

ENLACE QUÍMICO

ENLACE QUÍMICO

Luis Rincón

VII Escuela Venezolana
para la Enseñanza de la **Química**
Mérida, del 05 al 09 de Diciembre de 2005

VII ESCUELA VENEZOLANA PARA LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA

Edición 2005

El libro **Enlace Químico**, fue escrito especialmente como material de apoyo de uno de los cursos ofrecidos en la *VII 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 VII Encuentro con la Química:

Bernardo Fontal, Fernando Bellandi,
Marisela Reyes, Ricardo Contreras

Autor: Luis Rincón

E-mail: lrincon@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 VII Escuela Venezolana para la Enseñanza de la Química y de los autores.

Derechos reservados © 2005, 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

Hecho en Venezuela

Depósito legal:

ENLACE QUÍMICO

I. ASPECTOS GENERALES SOBRE EL ENLACE QUÍMICO

I.1. ¿Qué es el enlace químico?

Definiciones de enlace químico

Se establece un enlace químico entre dos átomos o grupos de átomos cuando las fuerzas que actúan entre ellos son de índole tal que conducen a la formación de un agregado con suficiente estabilidad, que es conveniente para el químico considerarlo como una especie molecular independiente.

La naturaleza del enlace químico. Linus PAULING.

“Las partículas se atraen unas a otras por alguna clase de fuerza, que es sumamente fuerte cuando se hallan en contacto inmediato, que efectúa las operaciones químicas a distancias pequeñas y llega no muy lejos de las partículas con cualquier efecto sensible”.

Óptica. Isaac Newton.

Está claro que la descripción íntima de un enlace químico debe ser esencialmente electrónica. El comportamiento y la distribución de los electrones en torno del núcleo es lo que da el carácter fundamental de un átomo; lo mismo debe de ser para las moléculas. Por ello, en cierto sentido, la descripción de los enlaces en cualquier molécula es, simplemente, la descripción de su distribución electrónica.

Valencia. A. Coulson.

Los enlaces químicos se producen cuando la estructura electrónica de un átomo se altera lo suficiente para enlazarse con la estructura electrónica de otro átomo o átomos.

Enlace químico. Enciclopedia Británica.

Si la interacción atractiva entre dos átomos o entre más de dos átomos es suficientemente fuerte de modo que puedan estudiarse experimentalmente las propiedades singulares de la combinación, antes de que se descomponga, se dice que los átomos se mantienen juntos por enlaces químicos.

Química. Bailar.

Se produce enlace entre dos átomos o entre dos grupos de átomos cuando existe una fuerza que los atrae uno hacia el otro, y les permite formar un conjunto suficientemente estable para ser observable mediante técnicas experimentales.

Diccionario de Ciencias. Salvat.

A medida que dos átomos de hidrógeno se aproximan y se forma un enlace, los átomos están sujetos a una fuerza atractiva. Esta fuerza atractiva se debe a que, cuando están próximos, tienen menor energía que cuando están alejados. Es como si los átomos estuvieran conectados por un resorte que los atrajera hacia una región de menor energía potencial. Esta menor energía es lo que se denomina enlace químico.

Química, curso universitario. Mahan y Mayers

COMENTARIO DE LAS DEFINICIONES ANTERIORES

"La naturaleza de las fuerzas que dan lugar al enlace químico fue objeto de muchas especulaciones (ya **Demócrito** pensaba que los átomos tenían ganchos), pero quedó desconocida, forzosamente, hasta el establecimiento de la constitución del átomo, aunque antes, **J. J. Berzelius** y **S. Arrhenius** presintieron que se trataba de fuerzas eléctricas. Actualmente se sabe que el enlace resulta de las fuerzas de Coulomb entre las cargas eléctricas positivas y negativas del núcleo y los electrones. La pequeñez de la masa de los constituyentes, y en especial del electrón, hace que solamente les sea aplicable la mecánica cuántica y, por tanto, la descripción matemática del enlace es generalmente complicada. La teoría cuántica del enlace es la

