



- Diccionario de Química. Colombia. Ed. Norma. 1985
- Enciclopedia familiar de la medicina y la salud. Tomos I y II. U.S.A. 1964
- Enciclopedia Lexis 22. Tomos V, VIII, X, XIII, XIV, XXII, Círculo de lectores. España, 1976.



## SOBRE EL CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO<sup>1</sup>

Por: Nancy P. Torres Salinas<sup>2</sup>

"Hay agentes en la naturaleza capaces de unir las partículas de la materia. La ciencia tendrá la misión de descubrirlos".

Isaac Newton (1730)

En la enseñanza de las Ciencias por lo general se refleja una imagen de Ciencia Incorrecta, proyectando una visión lineal y acumulativa de la misma. Se deja de lado la importancia de los paradigmas en la construcción y desarrollo del nuevo conocimiento hasta cuando dificultades por resolver o sin solucionar producen una revolución teórica y el surgimiento de un nuevo paradigma.

Esto se pone de manifiesto particularmente, por ejemplo, cuando se introduce la física clásica y la física cuántica sin mostrar la existencia de una ruptura entre ambas, no se establecen los límites de validez ni las diferencias entre ambos paradigmas, proporcionando una imagen deformada de cómo se desarrolla la Ciencia.

<sup>1</sup> Ponencia presentada en el Seminario de Química

<sup>2</sup> Estudiante del Departamento de Química de la U.P.N.

Al aplicar las ideas de la física moderna, particularmente, en el enlace químico, se debe mostrar como a partir de las ideas cuánticas se conduce a una visión unitaria del enlace químico, dado que anteriormente esta visión no se manifestaba al explicar el enlace químico desde las ideas clásicas, mostró la necesidad de un cambio de paradigmas que supera la distinción clásica entre enlace iónico, covalente ó metálico para llegar a la unificación del enlace químico a partir de las teorías cuánticas teniendo en cuenta que esta descripción cuántica es válida no sólo para el enlace covalente, sino también para los otros.

El concepto de enlace químico es indispensable para explicar la cohesión de la materia, de este modo, este concepto aparece en la antigüedad simultáneamente con la noción de átomo. A partir del momento en que se admitió la existencia de partículas fundamentales, fue necesario imaginar una fuerza capaz de unir las que asegurara la cohesión de la materia.

Este concepto fue durante mucho tiempo empírico (y poco científico), desde Demócrito que concebía a los átomos con ganchos con los cuales podían unirse, hasta los sentimientos de afinidad que se les atribuía en la Edad Media.

Posteriormente, en el siglo XIX aparecieron las primeras teorías físicas. Se impone la noción de valencia (de la palabra latina que significa ("poder"), propuesta por Frankland en 1852, quien generalizó que cada átomo tiene un poder de combinación fijo, como por ejemplo, el calcio, azufre, magnesio y bario tienen una valencia de dos. El nitrógeno, fósforo, aluminio, y oro tienen una valencia de tres. Este concepto fue de gran importancia porque ayudó a clarificar la diferencia entre peso atómico y peso equivalente. La noción de valencia condujo a dos tipos de enlace: covalente y electrovalente.

**El modelo atómico propuesto por Bohr (1913) permitió comprender los fenómenos electrónicos que intervienen en el transcurso de la formación de un enlace**

Para hablar del carácter unitario del enlace químico, es importante analizar el campo de aplicabilidad de los modelos que aparecieron a través de la historia; ellos fueron la base principal para posteriormente hablar sobre la unificación del enlace químico.

El principal fenómeno que tuvo incidencia en los modelos de enlaces, fue el descubrimiento de la electrólisis por Humphry Davy pero cuyo nombre fue propuesto por Michael Faraday, que manifestaba cómo algunos compuestos podían disolverse en agua dando iones que conducen la corriente eléctrica. Esto condujo a Berzelius a asignar a los átomos "polos" eléctricos, positivos o negativos y reemplazó la noción de afinidad por la de atracción electrostática entre iones de carga opuesta. De este modo nació el enlace iónico, que podía aplicarse a todos los compuestos electrolizables, es decir, a los compuestos inorgánicos.

