentes esenciales que respondían por todo lo que pasara o dejara de pasar en el mundo físico. Las propuestas de Francis Bacon, Galileo Galilei, Rene Descartes e Isaac Newton, durante los siglos XVI y XVII, ya habían marcado el rumbo sobre cómo formularse este tipo de preguntas y sobre cual era la vía mas sensata de responderlas, y fue el siglo XVIII y principalmente en sus finales, ese preciso instante de la historia humana, cuando aquello comenzó a dar sus frutos, apoyándose por completo en el método científico, describiendo con exactitud los métodos o caminos experimentales seguidos y la teoría, válida para ese momento, que sustentara, apoyara y fundamentara los resultados obtenidos. Esto hecho públicamente y ante personas bien preparadas y formadas para discutir si estaban o no de acuerdo con lo postulado. Era una verdadera prueba de fuego para todo aquel que quisiera debatir abiertamente lo que experimentaba o lo que pensaba. Esto representaba un cambio drástico en todo lo que se había dado en la historia humana anterior basada en pareceres, suposiciones y creencias. Los frutos de seguir esta forma de proceder, siguieron presentándose, cada vez en mayor proporción. Así, ya de aquí en adelante, se hace sumamente difícil describir por separado, que hizo cada quien, viéndonos por tanto obligados, en una monografía como la presente, a sólo revisar los principales aportes que ofrecieron los hombres de ciencia más resaltantes



---

del siglo XIX. Ni caso tiene discutir, la explosión en el conocimiento que se presentó en el siglo XX, anotando sólo los rasgos de mayor relevancia.

Como ya se anotó, a finales del siglo XVIII, un químico francés, Antoine L. Lavoisier, enunció la “ley de la conservación de la masa”, en la cual hacía hincapié, como nadie antes lo había hecho, en la utilización de la balanza para determinar las masas de los reaccionantes y de los productos antes y después de llevar a cabo una reacción química y encontrando que la masa total de los reactivos era la misma antes y después de la reacción. Siempre permanecería igual, constante, la misma, sin importar lo que hiciéramos al respecto. Se aceptaba que en cualquier reacción química, podía ocurrir y de hecho se daba, el que la materia se transformara, pero sin crear una cantidad mayor de materia. Esto tumbó milenios de supersticiones y de suposiciones. Pocos años después, John Dalton (1776-1844 d.C.), un maestro de escuela inglés, y a principios del siglo XIX, postularía la teoría atómica. Esta teoría daba las bases sobre la constitución de la materia en su nivel más íntimo. Proponía la existencia de átomos, donde apoyándose en leyes sobre la combinación de la materia daba luz sobre hechos que nunca antes había sido posible explicar. Fueron tan acertadas sus observaciones que aún hoy día, casi doscientos años después, sus planteamientos se siguen ajustando casi totalmente a los hechos y hallazgos experimentales.

Estas contribuciones marcarían de forma determinante el inicio de la química como ciencia puesto que se basaría y descansaría de aquí en adelante en los postulados del método científico donde las propuestas teóricas deben corresponderse por completo con lo hallado en el laboratorio, sin importar el lugar del mundo donde se realice, siempre y cuando las condiciones experimentales sean las mismas, los resultados de un experimento específico deben ser los mismos. El hombre empezó a comprender que la naturaleza se basa y se rige por leyes estrictas, leyes que son las mismas y se cumplen igual en cualquier sitio del mundo y las cuales sólo se irá comprendiendo como actúan en la medida en que las vayamos estudiando.

“La hipótesis atómica de John Dalton (1766-1844 d.C.) fue formulada a principios del siglo XIX y marcó el comienzo del cálculo sistemático de pesos atómicos para todos



los elementos. De este modo, podían explicarse las leyes de combinación establecidas durante estos años, como la ley de proporciones definidas de Luis Proust, la ley de proporciones múltiples del propio Dalton o la ley de proporciones recíprocas de Benjamin Richter (1762-1807 d.C.), autor que también acuñó el término ‘estequiometría’ [1].

“La noción de átomos no fue nunca descartada de las escuelas occidentales. Dalton demostró que las diversas normas que regían el comportamiento de los gases podían explicarse tomando como base la naturaleza atómica de la materia. Según Dalton, cada elemento representaba un tipo particular de átomos, y cualquier cantidad de éste elemento estaba formado por átomos idénticos de ésta clase. Lo que distinguía a un elemento de otro era la naturaleza de sus átomos. Y la diferencia básica entre los átomos radicaba en su peso. Así, los átomos de mercurio eran más pesados que los de azufre y éstos más pesados que los de oxígeno, etc” [1].

Siguiendo en la primera mitad del siglo XIX, hubo una serie de hombres que hicieron sus correspondientes aportes para darle un poco más de piso real y comprobable a la química de esos días y entre ellos están Amadeo Avogadro (1776-1856 d.C.), Friedrich Wöhler (1800-1884 d.C.), Michael Faraday (1791-1867 d.C.), Humphry Davy (1778-1829 d.C.), Jons J. Berzelius (1779-1848 d.C.) (quizás el más prominente de los químicos de su época), Joseph L. Gay-Lussac (1778-1850 d.C.), Justus von Liebig (1803-1873 d. C.), Jean B. A. Dumas (1800-1884 d.C.) y muchos otros. Sin embargo, en esa primera mitad del siglo XIX, reinaba el desconcierto sobre las estructuras internas de los compuestos y tenía que ser así porque hasta esos momentos se estaba empezando a averiguar que era la materia a nivel ultramicroscópico, y no existían ni vías ni formas para predecirlo y solamente los más ingeniosos y arriesgados se atrevían a profundizar a tales niveles. El hombre quería mirar a nivel de los átomos, las partículas más pequeñas hasta entonces estudiadas y para ello su único instrumento era su imaginación y el empeño por descubrir qué había allí. Sinceramente una empresa casi imposible, pero ¿cuántos átomos podía contener una molécula? ¿Cómo estaban ordenados y qué arreglos tomaban los átomos dentro

---

de los compuestos? ¿Cómo interactuaban unos con otros para mantenerse reunidos formando la materia macroscópica? No había un acuerdo general aceptado sobre los pesos atómicos de los elementos y sobre el peso molecular de los compuestos. Esto imposibilitaba el proponer fórmulas exactas para los compuestos que se aislaban y sintetizaban casi a ciegas de distintas fuentes vegetales, animales o minerales. De sus interacciones para mantenerse juntos, en otras palabras, sobre cómo se enlazaban, el desconcierto era aún mayor.

“Las ideas de Dalton no fueron universalmente aceptadas por los químicos del siglo XIX. Además de otros aspectos, para el cálculo de los pesos atómicos era necesario realizar algunas "hipótesis a priori" imposibles de comprobar durante estos años, lo que permitió el mantener la polémica durante un largo período de tiempo. Una prueba de ello es que sigamos utilizando la expresión "hipótesis de Avogadro" para designar la ley que afirma que volúmenes iguales de dos gases, en condiciones iguales de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas. Cuando Amadeo Avogadro, y André Marie Ampère (1775-1836 d.C.) formularon de modo independiente esta afirmación en los primeros años del siglo XIX, se trataba de una "hipótesis a priori", imposible de comprobar en la época” [1].

“El químico italiano Amedeo Avogadro aplicó a los gases la teoría atómica y propuso que volúmenes iguales de un gas, fuese cual fuese su naturaleza, estaban formados por el mismo número de partículas. Es la llamada hipótesis de Avogadro. Al principio se creyó que estas partículas eran átomos; pero luego se demostró que estaban compuestas, en la mayor parte de los casos por grupos de átomos, llamados moléculas. Naturalmente era importante medir los pesos relativos de los distintos átomos, para hallar los pesos atómicos de las sustancias. Pero los pequeños átomos se hallaban muy lejos de las posibilidades ponderables del siglo XIX. Más, pesando la cantidad de cada elemento separado de un compuesto químico y haciendo deducciones a partir del comportamiento químico de los elementos, se pudieron establecer los pesos relativos de los átomos. El primero en realizar este trabajo fue el químico sueco Jons Jacob Berzelius. En 1828 publicó una lista de pesos atómicos



basados en dos patrones de referencia: uno, el obtenido al dar el peso atómico del oxígeno el valor 100, y el otro cuando el peso atómico del hidrógeno se hacía igual a 1... El sistema de Berzelius no alcanzó inmediata aceptación...” [1].

“... en 1860, en el 1er congreso internacional de química, celebrado en Karlsruhe (Alemania), el químico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910 d.C.), presentó nuevos métodos para determinar los pesos atómicos con ayuda de la hipótesis de Avogrado, menospreciada hasta entonces. Describió sus teorías en forma tan convincente, que el mundo de la química quedó conquistado inmediatamente. Se adoptó como unidad de medida el peso del oxígeno y no del hidrógeno puesto que el oxígeno podía ser combinado más fácilmente con los diversos elementos. El peso atómico del oxígeno fue medido convencionalmente, en 1850, por el químico belga Jean Servais Stas, quien lo fijó en 16, de modo que el peso del hidrógeno, el elemento más liviano, sería aproximadamente de 1” [1].

Ya a mediados del siglo XIX, Charles F. Gerhardt (1816-1856 d.C.), Auguste Laurent (1807-1853 d.C.) y Edward Frankland (1825-1899 d.C.) pondrían un poco de orden dando los primeros pasos dentro de una nueva teoría que trataba con la valencia de los elementos. Luego en el año 1858 tanto Friedrich A. Kekulé (1829-1896 d.C.) como Archibald S. Couper (1831-1895 d.C.), proponen cada uno por su lado la teoría de la constitución molecular donde se hablaba de la tetravalencia del carbono y como éste podía unirse a otros átomos de carbono para formar largas cadenas de donde resultaban los compuestos orgánicos. Ya en este momento Couper sugiere representar mediante guiones las uniones entre los átomos constitutivos de una molécula. Estas teorías no fueron de inmediata aceptación en el mundo científico, pero a partir de su proposición, ya sobre bases ciertas la química orgánica empezó a crecer rápidamente.

Así, en la segunda mitad del siglo XIX, el desarrollo en la teoría estructural química, permitió proponer pesos atómicos y moleculares, se podía diferenciar claramente entre átomos y moléculas, se podía decir este compuesto está constituido por tal y cual elemento y en tal proporción y aunque llevara años el proponer la

---

estructura correcta para un compuesto químico determinado, se perfilaba como uno de los avances más grandes logrados por el hombre en toda su historia. Nunca antes había conocido la constitución a nivel atómico y molecular de las cosas que le rodeaban, menos aún, cómo estaban orientados en el espacio y cómo se conectaban o enlazaban, unos con otros, los átomos constituyentes. Conocerlo, le abría perspectivas con las que antes no había siquiera soñado.

“La existencia real de las moléculas la puso de manifiesto el movimiento browniano, que observó por primera vez, en 1827, el botánico escocés Robert Brown, quien comprobó que los granos de polen suspendidos en el agua aparecían animados de movimientos erráticos. Al principio se creyó a que los granos de polen tenían vida; pero también se manifiesta este fenómeno en pequeñas partículas de sustancias colorantes totalmente inanimadas” [1,2].

“En 1863 se sugirió por primera vez que tal movimiento sería debido a un bombardeo desigual de las partículas por las moléculas de agua circundantes. En los objetos macroscópicos no tendría importancia una pequeña desigualdad en el número de moléculas que incidieran de un lado u otro. Pero en los objetos microscópicos, bombardeados quizá por sólo unos pocos centenares de moléculas por segundo, un pequeño exceso, por uno u otro lado, podría determinar una agitación perceptible. El movimiento al azar de las pequeñas partículas constituye una prueba casi visible de que el agua y la materia en general tienen partículas” [1,2].

A continuación, se pasa a describir cómo se fueron armando estas ideas y sus principales actores:

### **5.1. La contribución de Humphry Davy (1778-1829 d.C.)**

#### **Primeras ideas sobre la posible naturaleza eléctrica del enlace**

Químico inglés. Después de leer el *Traite Elementaire* de Antoine Lavoisier en 1797, Davy se interesó en la química. Fue el tutor de Michael Faraday y comenzó a estudiar los efectos de la electricidad en el año 1800. “El pronto encontró que cuando



pasaba una corriente eléctrica a través de algunas sustancias, estas sustancias se descomponían, proceso que ulteriormente se llamó electrólisis” [3].

Descubrió a) el sodio (1807), b) el potasio (1807), c) el magnesio (1808), d) el calcio (1808), e) el estroncio (1808), f) el bario (1808), g) Conjuntamente con Gay-Lussac y Thénard, descubrió el boro en 1808, h) Davy fue el primero, que a través de su investigación, llegó a la conclusión de que el cloro era un elemento ya que Lavoisier, creyó que el cloro era el óxido de algún radical desconocido, razón por la cual no lo reportó en su tabla de elementos, i) Contribuyó en el establecimiento de que el yodo es un elemento, aunque su descubridor haya sido Bernard Courtois en 1811.

“La primera descomposición química por medio de una pila fue llevada a cabo en 1800 d.C., por Nicholson y Carlisle, quienes obtuvieron hidrógeno y oxígeno a partir de agua, y quienes descompusieron las soluciones acuosas de una variedad de sales...” [3].

“...Davy entendió que la acción de la electrólisis y de la pila voltaica era la misma. Su trabajo lo condujo a proponer que los elementos de un compuesto químico eran sostenidos juntos por fuerzas eléctricas” [3].

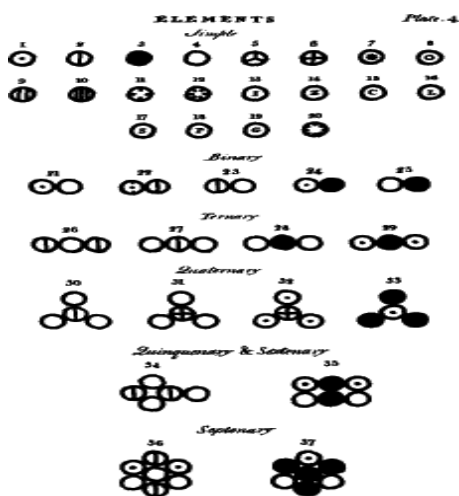
“En el presente estado de nuestro conocimiento, sería inútil intentar especular sobre la causa remota de la energía eléctrica...su relación con la afinidad química es, sin embargo, suficientemente evidente. Puede ser una propiedad esencial de la materia no siendo idéntica con esta...” [3].

## 5.2. La contribución de John Dalton (1776-1844 d.C.)

### El átomo encuentra el terreno abonado para la propuesta de su existencia

Meteorólogo y maestro de escuela inglés. “Aunque él enseñó química por seis años en New College, no tenía experiencia en la investigación en química...” [4].

- 1) “...Sus tempranos estudios sobre gases lo condujeron a la ley de las presiones parciales (conocida como ley de Dalton), la cual establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones de los gases en la mezcla. Estos experimentos también resultaron en su teoría en la cual propone que un gas se expande al aumentar la temperatura (la llamada ley de Charles)...” [4]. Esta observación de que todos los gases se expanden en la misma proporción al realizar iguales aumentos de temperatura, traería luego consecuencias dramáticas en el estudio y comprensión de la cantidad de moléculas que existen en volúmenes iguales de cualquier gas, pero no sería Dalton quien se percatara de esta ocurrencia sino Amedeo Avogadro.
- 2) “...El divisó un sistema de símbolos químicos y habiendo previsto los pesos relativos de los átomos (partículas de materia), en 1803, los arregló en una tabla” [4,5].





- 4) "...formuló la teoría de que una combinación química de diferentes elementos ocurre en relaciones numéricas simples por peso, lo que lo condujo al desarrollo de las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples" [4].
- 5) "...Su equipo hecho en casa, era crudo y sus datos, no fueron usualmente exactos, pero eran lo suficientemente buenos como para darle un alerta a su mente creativa sobre las claves a las respuestas probables" [4].
- 6) En la revista *Memoirs of the Literary and Philosophical Society of Manchester*, Second Series, 1: 271-87 (1805). Leído el 21 de octubre de 1803, aparece el siguiente artículo: "On the Absorption of gases by Water and Other liquids", escrito por John Dalton donde hace mención a una serie de hechos experimentales sobre la absorción de los gases por el agua, lo cual lo lleva a sugerir la existencia de diminutas partículas o partículas últimas, a las que para ese momento, al menos públicamente y por escrito, no llama átomos. Sin embargo, en este artículo muestra una tabla donde sugiere unos pesos relativos para una serie de sustancias, colocando como la más ligera de todas ellas al hidrógeno. En la misma tabla, la mayoría de sustancias gaseosas son compuestos. Luego en 1808 publica un libro llamado "A New System of Chemical Philosophy" (Un Nuevo Sistema de la Filosofía Química), donde en los capítulos II "Sobre la constitución de los cuerpos" y III "Sobre la Síntesis Química", llega a una serie de conclusiones que luego se tomarán como sus postulados acerca de la teoría atómica. Entre ellos podemos citar textualmente [5]:

En el capítulo II: i) "Las observaciones hechas tácitamente conducen a la conclusión la cual parece universalmente adoptada, de que todos los cuerpos de magnitud sensible, sean líquidos o sólidos, están constituidos por un vasto número de partículas extremadamente pequeñas o átomos de materia mantenidos juntos por una fuerza de atracción, la cual es más o menos poderosa de acuerdo a la circunstancia y



---

como ésta tiene el fin de prevenir su separación, es muy propiamente llamada desde ese punto de vista, atracción de cohesión...o más simplemente afinidad”

ii) “Si las últimas partículas de un cuerpo, tales como el agua, son todas semejantes, esto es, de la misma forma y peso...pueden hacerse observaciones similares sobre otras sustancias. Por eso concluimos que las partículas últimas de todos los cuerpos homogéneos son perfectamente semejantes o parecidas en peso y forma. En otras palabras, cada partícula de agua es como cada una de las otras partículas de agua; cada partícula de hidrógeno es como cada una de las otras partículas de hidrógeno”.

iii) “Además de las fuerzas de atracción, las cuales, de una u otra forma, pertenecen universalmente a los cuerpos ponderales, encontramos otra fuerza que es igualmente universal. O que actúa sobre toda la materia, una fuerza de repulsión...”