base de la teoría moderna de la valencia. La creación de un enlace entre dos o más átomos va acompañada, obligatoriamente, de una liberación de energía e implica su acercamiento hasta una distancia de enlace. La distancia interatómica es, pues, el criterio experimental de la existencia de enlace, y un enlace es más fuerte y libera más energía cuanto más pequeña es esa distancia. A pesar de la posibilidad teórica de un estudio unificado, resulta cómodo considerar separadamente tres enlaces diferentes, el iónico, el covalente y el metálico, cada uno de los cuales representa un caso límite, siendo posibles también todos los casos intermedios. La diferencia entre estos tres enlaces estriba en la diferente distribución electrónica en las proximidades de los átomos enlazados y, por tanto, en la diversa direccionalidad de las fuerzas que resultan. En todos los casos, cada núcleo conserva cerca de él los electrones del corazón, es decir, los que no forman parte de la capa de valencia. Los electrones de valencia, por otra parte, están localizados de manera diversa".

Heribert Barrera. **Enciclopedia Catalana.**

PROBLEMAS PARA PROFUNDIZAR EN LA DEFINICIÓN DE ENLACE QUÍMICO

- 1.-Compara las definiciones citadas y extrae de ellas los aspectos comunes.
- 2.-Haz un esquema del texto propuesto, diferenciando sus partes.
- 3.-¿Cuántos tipos de enlace existen? Justifica la afirmación que se hace en el texto sobre este tema.
- 4.-¿Qué relación existe entre enlace y energía?
- 5.-Escribe un comentario personal sobre el texto: claridad de exposición, propósito del autor, interés de la lectura, etc.

I.2. Breve reseña histórica sobre el enlace químico

Mientras los químicos creían que los átomos eran esferas rígidas fue posible admitir que cada átomo tuviera algo parecido a uno o más ganchitos o corchetes que le permitieran unirse a otros átomos para formar moléculas. Al aceptarse el modelo atómico de núcleo provisto de corteza electrónica, se extendió la idea de que los electrones son los intermediarios en el enlace químico.

Ideas Iniciales

Al parecer fue el alemán **Richard Abegg (1869-1910)** el primer investigador que llamó la atención sobre el hecho de que la valencia química debía estar relacionada con lo que actualmente se denomina configuración electrónica. Según Abegg, un elemento puede variar únicamente en ocho unidades su valencia, pero Abegg murió en un accidente de globo y no vivió para ver como fueron desarrolladas sus ideas por una serie de químicos como Kossel y Lewis. Las ideas de Abegg son de 1904; en 1916 su compatriota **Albrecht Kossel (1853-1921)** introdujo el concepto de la electrovalencia por transferencia de electrones de un átomo a otro para formar iones con estructura de gas noble. En este mismo año, 1916, el norteamericano **Gilbert Newton Lewis (1875-1946)** estableció la teoría del enlace químico por compartición de pares de electrones. Lewis no ideó el concepto de enlace covalente, que fue descrito por el también norteamericano **Irving Lagmuir (1881-1957)** al introducir dicho término para describir el enlace o unión por los electrones apareados o compartidos, que según Lewis era lo esencial del enlace para obtener la estructura de gas noble, por tanto se puede afirmar que la teoría del enlace covalente se debe a Lewis y Langmuir; pronto se aplicó en la química orgánica, reemplazando las líneas de las fórmulas de Kekulé por un par de electrones compartidos. Posteriormente el inglés **Nevil Vincent Sidgwick (1873-1952)** amplió el concepto de covalencia a los compuestos inorgánicos, introduciendo la noción de enlace covalente coordinado, la cual jugó un importante papel en la química de los compuestos complejos o de coordinación.