Posteriormente Dumas, quien trabajó con compuestos orgánicos (no electrolizables), creó otro modelo de enlace: el covalente; según este modelo, los átomos, al formar una molécula, pierden toda individualidad. Dumas también propuso representar a los enlaces mediante trazos ya que cada átomo no se puede unir sino con un número limitado de enlaces (valencia). De ahí que el carbono, que se combina como máximo con cuatro átomos de hidrógeno para formar el metano, fuera considerado como tetravalente. Esto condujo al esquema clásico en Química Orgánica, de simple, doble o triple enlace.

En el siglo XX se dio un paso muy importante en la comprensión del enlace químico, después del descubrimiento del electrón (1897) por Thomson, quien midió la desviación de los haces electrónicos en campos eléctricos de intensidad conocida en tubos de rayos catódicos. Sólo entonces fue posible comprender que el enlace no dependía de los átomos, sino de los electrones.

Además de la evaluación anual de carácter institucional a que se refiere el artículo 87 de la presente ley, los educadores presentarán un examen de idoneidad académica en el área de su especialidad docente y de actualización pedagógica y profesional, cada seis (6) años, según la reglamentación que expida el Gobierno Nacional.

Art. 81 Ley 115 de 1994

El modelo atómico propuesto por Bohr (1913) permitió comprender los fenómenos electrónicos que intervienen en el transcurso de la formación de un enlace. Según este modelo, los electrones giran al rededor de un núcleo, colocándose en órbitas sucesivas. Cada órbita solo puede tener un número limitado de electrones,  $2n^2$ , siendo  $n$  el número de la órbita.

De la estabilidad de las órbitas electrónicas llenas que contienen 2 u 8 electrones (para  $n = 1$  y  $n = 2$  respectivamente), Lewis 1916 basó su modelo de enlace covalente en la asociación de dos (doblete) u 8 (octeto) electrones. Un enlace se forma por la compartición de un doblote electrónico en el que cada átomo cede uno de sus electrones de valencia. El número de enlaces formados se rige por la "regla del octeto", es decir, que cada átomo está rodeado de 8 electrones en total.

Estos modelos permiten entender la naturaleza del fenómeno en el enlace químico, después se da un paso muy importante con el desarrollo de las teorías cuánticas y a partir de 1924, el cambio en las teorías físicas (o cambio de paradigma) conduce al concepto actual de enlace químico.

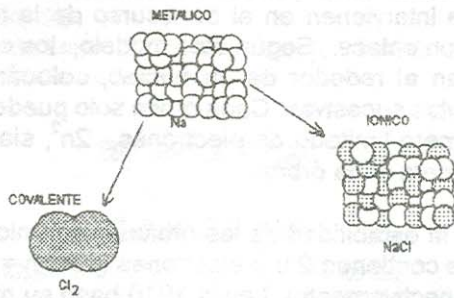
Entre las principales ideas que revolucionaron al mundo de esa época, se encuentran las propuestas por De Broglie (1924), quien consideraba al electrón con un carácter ondulatorio, que puede describirse por medio de una función de onda (Schrödinger). Esta función de onda es un instrumento matemático y su cuadrado tiene un significado físico preciso que corresponde a la probabilidad de encontrar un electrón. De este modo, según el principio de Incertidumbre de Heisenberg, no es posible conocer de manera exacta la posición de un electrón, sino sólo la probabilidad de encontrarlo. Esto condujo a una imagen mucho más indefinida del electrón que se describe bajo la forma de una nube electrónica.

Por tanto, en menos de diez años, fue necesario establecer de nuevo las bases de la química, no sólo para las moléculas, sino también para los cristales. Debido a estas ideas desarrolladas alrededor de 1930 se ha podido llegar a una visión conjunta del enlace químico superando las concepciones anteriores.

Sin embargo, la mayoría de los químicos utilizan modelos más restringidos y aparentemente diferentes.