En el capítulo III: iv) “El análisis químico y la síntesis no van más allá de la separación de las partículas unas de otras, y de su reunión. No hay nueva creación ni destrucción de la materia...Todos los cambios que podemos producir consisten en la separación de las partículas que están en un estado de cohesión o combinación, y en reunir aquellas que estaban previamente separadas”

v) “...Es un gran objetivo de este trabajo el mostrar la importancia y ventaja de averiguar los pesos relativos de estas partículas últimas, tanto de cuerpos simples como compuestos, el número de partículas elementales simples que constituyan una partícula compuesta...”

Aparte, en el mismo libro, capítulo III, Dalton se aventuró en proponer una tabla con los pesos atómicos de veinte elementos, los pesos de diecisiete sustancias compuestas, donde la gran mayoría de ellos resultaron erróneos.

Partiendo de las contribuciones de Lavoisier, Priestley y Proust, junto con las sugerencias que para ese momento realizaba Humphry Davy, con respecto a los resultados que obtenía al trabajar con la electricidad en la electrólisis, sumando lo que hacía James Watt, a finales del siglo XVIII, con sus máquinas de vapor, el calor y el agua, uniéndolas con las teorías atomistas griegas, y en base a sus propios hallazgos



experimentales con los gases y su absorción en el agua, donde un volumen definido de agua podía recibir o aceptar en su seno, sólo una cantidad limitada de gas, que variaba de un gas a otro, pero guardando relaciones fijas de volumen de agua a volumen de gas. Además el gas podía ser recuperado desde el seno del agua en la misma cantidad y “calidad” que había sido absorbido. ¿Cómo se podía interpretar eso?. Mostraba que dentro del seno del agua, ese continuo aparente desde el punto de vista macroscópico, debían existir espacios vacíos donde penetraba el gas, donde el gas se escondía, y como el espacio era limitado, el volumen de gas que allí entraba era también limitado. Aparte, podía interpretarse que el gas estaba formado por partículas muy diminutas que se introducían en esos espacios dentro del agua. Qué mejor tipo de partícula diminuta no respondería por ese comportamiento que los átomos griegos, partículas indestructibles e indivisibles, cuya existencia también apoyaba Newton en su obra *Opticks*, escrita en el año 1704. Todo esto, llevaba a Dalton, casi forzosamente a proponer sus postulados sobre los átomos. Era el momento preciso y conveniente para hacerlo, aunque todavía faltaran hechos experimentales de peso para lanzar una teoría de esa naturaleza. Esto quizás lo hizo pensar si lo formulaba o no. Sólo las mentes más lúcidas podían concebir algo así y, con muy buenas razones, durante la primera mitad del siglo XIX, las ideas atomistas de Dalton no fueran aceptadas sino por muy pocos. Sin embargo, como ya se anotó anteriormente, el terreno cognitivo y experimental estaba abonado para que surgieran este tipo de postulados.

### **5.3. La contribución de Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850 d.C.)**

#### **Los gases se combinan en proporciones numéricas muy simples**

Químico y Físico francés. Descubrió el boro y ayudó en el descubrimiento del yodo, aunque el descubrimiento del último se le atribuya a Bernard Courtois en 1811. Aquí sólo revisaremos la ley de los volúmenes de combinación de los gases que enuncia: “Cuando se miden bajo presión y temperatura constante los volúmenes de los gases que se combinan en una reacción, siempre lo harán en razones de números enteros y pequeños”, sin embargo, el trabajo de Gay-Lussac es mucho más amplio.

---

“Compartía el interés de Lavoisier y otros en el estudio cuantitativo de los gases. ..concluyó que volúmenes iguales de todos los gases se expanden igualmente con el mismo aumento de temperatura. A esta conclusión usualmente se le llama ‘ley de Charles’ en honor de Jacques Charles, quien había arribado a una conclusión similar quince años antes pero no lo había publicado” [6].

“En 1808 Gay-Lussac anunció lo que probablemente sería su más grande logro: De su propio trabajo y experimentos de otros, dedujo que los gases a temperatura y presión constante se combinan en volumen en proporciones numéricas muy simples, resultando en un producto o productos, si son gases, que también comparten esas relaciones simples volumen a volumen de los reactantes” [6].

“Me parece evidente que los gases siempre se combinan en las proporciones más simples cuando ellos actúan unos sobre otros; y he visto...que las razones de combinación son 1 a 1, 1 a 2, o 1 a 3....Los gases en cualquier proporción por volumen que se combinen siempre lo hacen en razones que son múltiplos unos de otros” [7].

“A finales del siglo XVIII y principios del XIX, varios químicos descubrieron que los gases reaccionaban siempre en proporciones simples y definidas; por ejemplo, un volumen determinado del gas A reaccionaba con un volumen determinado de un gas B, manteniéndose siempre la misma proporción. No importaban las unidades utilizadas en la medida de dichos volúmenes, siempre y cuando fuesen las mismas para ambos y la condición de volumen, se hiciese en las mismas condiciones de presión y temperatura, una observación que fue enunciada por Gay-Lussac en forma de ley: A temperatura y presión constantes, los volúmenes de los gases reaccionantes pueden expresarse como una relación sencilla de números enteros” [8].

#### **5.4. La contribución de Lorenzo Romano Amadeo C. Avogadro (1776-1856 d.C.) Volúmenes iguales de gases -Números iguales de moléculas**



Físico italiano. Su principal aporte es aquel enunciado en el año 1811: “Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contendrán el mismo número de moléculas”. El alcance y la importancia de esta propuesta, quizás no tengan parangón tanto en la química como en la física y fue la idea fundamental que cincuenta años más tarde permitió determinar los pesos atómicos y moleculares de las diferentes sustancias puras.

Amadeo Avogadro en su publicación: “Essay on a Manner of Determining the Relative Masses of the Elementary Molecules of Bodies, and the Proportions in Which They Enter into These Compounds” (Ensayo sobre una Manera de Determinar las Masas Relativas de las Moléculas Elementales de los Cuerpos, y las Proporciones en las Cuales entran en Estos Compuestos), en Journal de Physique 73, 58-78 (1811), como viene traducido en Alembic Club Reprint No. 4, (Edinburgh, 1890), donde comunica: “El señor Gay-Lussac ha mostrado en una Memoria interesante que los gases siempre se unen en unas proporciones muy simples por volumen, y que cuando el resultado de la unión es un gas, su volumen también está relacionado muy simplemente con aquellos de sus componentes. Pero las proporciones cuantitativas de las sustancias en los compuestos parece sólo depender del número relativo de moléculas que se combina y del número de moléculas que resulta. Debe entonces admitirse que relaciones muy simples también existen entre los volúmenes de las sustancias gaseosas y el número de moléculas que lo forman. La primera hipótesis derivable y aparentemente la única admisible, es la suposición de que el número de moléculas en cualquier gas es siempre el mismo para volúmenes iguales, o siempre proporcional a los volúmenes. De veras, si se supone que el número de moléculas contenido en un volumen dado fuese diferente para gases diferentes, sería apenas posible concebir que la ley que regula las distancias de las moléculas pudiera dar en todos los casos relaciones tan simples como aquellas que los hechos justamente destacados nos exigen reconocer entre el volumen y el número de moléculas” [9].

Aquí, como el mismo Avogadro lo afirma, la única forma en que volúmenes iguales de gases diferentes, sometidos a las mismas condiciones de temperatura y presión

---

puedan contener igual número de moléculas, es posible en la medida que las moléculas estén separadas por iguales distancias desde el centro de una molécula hasta el centro de otra molécula, ello sin importar que la molécula sea grande o pequeña o su naturaleza o su masa. En estas condiciones, todas las moléculas estarán igualmente separadas, bajo la misma temperatura y presión, sin importar cual sea el gas. Esto también puede inferirse de la ley de Charles, que afirma que todos los gases se expanden en la misma proporción, cuando son sometidos a aumentos iguales de la temperatura. Esta conducta tan simple se da en todos los gases, mientras que en el estado sólido y en el líquido se complica, ya que cada uno se contraerá o expandirá de acuerdo al tipo de compuesto de que se trate.

En la misma publicación Amadeo agrega: "...Así la masa de la molécula de oxígeno será alrededor de 15 veces aquella de la molécula de hidrógeno...por otra parte, puesto que sabemos que la razón de los volúmenes de hidrógeno y oxígeno en la formación del agua es 2 a 1, se sigue que el agua resultará de la unión de cada molécula de oxígeno con dos moléculas de hidrógeno....el amoniaco resultará de la unión de una molécula de nitrógeno con tres de hidrógeno..." [9]. Estaba proponiendo en términos distintos a los actuales que la fórmula del agua era dos hidrógenos unidos a un oxígeno y la del amoniaco era un nitrógeno unido a tres hidrógenos, para ser más directo que el agua era  $(2H)O$  o  $H_2O$  y que el amoniaco era  $N(3H)$  o  $NH_3$ , corrigiendo la propuesta de Dalton para la fórmula del agua como  $HO$ .

Reinterpretando los hallazgos de Avogadro, por qué no decir lo mismo que con respecto a la ley de las proporciones definidas: En el caso de los gases, ¿por qué no la misma cantidad que como volumen de un gas se une con otro gas, por qué no puede darse en sus partículas constituyentes? ¿Por qué si los gases se combinan sólo en relaciones de números enteros y pequeños por qué no decir lo mismo sobre el nivel fundamental en sus partículas constituyentes? ¿Por qué un gas debe relacionarse con otro en cantidades limitadas por números enteros y pequeños? ¿Por qué un gas cuando se combina con otro para formar otro gas lo hace sólo en función de razones pequeñas y enteras? ¿Por qué ese gas no se combina infinitamente con el otro, sin



guardar ningún tipo de relación y no parar jamás de combinarse? No nos lleva esto a inferir que lo que constituye ese primer gas sólo acepta al constituyente del segundo gas en cantidades limitadas. Todas estas interrogantes Avogadro las interpretó en función de las moléculas últimas ocupando el mismo espacio en todos los gases en las mismas condiciones de volumen, presión y temperatura.

De esta forma, “Avogadro trazó una distinción entre un átomo, o la partícula más pequeña de un elemento, la cual podía tomar parte en una reacción química, y una molécula o la partícula más pequeña de una sustancia, fuera elemental o compuesta, la cual podía existir libre en un gas; asumiendo que, aún en el caso de los elementos , estas moléculas libres podían consistir, no de átomos solos, sino de grupos de dos o más átomos parecidos. Haciendo estas suposiciones, Avogadro mostró que las leyes de la combinación por peso y volumen podían ser reconciliadas si era postulado que volúmenes iguales de gases (diferentes), elementales o compuestos, bajo las mismas condiciones, contenían el mismo número de moléculas” [10].

Finalmente hay que aclarar que Avogadro en ningún momento habló de la cantidad de partículas que podían estar contenidas en esos volúmenes gaseosos. Nunca habló de un número dado ni aproximado ni de ninguna naturaleza. Sólo asentó que volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones contendrían igual número de moléculas. Lo que si se infiere directamente, es que suponía un número muy grande de ellas.

#### II.C.5.- Breve Análisis de lo ocurrido en los primeros veinte años del siglo XIX

“Dalton concluyó que una relación simple de números enteros de los volúmenes de los gases reaccionantes implicaba igualmente una relación simple de números enteros entre las partículas reaccionantes. Dalton igualaba partículas con átomos (confundía átomos y moléculas) y no podía aceptar como una partícula de oxígeno podría producir dos partículas de agua. Esta fue una amenaza directa a la relativamente nueva teoría atómica y por esta razón Dalton trató de desacreditar el trabajo de Gay-Lussac.” [11].

---

“...La razón del rechazo al trabajo de Avogadro fue probablemente la arraigada convicción de que la combinación química ocurría en virtud de la afinidad entre elementos diferentes (tal cual como lo apoyaba Berzelius con su teoría dualística y su inmensa autoridad en la primera mitad del siglo XIX). Después de que Galvani y Volta hicieran sus descubrimientos sobre la electricidad, esta afinidad fue generalmente atribuida a la atracción entre cargas diferentes. La idea de que dos átomos de hidrógeno idénticos pudieran combinarse en un hidrógeno como compuesto molecular era abominable para la filosofía química (el pensamiento químico) de principios del siglo diecinueve”[11].

### **5.5. La contribución de Jons Jacob Berzelius (1779-1848 d.C.)**

#### **Propone una tabla con pesos atómicos aceptables además de sugerir símbolos para los elementos que son los usados actualmente**

Médico y químico suizo.

1) “La forma de hacer investigación de Berzelius se caracterizó por su método sistemático, su instinto químico y por su precisión experimental sin paralelo con otros investigadores del siglo XIX” [12].

2) “Descubrió el cerio , el selenio, el silicio y el torio...” [12].

3) “Su determinación de pesos atómicos precisos basados en miles de análisis permitió que la composición de los compuestos químicos fuera dilucidada y que se corroborara la ley de las proporciones definidas” [12]. Esto, lo convirtió en una de las autoridades científicas que más peso y difusión le dio a la teoría atómica.

4a) “Sus experimentos con la electricidad y la electrólisis condujeron a Berzelius a desarrollar la teoría dualística del enlazamiento la cual pudo ser aplicada exitosamente a los compuestos inorgánicos...” [12].

4b) “...El concibió... su propia dualidad (teoría dualística) en la cual vio a los compuestos hechos o integrados por porciones positivas y negativas” [12].

4c) Basado en su teoría dualística, Berzelius dividió lo elementos en dos grupos, electropositivos y electronegativos, dependiendo del electrodo en el que se liberaran



durante la electrólisis. De acuerdo con esto, cuando dos elementos se combinaran, resultaría un compuesto que podría tener un ligero exceso de carga positiva o negativa. Si alguno de ellos se encontraba con otro que presentara carga opuesta, se unirían formando un nuevo compuesto. Esta conducta explicaba muy bien la formación de sales inorgánicas, como en el caso del sulfato de bario, el sulfato de magnesio, el carbonato de sodio y así sucesivamente [10].

5) “Berzelius fue también un escritor prolífico cuyo Texto de Química, tuvo varias ediciones, traduciéndose a cinco idiomas distintos. Aún más influyente fue la serie Annual Reports escrita por Berzelius desde el año 1821 hasta su muerte...” [13].

6) “Berzelius fue indudablemente la autoridad líder en química de Europa durante la primera mitad del siglo XIX...entre sus estudiantes están incluidos F. Wohler y E. Mitscherlich...” [13].

7) A Berzelius se debe la siguiente afirmación por demás muy visionaria: “ El hecho de que los cuerpos se combinen en proporciones definidas cuando otras fuerzas no se oponen a su reunión, agregado a la observación de que cuando dos cuerpos A y B, se combinan en diferentes proporciones, las porciones adicionales de uno de ellos son siempre múltiplos como números enteros, 1, 2 3, 4, lo que nos conduce a concluir sobre la existencia de una causa en consecuencia de la cual todas las otras combinaciones llegan a ser imposibles. Ahora, ¿cuál es esa causa? Es obvio que la respuesta a esta pregunta debe constituir la base principal de la teoría química” [14].

8) Berzelius propone representar los elementos químicos mediante letras, como se sigue haciendo en la actualidad y ello en la siguiente forma: “Los símbolos químicos deben ser letras, para la mayor facilidad de escritura... Yo tomaría...para el signo químico, la letra inicial del nombre en Latín de cada sustancia elemental: pero como varias tienen la misma letra inicial, las distinguiría de la siguiente forma:--1. En la clase a la cual llamo metaloides, emplearía la letra inicial sola, aún cuando sea común al metaloide y algún metal. 2. En la clase de los metales, distinguiría aquellos que tienen las mismas iniciales...escribiendo las primeras dos letras de la palabra...” [15]. Estos símbolos, con una ligera modificación, son los que están en uso hoy día.



### Tabla Comparativa de Pesos Específicos de los Cuerpos Elementales

Nombres	Símbolos	Peso en forma de gas	Ditto a un mínimo	Ditto a un máximo	Sp. gr. En una forma sólida
Oxígeno	O	100.00	...	...	...
Azufre	S	201.00	200.00	210.00	1.998
Fósforo	P	167.512	167.3	...	1.714
Radical muriático (Cloro)	M	139.56	...	157.7	...
Radical fluórico (Flúor)	F	60.	...	...	...
Boro	B	73.273	...	...	...
Carbono	C	75.1	73.6	75.9	3.5
Radical nítrico (Nitrógeno)	N	79.54	75.51	...	...
Hidrógeno	H	6.636	...	7.63	...
Arsénico	As	839.9	...	852.2	8.81
Molibdeno	Mo	601.56	...	...	8.6
Cromo	Ch	708.045	...	...	5.9 ?
Tungsteno	Tn	2424.24	...	...	17.22
Antimonio	Sb	1612.96	...	...	6.7
Telurio	Te	806.48	...	819.	6.115
Columbium (Niobio)	Cl	...	...	...	...
Titanio	Ti	1801.	...	...	...
Zirconio	Zr	...	...	...	...
Sílice	Si	216.66	...	...	...
Osmio	Os	...	...	...	...
Iridio	I	...	...	...	...
Rodio	Rh	1490.31	...	...	11.
Platino	Pt	1206.7	...	...	21.65
Oro	Au	2483.8	...	...	19.361
Paladio	Pa	1407.56	...	...	11.871
Plata	Ag	2688.17	...	2718.31	10.51



Mercurio	Hg	2531.6	2503.13	2536.1	13.56
Cobre	Cu	806.48	800.	...	8.722
Niquel	Ni	733.8	...	...	8.666
Cobalto	Co	732.61	...	...	8.7
Bismuto	Bi	1774.	...	...	9.88
Plomo	Pb	2597.4	...	2620.2	11.445
Estaño	Sn	1470.59	...	...	7.299
Hierro	Fe	693.64	...	...	7.788
Zinc	Zn	806.45	...	...	7.215
Manganeso	Ma	711.575	...	...	8.013
Uranio	U	...	...	...	...
Cerio	Ce	1148.8	...	...	...
Itrio	Y	881.66	876.42	...	...
<u>Glucinum</u> (Berilio)	Gl	...	...	...	...
Aluminio	Al	228.025	...	342.	...
Magnesio	Ms	315.46	301.63	321.93	...
Estroncio	Sr	1418.14	...	...	...
Bario	Ba	1709.1	...	...	...
Calcio	Ca	510.2	...	...	...
Sodio	So	579.32	...	...	0.9348
Potasio	Po	978.0	...	...	0.8

“La tabla, al parecer está arreglada en orden de polaridad de electronegativos a electropositivos como Berzelius usó los términos en su teoría dualística de enlazamiento” [15].