LA MECÁNICA CUÁNTICA Y EL ENLACE QUÍMICO

La idea de estos químicos, muy simples y cualitativas, fueron desarrolladas antes del advenimiento de la mecánica cuántica. En 1927, un año después de la publicación de la ecuación de Schrödinger, se aplicó ésta a los electrones implicados en la formación de enlaces covalentes para buscar las estructuras electrónicas de energía mínima. Como la ecuación de Schrödinger no puede resolverse exactamente para sistemas de más de un electrón, surgieron dos métodos aproximados generales para tratar el enlace químico. El primero de ellos, el de los *electrones de valencia*, introducido por **W. Heitler** y **F. Londón** en 1927 sirvió para que calcularón la fuerza del enlace en la molécula del hidrógeno. Posteriormente **Linus Pauling** y **J. C. Slater** extendieron sus ideas hasta elaborar la teoría general del enlace químico conocida como teoría del *enlace de valencia* o teoría *HLSP*, en honor de Heitler, London, Slater y Pauling. En 1928 apareció el método de orbitales moleculares de **Robert Sanderson Mulliken**, **F. Hund** y **J. F. Lenard-Jones**.

En cualquier caso, ambos métodos pueden considerarse complementarios, pues cada uno falla donde el otro alcanza sus mejores resultados. No obstante, la mayor parte de los cálculos moleculares cuantitativos se hacen en la actualidad empleando el método de orbitales moleculares, ya que, a efectos de cálculo, es más sencillo que el método de enlace de valencia, y el uso de ordenadores digitales ha hecho posible el cálculo de funciones orbitales moleculares muy precisas y abordar el estudio de estructuras moleculares muy complicadas.

Por otro lado, el descubrimiento de la difracción de rayos X por los cristales por el alemán **Laue** en 1912 y el subsiguiente desarrollo de la determinación de estructuras cristalinas por la familia **Braag**, condujo a una teoría muy satisfactoria del enlace en compuestos iónicos o electrovalentes, en base a interacciones electrostáticas entre iones cargados. En 1918 **Max Born** y **Alfred Landé** dedujeron una expresión para calcular teóricamente las energías de red en la formación de los compuestos iónicos, y

al año siguiente Born y Fritz Haber propusieron el ciclo que lleva el nombre de ambos para calcular energías de red o, alternativamente, electroafinidades.

Los trabajos de **Peter Debye (1884-1966)** sobre momentos dipolares y la teoría de la resonancia de Linus Pauling han contribuido, junto a otras aportaciones menos relevantes de otros científicos, a establecer la existencia de enlaces intermedios y a aclarar su naturaleza.

EL ENLACE METÁLICO

La estructura del denominado enlace metálico nació como entidad aparte, al no poderse aplicar a los metales el enlace covalente ni el iónico. La teoría más sencilla del enlace metálico fue introducida por **Drude** a principios de siglo y recibió el nombre de teoría del *electrón libre* o del *mar de electrones*. Posteriormente con la aplicación de la mecánica estadística, el modelo fue adquiriendo complejidad matemática, aplicándose la estadística de distribución de Fermi-Dirac a los electrones por primera vez en 1928 por Sommerfeld. Posteriormente surgió la teoría de bandas, más amplia que la anterior al permitir realizar un estudio general del estado sólido y explicar las propiedades particulares de los metales y no metales sólidos. Esta teoría se basa en la existencia de bandas electrónicas dadas por las funciones introducidas por **Felix Bloch** y en el uso del potencial dado por **Kronig** y **Penney** en 1930 para poder integrar la *ecuación de Schrödinger*. El gran éxito de esta teoría fue el dar una explicación satisfactoria de las propiedades conductoras de las sustancias sólidas, clasificándolas en conductoras, semiconductoras y aislantes, lo cual fue de vital importancia para el conocimiento, fabricación y utilización de los sistemas semiconductores en la industria de la electrónica.

I.3. Tipos de Enlace

Ya conoces algunos aspectos acerca de la estructura de los átomos, pero en la naturaleza es muy raro encontrar los átomos aislados, solamente los gases nobles y metales en estado de vapor se presentan como átomos aislados, el resto de las sustancias se presentan formando **agrupaciones de átomos**.