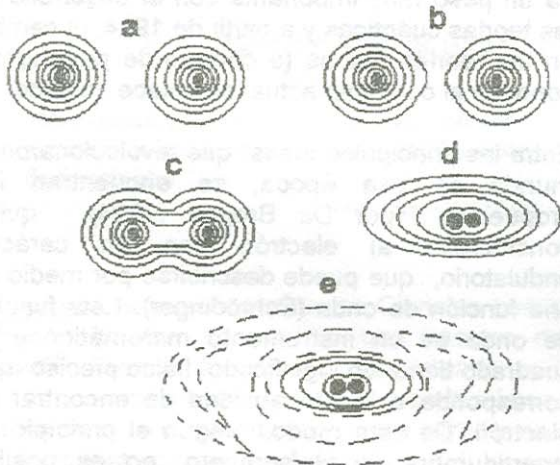


EL ENLACE QUIMICO



Se encuentra todavía, en los libros sobre enlace químico clasificaciones como: iónico, metálico, covalente, dativo, heteropolar, retrocoordinado, Van Der Waals, hidrógeno etc.

Para comprender la naturaleza del enlace químico, se va a tomar como ejemplo la aproximación lentamente de dos átomos de hidrógeno para formar la molécula de H<sub>2</sub>



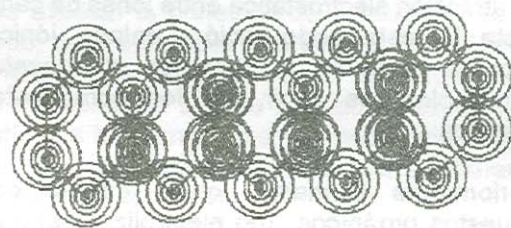
En los átomos aislados, cada electrón queda definido por un orbital atómico 1s que tiene simetría esférica, pero en la molécula cómo se representa la nueva función de onda del electrón?. El método LCAO (combinación lineal de orbitales atómicos), introducido por Mullikan (1930) es el más utilizado. Del mismo modo que una molécula de hidrógeno está formada por la combinación de dos átomos de hidrógeno, la función de onda del electrón en H<sub>2</sub> (u orbital molecular) se formará por combinación de los orbitales atómicos de los átomos de hidrógeno. Así, se obtienen dos orbitales moleculares: uno enlazante y otro antienlazante.

El orbital enlazante corresponde a un estado de menor energía y por tanto, a una entidad molecular

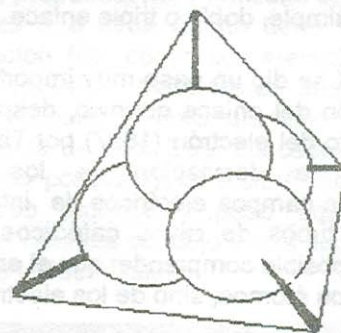
más estable en relación a los átomos aislados. Un electrón descrito por este orbital asegurará el enlace entre los átomos de hidrógeno y la probabilidad de encontrarlo será mayor entre los núcleos.

El orbital antienlazante, corresponde a una desestabilización del sistema, es decir, a la disociación de la molécula, la probabilidad de encontrar al electrón entre los núcleos disminuye.

Esa descripción, resultado de la mecánica cuántica, da una imagen mucho más exacta que el esquema de Lewis. El enlace covalente queda representado y se interpreta por un aumento de la densidad electrónica.

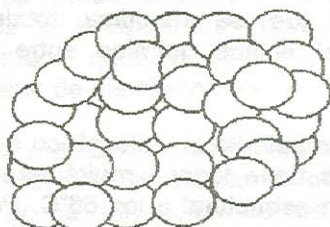


El enlace covalente resulta del recubrimiento de los orbitales atómicos. Debido a que estos orbitales tienen formas geométricas precisas, el recubrimiento máximo no tendrá lugar más que en direcciones concretas. Por tanto, el enlace covalente presenta un carácter fuertemente dirigido e impone formas geométricas características a las moléculas