Berzelius en parte de estas propuestas, obtuvo diferentes pesos atómicos para un mismo elemento, lo cual creó mucha confusión y fue una de las causas por la que la teoría atómica no tuvo casi aceptación en la primera mitad del siglo XIX. Sin embargo, dado que era uno de los primeros que emprendía esta titánica y colosal tarea, le debe ser reconocido que fijó pesos atómicos precisos para la mayoría de los casos que

---

estudio. “Al darle a sus símbolos un significado cuantitativo- representando el símbolo de cada elemento una proporción atómica por peso- fue posible ‘mostrar breve y claramente el número de átomos elementales en cada compuesto’ y, después de la determinación de sus pesos relativos, presentar los resultados de cada análisis en una manera simple y fácilmente retenible” [10].

### **5.6. La contribución de Jean Baptiste André Dumas (1800-1884 d.C.)**

#### **Propone un método preciso y sencillo para determinar pesos atómicos**

Químico orgánico francés. “ El se distinguió por su investigación en los pesos atómicos (masas atómicas relativas, a través de la medición de las densidades de vapor), ésteres , los productos de oxidación de alcoholes y leyes de la sustitución” [16,17].

“En 1826, Dumas describió su método para determinar las densidades de vapor y lo usó para realizar la determinación de los pesos atómicos del carbono y del oxígeno. Luego determinó los pesos atómicos de alrededor de 30 elementos, siendo su trabajo un valioso prelude a la resolución del problema de los pesos atómicos el cual se dio en la Conferencia de Karlsruhe en 1860. Dumas fue un defensor persuasivo de sus puntos de vista sobre las estructuras orgánicas y llegó a ser el principal crítico de la escuela de Berzelius/Liebig/Wohler. Su demostración de que el cloro podía reemplazar el hidrógeno en el ácido acético sin ningún cambio notorio en el tipo de compuesto, fue un golpe severo para la credibilidad de la teoría dualística de Berzelius...” [18].

“En 1826, Dumas comenzó a trabajar en la teoría atómica, y concluyó que ‘en todos los fluidos elásticos (gases) observados bajo las mismas condiciones (de presión, temperatura y volumen), las moléculas se colocan a iguales distancias’- esto es, que ellas se presentan en iguales cantidades” [17]. La misma observación que ya había reportado, Avogadro en el año 1811.

En 1837, Dumas junto Justus von Liebig, en una nota publicada en Comptes Rendus, comentan sobre como la materia mineral está constituida por los 54 elementos que hasta ese año se conocen y, en cambio la materia orgánica está constituida por solo tres o cuatro elementos, carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Agregan que el



estudio del oxígeno enseña las propiedades del azufre y como estudiando el cloro se aprende sobre las propiedades del yodo. Comentan como sólo en medio siglo, partiendo de las propuestas de Lavoisier y el estudio de miles de compuestos, se ha podido avanzar en la comprensión de la composición de los compuestos a un nivel que parecía escaparse de las posibilidades humanas. “Los químicos han reconocido que en las sustancias minerales existen cuerpos los cuales actúan como elementos, que estos cuerpos se combinan entre ellos, que sus combinaciones pueden unirse de nuevo; y en estos tres órdenes de sustancias ellos encuentran la manera de formar los grupos naturales que hacen simple su estudio...” [19].

“En la química mineral los radicales son simples; en la química orgánica, los radicales son compuestos; esa es toda la diferencia. Las leyes de la combinación y de reacción son sin embargo las mismas en estas dos ramas de la química” [19].

### **5.7. La contribución de Stanislao Cannizzaro (1826-1910 d.C.)**

#### **Impuso el orden en el conocimiento químico y facilitó de forma definitiva la determinación de los pesos atómicos y moleculares**

Químico italiano. En el año 1860, expuso en forma brillante, como ponerle fin a la confrontación entre las opiniones de los químicos que ya llevaba algo más de medio siglo, quien basándose en la ley de los volúmenes de combinación de Gay Lussac, la ley de las proporciones múltiples de Dalton y la hipótesis de Avogadro, halló un camino para determinar el peso de los elementos y de los compuestos químicos, en términos más modernos, propuso una forma para hallar el peso atómico de las sustancias elementales y el peso molecular de las sustancias compuestas, donde sus elementos guardaran, en cuanto a su constitución, una relación fija de peso.

En una carta que en el año 1858, envía Cannizzaro al Profesor S. De Luca, le hace llegar una comunicación, que aquí en la presente monografía y derivado de su gran importancia, se dividirá en varias partes a fin de darle mayor claridad puesto que es extensa:

---

1) “Creo que el progreso que ha hecho la ciencia en los últimos años ha confirmado la hipótesis de Avogadro, de Ampère y de Dumas, sobre la constitución similar de las sustancias en el estado gaseoso; esto es, que volúmenes iguales de estas sustancias, bien sea simples o compuestas, contienen igual número de moléculas...” [20].

2) “...De la ley de Gay-Lussac sobre las relaciones de volúmenes entre compuestos, de allí surge casi espontáneamente la hipótesis, la cual fue primero enunciada por Avogadro...” [20].

3) “...Muestro que estas teorías no contienen nada contradictorio con los hechos conocidos, con tal de que distingamos, como ellos lo hicieron, moléculas de átomos, con tal que no confundamos el criterio con el cual se comparan el número y el peso de las primeras, con el criterio que sirve para deducir el peso de los últimos; con tal que, finalmente, no tengamos fijo en nuestras mentes el prejuicio de que mientras las moléculas de las sustancias compuestas pueden consistir de diferentes números de átomos, las moléculas de las sustancias simples deban todas contener o un átomo, o al menos un número igual de átomos...” [20].

4) “...Concluyo esta lectura mostrando que tenemos sólo que distinguir los átomos de las moléculas para reconciliar todos los resultados experimentales conocidos por Berzelius, y no se tiene necesidad de asumir diferencias en constitución en los gases compuestos y simples...” [20].

5) “...Las distancias entre las moléculas, mientras que ellas permanezcan en el estado gaseoso, no dependen de su naturaleza, ni de su masa, ni del número de átomos que ellas contengan, sino sólo de su temperatura y de la presión a la cual ellas están sujetas...” [20].

6) “...los pesos de las moléculas son proporcionales a las densidades de los vapores para expresar los pesos de las moléculas, siendo referidos todos ellos a la densidad de un gas simple tomado como la unidad, en lugar de tomar el peso de una mezcla de gases tal como el aire...” [20].

7) “...Siendo el hidrógeno el gas más ligero, tomaremos este como la unidad a la cual referiremos las densidades de otros cuerpos gaseosos...” [20].



8) "...Asumo que el estudio de varios de los compuestos ha sido comenzado al determinar los pesos de las moléculas, por ejemplo, sus densidades en el estado gaseoso, sin inquirir si ellas son simples o compuestas..." [20].

9) "...Luego examino la composición de estas moléculas. Si la sustancia no puede descomponerse, estamos forzados en admitir que su molécula está enteramente formada por el peso de una y de la misma clase de materia. Si el cuerpo es compuesto, se realiza su análisis elemental, y así descubrimos las relaciones constantes entre los pesos de sus componentes: luego el peso de la molécula se divide en partes proporcionales a los números que expresan los pesos relativos de los componentes, y así obtenemos las cantidades de estos componentes contenidos en la molécula del compuesto referido a la misma unidad que aquel a que se refieren los pesos de todas las moléculas... [20].

Por este método se ha construido la siguiente Tabla:

<b>Nombre de la sustancia</b>	<b>Peso de un volumen, ejm., peso de la molécula referido al peso de la mitad de una molécula de Hidrógeno = 1</b>	<b>Pesos que componen un volumen, ejm., los pesos que componen la molécula, todos referidos al peso de la mitad de una molécula de Hidrógeno = 1</b>
Hidrógeno	2	2 Hidrógeno
Oxígeno, ordinario	32	32 Oxígeno
" electrizado	128	128 "
Azufre bajo 1000°	192	192 Azufre
Azufre sobre 1000° (?)	64	64 "
Fósforo	124	124 Fósforo
Cloro	71	71 Cloro
Bromo	160	160 Bromo
Iodo	254	254 Iodo
Nitrógeno	28	28 Nitrógeno

Arsénico	300	300 Arsénico
Mercurio	200	200 Mercurio
Acido Clorhídrico	36.5	35.5 Cloro 1 Hidrógeno
Acido Bromhídrico	81	80 Bromo 1 Hidrógeno
Acido Iodhídrico	128	127 Iodo 1 Hidrógeno
Agua	18	16 Oxígeno 2 Hidrógeno
Amoniaco	17	14 Nitrogen 3 Hidrógeno
Arseniurato Hid.	78	75 Arsénico 3 Hidrógeno
Fosfurato Hid.	35	32 Fósforo 3 Hidrógeno
Calomel	235.6	35.5 Cloro 200 Mercurio
Sublimado Corrosivo	271	71 " 200 "
Tricloruro de Arsénico	181.5	106.5 " 75 Arsénico
Protocloruro de Fósforo	138.5	106.5 " 32 Fósforo
Percloruro de Hierro	325	213 " 112 Hierro
Protóxide de Nitrógeno	44	16 Oxígeno 28 Nitrógeno
Binóxido de Nitrógeno	30	16 " 14 "
Acido Carbónico	28	16 " 12 Carbono
" Acido	44	32 " 12 "
Etileno	28	4 Hidrógeno 24 "
Propileno	42	6 " 36 "
Acido Acético, hidratado	60	4 " 32 Oxígeno 24 Carbono
" anhídrido	102	6 Hidrógeno 48 Oxígeno



		48 Carbono
Alcohol	46	6 Hidrógeno 16 Oxígeno 24 Carbono
Eter	74	10 Hidrógeno 16 Oxígeno 48 Carbono

Todos los números en la tabla precedente son comparables entre ellos, estando referidos a las mismas unidades

10) "...Una vez que mis estudiantes se familiarizan con la importancia de los números tal cual como se exhiben en la tabla precedente, es fácil conducirlos a que descubran la ley que resulta de su comparación: Comparen las diferentes cantidades del mismo elemento contenido en la molécula de la sustancia libre con aquellas cantidades presentes en todos sus diferentes compuestos y así se llegará a la siguiente ley: Las diferentes cantidades del mismo elemento contenido en moléculas diferentes son todas múltiplos enteros de la misma cantidad, la cual, siendo siempre un entero, puede llamarse un átomo.." [20].

11) "...Así [20].:

<b>Una molécula de hidrógeno libre</b>	<b>contiene</b>	<b>2</b>	<b>de hidrógeno = 2 x 1</b>
" de ácido clorhídrico	" 1	"	= 1 x 1
" de ácido bromhídrico	" 1	"	= 1 x 1
" de ácido iodhídrico	" 1	"	= 1 x 1
" de ácido hidrocianico	" 1	"	= 1 x 1
" de agua	" 2	"	= 2 x 1
" de hidrógeno sulfurado	" 2	"	= 3 x 1
" de ácido fórmico	" 2	"	= 2 x 1
" de amoniaco	" 3	"	= 3 x 1
" de hidrógeno fosforado gaseoso	" 3	"	= 3 x 1
" de ácido acético	" 4	"	= 4 x 1



---

"	de etileno	"	4	"	= 4 x 1
"	de alcohol	"	6	"	= 6 x 1
"	de éter	"	10	"	= 10 x 1

12) "...Así todos los pesos diferentes de hidrógeno contenidos en las diferentes moléculas son múltiplos enteros de los pesos contenidos en la molécula de ácido clorhídrico, lo cual justifica el haberlo tomado como la unidad común de los pesos de los átomos y de las moléculas. El átomo de hidrógeno está contenido dos veces en la molécula de hidrógeno libre..." [20].

13) "...De la misma manera se muestra que las diferentes cantidades de cloro que existen en las distintas moléculas son todos múltiplos enteros de la cantidad contenida en la molécula de ácido clorhídrico, esto es, 35,5, y que las cantidades de oxígeno que existen en las distintas moléculas son todas múltiplos enteros de la cantidad contenida en la molécula de agua, esto es 16, la cual está cuantificada como la mitad de la contenida en la molécula de oxígeno..." [20].

14) "...En forma similar se puede encontrar que la cantidad más pequeña de cada elemento que entra como un entero en las moléculas que lo contienen, puede dársele con razón el nombre de átomo. Así para encontrar el peso atómico de cada elemento, se hace necesario, primero que todo, conocer los pesos de todos o de la mayor parte de las moléculas en las cuales está contenido, así como su composición..." [20].

15) "...a) Si en el estado gaseoso comparamos la composición de volúmenes iguales de sustancias bajo las mismas condiciones...b) Las diferentes cantidades del mismo elemento contenidas en volúmenes iguales bien del elemento libre o de sus compuestos, son todas múltiplos enteros de una que es cantidad única...c) Esto es, cada elemento tiene un valor numérico especial, por medio del cual y de coeficientes enteros, la composición por peso de volúmenes iguales de diferentes sustancias, en las cuales este elemento está contenido, puede se expresada..." [20].

Se hace necesario detenerse aquí en el análisis de esta publicación de Cannizzaro para aclarar un poco su contenido. En el último párrafo se refiere a las



fórmulas moleculares de esas diferentes sustancias, donde los pesos atómicos pueden multiplicarse por sus respectivos coeficientes enteros. De esta forma se encontraría la composición por peso o el porcentaje por peso de cada uno de los elementos en esa fórmula molecular. Aquí son volúmenes iguales, en estado gaseoso, de diferentes sustancias que contienen igual número de partículas o de moléculas, donde a estas moléculas se les puede sacar su composición por peso de cada uno de sus elementos. Igualmente se puede llegar a sus pesos moleculares. En el párrafo anterior cuando anota sobre “valor numérico especial”, se refiere directamente al símbolo del elemento que representa su peso atómico. Los coeficientes enteros, representan las veces que ese símbolo o peso atómico se repite. Al agruparlos a todos en una misma fórmula, la suma de todos ellos debe generar el peso molecular del compuesto donde se encuentran presentes esos elementos.

16) “...Ahora, puesto que todas las reacciones químicas toman lugar entre volúmenes iguales o múltiplos enteros de estos, es posible expresar todas las reacciones químicas por medio de los mismos valores numéricos y de coeficientes enteros...” [20].

17) “...Prefiero sustituir en la expresión de la ley la palabra volumen (y colocar en su) lugar la palabra molécula...” [20].

18) “...La ley enunciada antes, la llamo la ley de los átomos, dentro de la cual están contenidas la ley de las proporciones múltiples y aquella de las relaciones simples entre los volúmenes...” [20].

19) “...Después de esto tengo fácilmente éxito, cuando explico como, al expresar mediante símbolos los diferentes pesos atómicos de los distintos elementos, es posible expresar por medio de fórmulas de composición de sus moléculas y aquellas de sus compuestos, y me detengo un poco para hacer que mis pupilos se familiaricen con el peso del volumen gaseoso a la molécula, el primero expresando directamente el hecho y el segundo interpretándolo...” [20]. Esto se puede entender mejor con la Tabla que muestra Cannizzaro.

Nombres de los Compuestos de Carbono	Pesos de las moléculas	Pesos de los componentes de las moléculas referidos a	Construyendo la Fórmula
--------------------------------------	------------------------	---	-------------------------

	referidas al átomo de hidrógeno	el peso del átomo de Hidrógeno tomado como la unidad	H = 1 C = 12 O = 16 S = 32
Oxido Carbónico	28	12 Carbono 16 Oxígeno	CO
Acido Carbónico	44	12 " 32 "	CO <sup>2</sup>
Sulfuro de Carbono	76	12 " 64 Azufre	CS <sup>2</sup>
Gas de Pantano	16	12 " 4 Hidrógeno	CH <sup>4</sup>
Etileno	28	24 " 4 "	C <sup>2</sup> H <sup>4</sup>
Propileno	42	36 " 6 "	C <sup>3</sup> H <sup>6</sup>
Eter	74	48 " 10 " 16 Oxígeno	C <sup>4</sup> H <sup>10</sup> O
etc.	etc.	etc.	etc.

De esta forma Cannizzaro resume y ordena el conocimiento que había hasta ese momento en química, poniéndole fin a una discusión que ya llevaba cerca de cincuenta años sobre cómo determinar los pesos atómicos y moleculares. Después de esta publicación, el orden vino a la química y desde allí los eventos se han ido sucediendo por el rumbo que hoy día se toma como el correcto.

## 5.8. Químicos que en el siglo XIX contribuyeron para la distinción entre átomos moléculas y equivalentes

### Análisis de los aportes de Gerhardt y Laurent

Los resultados de Cannizzaro surgieron gracias al aporte de hombres como Gerhardt y Laurent, quienes en muy buena medida, colaboraron en poner orden en el pensamiento químico de la primera mitad del siglo XIX, ya que reviviendo las ideas de Avogadro lograron aclarar la diferencia entre átomos, moléculas y equivalentes, posibilitando la determinación de los pesos atómicos y con ello, como lo propuso luego Cannizzaro, hallar los pesos moleculares. Esto es magistralmente resumido por Findlay en su libro "A Hundred Years of Chemistry", como se verá a continuación:



“...durante la primera mitad del siglo XIX no se había alcanzado un acuerdo general con respecto a los pesos atómicos de los elementos...era claro que hasta tanto no existiera un acuerdo sobre el número de átomos en los compuestos habría poco progreso real en decidir la constitución de los mismos y el arreglo que podrían tomar los átomos dentro de la molécula. Por consiguiente, el que Gerhardt y Laurent hicieran todo lo posible, con cierto grado de éxito, por traer uniformidad en la formulación de los compuestos orgánicos, reviviendo la hipótesis de Avogadro y distinguiendo entre equivalentes, átomos y moléculas, se convirtió en una de las servicios más grandes que pudo hacerse a la química en esa época” [10].