La pregunta clave es: **¿POR QUE SE UNEN LOS ÁTOMOS?**

Para entender esta cuestión se debe tener presente un principio general en el comportamiento de la materia:

***"TODO TIENDE A EVOLUCIONAR HASTA LLEGAR
A UNA FORMA DE MÁXIMA ESTABILIDAD".***

Los átomos cuando se aproximan unos a otros y "chocan" su última capa entre si (de ahí la importancia de conocer cuantos electrones tiene un átomo en su última capa), en estos choques ceden, cogen o comparten electrones (esto constituye una reacción química), se dará la opción más favorable, de tal forma que en su última capa se queden con la estructura de máxima estabilidad, que es la que corresponde a los gases inertes s^2p^6 ($8e^-$ excepto el He, s^2), por eso estos átomos no reaccionan.

¿A qué se denomina entonces **ENLACE QUÍMICO?**

Se denomina **ENLACE QUÍMICO** a las uniones entre átomos que surgen al ceder, coger o compartir electrones entre si con el fin de lograr la estructura más estable en la última capa.

Ahora veremos una clasificación atendiendo a **cómo están unidos** (enlazados) esos átomos entre si en la naturaleza:

Átomos aislados	<ul style="list-style-type: none"> * Sólo los gases nobles y los metales en estado de vapor.
Sustancias moleculares (Covalentes)	<ul style="list-style-type: none"> * La unidad es la molécula. * Los átomos se unen formando moléculas, y estas a su vez pueden estar aisladas en los gases, o agrupadas (más adelante se analizarán las fuerzas intermoleculares) en los sólidos y líquidos. * <i>Pueden ser gases, líquidos o sólidos.</i> * Un tipo especial de este tipo de sustancias son los cristales covalentes continuos. (Forman redes similares a las del enlace iónico pero los enlaces son covalentes, como la sílice SiO_2 y el diamante, carbono puro)
Sustancias iónicas	<ul style="list-style-type: none"> * No hay moléculas. * Red continua de iones. * Casi siempre sólidos
Sustancias atómicas	<ul style="list-style-type: none"> * No hay moléculas. * Red continua de átomos.

ENLACE COVALENTE

Un enlace covalente se forma cuando dos átomos se acercan entre sí y comparten uno o más de sus electrones. En un enlace entre dos átomos se comparte un electrón de cada uno de los átomos; en un doble enlace se comparte un total de cuatro electrones (dos de cada átomo). Un enlace covalente típico en una molécula

biológica tiene una energía de entre 15 y 170 Kcal/mol, dependiendo de los átomos involucrados. La energía térmica promedio en los organismos vivos es de sólo 0.6 Kcal/mol, por lo que la colisión azarosa de dos moléculas bajo estas condiciones energéticas es incapaz de escindir el enlace covalente entre dos átomos.

Un átomo en particular sólo puede formar enlaces covalentes siguiendo una distribución espacial específica: los cuatro posibles enlaces de un átomo de carbono siguen una distribución tetraédrica, mientras que los tres del nitrógeno siguen una conformación piramidal. Una vez que dos átomos se unen covalentemente ya no pueden rotar libremente sobre el eje del enlace, limitándose entonces la conformación tridimensional de una macromolécula. En los sistemas biológicos, los enlaces covalentes son los responsables de la polimerización de las moléculas monoméricas constituyentes de las proteínas, el DNA, los polisacáridos y los lípidos.

ENLACES NO COVALENTES

La conformación de una proteína no es resultado únicamente de los enlaces covalentes que se establecen entre cada uno de los residuos de aminoácidos y que conforman la estructura primaria. La conformación tridimensional es determinada en gran medida por un conjunto de interacciones no covalentes.

- I) **Interacciones electrostáticas.** Este tipo de interacciones se establecen entre dos grupos con cargas (iónicos) opuestas. Este tipo de enlaces también se denominan *par iónico* o *punto salino*. En la ausencia de agua las interacciones iónicas son muy fuertes; sin embargo, en solución los enlaces iónicos se debilitan debido a la presencia de sales disociadas cuyos iones funcionan como contraiones que apantallan las cargas de los grupos iónicos que mantenían el enlace previamente. A pesar de lo anterior, los enlaces iónicos son importantes en sistemas biológicos como en el caso de enzimas que unen sustratos cargados positivamente empleando grupos funcionales con carga opuesta.