Por consiguiente, el enlace covalente mencionado, es aplicable a moléculas en las que los electrones son compartidos solamente por un número limitado de átomos. Sin embargo, a través del modelo covalente no pueden describirse algunas propiedades, como en los metales, que tienen la propiedad de conducir la corriente eléctrica. Entonces se admite que los electrones se

desplazan a través del material. En un metal, los electrones móviles, al no estar localizados en direcciones determinadas, hacen que el enlace pierda su carácter direccional conduciendo a la formación de una red infinita, en la que todos los enlaces son fuertes



RED METALICA

Para romper dichos enlaces es necesario suministrar una cantidad de energía, por tanto, la temperatura de fusión es elevada. A excepción del mercurio, los metales son sólidos a temperatura ambiente.

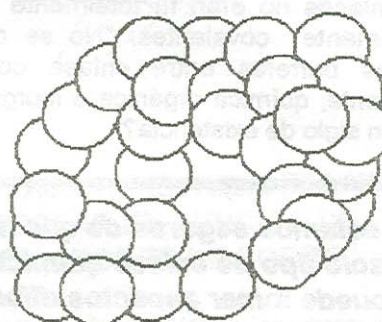
Los electrones en el enlace metálico se hallan totalmente deslocalizados a través de la red. El modelo propuesto por Bloch en 1930 para explicar este fenómeno, sigue teniendo actualidad. Ha conducido a la teoría de las bandas, que explica las propiedades electrónicas de los sólidos, en particular su conductividad eléctrica cuando la última banda ocupada no está llena.

Las sales inorgánicas en general son solubles y la electrólisis muestra que se disocian en iones positivos y negativos. Esta propiedad no puede interpretarse por medio de los modelos anteriores, debido a esto, los químicos inorgánicos han deducido que un compuesto iónico se caracteriza porque los átomos intercambian su electrón de valencia para formar iones. Por tanto, es evidente la naturaleza del enlace químico, debido a la atracción electrostática entre iones de carga opuesta. De este modo, los electrones están localizados y pueden describirse con la ayuda de orbitales atómicos. En general, el ión adopta una configuración en que su última capa electrónica está llena.

La estructura de un compuesto iónico puede ser interpretada como un apilamiento de esferas cargadas eléctricamente y su radio depende de su carga. Los iones positivos, son menos voluminosos que los iones negativos

Los iones son esféricos, debido a que las interacciones son isotropas ya que el enlace iónico

no es dirigido. Como en el caso del metal, esto conduce a la formación de una red infinita, es decir, a un sólido. Las propiedades de estos sólidos son muy diferentes a las de los metales. Los sólidos iónicos se consideran como aislantes debido a que los electrones están localizados en los iones, por tanto, no tienen posibilidad de desplazarse bajo la acción de un campo eléctrico. La estructura de un sólido iónico no es compacta ya que algunos cristales presentan cavidades grandes para que los iones puedan desplazarse en ellas incluso en estado sólido:



CRISTAL IONICO

Generalmente, esta clasificación es la que se encuentra en los textos de química y que distingue entre tres tipos de enlace: metálico, covalente, iónico. Se pone en evidencia la gran relación que existe entre el tipo de enlace y las propiedades del compuesto. Esta relación es tan evidente que a simple vista se puede determinar en la categoría en que se encuentra el compuesto que se analiza. Por ejemplo, entre las principales propiedades de los metales están: su brillo, puede doblarse sin romperse y conducen el calor. Los sólidos iónicos, son duros y quebradizos. Los compuestos moleculares son por lo general líquidos o gaseosos; sin embargo, pueden estar en estado sólido a temperatura ambiente, pero su punto de fusión es relativamente bajo y muchos de ellos poseen un olor característico.

Esta distinción es adecuada; las dificultades se presentan cuando aparecen sustancias o compuestos que no pueden clasificarse en alguno de los tipos mencionados anteriormente. Surge entonces la necesidad de replantear la validez de los tres modelos y nos formulamos nuevos interrogantes: "la pirita, que resplandece con un brillo metálico, no es un sulfuro de hierro y el diamante un sólido molecular? El sodio, elemento



metálico, no reacciona con el cloro, compuesto covalente por excelencia, para dar el cloruro de sodio, cristal iónico? ”.