“Este problema fue examinado por Gerhardt en 1842, quien partiendo del estudio de las reacciones entre los compuestos orgánicos que involucraran la eliminación de compuestos orgánicos como HCl, NH<sub>3</sub> y H<sub>2</sub>O, mostró que había poca concordancia en la formulación de los compuestos orgánicos e inorgánicos. Esta discordancia que había surgido por la aplicación de la teoría dualística a los compuestos orgánicos y por el uso de pesos atómicos erróneos, podía superarse si dividíamos entre dos las fórmulas que prevalecían para ese momento para los compuestos orgánicos aparte de adoptar los pesos atómicos de Berzalius para el hidrógeno (1), el carbono (12), el oxígeno (16), el nitrógeno (14), el azufre (32). Así, al ácido acético se le dio la fórmula C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub> en lugar de la fórmula C<sub>8</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub> (C = 6) o C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub> (C = 12)” [10].

“Aunque Gerhardt aclaró la posición, usando para los compuestos volátiles fórmulas que tenían una base común y las cuales indicaban aquellas cantidades de los compuestos, los cuales en el estado gaseoso, ocupan dos volúmenes, siendo el volumen de un átomo de hidrógeno la unidad, dejando que Laurent aclarara la diferencia entre equivalentes, átomos y moléculas, dándole a estos términos significados similares a los que tienen hoy día.” [10].

“Laurent, al igual que Avogadro y Ampère, consideró las moléculas de hidrógeno, oxígeno, cloro, etc., como consistentes o constituidos por dos átomos, formando

---

compuestos homogéneos que podían dar lugar a compuestos heterogéneos por doble descomposición  $(HH) + (ClCl) = (HCl) + (HCl)$  como había sido señalado por Avogadro tiempo atrás” [10].

“A través del trabajo de Gerhardt y Laurent fue dada una base firme para la determinación de los pesos atómicos y para la formulación correcta de los compuestos orgánicos, pero sus puntos de vista estaban sin suficiente soporte experimental y fallaron en obtener aceptación general” [10].

“Para obtener una solución al problema de la constitución se hizo necesario ir más allá de los radicales, o grupos atómicos, pasando a los átomos en sí mismos, averiguando no sólo qué radicales se suponía estaban presentes en la molécula, sino cuál era el arreglo de los átomos en los radicales. La clave para solucionar este problema sería encontrado en la doctrina de la valencia, la cual fue primero introducida definitivamente en la química por Frankland” [10].

### **5.9. La contribución de Charles Frederic Gerhardt (1816-1856 d.C.)**

Químico francés. “Su contribución a la química no está dada por el descubrimiento de hechos nuevos sino por la introducción de ideas nuevas que vitalizaron y organizaron la acumulación inerte de hechos ya conocidos. En particular, con su compañero de trabajo Auguste Laurent (1807-1853), hizo mucho por reformar los métodos de la formulación química, insistiendo en la distinción entre átomos, moléculas y equivalentes; y en su sistema unitario, directamente opuesto a la doctrina dualística de Berzelius, combinó la teoría de la sustitución de Dumas con la teoría de los radicales, extendiendo en buena medida la noción de los tipos de estructuras. Sus principales trabajos fueron Précis de chimie organique (1844—1845), y Traité de chimie organique (1853—1856).” [21].

“Adoptó la teoría que llegó a ser conocida como la teoría de los tipos, mediante la cual él pensaba que todos los compuestos orgánicos estaban basados en cuatro tipos



principales- hidrógeno, cloruro de hidrógeno, amoníaco y agua. Los compuestos orgánicos eran referidos a estos tipos reemplazando un átomo de hidrógeno en uno de estos compuestos por un radical (un grupo de átomos). Sus contemporáneos se opusieron a esta idea y fue abandonada más tarde, pero demostró su importancia en la subsiguiente racionalización de la química orgánica estructural ” [22].

## BIBLIOGRAFÍA (5)

- [1] <http://www.galeon.com/labquimica/historiaqui.htm>
- [2] WWW.WOODROW.ORG/TEACHERS/CI/1992/
- [3] <http://www.woodrow.org/teachers/chemistry/institutes/1992/Davy.html>
- [4] [http://www.slcc.edu/schools/hum\\_sci/physics/whatis/biography/dalton.html](http://www.slcc.edu/schools/hum_sci/physics/whatis/biography/dalton.html)
- [5] <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/dalton.html>
- [6] <http://www.chemheritage.org/EducationalServices/chemach/tpg/jlgl.html>
- [7] Memoir on the Combination of Gaseous Substances with Each Other  
Mémoires de la Société d'Arcueil 2, 207 (1809) [from Henry A. Boorse and Lloyd Motz, eds., The World of the Atom, vol. 1 (New York: Basic Books, 1966)  
(translation: Alembic Club Reprint No. 4)]  
<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/gaylussac.html>
- [8] <http://www.ciencia-ficcion.com/glosario/n/numeavog.htm>
- [9] <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/EA/AVOGADROann.HTML>
- [10] Findlay, A. and Williams, T., 1965. A Hundred Years of Chemistry. Third Edition. University Paperbacks, Mathuen: London. 335p.
- [11] <http://www.bulldog.u-net.com/avogadro/avoga.html>
- [12] <http://www.woodrow.org/teachers/chemistry/institutes/1992/Berzelius.html>
- [13] <http://www.chemsoc.org/networks/enc/FECS/Berzelius.htm>
- [14] Annals of Philosophy 2, 443-454 (1813), 3, 51-2, 93-106, 244-255, 353-364 (1814)  
[from David M. Knight, ed., Classical Scientific Papers (New York: American Elsevier, 1968)  
<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/berzatom.html>

- 
- [15] III. On the Chemical Signs, and the Method of Employing them to Express Chemical Proportions.  
Annals of Philosophy 2, 443-454 (1813), 3, 51-2, 93-106, 244-255, 353-364 (1814)  
[from Henry M. Leicester & Herbert S. Klickstein, eds., A Source Book in Chemistry, 1400-1900 (Cambridge, MA: Harvard, 1952)  
<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/berzelius.html>
- [16] <http://www.bartleby.com/65/du/DumasJe.html>
- [17] <http://www.chemsoc.org/networks/enc/FECS/Dumas.htm>
- [18] <http://www.bioanalytical.com/info/calendar/98/09dumas.htm>
- [19] Note 'On the Present State of Organic Chemistry'.  
Comptes Rendus 5, 567-572 (1837) [from Henry M. Leicester and Herbert S. Klickstein, eds., A Source Book in Chemistry, 1400-1900 (Cambridge, MA: Harvard, 1952)  
<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/dumasliebig.html>
- [20] LETTER OF PROFESSOR STANISLAO CANNIZZARO TO PROFESSOR S. DE LUCA: SKETCH OF A COURSE OF CHEMICAL PHILOSOPHY. Given in the Royal University of Genoa. Il Nuovo Cimento, vol. vii. (1858), pp. 321-366  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Chem-History/Cannizzaro.html>
- [21] [http://37.1911encyclopedia.org/G/GE/GERHARDT\\_CHARLES\\_FREDERIC.htm](http://37.1911encyclopedia.org/G/GE/GERHARDT_CHARLES_FREDERIC.htm)
- [22] [http://www.todayinisci.com/cgi-bin/indexpage.pl?http://www.todayinisci.com/8/8\\_21.htm](http://www.todayinisci.com/cgi-bin/indexpage.pl?http://www.todayinisci.com/8/8_21.htm)



## 6. ENLACE QUÍMICO

### Desarrollo del concepto: Valencia

#### 6.1. Primeros aportes

En el año 1823, Justus von Liebig (1803-1873 d.C.), reporta que dos compuestos con propiedades enteramente diferentes, como el fulminato de plata ( $\text{AgONC}$ ) y el cianato de plata ( $\text{AgOCN}$ ), presentaban la misma composición química; los mismos elementos que integraban al fulminato constituían igualmente al cianato. La única manera de explicarse esto tenía que ver con la forma como se combinaban esos elementos dentro de la molécula. En un principio se creyó que el reporte de Liebig era el resultado de errores experimentales, sin embargo, con el paso del tiempo, se fueron encontrando nuevos casos que corroboraban la posibilidad del arreglo de los elementos constituyentes de distintas formas al integrar las moléculas. A esto se le sumó la publicación de Dumas y Laurent en 1837, donde reportaban que en la materia orgánica se observaba su constitución por no más de tres o cuatro elementos, siendo estos el carbono, el hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno. Si ello se daba, quería decir que había que averiguar dentro de la arquitectura de las moléculas, en otras palabras, buscar la forma como se disponían en esas moléculas los átomos en el espacio. Llegar a este tipo de concepciones requirió el paso de unos cuantos años más, ya que se debía llegar primero, al hallazgo de que en las moléculas existían átomos centrales, alrededor de los cuales se disponían otros átomos, y que esos átomos centrales tenían una capacidad limitada y fija en cuanto al número de otros átomos que se le pudiera unir. Esta propuesta surgió de una forma brillante por parte de Frankland, quien en el año 1852, acotó que en los compuestos minerales, aún para el observador más desprevenido, se observaba la tendencia de algunos elementos de combinarse con cantidades fijas de otros elementos, comentando sobre este punto, como si se tratara del poder de combinación mostrado por aquellos elementos que reflejaban esa tendencia. Estaba sugiriendo el concepto que más tarde se conocería como valencia de un elemento o su poder para combinarse con otros elementos. Sólo cinco años después, Kekulé propondría que el átomo de carbono tenía la posibilidad de unirse con otros cuatro



---

átomos y, en el año 1858, tanto Kekulé como Couper, indicarían la posibilidad de la formación de cadenas carbonadas, resultantes de la unión carbono-carbono en los compuestos orgánicos. Aparte, en el mismo año, Couper representaba la unión de unos átomos con otros, dentro de la molécula, mediante líneas rectas cortas, que unían los símbolos de los átomos que quería representarse que se encontraban unidos, avanzando así un paso más en el desarrollo del concepto sobre el enlace químico. Luego, en 1861, el químico ruso Aleksandr Mikhailovich Butlerov (1828-1886 d.C.), propuso, por vez primera el término “estructura química”, sugiriendo que era necesario representar los compuestos químicos por estructuras únicas y definidas, mostrando como se unían unos átomos con otros dentro de la molécula” [1].

Después, en 1868, Carl Wilhelm Wichelhaus (1842-1927 d.C.), introdujo el término “Valenz” o valencia, para referirse a la capacidad combinatoria de los átomos ya que con el paso de los años se hacía cada vez más evidente que cada elemento tenía una afinidad por otros átomos u otros elementos diferente a la de los demás [2].

“Evidentemente, así, cada átomo no es siempre equivalente en cuanto a su poder de combinación a otro átomo de una clase diferente. El reconocer este hecho por parte de Frankland en 1852, y las investigaciones ulteriores por otros (notablemente A. Kekulé y A.S. Couper), condujeron a la introducción de la palabra equivalente dentro de la terminología química con un nuevo sentido, en particular para entender las afinidades o valencias de los diferentes elementos, lo cual mostró ser de importancia fundamental. Así, se mostró que, de los cuatro elementos que entran predominantemente en la mayoría de los compuestos orgánicos, el hidrógeno puede unirse con únicamente un solo enlace a cualquier otro elemento...mientras que el oxígeno tiene capacidad para dos enlaces, el nitrógeno para tres (posiblemente para cinco), el carbono para cuatro. Las palabras monovalente, divalente, trivalente, tetravalente, etc., fueron acuñados para expresar estos hechos más importantes...” [3].



### **6.1.1. La contribución de Edward Frankland (1825-1899 d.C.)**

#### **Primeras ideas sobre la existencia de la valencia**

Químico inglés. Fue la primera persona que escribió sobre el poder combinatorio de los átomos para formar compuestos, pero aquí su aporte original fue el que esa capacidad de un átomo para unirse con otros átomos era fija y limitada. En el año 1852 el publicó el concepto que luego daría lugar a la teoría de valencia o del enlace químico: "...el poder de combinación de un elemento atractor ...es siempre satisfecho por el mismo número de ...átomos..." [4]. En otras palabras, dijo que cada tipo de átomo tiene una capacidad fija o limitada para combinarse con otros átomos [5].

"Descubrió también los primeros compuestos órgano metálicos (compuestos orgánicos que contienen un metal). Junto con el astrónomo británico sir Joseph Norman Lockyer, identificó el helio como un elemento y le dio el nombre. El helio había sido observado previamente como una línea del espectro solar. Frankland recibió el título de sir por este trabajo en 1897" [6].

En 1852 escribió: "Cuando se consideran las fórmulas de los compuestos químicos inorgánicos, aún un observador superficial queda impresionado con la simetría general de su construcción. Especialmente los compuestos de nitrógeno, fósforo, antimonio y arsénico, exhiben la tendencia a formar compuestos de estos elementos que contienen 3 a 5 equivalentes de otros elementos, y es en estas proporciones que sus afinidades son satisfechas de la mejor forma; así en los grupos ternarios tenemos  $\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NI}_3$ ,  $\text{NS}_3$ ,  $\text{PO}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{SbO}_3$ ,  $\text{SbH}_3$ ,  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{AsO}_3$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{AsCl}_3$ ; y en el grupo de 5 átomos,  $\text{NO}_5$ ,  $\text{NH}_4\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{I}$ ,  $\text{PO}_5$ ,  $\text{PH}_4\text{I}$ . Sin ofrecer una hipótesis respecto a la causa de este agrupamiento simétrico de átomos, es suficientemente evidente, por los ejemplos dados, que tal tendencia o ley prevalece, y que, sin importar cual pueda ser el carácter de los átomos que se unen, el poder combinatorio del elemento atrayente,..., se satisface siempre por el mismo número de

---

estos átomos. Fue probablemente una visión de la operación de la ley entre los grupos orgánicos más complejos, lo que condujo a Laurent y Dumas a enunciar la teoría de los tipos, y estos distinguidos químicos no tenían que extender su visión más allá de lo que soportaban los hechos existentes,- ellos no tenían que asumir que las propiedades de un compuesto orgánico son dependientes de la posición y no de la naturaleza de sus átomos particulares, esa teoría indudablemente habría contribuido al desarrollo de la ciencia a una mayor extensión que lo que ya ha hecho; tal presunción pudo sólo haber sido hecha en un tiempo cuando los datos sobre los cuales estaba fundado fueron pocos e imperfectos, y, como el estudio del fenómeno de la sustitución progresó, gradualmente llegó a ser insostenible, y los principios fundamentales de la teoría electroquímica otra vez retomó su camino... mientras que es evidente que existen ciertos tipos de series de compuestos, es igualmente claro que la naturaleza del cuerpo derivado a partir del tipo original es esencialmente dependiente del carácter electroquímico de sus átomos particulares, y no meramente de la posición relativa de estos átomos” [7].

“¿Es común esta conducta también a los compuestos correspondientes al arsénico, el fósforo y el nitrógeno; y puede la posición de cada uno de los cinco átomos, con los cuales estos elementos se combinan respectivamente, ser indiferentemente ocupados por elementos electronegativos o electropositivos? [7].

### **6.1.2. La contribución de Archibald Scott Couper (1831-1895 d.C.)**

#### ***Primera propuesta de representar los enlaces químicos mediante líneas rectas***

Químico escocés. Fue la primera persona en representar el enlace químico mediante una línea recta entre los símbolos de los elementos. En el año 1858 reconoció que los átomos de carbono se pueden unir unos a otros para formar cadenas carbonadas largas, explicando así la multitud de compuestos orgánicos que existen en la naturaleza. También observó que en las moléculas los átomos se enlazan a uno central. En el caso de los compuestos orgánicos ese átomo central es el carbono. Cada



átomo central de carbono puede unirse a otros átomos de carbono y así formar cadenas carbonadas [8,9].

### **6.1.3. La contribución de Friedrich A. Kekulé (1829-1896 d.C.)**

#### ***Tetravalencia del carbono***

Químico alemán. En 1857 propone que el átomo de carbono era tetravalente. En 1858, junto con Couper, simultánea e independientemente, reconoce que los átomos de carbono se unen unos a otros para formar cadenas [10].

“A Kekulé se le acredita el haber escrito el primer libro de texto en orgánica llamado ‘Lehrbuch der organischen chemie’. Hay quienes piensan que este libro fue el nacimiento de la química orgánica como una materia separada y distinta. La siguiente es una nota de Kekulé acerca de un sueño que tuvo mientras trabajaba en este libro...

‘Estaba sentado escribiendo en mi libro de texto, pero el trabajo no progresaba; mis pensamientos vagaban. Giré mi silla hacia el fuego, y dormité. Una vez más los átomos estaban jugando ante mis ojos. Esta vez los grupos pequeños modestamente se quedaban en el fondo. Mi ojo mental, interpretaba más acuciosamente las visiones de esta clase que se repetían, pudiendo ahora distinguir estructuras largas de conformaciones dobladas; filas largas, algunas veces más cerca se reunían, todas girando en un movimiento como culebras. ¡Pero mira! ¿Qué es eso? Una de las cuerdas se había unido a su propia cola, y la forma giraba frente a mis ojos. Como que si fuera un relámpago, desperté,...Pasé el resto de la noche trabajando sobre las implicaciones de la hipótesis. Debemos aprender a dormir, caballeros, y entonces quizás aprendamos la verdad” [11].

## **BIBLIOGRAFÍA (6)**

- 
- [1] Pauling, L., 1960. The Nature of the Chemical Bond. Third Edition. Ithaca, New York. Cornell University Press. 644p
- [2] Findlay, A. and Williams, T., 1965. A Hundred Years of Chemistry. Third Edition. University Paperbacks, Mathuen: London. 335p.
- [3] <http://www.worldwideschool.org/library/books/sci/history/AHistoryofScienceVolumeIV/chap12.html>
- [4] <http://www.lancs.ac.uk/users/history/studpages/lanchistory/vicky/frankland.htm>
- [5] <http://scienceworld.wolfram.com/biography/Frankland.html>
- [6] <http://titles.cambridge.org/catalogue.asp?isbn=0521496365>
- [7] On a New Series of Organic Bodies Containing Metals  
Philosophical Transactions of the Royal Society. 142, 417-444 (1852)  
Received May 10, Read June 17, 1852  
<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/frankland.html>
- [8] <http://www.brynmawr.edu/Acads/Chem/mnerzsto/couper-stradonitz.htm>
- [9] <http://www.chemheritage.org/EducationalServices/chemach/cssb/cks.html>
- [10] <http://www.brynmawr.edu/Acads/Chem/mnerzsto/couper-stradonitz.htm>
- [11] <http://www.brynmawr.edu/Acads/Chem/mnerzsto/couper-stradonitz.htm>

## 6.2. Continuación del desarrollo del concepto valencia

Ya en el último tercio del siglo XIX, empezó a ser cada vez más notorio que fuerzas de índole eléctrica jugaban un papel importante en aquello que era lo responsable en mantener unidos los átomos en los compuestos químicos. Así lo expresó Helmholtz en el año 1881, cuando afirmó que los átomos estaban unidos a sus cargas eléctricas y compuestos cargados opuestamente deberían atraerse entre sí, como ya lo había sostenido Berzelius con su teoría electroquímica dualística desde el año 1812. De aquí en adelante, los descubrimientos en física ya en los finales del siglo XIX y a principios del siglo XX, llevaron directamente a la propuesta, casi ineludible, de que esas fuerzas eléctricas que presumiblemente eran las responsables primarias, por



la interacción entre los átomos, estaban representadas en los electrones, permitiendo así afinar el concepto sobre la valencia y el conocimiento sobre el enlace químico.