Además, los químicos han creado materiales que no se sabe a qué familia pertenecen. En 1968, 1973 y 1980 se descubrieron en laboratorios, compuestos orgánicos o polímeros que conducen la electricidad como un metal.

Las primeras dificultades se plantearon hace unos treinta años cuando se comprendió que la mayoría de los enlaces no eran ni totalmente iónicos ni completamente covalentes. “No se derrumban acaso las barreras entre enlace covalente y electrovalente, química orgánica e inorgánica, tras más de un siglo de existencia?”.

***Hoy estamos seguros de que hay un solo tipo de enlace químico, que puede tomar aspectos diferentes y que los podemos interpretar en modelos distintos***

Sin embargo, su aceptación fue obvia en el momento en que Owen, en 1953, demostró experimentalmente que, en un compuesto a priori iónico, como el cloruro de iridio, los electrones de ion  $Ir^{4+}$  se paseaba entre los iones formando cloro  $Cl^-$ . Aparece entonces un nuevo tipo de enlace “iono-covalente”. Por ejemplo, en la molécula diatómica HF, si el enlace fuera iónico, el H habría cedido su electrón al F y tendríamos  $H^+-F^-$ . La molécula se comportaría como un dipolo eléctrico caracterizado por un gran momento dipolar ( 4.7 Debye). Si el enlace fuera covalente el doblete electrónico sería igualmente compartido por los dos átomos, y la entidad HF no presentaría ningún carácter dipolar ( $\mu = 0$ ). Sin embargo, puede constatarse que la molécula HF posee un cierto momento dipolar (1.9 Debye). El enlace así presenta un carácter intermedio que puede definirse por la relación ( $\mu_{exp} / \mu_{i\acute{o}n} = 1.90$ ) es decir, un 43% iónico y un 57% covalente. Así, se puede ver que los enlaces iónico y covalente son dos modelos extremos de un mismo enlace.

Un segundo problema aparece cuando se comprobó en algunos compuestos de elementos de transición las llamadas “transiciones aislantes-metal”. Por ejemplo el óxido de vanadio  $VO_2$  que a priori forma iones  $V^{4+}$  y  $O^{2-}$ . A temperatura ambiente

es un compuesto iónico-covalente y es eléctricamente aislante. Al calentar este compuesto se comprueba que a  $66^\circ C$  se convierte en un conductor metálico. Los electrones de valencia están deslocalizados dentro del conjunto del cristal. Entonces nos podríamos cuestionar y tratar de explicar por qué se modifica totalmente la naturaleza del enlace químico entre  $65.9^\circ C$  y  $66.1^\circ C$ ?

A través de un estudio cristalográfico se muestra que de hecho tiene lugar simultáneamente una transformación estructural a los  $66^\circ C$ . Por encima de esta temperatura los átomos de vanadio equidistan y se separan 2.88 Å. Los recubrimientos entre orbitales atómicos son suficientes para asegurar la deslocalización de los electrones de valencia. Por debajo de  $66^\circ C$ , la cadena se rompe para formar pares V-V más cortos. Se tiene entonces, enlaces de tipo covalente en el interior de estos pares. Los electrones de valencia están localizados allá y el material se convierte en aislante.

Así, se encuentran en la química inorgánica, varios ejemplos, como en el caso de los nitruros de azufre. La molécula SN es típicamente covalente con algunas características iónicas. Sin embargo, en 1973, se decía que el compuesto  $(SN)_x$  presentaba conductividad metálica; dos años más tarde se demostraron sus propiedades supraconductoras. Era el primer polímero supraconductor. Cabe preguntarnos: Qué es lo que hace que el enlace en  $(SN)_x$  pase del modelo covalente al modelo metálico. El problema todavía no se ha resuelto y tal vez se continúe con esta incertidumbre durante mucho tiempo.