### **6.3. Hermann Ludwig Ferdinand von Helmholtz (1821-1894 d.C.)**

#### **Papel de las fuerzas eléctricas en la materia**

Físico alemán. En el año 1881, en una lectura ante la Faraday Society, donde se mostró convencido de la importancia que jugaban las fuerzas eléctricas en la materia, dijo:

“...¿pueden las atracciones entre las enormes cargas eléctricas de los aniones y de los cationes ser una parte sin importancia e indiferente de la afinidad química?” [1].

“...las fuerzas que...producen el efecto eléctrico, son las mismas que aquellas que deben ser consideradas la causa de una parte importante de todas las reacciones químicas” [1].

“...las fuerzas químicas más intensas son de origen eléctrico. Los átomos están unidos a sus cargas eléctricas, y las cargas eléctricas opuestas se unen entre sí” [1].

---

## 7. SE DESCUBRE EL ELECTRÓN

Para el momento en que se descubre el electrón se sabía que:

- i. Las partículas con cargas iguales se repelen mientras que con cargas opuestas, se atraen.
- ii. Al moverse una partícula cargada en un campo magnético sentirá una fuerza perpendicular al plano descrito por el vector de su velocidad y el vector del campo magnético.
- iii. Lo anterior provocará que la partícula cargada desvíe su movimiento de acuerdo a la regla de la mano derecha, en el caso de estar cargada positivamente.
- iv. Una partícula cargada negativamente se desviará en dirección opuesta [2].

### 7.1. Contribución de Joseph John Thomson (1876-1940 d.C.)

#### Descubrimiento del electrón

Matemático y físico inglés. Obtuvo el Premio Nóbel de Física en el año 1906 derivado a su descubrimiento del electrón. “El reconocimiento de los méritos científicos de Thomson es muy notable porque su vida profesional estuvo dedicada casi íntegramente a profundizar más y más en una rama aparentemente poco brillante del conocimiento. Los trabajos de Thomson empezaron a tener interés cuando se concentró en la medida de la carga eléctrica generada en un gas sometido a un haz de rayos X, sobre la que publicó juntamente con su joven colaborador Rutherford la observación de su decrecimiento espontáneo” [3].

“J.J. Thomson concibió una idea que fue comprobando cuidadosamente hasta que pudo resolver definitivamente la controversia acerca de la naturaleza de los rayos catódicos.

Acerca de este problema las escuelas científicas estaban divididas: de una parte los físicos británicos y los franceses sostenían que la radiación consistía en un flujo de



partículas electrificadas, mientras que la escuela alemana defendía que los rayos se producían en el éter y diferían lo mismo de la luz ordinaria que de los rayos X” [3].

“El aporte más importante de Thomson consistió en mejorar progresivamente la técnica de realizar el vacío, con lo que pudo llegar a la conclusión de que los rayos eran independientes de la naturaleza del gas de llenado de la ampolla y de la naturaleza de los electrodos que se colocaran en ella. La conclusión que le pareció evidente y que dio a conocer hace más de cien años es que se trata de un flujo de corpúsculos que están presentes con su propia carga eléctrica en cualquier tipo de materia” [3].

En el año 1897, Thomson descubrió unos corpúsculos electrificados negativamente, encontrando que su relación de  $m/e$  era constante, independientemente del gas con el estuviese trabajando. La masa de estos corpúsculos era más de mil veces menor que la de un ion de hidrógeno, siendo este último, la partícula más ligera hasta ese momento conocida. Otra característica peculiar del corpúsculo negativo recién descubierto, era que probablemente presentaba una carga eléctrica negativa muy grande si se le comparaba con su masa. El hecho de ser una partícula independiente del gas con el que se trabajara, hizo que Thomson sugiriera que se trataba de una partícula o corpúsculo X universal, el cual se encontraba presente en todos los átomos y por tanto era común a todos ellos. En 1881 G. J. Stoney, había sugerido el nombre de electrón, para esa cantidad mínima y definida de electricidad [4,5].

En el año 1904, en un nuevo reporte dispone esos corpúsculos, en una serie de anillos concéntricos ya que si se encontraran en un solo anillo el átomo sería inestable [6].

“...no cabe duda de que el descubrimiento de Thomson abrió el camino a la concepción planetaria del átomo que permitió a Rutherford penetrar en la naturaleza de las transformaciones radiactivas” [3].



---

Los enlaces polares, como se conocía a los enlaces iónicos, gobernaban el pensamiento químico desde la primera sugerencia sobre su existencia en el año 1897.

En el año 1901, se sugirió que un electrón podía ser transferido de un átomo a otro. Luego se propuso que cuando un electrón se transfería de un átomo a otro, el átomo que lo cedía debería quedar con una carga positiva y el átomo que lo recibía debería quedar con una carga negativa. Al quedar los iones resultantes con cargas opuestas, se explicaba felizmente como se unían los átomos entre sí para formar los compuestos químicos. En el año 1914, Thomson en una nueva publicación propone la existencia no sólo de enlaces polares sino también de enlaces no polares. “Thomson pensaba que en los enlaces no polares había algo semejante a un tubo de fuerza (una fuerza atractiva) entre el electrón de un átomo A y el núcleo de un átomo B. Sin embargo, como el enlace debía ser no polar, no podía estar envuelto un solo electrón. Thomson escribió:

‘Cuando los átomos son eléctricamente neutros...para cada tubo de fuerza que sale de un átomo, otro debe venir a él, y así cada átomo que contiene  $n$  corpúsculos (electrones) debe ser el origen de  $n$  tubos que van a otros átomos y el receptáculo de  $n$  tubos que vienen de otros átomos’. Lo que Thomson estaba sugiriendo era que dos electrones están envueltos en un enlace no polar...idea bastante cercana al concepto moderno de enlace covalente.. proponiendo que los dos electrones deberían ser considerados como dos enlaces.. una primera propuesta equivocada.” [7].

Esta idea de Thomson, una vez que tuvo en sus manos una forma viable para explicar como se daba la unión entre los distintos elementos presentes en una molécula, fue sólo uno de los primeros intentos que se desarrollaron, donde estaban implicados los corpúsculos negativos que él había descubierto desde hacía diecisiete años.



## BIBLIOGRAFÍA (7)

- [1] THE MODERN DEVELOPMENT OF FARADAY'S CONCEPTION OF ELECTRICITY [1881] The Faraday Lecture, delivered before the Fellows of the Chemical Society in London on April 5, 1881  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Chem-History/Helmholtz-1881.html>
- [2] [http://eros.pquim.unam.mx/~moreno/Cap03\\_a.htm](http://eros.pquim.unam.mx/~moreno/Cap03_a.htm)
- [3] <http://www.sefm.es/revista/boletin6/Thompsom.html>
- [4] Of the "Electron," or Atom of Electricity, Philosophical Magazine, Series 5, Volume 38, p. 418-420. October 1894  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Chem-History/Stoney-1894.html>
- [5] [Cathode Rays](#). Philosophical Magazine, 44, 293 (1897). [facsimile from Stephen Wright, Classical Scientific Papers, Physics (Mills and Boon, 1964).]  
<http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/thomson1897.html>
- [6] Philosophical Magazine, Series 6, Volume 7, Number 39, March 1904, p. 237-265  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Chem-History/Thomson-Structure-Atom.html>
- [7] <http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Bonding/Covalent-Bond-Intro.html>

---

## 8. APORTES DE LA FÍSICA Y LA QUÍMICA EN EL SIGLO XX

Con el descubrimiento de Thomson del electrón o ese corpúsculo de carga negativa que era común a todos los átomos, se daba en forma experimental, el primer paso en la historia humana conocida, que proponía directamente que el átomo estaba constituido, a su vez, por otras partículas, mucho más pequeñas que el mismo átomo. Por primera vez había sido posible mirar dentro del átomo, cosa que no habían permitido hasta ese momento los métodos tradicionales de análisis químico. Si el átomo presentaba en su interior partículas con carga negativa, era evidente que también debería poseer partículas positivas para así equilibrar la carga en el átomo neutro. El hallazgo experimental de la probable existencia del electrón traía consigo retos mucho mayores, como era, a partir de allí, emprender la búsqueda de esas partículas positivas dentro del interior del átomo. No se tardó mucho tiempo en lograrlo porque sólo catorce años después, un físico británico reportaba el hallazgo en el átomo de una partícula central, muy pequeña, donde se acumulaba la carga positiva. La serie de investigadores que participaron tanto antes como después del encuentro del núcleo atómico, las teorías de todo tipo que impulsaban la investigación en el campo de la Física y de la Química, donde se estaban dando estos hechos, fueron demasiado variadas y multidisciplinarias. En consecuencia, tocaremos en esta obra muy pocos de los actores principales que allí se dieron cita. Para la primera mitad del siglo XX, mencionaremos la contribución de Gilbert Lewis, quién dio las bases para el tratamiento del enlace mediante el compartimiento de electrones. También se revisarán los conceptos de Irving Langmuir y Linus Pauling quienes mejoraron y refinaron las ideas de Lewis sobre el enlace químico. Para la segunda mitad del mismo siglo, se discutirá muy poco sobre las ideas para el tratamiento de los enlaces, átomos y moléculas con nuevos modelos como el de las distribuciones de densidad electrónica y el de los átomos en la molécula (AIM), comparándolos con el modelo de Lewis y el modelo del enlace de valencia., defendido este último por Linus Pauling. En cuanto al tratamiento experimental sobre la constitución del átomo y la conducta de los electrones sólo tocaremos las contribuciones de Rutherford y de Niels Bohr. Todo lo concerniente a las contribuciones realizadas en el campo de la teoría cuántica será obviado, sin tocarse



por tanto las contribuciones de Louis Victor de Broglie, Werner Karl Heisenberg y Erwin Schrödinger, los actores más conocidos en esa área en los primeros treinta años del siglo XX.

## 9. SE DESCUBRE EL NÚCLEO ATÓMICO

### 9.1. Contribución de Ernest Rutherford (1871-1937 d.C.)

#### Descubrimiento del núcleo atómico

Físico neozelandés. Obtuvo el premio Nóbel de Química en el año 1908 por sus investigaciones en la desintegración de los elementos y la química de las sustancias radiactivas. Descubrió que el átomo presentaba un núcleo, con un volumen mucho menor al del átomo, conteniendo sin embargo, la mayor parte de la masa atómica. Desarrolló un modelo sobre el átomo parecido al sistema solar, con el núcleo, como la parte central del átomo, rodeado por capas de electrones.

¿Cómo lo hizo? Analicemos lo que publicó en el mes de mayo del año 1911: “Es bien conocido el que las partículas  $\alpha$  y  $\beta$  sufren desviaciones de sus caminos rectilíneos al encontrarse con los átomos de la materia. Esta dispersión es mucho más notoria para las partículas  $\beta$  que para las  $\alpha$  derivados a la energía y el momento mucho más pequeños de la primera partícula. Al parecer no hay duda de que estas rápidas partículas pasan a través del átomo en su camino, y que las desviaciones observadas son debidas a un fuerte campo eléctrico al atravesar internamente el sistema atómico...” [1].

“...Las observaciones...de Geiger y Marsden sobre la dispersión de los rayos  $\alpha$  indican que algunas de las partículas  $\alpha$ , alrededor de 1 en 20.000, fueron desviadas a través de un ángulo promedio de 90 grados, al pasar a través de una capa de una lámina de oro de alrededor de 0,00004 cm de espesor...” [1].

---

“...Un simple cálculo muestra que el átomo debe tener un sitio con un alto campo eléctrico para producir una deflexión tan grande en un solo encuentro...” [1].

“Recientemente Sir J. J. Thomson ha propuesto una teoría para explicar la dispersión de las partículas electrificadas al pasar a través de un pequeño grosor de materia. Se supone que el átomo consiste de un número  $N$  de corpúsculos cargados negativamente, acompañados por una cantidad igual de electricidad positiva uniformemente distribuida a través de una esfera. La desviación de una partícula electrificada negativamente al pasar a través del átomo se puede atribuir a dos causas— (i) la repulsión de los corpúsculos distribuidos a través del átomo, y (ii) la atracción de la electricidad positiva en el átomo. Se supone que sea pequeña la desviación de la partícula al pasar a través del átomo...” [1].

“Al comparar la teoría subrayada en esta publicación con los resultados experimentales, se ha supuesto que el átomo consiste de una carga central supuestamente concentrada en un punto, y que las desviaciones grandes de las partículas  $\alpha$  y  $\beta$  se deben principalmente a su paso a través del fuerte campo central. El efecto de la compensación por cargas iguales y opuestas distribuidas uniformemente a través de la esfera ha sido desechada” [1].

“...Recuérdese que la masa, momento y energía cinética de la partícula  $\alpha$  son muy grandes comparadas con los correspondientes valores para el electrón en rápido movimiento, lo que no hace posible a partir de consideraciones dinámicas que una partícula  $\alpha$  pueda ser desviada en un ángulo grande por aproximarse cercanamente a un electrón...” [1].

“...Considerando la evidencia como un todo, lo más simple que cabe suponer es que el átomo contiene una carga central distribuida en un volumen muy pequeño...” [1].

“Los datos generales disponibles indican que para átomos diferentes el valor de esta carga central es aproximadamente proporcional a sus pesos atómicos...” [1].



“...Es de interés notar que Nagaoka ha considerado matemáticamente las propiedades de un átomo saturnino el cual supone que consiste de una masa central atrayente rodeada por anillos de electrones que rotan...” [1].

“Las deducciones de la teoría considerada hasta aquí son independientes del signo de la carga central, y hasta aquí no ha sido posible obtener evidencia definitiva para determinar si la carga es positiva o negativa...” [1].

## 9.2. Contribución de Niels Henrik David Bohr (1885-1962 d.C.)

**El electrón sólo puede moverse dentro del átomo a distancias totalmente determinadas y a radios fijos con respecto al núcleo y absorbe o libera energía cuando se mueve entre éstas**

Físico danés. Obtuvo el Premio Nóbel en Física en 1922, por ayudar a explicar el espectro del átomo de hidrógeno. Quizás una de las mentes más brillantes de la historia humana. En el momento en que Bohr realizaba sus estudios la discusión se centraba en: ¿Cómo estaba constituido el átomo? ¿Cómo lograban los electrones y el núcleo dentro de ese átomo, permanecer en un equilibrio estable y no colisionar con su consecuente desaparición? Era obvio, de acuerdo a las teorías de la física clásica que si cargas opuestas se encontraban juntas, serían atraídas y, en el caso de los electrones como cargas negativas y el núcleo positivo dentro de un espacio tan pequeño como el que correspondía al átomo, esas cargas diferentes colisionarían. El electrón, si giraba alrededor del núcleo iría perdiendo cada vez más energía, acercándose gradualmente al núcleo hasta que terminaría por estrellarse en la superficie del núcleo. Aparte, los intentos que se habían hecho por explicar la existencia de los espectros de líneas, en base a la mecánica clásica, no habían funcionado. Ante estas contradicciones, Bohr, con lo que se acababa de descubrir sobre el átomo, que no era indivisible, que estaba integrado por un núcleo masivo central positivo al cual orbitaban unos corpúsculos con carga negativa, combinó esos hechos experimentales con la teoría cuántica de Planck, llegando a conclusiones que lo llevaron a postular que los electrones se movían en orbitas fijas, a distancias determinadas con respecto al

---

núcleo, con una energía determinada y específica para cada nivel. De esta forma los electrones no podrían estar a cualquier distancia del núcleo sino sólo a distancias únicas y determinadas por la constante de Planck y con energías únicas y específicas, siendo estas orbitas específicas las permitidas para que allí se encontrara el electrón. Se estaba postulando por vez primera, que en un átomo, un electrón tiene ciertos estados definidos de movimiento que le son permitidos. En estos estados, al moverse el electrón no irradia energía y así no cae en espiral para estrellarse en el núcleo. Esto se convertía en un paso más para explicar el comportamiento de los electrones dentro del átomo y de paso servía para explicar cualitativa y cuantitativamente el por qué de la aparición de determinadas líneas en los espectros. También postuló que cuando un electrón pasa de una orbita a otra absorberá o emitirá energía en igual cantidad a la diferencia de energía entre las órbitas. Así cuando pasa de una orbita a otra más externa, absorbería energía y cuando pasara a una orbita más interna, más cerca del núcleo y por tanto más estable, liberaría energía. La diferencia del modelo atómico de Bohr con el de Rutherford fue que el primero impuso radios fijos a las órbitas circulares de los electrones alrededor del núcleo en su modelo atómico semejante a un sistema planetario, cosa que Rutherford no hizo. Aparte, Bohr mejoró su modelo agregando que los electrones al pasar de una órbita fija a la otra, emitían o absorbían energía, hechos que el modelo de Rutherford no explicaba.

*“En 1911, Bohr finalizó su trabajo doctoral sobre la teoría del electrón en los metales. Hizo sus estudios posdoctorales en 1912 y 1913 en Inglaterra, primero en Cambridge bajo la dirección de Thomson (descubridor del electrón), luego en Manchester, en el laboratorio de Rutherford, quien, justamente, acababa de descubrir el núcleo atómico. El propósito de Bohr era unificar los nuevos descubrimientos en una teoría, que permitiera la predicción de los espectros atómicos para átomos con un electrón” [2].*

“En 1911 estuvo en Cambridge, donde aprovechó para continuar con el trabajo experimental que se venía realizando en el laboratorio de Cavendish bajo la dirección de J. J. Thomson, al mismo tiempo que continuaba con sus propios estudios teóricos.



En 1912, trabajó en Manchester, en el laboratorio del profesor Rutherford, donde justamente en esos años prevalecía una vida científica profundamente intensa y activa como consecuencia de que esos investigadores inquirían dentro del fenómeno radiactivo. Habiendo llevado a cabo una parte del trabajo teórico sobre la absorción de los rayos  $\alpha$  el cual había sido publicado en 1913 en el Philosophical Magazine, Bohr pasó al estudio de la estructura de los átomos basándose en el descubrimiento del núcleo atómico de Rutherford. Introduciendo conceptos tomados de la teoría cuántica formulada por Planck, la cual, gradualmente, había venido ocupando un lugar prominente en la ciencia de la física teórica, Bohr logró un modelo satisfactorio de la estructura atómica...” [3].

A continuación se revisarán las ideas que Bohr publicó en el año 1913: “Para explicar los resultados de los experimentos de la dispersión de los rayos  $\alpha$  por la materia el Profesor Rutherford ha dado una teoría de la estructura de los átomos. De acuerdo a esta teoría, los átomos consisten de un núcleo cargado positivamente rodeado por un sistema de electrones que se mantienen juntos por las fuerzas atractivas desde el núcleo; la carga total negativa de los electrones es igual a la carga positiva del núcleo. Adicionalmente, se asume que en el núcleo está la mayor parte de la masa del átomo, y que tenga dimensiones lineales excesivamente pequeñas si lo comparamos con las dimensiones lineales del átomo entero. El número de electrones en un átomo se deduce que es aproximadamente igual a la mitad del peso atómico. Se le atribuye gran interés a este modelo atómico; porque, como Rutherford ha mostrado, la suposición de la existencia del núcleo... parece ser necesaria para responder por los resultados de los experimentos sobre los grandes ángulos de dispersión de los rayos  $\alpha$ ” [4].

“En un intento por explicar algunas de las propiedades de la materia sobre la base de este modelo atómico, nos encontramos sin embargo, con dificultades de seria naturaleza que surgen de la aparente inestabilidad del sistema de electrones...” [4].



---

“La manera de considerar un problema de esta clase ha, sin embargo, sufrido alteraciones esenciales en años recientes derivado al desarrollo de la teoría de la energía de radiación, y de la afirmación directa de las nuevas suposiciones introducidas en esta teoría, encontrada por experimentos de naturaleza muy diferente tales como los calores específicos, efecto fotoeléctrico, Röntgen. El resultado de la discusión de estas preguntas parece ser un reconocimiento general de lo inadecuado de la electrodinámica clásica en describir la conducta de los sistemas de tamaño atómico. Cualquiera que pueda ser la alteración en las leyes del movimiento de los electrones, parece necesario introducir en las leyes en cuestión una cantidad ajena a la electrodinámica clásica, por ejemplo, la constante de Planck, o como frecuentemente se le llama el cuanto elemental de acción. Con la introducción de esta cantidad el problema de la configuración estable de los electrones en el átomo cambia esencialmente a medida que esta constante se hace de tal magnitud y dimensiones que junto con la masa y la carga de las partículas, puede determinar en qué orden de magnitud puede hacerlo” [4].

“Esta publicación es un intento por demostrar que la aplicación de las ideas anteriores al modelo atómico de Rutherford da una base para una teoría de la constitución de los átomos...” [4].

“Lo inadecuado de la electrodinámica clásica en responder por las propiedades de los átomos partiendo de un modelo como el de Rutherford, parecerá clara si consideramos un sistema simple consistente de un núcleo cargado positivamente de dimensiones muy pequeñas y un electrón que describe orbitas cerradas alrededor de este. Por simplicidad, asumiremos que la masa del electrón es despreciablemente pequeña en comparación con la del núcleo, y además, que la velocidad del electrón es pequeña comparada con la de la luz” [4].

“Primero asumamos que no hay energía de radiación. En este caso el electrón describirá órbitas elípticas estacionarias...” [4]. Finalmente propuso que las órbitas de los electrones alrededor del núcleo eran circulares, convirtiéndose esto en un error en su teoría.



### **9.3. Algunos comentarios antes de hacer referencia a la contribución de G. N. Lewis**

Hasta ese momento y de acuerdo a los aportes que la Física hacía, para diferenciar un elemento de otro, se había encontrado que el responsable primario era el contenido de protones en su núcleo. Todos los átomos de un mismo elemento tenían exactamente el mismo número de protones en su núcleo. Estos protones con carga eléctrica positiva debían ser contrabalanceados por el mismo número de cargas negativas o electrones que lo circundaran dentro del átomo. Si los electrones se disponían en capas concéntricas alrededor del núcleo y en cada capa de estas no debía presentarse más de un número determinado de electrones traía consigo consecuencias casi inesperadas. El descubrimiento de que cada elemento de la Tabla Periódica tenía igual cantidad de electrones que de protones ayudaba a ubicar cada elemento en una posición definida y, en un principio, los elementos podían reunirse en grupos o columnas que coincidían con lo postulado por Mendeleev de acuerdo a su peso atómico o masa atómica. Esta coincidencia dependía del número de electrones que contuviese en su última capa electrónica la cual vino posteriormente a considerarse como la responsable por el número de enlaces que ese elemento podría formar con otros elementos de la tabla periódica, incluyendo a ese mismo elemento. Esto se traducía en que elementos diferentes o átomos pertenecientes a elementos diferentes podrían comportarse de manera muy parecida. De esta forma elementos como el litio, el sodio, el potasio, el rubidio y el cesio, todos ellos con un electrón en su última capa, todos y cada uno forman un solo enlace con otros elementos aparte de presentar un comportamiento químico similar. En esta parte sería donde Lewis haría sus mejores propuestas.

### **9.4. Contribución de Gilbert Newton Lewis (1875-1946 d.C.)**

#### **Participación de los electrones en el enlace**

Químico estadounidense. Desde el año 1902, con apenas cinco años de haber sido descubierto el electrón, Lewis le comunicaba a sus alumnos, en sus clases de química general, que el átomo estaba construido por una serie concéntrica de cubos,

---

con electrones en cada una de sus esquinas. Aquellos electrones situados en el mismo cubo deberían encontrarse aproximadamente a la misma distancia del núcleo. Cada cubo tendría un número específico de electrones. Que eran los electrones del último cubo los que estaban implicados en la formación de enlaces entre los átomos que constituían un compuesto. Apenas empezando el siglo veinte era una propuesta bastante novedosa y, lo más interesante del caso fue que los hechos experimentales que se sucedieron en los años siguientes indicarían que Lewis no estaba tan alejado de la realidad puesto que si sus cubos se equiparaban a niveles de energía, los conceptos emitidos serían acertados [5].

Siguiendo esta propuesta, en los mismos comienzos del año 1916, Lewis envía una publicación donde muestra la comprensión que ya se ha alcanzado en el área química sobre la estructura interna de los compuestos químicos y la forma como se comportan los electrones tanto en las sustancias polares como en las no polares. Es de tanta importancia lo que aquí expuso Lewis, que al igual como se hizo con la publicación de Cannizzaro, se divide la misma en varios apartados para facilitar el estudio de su contenido:

1) “En una separata titulada ‘Valencia y Tautomerismo’ (1913) aproveché la ocasión para señalar la gran importancia de sustituir la clasificación convencional de las sustancias químicas, como orgánicas o inorgánicas, por la clasificación más general que distingue entre sustancias polares y no polares. Las dos clasificaciones coinciden toscamente, puesto que la mayoría de sustancias inorgánicas son polares, mientras que la mayoría de las sustancias orgánicas pertenecen a la clase no polar...” [6].

2) “...Thomson escribió en 1914 una separata extremadamente interesante sobre las ‘Fuerzas entre los Átomos y la Afinidad Química’ en la cual llega a conclusiones en completo acuerdo con las mías, y discute con considerable detalle las teorías de la estructura atómica y molecular las cuales lo conducen a esas conclusiones” [6].

3) “...Aún antes de realizar cualquier hipótesis más especial podemos asumir con toda seguridad que la diferencia esencial entre las moléculas polares y no polares es que, en las primeras, uno o más electrones se sostienen con fuerzas suficientemente



débiles de manera tal que puedan ser separados de la posición donde se encuentran en los átomos, y en un caso extremo pasan juntos a otros átomos, produciéndose así en la molécula un bipolo o multipolo de alto momento eléctrico. Así en una molécula polar extrema, tal como el cloruro de sodio, es probable que por lo menos en la gran mayoría de moléculas el átomo de cloro haya adquirido una unidad de carga negativa y el átomo de sodio una unidad de carga positiva, y que el proceso de ionización consista sólo en una ulterior separación de estas partes cargadas” [6].

4) “Si entonces consideramos la molécula no polar como una en la cual los electrones pertenecientes al átomo individual son sostenidos con tal fuerza que no se mueven de sus posiciones normales, mientras que en la molécula polar los electrones, siendo más móviles, lo hacen en tal forma como para que la molécula se separe en partes positivas y negativas, luego todas las propiedades que diferencian a estos dos tipos de compuestos llegan a ser necesariamente consecuencias de esta suposición...” [6].

5) “Los compuestos polares con sus parte móviles caen fácilmente en estas combinaciones las cuales representan los muy pocos estados estables, mientras que las moléculas no polares, en las cuales las partes son sostenidas por fuerzas más firmes, son inertes y no reactivas, y pueden así lograr construcciones como las numerosas y complicadas estructuras de la química orgánica. Muchos compuestos orgánicos, especialmente aquellos que contienen elementos como el oxígeno y el nitrógeno, y aquellos que se les llama insaturados, muestran al menos en una parte de la molécula un decidido carácter polar, en tales casos tenemos el fenómeno del tautomerismo, donde dos o más formas de la molécula pasan rápidamente de una forma a la otra y existen juntas en una condición de equilibrio móvil...” [6].

6) “Hace uno años atrás, para explicar el notable hecho el cual ha llegado a ser conocido como la ley de Abbe de la valencia y la contravalencia, y de acuerdo al cual la diferencia total entre el máximo de valencias positivas y negativas o números polares de un elemento es frecuentemente ocho y en ningún caso más que ocho, diseñé lo que puede llamarse la teoría del átomo cúbico...” [6].

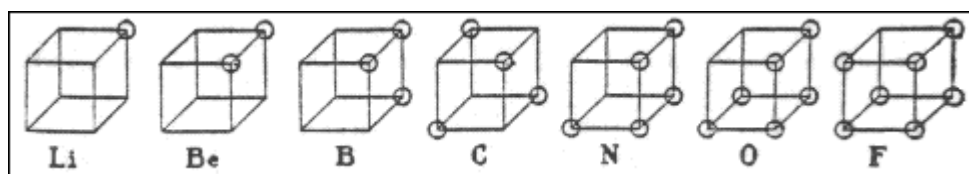


Figura 1

7a) “Los dibujos de la estructura atómica los cuales son reproducidos en la Fig. 1, y en el cual los círculos representan los electrones de la capa más externa en un átomo neutro, fueron diseñados para explicar un número de importantes leyes de la conducta química con la ayuda de los siguientes postulados:

7a.i) En cada átomo hay un kernel esencial el cual permanece inalterado en todos los cambios químicos ordinarios que posee un exceso de cargas positivas que corresponden en número al número ordinal del grupo de la tabla periódica al cual pertenece el elemento.

7a.ii) El átomo está compuesto del kernel y una capa externa, la cual en el caso de los átomos neutros, contiene los electrones negativos en una cantidad igual al exceso de cargas positivas del kernel, pero el número de electrones en la capa externa puede variar entre 0 y 8 durante el cambio químico.

7<sup>a</sup>.iii) El átomo tiende a tener un número par de electrones en la capa externa,, y esencialmente a tener ocho electrones los cuales están normalmente arreglados simétricamente en las ocho esquinas de un cubo.

7<sup>a</sup>.iv) Dos capas atómicas son mutuamente interpenetrables.

7<sup>a</sup>.v) Los electrones pueden ordinariamente pasar con facilidad de una posición a otra en la capa más externa. Sin embargo, son mantenidos en su posición por una fuerza más o menos rígida, y éstas posiciones y la magnitud de las fuerzas son determinadas por la naturaleza del átomo y la de otros átomos que puedan combinarse con este” [6].

7b) “El primer postulado trata con las dos partes del átomo que corresponden toscamente con los anillos externos e internos del átomo de Thomson. Siendo el kernel la parte del átomo que se mantiene inalterada en los cambios químicos ordinarios, es de la importancia suficiente como para merecer un símbolo separado. Propongo que se use el símbolo común del elemento para representar el kernel, impreso en un tipo



diferente. Así Li representará el kernel del litio. Tiene una sola carga positiva y es equivalente al ion litio puro  $\text{Li}^+$ . El Be tiene dos cargas positivas, el C cuatro, el N cinco, el O seis y el F siete” [6].

7c) “ Podemos esperar que el próximo elemento en la serie, el neon, tenga un kernel atómico con ocho cargas positivas y una capa más externa consistente de ocho electrones. En un cierto sentido este es sin duda el caso. Sin embargo, como ha sido establecido en el postulado 7iii, un grupo de ocho electrones en la capa es extremadamente estable, y esta estabilidad es mayor cuanto menor sea la diferencia en carga entre el núcleo y este grupo de ocho electrones. Así en el ion fluoruro el kernel tiene una carga de +7, y la carga negativa del grupo de ocho electrones sólo lo excede por una unidad. De hecho en los compuestos del fluor con todos los otros elementos, al fluor se le asigna el número polar  $-1$ . En el caso del oxígeno, donde el grupo de ocho electrones tiene un exceso de dos unidades con respecto al kernel, se considera que el número polar en casi cada compuesto, sea  $-2$ ” [6].

7d) “Luego tenemos como kernels con una sola carga positiva H, Li, Na, K, Rb, Cs; con dos cargas positivas Be, Mg, Ca, Sr, Ba; con tres cargas B, Al, Sc; con cuatro cargas C, Si; con cinco cargas N, P, As, Sb, Bi; con seis cargas O, S, Se, Te y un grupo de isótopos radiactivos; con siete cargas F, Cl, Br, I; y con cero carga He, Ne, Ar, Kr, Xe y Nt. El resto de los elementos forman una clase en la cual el kernel atómico no es probablemente determinado de forma única e invariable durante el cambio químico. Esta es una de las fallas en la presente teoría” [6].

8) “Según los postulados 7ii y 7iv...la reducción significa un aumento y la oxidación un disminución en el número de electrones de la capa más externa del átomo de un elemento. Así para ilustrar... en los cloruros el cloro tiene ocho electrones en la capa más externa, seis en hipocloritos, cuatro en cloritos, dos en cloratos y ninguno en percloratos” [6].

9) “...Postulado 7iv. Así un electrón puede formar parte de la capa de dos átomos diferentes y no se puede decir que pertenezca a cualquiera de ellos exclusivamente...” [6].

---

10) Más adelante cuestiona las ideas de Bohr y apoya el tratamiento del electrón no sólo como una carga eléctrica sino también como un magneto pequeño.

11) Luego, trata al hidrógeno y al helio como si tuviesen la posibilidad de poseer una capa electrónica única con un máximo de dos electrones.

12) "...Con la idea original de Helmholtz, la cual ha sido usada por algunos autores con el nombre de teoría electrónica de valencia, y de acuerdo a la cual un electrón puede pasar o no pasar completamente de un átomo a otro, es posible dar una explicación muy satisfactoria en compuestos definitivamente polares, pero el método llega a hacerse cada vez menos satisfactorio en la medida en que nos aproximamos al tipo no polar. ..." [6].

13) "Consideremos primero los compuestos muy polares. Aquí encontramos elementos con pocos electrones en sus capas tendiendo a dar estos electrones y formando iones positivos, y los elementos que ya poseen un número de electrones tienden a incrementar este número para formar el grupo de ocho. Así el  $\text{Na}^+$  y el  $\text{Ca}^{++}$  son kernels sin una capa, mientras que los iones cloruro, sulfuro y nitruro...pueden representarse pueden representarse por un átomo que tiene una capa con ocho electrones..." [6].

14) Luego trata los halógenos como casos cuya estructura característica y predominante es aquella donde el electrón de un segundo átomo cae en la capa electrónica de un primer átomo, satisfaciendo así el que cada uno de esos átomos tenga ocho electrones en sus capas externas [6].

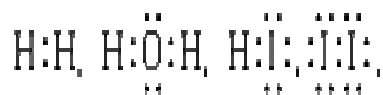
15) "Para expresar en símbolos la idea de la unión química sugeriría el uso de..dos puntos ... para representar los dos electrones que actúan como el nexo de conexión entre los dos átomos. Así podemos escribir el  $\text{Cl}_2$  como  $\text{Cl} : \text{Cl}$ " [6].

16) "Habrán notado que, puesto que en la fila hidrógeno-helio tenemos la regla de dos (electrones) en lugar de la regla de ocho, la inserción de un electrón (al que ya esta contenido) en la capa del hidrógeno, es enteramente análogo a completar (los ocho) en el caso de los halógenos..." [6].

17) "Podemos avanzar más y dar una fórmula completa para cada compuesto usando el símbolo del kernel en lugar de los símbolos atómicos ordinarios, adjuntándole



a cada símbolo un número de puntos que correspondan al número de electrones en la capa atómica. Así podemos escribir:



18) Luego trata como aumenta la acidez de los ácidos carboxílicos al sustituir átomos de hidrógeno por átomos de cloro [6].

19) Después agrega: “Este breve resumen de la teoría de la estructura atómica y molecular podría ser extendido casi indefinidamente al ilustrar sus aplicaciones a numerosos tipos de compuestos, pero creo que es suficiente con lo dicho para mostrar como, a través de simples hipótesis, podemos explicar los más diversos tipos de uniones químicas y como podemos construir modelos que ilustren la transición continua entre las sustancias más polares y las más no polares...” [6].

H•	Las Estructuras de Puntos de Lewis						He••
Li•	Be••	•B•	•C•	•N••	•O••	•F••	•Ne••

## 9.5. Contribución de Irving Langmuir (1881-1957 d.C.)

### Creación del concepto: Enlace Covalente

Químico estadounidense. Obtuvo el Premio Nóbel en 1932 por sus descubrimientos e investigaciones en química de superficies. “En química su interés en los mecanismos de reacción lo llevaron a estudiar la estructura y la valencia, contribuyendo con el desarrollo de la teoría de Lewis sobre los electrones compartidos” [7].