La clasificación entre enlace iónico, covalente y metálico es apropiada, pero deja sin resolver muchos cuestionamientos. Hoy estamos seguros de que hay un solo tipo de enlace químico, que puede tomar aspectos diferentes y que los podemos interpretar en modelos distintos. Sin embargo, nos podríamos preguntar: Cuál es, en realidad, el único fenómeno químico responsable del enlace químico?.

**La formación ética profesional debe ser elemento fundamental obligatorio de todos los programas de formación en la Instituciones de Educación Superior**

Art. 129 Ley 30 de 1992



Actualmente es aceptado que enlace químico es un fenómeno electrónico. En un átomo, los electrones giran al rededor de un núcleo, mientras que una molécula están sometidos a la atracción de varios núcleos. Es por esto, que el movimiento de los electrones se modifica en el momento de la formación de un enlace entre varios átomos, por tanto, el enlace químico está asociado a un desplazamiento de los electrones.

Según sea la magnitud de este desplazamiento se tendrá un determinado modelo de enlace. En el transcurso de la formación de un enlace se producen desplazamientos electrónicos y las fuerzas que se presentan son de naturaleza electrostática entre los núcleos positivos y los electrones negativos.

También se demuestra que el enlace químico no es un fenómeno aislado, sino que pertenece a un campo mucho más amplio, en el que todo movimiento electrónico parece estar unido a un fenómeno electromagnético.

Por último, para comprender en qué lugar debe situarse el enlace químico, es necesario referirnos a las teorías más modernas de la física. Según estas teorías, la materia está sometida a cuatro tipos de interacciones:

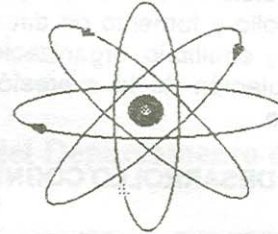
- \* Interacciones fuertes responsables de la cohesión del núcleo.
- \* Interacciones débiles que intervienen en algunos procesos de desintegración.
- \* Interacciones gravitatorias que rigen el movimiento de estrellas y planetas.
- \* Interacciones electromagnéticas que intervienen en la cohesión de la materia.

De este modo, el enlace químico se sitúa en la categoría de las interacciones electromagnéticas. Debido a las interacciones electrostáticas, también intervienen las interacciones magnéticas desde el momento en que se tiene en cuenta el spín de los electrones.

Hoy todos los científicos desean la unificación que permita describir todos los fenómenos con la ayuda un modelo único. Un logro muy importante fue el hecho de establecer un lazo entre interacciones débiles y electromagnéticas, que significó para Weinberg, Glashow y Salam, la concesión del premio Nobel de física en 1973.

#### Bibliografía

- CARTMELL E. FOWLES G. Valencia y estructura molecular. Ed. Reverté. Argentina 1970  
 ORTOLI S PHARABOD J. El cántico de la cuántica. Ed. Gedisa. España 1991  
 WIECHOWSKI S Historia del átomo. Ed Labor España 1969.



### EVALUACION DEL RENDIMIENTO ESCOLAR EN FUNCION DE INDICADORES DE LOGRO<sup>1</sup>

Por: Wifredo Vasquez Romero<sup>2</sup>

En los fines y objetivos de los diferentes niveles de la educación que aparecen en la Ley 115 de 1994, están implícitos algunos procesos que se deben propiciar en la escuela. El MEN en el documento de trabajo "Indicadores de Logros Curriculares" explicita algunos que no son los únicos y que bien pueden ser ampliados y enriquecidos a través del PEI de cada institución.

<sup>1</sup> La primera parte de esta comunicación se presentó en el número anterior (14) de este Boletín.

<sup>2</sup> Profesor asesor PPDQ

**En la definición de los indicadores de logro para los grados o semestres de la educación media se seguirán los procedimientos establecidos en el artículo 54 de este Decreto, teniendo en cuenta los objetivos establecidos en los artículos 30 y 33 de la ley 115 de 1994 y lo que disponga al respecto el Ministerio de Educación Nacional.**

Art. 55 Decreto 1860 del 3 de agosto de 1994