En las publicaciones de Langmuir, se refleja que va un paso más allá de donde había llegado Lewis, en cuanto al concepto sobre el enlace químico, con un manejo



---

mucho más completo sobre la conducta y propiedades de los electrones. Esto se puede observar en su primera comunicación del año 1919: “En una publicación que pronto saldrá... doy una nueva teoría de la estructura de los átomos y de las moléculas basado en datos químicos. Esta teoría asume un átomo del tipo de Rutherford, y es esencialmente una extensión de la teoría de Lewis del átomo cúbico y puede ser concisamente establecida en términos de los siguientes postulados.

i. Los electrones en los átomos están estacionarios o rotando, girando u oscilando alrededor de posiciones definidas en el átomo. Los electrones en los átomos más estables, por ejemplo en los gases inertes, tienen posiciones simétricas con respecto a un plano llamado plano ecuatorial, que pasa a través del núcleo y por el centro del átomo. No se encuentran electrones en el plano ecuatorial... [8].

ii. Los electrones en un átomo dado están distribuidos a través de una serie de capas esféricas concéntricas (cercanamente), todas de igual grosor. Así el radio medio de las capas forma una serie aritmética 1, 2, 3, 4, y las áreas efectivas están en las razones  $1:2^2:3^2:4^2$  [8].

iii. Cada capa se divide en espacios celulares o celdas que ocupan iguales áreas en sus respectivas capas y distribuidas sobre la superficie de las capas de acuerdo a la simetría requerida por el postulado (i). La primera capa debe contener dos celdas, la segunda 8, la tercera 18 y la cuarta 32 [8].

iv. Cada una de las celdas en la primera capa puede contener solo un electrón, pero cada una de las otras celdas puede contener uno o dos. Todas las capas internas deben estar llenas de electrones antes que una capa externa pueda contener algún (electrón). Ninguna celda de la capa externa puede contener dos electrones hasta tanto todas las otras celdas en la misma capa contengan al menos uno (electrón) [8].

...

vi. Establece que el arreglo más estable corresponde al átomo de helio donde se ha completado un par de electrones.

vii. El próximo arreglo de electrones más estable es el octeto; esto es, un grupo de ocho electrones como aquella en la segunda capa del átomo de neon. Cualquier átomo



con un número atómico menor que veinte, y que tenga más de tres electrones en su capa más externa tenderá a tomar suficientes electrones para completar su octeto [8].

viii. Dos octetos pueden tener uno, dos, o algunas veces tres pares de electrones en común. Un octeto puede compartir uno, dos tres o cuatro pares de electrones con uno, dos, tres, de otros cuatro octetos. Uno o más pares de electrones en un octeto puede ser compartido con el correspondiente número de núcleos de hidrógeno. Ningún electrón puede ser compartido por más de dos octetos [8].

“Los gases inertes son aquellos que tienen átomos en los cuales todas las celdas en la capa más externa tienen iguales números de electrones. Así de acuerdo a los primeros cuatro postulados los números atómicos de los gases inertes deberían ser 2, 10, 18, 36, 54 y 86 de acuerdo con los hechos” [8].

“Todos los átomos con un número atómico mayor que el del helio, tienen en su primera capa un par de electrones cercano al núcleo...” [8].

“Esta teoría de la estructura atómica explica en una forma satisfactoria la mayoría de las propiedades periódicas de todos los elementos incluyendo aquellos del grupo ocho y el de las tierras raras. Conduce por sí misma, especialmente bien, a la explicación de las llamadas propiedades físicas, tales como puntos de ebullición, puntos de congelación, conductividad eléctrica, etc...” [8].

“Los postulados vi, vii y viii conducen directamente a una nueva teoría de valencia a la cual podemos llamar la Teoría del Octeto. Esta teoría se puede establecer en los términos de la ecuación  $e = 8n - 2p$

Donde  $e$  es el número total de electrones disponibles en las capas de todos los átomos en una molécula;  $n$  es el número de octetos que forman las capas externas de los átomos y  $p$  es el número de pares de electrones compartidos en común por los octetos (Postulado viii). Si permitimos que  $E$  sea el número de electrones en la capa de un átomo donde  $e = \sum(E)$ . El valor de  $E$  para un átomo dado, al menos en el caso de los primeros veinte elementos, corresponde al número ordinal de su grupo en la tabla periódica. Así tenemos los siguientes valores de  $E$ : uno para el hidrógeno, litio, sodio, etc., dos para el magnesio, tres para el boro, aluminio, etc.; cuatro para el carbono y el

---

silicio, cinco para el nitrógeno y el fósforo, seis para el oxígeno y el azufre, siete para los halógenos y cero para los gases inertes” [8].

“ La ecuación anterior expresa el hecho de que cada par de electrones tenido en común entre dos octetos resulta en disminuir en dos el número total de electrones necesarios para formar las capas de los átomos en las moléculas. Esto también expresa implícitamente el hecho de que todos los electrones en las capas de los átomos que forman una molécula forman parte de uno o dos de los octetos en la molécula” [8].

“Parece que esta simple ecuación es una declaración prácticamente completa de una teoría de valencia que aplica con muy pocas excepciones a todos los compuestos formados por los primeros veinte elementos. Con algunas modificaciones aplica también a la mayoría de los compuestos de los otros elementos. En el caso de los compuestos orgánicos se encuentra que cada par de electrones mantenido en común entre los átomos corresponde exactamente al enlace de valencia usado en la teoría ordinaria de valencia. Es por esto que se propone definir valencia como el número de pares de electrones que un átomo dado comparte con otros. En vista del conocido hecho de que la valencia es usada muy frecuentemente para expresar cosas muy diferentes, se recomienda que para denotar la valencia como está definida antes sea usada la palabra covalencia” [8].

“La ecuación antes citada expresa el hecho de que el número de enlaces covalentes en una molécula debe estar relacionado al número de electrones disponibles en la molécula” [8].

Ya a partir de este momento la palabra covalencia se fue haciendo de uso común y con ella la expresión “enlace covalente”

## **9.6. Contribución de Linus Carl Pauling (1901-1994 d.C.)**

### **Introducción del concepto de orbitales atómicos híbridos**

Químico estadounidense. Recibió el Premio Nóbel de Química en 1954 (estudio de las proteínas) y el de la Paz en 1962. La importancia de Pauling en la química del siglo XX ha sido determinante ya que afinó y mejoró el concepto de Lewis sobre la formación



del enlace por pares de electrones en los compuestos covalentes. Ayudó a interpretar los resultados de la mecánica cuántica en cuanto a su aplicación a la química para explicar por qué se forma un enlace. Introdujo el concepto de orbitales atómicos híbridos para así explicar la equivalencia entre los cuatro enlaces del carbono. Pocos han contribuido en forma tan determinante para ayudar a entender la naturaleza del enlace químico.

“Desde 1919 su interés se dirigió al campo de la estructura molecular y la naturaleza del enlace químico, inspirado por publicaciones de Irving Langmuir (1881-1957 d.C.), sobre la aplicación de la teoría de Lewis al compartimiento de pares de electrones entre los átomos de muchas sustancias... En 1922, con el profesor Dickinson, comenzó a determinar experimentalmente las estructuras de algunos cristales, y también arrancó con el trabajo teórico sobre la naturaleza del enlace químico” [9].

“Los temas tratados en las publicaciones de Pauling reflejan su gran versatilidad científica: Más de 1000 publicaciones entre artículos y libros tanto sólo como con otros autores, en los campos de la determinación experimental de la estructura de cristales por difracción de rayos X y la interpretación de estas estructuras en términos de radio y otras propiedades de los átomos; la aplicación de la mecánica cuántica a problemas físicos y químicos, incluyendo constantes dieléctricas, dobletes de rayos X, distribución del momento de los electrones en los átomos, movimiento rotacional de las moléculas en los cristales, fuerzas de van der Waals, etc.; la estructura de compuestos metálicos e intermetálicos, la teoría del ferromagnetismo; la naturaleza del enlace químico, incluyendo el fenómeno de resonancia en química; la determinación experimental de la estructura de moléculas gaseosas por difracción de electrones; la estructura de proteínas; la estructura de los anticuerpos y la naturaleza de las reacciones serológicas; la estructura y propiedades de la hemoglobina y sustancias relacionadas; moléculas anormales de hemoglobina en relación a las anemias hemolíticas hereditarias; la teoría molecular de la anestesia general; un instrumento para determinar la presión parcial del oxígeno en un gas; y otros temas” [9].

---

“De las siete décadas de su carrera científica, el interés de la investigación de Pauling fue de muy amplio rango. Hizo descubrimientos importantes en muchos campos diferentes de la química-física, estructural, analítica, inorgánica y química orgánica, así como en bioquímica. Usó la física teórica, notablemente la teoría cuántica y la mecánica cuántica, en sus investigaciones de la estructura atómica y molecular y el enlace químico. Se aventuró en la metalurgia y la mineralogía a través del estudio de las estructuras atómicas y el enlazamiento de los metales y minerales y, con sus colegas, publicó las estructuras de cientos de sustancias inorgánicas, incluyendo el topacio y la mica. En la medicina teórica y en la aplicada hizo importantes descubrimientos tanto en enfermedades genéticas, como en hematología, inmunología, función del cerebro y psiquiatría, evolución molecular, terapia nutricional, diagnósticos tecnológicos, epidemiología estadística y biomedicina” [10].

“Fue uno de los pioneros en la aplicación de los principios de la mecánica cuántica y la difracción con rayos X a la estructura de las moléculas lo que le permitió calcular las distancias interatómicas y los ángulos entre los distintos enlaces químicos, analizando la influencia de los efectos magnéticos y térmicos en la formación de los compuestos, y relacionando esos parámetros experimentales con las características estructurales y la interacción entre las moléculas. Para explicar la equivalencia de los cuatro enlaces alrededor del átomo de carbono, introdujo el concepto de los orbitales híbridos, en los cuales los electrones orbitales son propulsados desde sus posiciones originales por la repulsión mutua electrostática. Reconoció la presencia de orbitales híbridos en la coordinación de iones o de grupos de iones en una disposición geométrica definida sobre un ion central. Su teoría de la valencia (positiva y negativa) dirigida, es decir, la capacidad de un átomo para combinarse con otros átomos, fue una consecuencia lógica de sus tempranas investigaciones, al igual que el carácter iónico parcial de los enlaces covalentes (átomos que compartían electrones). Su concepto empírico de electronegatividad como energía de atracción de los electrones en un enlace covalente, resultó útil en la clarificación posterior de estos problemas. Introdujo la noción de híbridos de resonancia según la cual la estructura verdadera de una molécula se concibe como un estado intermedio o de transición entre dos o más estructuras. Las



ideas sobre el enlace químico fueron desarrolladas en una serie de artículos publicados en sus inicios como investigador y recogidas en su libro inmortal La naturaleza del enlace químico y la estructura de las moléculas y cristales (1939), fruto de un conjunto de conferencias que impartió en 1937 y 1938, ejerciendo esta obra una considerable influencia durante todo el siglo XX” [11].

Revisemos a continuación su publicación del año 1931 sobre “La naturaleza del enlace químico”, uno de los artículos más importantes e influyentes sobre el enlace químico por la claridad y facilidad con la cual expone ese tema: “Durante los últimos cuatro años el problema de la naturaleza del enlace químico ha sido atacado por los físicos teóricos, especialmente Heitler y London, aplicando la mecánica cuántica. Este trabajo ha conducido a un cálculo teórico aproximado de la energía de formación y de otras propiedades de moléculas muy simples, tales como el  $H_2$ , y también ha dado una justificación formal de las reglas establecidas en 1916 por G. N. Lewis para su enlace por par electrónico. En la siguiente publicación se mostrará que de las ecuaciones de la mecánica cuántica, se pueden obtener muchos más resultados de significación en química permitiendo la formulación de una extensa y poderosa serie de reglas para complementar las de Lewis sobre el enlace por par electrónico. Estas reglas proveen información con respecto a las fuerzas relativas de los enlaces formados por diferentes átomos, los ángulos entre los enlaces, la rotación libre o la pérdida de rotación libre alrededor de los ejes de enlace, la relación entre los números cuánticos de electrones enlazantes y el número y arreglo espacial de los enlaces, etc...” [12].

“El enlace por pares de electrones

La interacción de átomos simples.- La discusión de la ecuación de onda para la molécula de hidrógeno por Heitler y London, Sugiura y Wang, mostraron que dos átomos de hidrógeno normales pueden interactuar en cualquiera de dos vías, una de las cuales da lugar a la repulsión sin formación de la molécula, la otra a la atracción y a la formación de una molécula estable. Estos dos modos de interacción resultan de la identidad de los dos electrones. El fenómeno de resonancia característico de la mecánica cuántica, el cual produce el enlace estable en la molécula de hidrógeno,

---

siempre ocurre con dos electrones, aún cuando sean diferentes los núcleos que ellos estén uniendo, la energía del sistema no perturbado con un electrón sobre un núcleo y el otro sobre el otro núcleo es la misma que con los electrones intercambiados. De aquí que podamos esperar el encuentro de enlaces por pares de electrones apareciendo frecuentemente” [12].

“Pero no conduce siempre a la formación de moléculas la interacción de átomos con más de un electrón. Un átomo de helio normal y un átomo de hidrógeno normal interactúan solamente en una forma, dando repulsiones únicamente, y dos átomos de helio normal se repelen uno a otro excepto a grandes distancias, donde existe muy poca atracción. Dos átomos de litio, por otra parte, pueden interactuar de dos formas, originando un potencial repulsivo y uno atractivo, correspondiendo el último a la formación de una molécula estable. En estos casos se ve que sólo cuando cada uno de los dos átomos poseen inicialmente un electrón desapareado se forma una molécula estable. La conclusión general de que se forma un enlace por par de electrones resulta de la interacción de un electrón desapareado de cada uno de los dos átomos ha sido obtenida formalmente por Heitler y London, usando ciertas suposiciones considerando los signos de las integrales que ocurren en la teoría. La energía de enlace es en buena medida la resonancia o el intercambio de energía de dos electrones. Esta energía depende principalmente de fuerzas electrostáticas entre los electrones y el núcleo, y no es debida a interacciones magnéticas, aunque los espines de los electrones determinan cuando se presentarán potenciales atractivos o repulsivos o ambos” [12].

“Propiedades del enlace por par de electrones.- De la discusión anterior inferimos las siguientes propiedades para el enlace por par de electrones.

- i. El enlace a través de un par de electrones se forma por la interacción de un electrón desapareado por cada uno de los dos átomos.
- ii. Cuando el enlace se forma los espines de los electrones se oponen, de manera tal que ellos no pueden contribuir a la susceptibilidad paramagnética de la sustancia.
- iii. Los electrones que forman un par compartido no pueden tomar parte en la formación de pares adicionales.



Además postulamos las tres reglas siguientes, que se justifican por consideraciones cualitativas de los factores que influyen las energías de enlace...

iv. Los términos de resonancia principal para un enlace simple por par electrónico son aquellos que envuelven sólo una eigenfunción (función de onda) de cada átomo.

v. De las dos eigenfunciones con la misma dependencia de  $r$ , aquella con el valor mayor en la dirección del enlace dará lugar al enlace más fuerte, y para una eigenfunción dada el enlace tenderá a formarse en la dirección con el valor mayor para la eigenfunción.

vi. De dos eigenfunciones con la misma dependencia de  $\theta$  y  $\varphi$ , aquella con el menor valor promedio de  $r$ , esto es, aquella que corresponda al nivel de energía más bajo para el átomo, dará lugar al enlace más fuerte” [12].

Es bueno aclarar que las reglas iv y v establecen que solo los orbitales atómicos estables forman enlaces estables, y que de dos orbitales en un átomo aquel que se pueda sobreponer más con un orbital atómico de otro átomo, ese formará el enlace más fuerte aparte de que, el enlace que forme un orbital tenderá a darse en aquella dirección donde la función de onda esté más concentrada.

“Linus Pauling trató entre 1933 y 1935, los fundamentos de la resonancia mecánico cuántica de una molécula entre varias estructuras con enlaces de valencia” [13].

“La teoría del enlace de valencia es un capítulo de la ciencia al cual se le puede asignar un día de nacimiento definitivo: 30 de junio de 1927, en el cual Heitler y London enviaron a Zeitschrift für Physik su papel sobre el tratamiento mecánico cuántico del enlace covalente. En su publicación entre otras cosas, ellos consideran la interacción entre dos átomos de hidrógeno, tomando en cuenta la identidad de los electrones y la simetría del sistema, se construyeron dos funciones de onda aproximadas, de donde se podía inferir que la energía del enlace covalente se debía principalmente al intercambio de los dos electrones entre los orbitales atómicos...” [13].

“La publicación de Heitler y London, ha sido llamada por Pauling y Wilson, 1935, la más grande contribución individual a la clarificación del concepto químico de valencia, dando una base mecánico cuántica sólida a la intuición de Lewis (1916), quien había descrito



---

la formación del enlace covalente como derivado al compartimiento de un par de electrones entre los átomos enlazados” [13].

Por último con respecto a Linus Pauling daremos su definición sobre el enlace químico:

“Diremos que hay un enlace químico entre dos átomos o grupos de átomos en el caso que las fuerzas que actúan entre estos son tales como para conducir a la formación de un agregado con la suficiente estabilidad para hacer conveniente para el químico el considerarlo como una especie molecular independiente” [14].

## **BIBLIOGRAFÍA (9)**

- [1] The Scattering of  $\alpha$  and  $\beta$  Particles by Matter and the Structure of the Atom. E. Rutherford, F.R.S.\* Philosophical Magazine, Series 6, vol. 21. May 1911, p. 669-688  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Chem-History/Rutherford-1911/Rutherford-1911.html>
- [2] <http://www.ping.be/jvwit/NBohrshortbioquotes.html>
- [3] <http://www.nobel.se/physics/laureates/1922/bohr-bio.html>
- [4] On the Constitution of Atoms and Molecules, Niels Bohr\* Philosophical Magazine, Series 6, Volume 26. July 1913, p. 1-25  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Chem-History/Bohr/Bohr-1913a.html>
- [5] <http://www.chemheritage.org/EducationalServices/chemach/cssb/II.html>
- [6] The Atom and the Molecule. Journal of the American Chemical Society, Volume 38, 1916, pages 762-786  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Chem-History/Lewis-1916/Lewis-1916.html>
- [7] <http://www.nobel.se/chemistry/laureates/1932/langmuir-bio.html>
- [8] Irving Langmuir. THE STRUCTURE OF ATOMS AND THE OCTET THEORY OF VALENCE. Proceedings of the National Academy of Science. Vol. V, 252 (1919).  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/Chem-History/Langmuir-1919.html>
- [9] <http://www.nobel.se/chemistry/laureates/1954/pauling-bio.html>
- [10] <http://ipi.oregonstate.edu/lpbio/lpbio2.html>
- [11] <http://centros5.pntic.mec.es/ies.victoria.kent/Rincon-C/rincon.htm>



- [12] Linus Pauling - The Nature of the Chemical Bond. Application of Results Obtained from the Quantum Mechanics and from a Theory of Paramagnetic Susceptibility to the Structure of Molecules. Journal of the American Chemical Society. Volume 53, p. 1367-1400. 1931
- [13] Alexander Rich and Norman Davidson, Edit. Structural Chemistry and Molecular Biology. W. H. Freeman and Company, San Francisco. (1968), 907p
- [14] Pauling, L., 1960. The Nature of the Chemical Bond. Third Edition. Ithaca, New York. Cornell University Press. 644p

---

## 10. SEGUNDA MITAD DEL SIGLO XX

Con respecto a la constitución del átomo, de su núcleo, de las partículas que lo integran, el siglo XX ha sido pletórico en aportes sobre nuevas partículas subatómicas y de la multitud de aportes hechos, no pueden sino sólo ser mencionados los que quizás tengan más relevancia, porque son tantas las nuevas teorías y tantos los nuevos hallazgos que es casi imposible prever cuáles son los de mayor importancia. En este punto, el núcleo como ya sabemos está a su vez formado por protones, los cuales son entidades sumamente estables cuya vida media se propone que sea de más de  $10^{30}$  años, pero en el año 1932 se le agregó otro constituyente formador del núcleo, los neutrones, cuya vida media no alcanza sino veinte minutos. A su vez, los protones y neutrones se les considera como cuerpos constituidos por partículas todavía más pequeñas a las que se les ha llamado quarks. Pero aquí no cesa o termina la constitución de la materia, en el año 1996 se propuso que los quarks, eran cuerpos constituidos por otros más pequeños llamados preones y esto sin entrar en la teoría de cuerdas y supercuerdas, la cual propone la existencia de entidades casi  $10^{20}$  veces más pequeñas que los protones. Hasta el momento los electrones se proponen como partículas indivisibles y se les sugiere una vida media de  $10^{21}$  años. A estos constituyentes del átomo se les ha agregado una verdadera multitud de otras partículas subatómicas como los bosones: Piones, kaones, eta, rho, phi, omega, upsilones y fermiones como: Lambda, sigma, delta, xi cascada, omega, algunos de ellos con vidas medias de  $10^{-10}$  segundos. Aparte se ha propuesto la existencia de los monopolos magnéticos, entidades como su nombre lo indica con un solo polo magnético y ... continúan las propuestas y especulaciones ya a un nivel tal de complejidad que se hace sumamente difícil hacerles un seguimiento. Sin embargo, parece conveniente aclarar que en el momento actual se tienen técnicas de láser con pulsos ultra rápidos que están logrando hacer mediciones de lo que ocurre dentro de las moléculas como el rompimiento y formación de enlaces en tiempos tan breves como  $4 \times 10^{-15}$  segundos (4 femtosegundos) y la propuesta es que un lapso no mayor de 20 años estén trabajando en attosegundos ( $10^{-18}$  segundos) donde podrán observar ya lo que ocurre dentro del átomo, como por ejemplo cuando los electrones pasan de un estado normal a un



estado excitado o como cuando el átomo emita un electrón por cualquiera sea la causa [5]. Esto permitirá avances en la ciencia, que serán verdaderamente revolucionarios.

Con la observación directa de lo que ocurre ya a nivel de átomos y de los electrones se tendrá una mayor claridad de qué es realmente el enlace y podrán ser superadas las diatribas y las inconsistencias como las que todavía surgen en torno al enlace, como un ejemplo, las sugeridas por S. R. Logan en su artículo del año 2001:” Usando conceptos esencialmente empíricos junto con su intuición química, Lewis produjo una base creíble sobre como se sostienen juntas las moléculas enlazadas covalentemente” [1].

“Antes de Lewis, los químicos buscaban explicar la valencia tendiendo a confundirse por el hecho de que algunos compuestos químicos son iónicos, y otras moléculas son totalmente no polares. Lewis argumentó que el criterio crucial era la estabilidad inherente del octeto completo de electrones. Vio al átomo de sodio y al átomo de cloro alcanzar esto en el cloruro de sodio por una transferencia de electrones, mientras que en un dihalógeno,  $X_2$ , cada átomo de X alcanzaba esto a través de compartir electrones...” [1].

“Desde Lewis ..., varios descubrimientos importantes han alterado el panorama:

- i. El principio de incertidumbre de Heisenberg ha invalidado el átomo de Bohr
- ii. La teoría cuántica ha mostrado que los electrones ocupan orbitales de varios tipos, cada uno con una forma y simetría diferente
- iii. Se ha mostrado que algunos de los gases nobles forman compuestos, de manera tal que la configuración electrónica de un gas noble no necesariamente confiere estabilidad química
- iv. Dejando de lado la molécula de  $H_2$ , la cual es claramente un caso especial, las estructuras de Lewis de las moléculas estables pueden mostrar un total de 2, 4 o 6 electrones alrededor de un átomo: Esto sugiere que ‘el octeto completo’ no puede ser un firme precepto para guiarse” [1].

---

“...Cuando se emplean descripciones simplificadas de la valencia en un curso introductorio de química, se ha tendido mayoritariamente por razones históricas, a basarlos en la teoría del enlace de valencia. En parte esto puede ser derivado a que el primer tratamiento mecánico cuántico de los pares de electrones compartidos fue aquel de Heitler y London, donde usaron como ahora lo reconocemos la aproximación por el enlace de valencia. Quizás, también esto pueda ser un legado de los influyentes escritos de Linus Pauling, el apóstol más famoso de la teoría de valencia” [1].

### 10.1. Teorías sobre el enlace en la segunda mitad del siglo XX

Refiriéndonos al artículo de Matta y Gillespie sobre las distribuciones de densidad electrónica se puede resaltar lo siguiente: “Parece particularmente importante discutir la densidad electrónica en un curso introductorio de química derivado a que los estudiantes pueden tomar el concepto de la densidad electrónica mucho más fácilmente que el abstracto concepto matemático de un orbital. También no está tan entendido como se cree que los orbitales no son entidades físicas sino sólo construcciones matemáticas que no se pueden determinar por el experimento. En contraste, la distribución de densidad electrónica en una molécula o un cristal puede ser observada por difracción electrónica y cristalografía de rayos X; y también puede ser obtenida, y frecuentemente más fácilmente, de cálculos ab initio y la teoría funcional sobre la densidad” [2].

“La mecánica cuántica conduce a la determinación de la probabilidad de encontrar un electrón en un volumen infinitesimal que rodea cualquier punto particular en el espacio  $(x, y, z)$ ; esto es, la densidad de probabilidad en este punto. Puesto que podemos asignar una densidad de probabilidad a cualquier punto en el espacio, la densidad de probabilidad define un campo escalar, el cual es conocido como distribución de densidad de probabilidad. Cuando la distribución de densidad de probabilidad se multiplica por el número total de electrones en la molécula,  $N$ , este se convierte en lo que se conoce como distribución de densidad electrónica o simplemente densidad electrónica, el cual se denota por el símbolo  $\rho(x, y, z)$ . Este representa la



posibilidad de encontrar cualquiera de los  $N$  electrones en un volumen infinitesimal del espacio que rodea al punto  $(x, y, z)$ , y por eso produce el número total de electrones cuando se integra sobre todo el espacio. Se puede, convenientemente, pensar sobre la densidad electrónica como una nube de gas de carga negativa cuya densidad varía a través de la molécula” [2].

#### “Distribución Electrónica en un Octeto

Como un ejemplo simple pero muy importante, se considera un átomo con un octeto de electrones en la capa de valencia, cuatro de un espín (electrones  $\alpha$ ) y cuatro de espín opuesto (electrones  $\beta$ ). La distribución más probable de los cuatro electrones  $\alpha$ -la distribución que los mantiene tan lejos como sea posible- está en los vértices de un tetraedro. El arreglo más probable de los cuatro electrones  $\beta$  está también en los vértices de un tetraedro. En un átomo libre estos dos tetraedros son independientes, de manera tal que ellos pueden tener cualquier orientación relativa, sobre toda la densidad esférica” [2].

“En una molécula, los electrones son atraídos hacia un núcleo cercano pero sólo pueden atraerse cerca uno a otro los electrones con espín opuesto. En la capa de valencia de cualquier ligando enlazado simplemente, no todos los electrones se forman en pares...Así en una molécula diatómica tal como el HF o el ClF los dos tetraedros de los electrones con espines  $\alpha$  y  $\beta$  de cada átomo se llevan a que coincida aproximadamente en un vértice, formando pares de electrones enlazantes y aumentando la densidad electrónica en esta región” [2].

“...El aumento en la probabilidad de encontrar un electrón en la región enlazante depende de la fuerza atractiva ejercida por un átomo cercano- esto es, de su electronegatividad. Así la extensión en la cual dos electrones de espín opuesto se localizan en una región enlazante varía de molécula a molécula, con las electronegatividades de los átomos. En las moléculas diatómicas los dos tetraedros sobre cada átomo están aún libres para rotar alrededor de este vértice compartido, de

---

manera tal que los seis electrones no enlazantes están más probablemente distribuidos en un círculo alrededor de la dirección del enlace y sobre el lado opuesto del enlace, formando un anillo de densidad incrementada..” [2].

“...La influencia del principio de exclusión de Pauli sobre la distribución de los electrones en la capa de valencia da una base física para el modelo de la RPECV, de acuerdo al cual los electrones que están en pares en la capa de valencia de un átomo, sean enlazantes o no enlazantes, deben permanecer tan lejos como sea posible” [2].

“En los modelos de enlace convencionales no hay una definición rigurosamente clara del átomo en una molécula. En el modelo de Lewis, el átomo en una molécula está definido como consistente de su kernel (núcleo más los electrones de las capas internas) y los electrones de la capa de valencia. Pero algunos de los electrones de la capa de valencia de cada átomo se consideran para ser compartidos con otro átomo, y cómo deberían repartirse estos electrones entre los dos átomos, de manera tal que no queda definida la descripción de la forma como existen los átomos en la molécula” [2].

“Convencionalmente, a los electrones enlazantes se les divide arbitrariamente de dos maneras. Una es la que asume que los enlaces son completamente iónicos, a los que se les da cargas atómicas que se les llama números de oxidación; la otra vía asume que los enlaces son completamente covalentes, el cual da cargas que son llamadas cargas formales. Aunque se ha probado la utilidad de ambos conceptos, estos no dan cargas atómicas reales. Para moléculas con enlaces polares no se ha definido claramente un método de repartir los electrones del enlace entre los átomos enlazados lo que refleja un compartimiento desigual de los electrones o su transferencia parcial. En los modelos de orbitales localizados tal como el modelo del enlace de valencia, un átomo libre se define en los términos de los orbitales atómicos usados para describirlo; pero en la formación de la molécula algunos de los orbitales se considera que se superponen con aquellos de un átomo vecino para dar orbitales enlazantes, y una vez más los átomos en la molécula no están claramente definidos. En el modelo de los



orbitales moleculares se describe la molécula completa en términos de los orbitales moleculares y no se hace un intento por definir los átomos individuales” [2].

“En contraste la teoría de los átomos en las moléculas (AIM) da una definición clara de un átomo en una molécula como un objeto que llena un espacio, a partir del cual todas sus propiedades pueden ser obtenidas. Las propiedades de estos átomos son aditivas dando la correspondiente propiedad molecular” [2].

“De acuerdo al modelo de Lewis, un enlace covalente consiste de un par de electrones compartidos- esto es, un par de electrones que pertenecen a la capa de valencia de cada uno de los átomos enlazados. En otras palabras, las dos capas de valencia se considera que se sobreponen. La atracción electrostática de este par de electrones por los dos núcleos se considera que aporta la fuerza atractiva que sostiene juntos los dos núcleos. De acuerdo al modelo iónico, los dos iones (átomos cargados) se sostienen juntos por la atracción Coulómbica entre sus cargas opuestas. En otras palabras, un enlace iónico es la atracción electrostática entre dos iones (átomos cargados) con cargas opuestas” [2].

“Estas definiciones son claras, pero no se aplican a la vasta mayoría de moléculas reales en las cuales los enlaces no son ni puramente iónicos ni puramente covalentes. Lewis reconoce que un par de electrones generalmente no se comparte igualmente entre dos átomos derivado a que los átomos generalmente tienen fuerzas diferentes para atraer los electrones, esto es, tienen diferentes electronegatividades, dando cargas a ambos átomos. Se considera que tales enlaces presentan tanto cierto carácter covalente como cierto carácter iónico y se les conoce como enlaces polares” [2].

“Los enlaces polares cambian desde enlaces entre átomos que tienen cargas grandes pero menores que las cargas integrales y están por tanto cercanos al enlace límite iónico, hasta los enlaces covalentes puros entre átomos de igual electronegatividad tal como el enlace C-C en el etano. Casi todos los enlaces son



---

polares. Un enlace iónico puro es un concepto ideal que no se observa nunca; y los enlaces covalentes puros son muy raros, puesto que los átomos en la vasta mayoría de moléculas tienen electronegatividades diferentes presentando cargas diferentes de cero. La fuerza atractiva en un enlace polar se puede pensar que se deriva tanto del compartimiento de electrones como de las cargas atómicas. En otras palabras, un enlace polar tiene tanto carácter covalente como iónico. Sin embargo, como estos términos no se han definido claramente, no es posible evaluar cuantitativamente el carácter iónico y covalente de cualquier enlace polar. Un método propuesto para hacerlo, basado en determinar las cargas atómicas, partiendo de los momentos dipolares de una molécula diatómica, no es válido derivado a que asume que los átomos son esféricos e ignora los dipolos atómicos. En resumen, los términos usados ampliamente de carácter iónico y carácter covalente no se pueden definir claramente y por tanto no se pueden medir, de forma que sólo tienen un significado vago y aproximado” [2]

“En contraste la teoría del átomo en la molécula, AIM, da valores claros y no ambiguos para las cargas sobre los átomos, que a una primera mirada parecen darnos una definición clara del carácter iónico de un enlace. Sin embargo, considerando las cargas atómicas de los fluoruros del periodo 2 vemos que, aunque la carga sobre el fluor decrece a través del periodo, la carga sobre el átomo central primero aumenta hasta llegar al  $\text{CF}_4$  antes de empezar a disminuir. La carga decreciente sobre el ligando puede interpretarse como que muestra que los enlaces se están haciendo menos iónicos, pero el aumento de la carga sobre el átomo central podría ser interpretado como mostrando que los enlaces se están haciendo más iónicos. Claramente un conocimiento de las cargas atómicas no nos capacitan para definir el carácter iónico. Parece razonable asumir que todo lo que sabemos con certeza es que las cargas atómicas, hacen una contribución a la fuerza del enlazamiento en proporción a su producto” [2].

“Claramente los conceptos sobre el carácter iónico y el carácter covalente tienen sólo un significado cualitativo aproximado. Estos no se pueden definir y por tanto medir



en cualquier forma cuantitativa. Aún cuando son términos ampliamente usados y tienen alguna utilidad cualitativa si se usan cuidadosamente, estos han ocasionado una mala interpretación y controversia considerable. La teoría AIM, sin embargo si da propiedades que pueden usarse para caracterizar un enlace cuantitativamente, tal como el punto crítico de densidad de enlace y las cargas atómicas. Parece razonable asumir que la fuerza de un enlace depende de estas dos cantidades, aumentando a medida que aumentan  $\rho_b$  (densidad electrónica en el punto crítico de enlace) y el producto de las cargas atómicas” [2].

“El concepto de un enlace tiene un significado preciso sólo en términos de un modelo dado o teoría. En el modelo de Lewis se define un enlace como un par de electrones compartido. En el modelo del enlace de valencia el enlace se define como un orbital enlazante que se forma por la superposición de dos orbitales atómicos. En la teoría AIM una interacción enlazante es aquella en la cual los átomos se conectan por una vía de enlace y comparten una superficie interatómica” [2].

Por razones de espacio, no se ha podido tocar la obra del físico austriaco Walter Kohn, Premio Nóbel en Química en el año 1998, por su desarrollo de la teoría funcional de la densidad, quien trabaja en el campo teórico de la materia condensada y ha hecho contribuciones de primera en la teoría funcional de la densidad, la cual ha revolucionado la comprensión actual de la estructura electrónica en los átomos con las consiguientes implicaciones sobre la teoría del enlace, entre ellas las últimas ideas sobre la distribución de densidad electrónica [3]. Igualmente, no se ha hecho referencia al matemático británico John A. Pople, quien tuvo el honor de compartir con Walter Kohn en el mismo año 1998, el Premio Nóbel en Química. Pople ha contribuido de forma muy notoria en el tratamiento teórico de las superficies de energía, en química cuántica y química computacional [4]. Tanto Walter Kohn como John Pople son los máximos exponentes del momento actual en las teorías de la distribución de densidad electrónica en el enlace químico.

## **BIBLIOGRAFÍA (10)**

- [1] Logan, S. R., 2001. The Role of Lewis Structures in Teaching Covalent Bonding. Journal of Chemical Education. 78 (11):1457-1458
- [2] Matta, C.F. and Gillespie, R.J., 2002. Understanding and Interpreting Molecular Electron Density Distributions. Journal of Chemical Education. 79 (9): 1141-1152
- [3] <http://nobelprizes.com/nobel/chemistry/1998a.html>
- [4] [http://www.eng.nsf.gov/lecturers/Past\\_Speakers/\\_John\\_Pople/\\_john\\_pople.htm](http://www.eng.nsf.gov/lecturers/Past_Speakers/_John_Pople/_john_pople.htm)
- [5] <http://acsinfo.acs.org/cgi-bin/jtextd?jpcafh/104/24/html/jp001460h.html>