- II) Puentes de hidrógeno.** Los puentes de hidrógeno son un tipo de interacción electrostática que se establece entre un grupo *donador débilmente ácido* -que pueda ceder un átomo de hidrógeno- y un grupo *aceptor que posea un par de electrones libres* -es decir, una carga negativa parcial- con la cuál atraer el átomo de hidrógeno del donador. Los dos átomos entre los que se establece el puente son de naturaleza electronegativa. En los sistemas biológicos el donador por lo general es el oxígeno o el nitrógeno enlazado con un hidrógeno, mientras que el aceptor suele ser los mismos oxígeno o nitrógeno pero con carga parcial negativa. Una característica importante de los puentes de hidrógeno es que son *colineares*, es decir, tanto el donador como el aceptor deben localizarse espacialmente en el mismo plano. Este tipo de enlace es más fuerte que las fuerzas de van der Waals pero más débil que los enlaces covalentes.
- III) Interacciones de van der Waals.** Esta interacción es de tipo electrostática y se establece entre dos grupos no cargados pero que sean *dipolos permanentes* o *dipolos inducidos*. Un dipolo se establece cuando la distribución electrónica de un átomo o molécula se desplaza de manera no equitativa, formando una región con una mayor densidad electrónica con respecto a la otra. Las fuerzas de van der Waals son muy débiles individualmente, pero son importantes cuando su número es elevado.
- IV) Interacciones hidrofóbicas.** Las interacciones hidrofóbicas son producto de las fuerzas que minimizan el contacto de moléculas no polares (e.g. lípidos) con moléculas polares (e.g. agua). Físicamente las interacciones hidrofóbicas se observan como el agrupamiento de moléculas no polares. En el caso de las proteínas, las fuerzas hidrofóbicas determinan de manera importante la conformación de ésta: los grupos hidrofóbicos de los aminoácidos se agrupan en el interior de la proteína, lo más lejos posible del solvente acuoso. Aunque las fuerzas hidrofóbicas se denominen enlaces o interacciones hidrofóbicas en realidad son provocadas por la repulsión de grupos polares por parte del agua.

II. CONCEPCIONES DE LOS ALUMNOS SOBRE EL ENLACE QUÍMICO ANTES, DURANTE Y DESPUÉS DE LA ENSEÑANZA FORMAL. PROBLEMAS DE APRENDIZAJE

Análisis del artículo de investigación en el área de Educación del Prof. Jose Maria de Posada, *Instigación Didáctica*, **17**, 229 (1999).

El aprendizaje es un proceso mediante el cual nuevos conocimientos son asimilados dentro de la estructura conceptual del que aprende. El modelo de cambio conceptual y la perspectiva constructivista indican que el aprendizaje con comprensión real ocurre cuando el que aprende construye y transforma activamente sus propios significados, y no cuando adquiere y acumula pasivamente conocimientos que se le transmiten (Driver et al., 1994; Posner et al., 1982). De esta forma, el aprendizaje envuelve una construcción personal y una negociación social de los significados entre los miembros de la comunidad (Cobb, 1990; Shepardson, 1996).

Ausubel, Novak y Hanesian (1983) indican que el conocimiento es estructurado en forma de red específica de conceptos. Distinguen entre aprendizaje rutinario (memorístico) y aprendizaje significativo. Este último se produce cuando el nuevo conocimiento es relacionado por el que aprende con otros conceptos relevantes dentro de su propia estructura cognitiva. Los conceptos de mayor nivel de generalidad y poder inclusivo, que van a permitir la incorporación de nuevos conocimientos a la estructura cognitiva, son denominados organizadores. Vygotsky (1962) afirma que el dominio de los conceptos científicos por los sujetos promueve en ellos un aumento del nivel de los conceptos espontáneos. También indica que un concepto espontáneo debe evolucionar hasta alcanzar un determinado nivel para que el sujeto pueda adquirir un concepto científico afín.

Se han realizado trabajos con la finalidad de averiguar cuáles son las concepciones de los alumnos sobre la estructura de la materia. Esos estudios han puesto de manifiesto la gran dificultad que tienen los estudiantes para explicar la naturaleza de las sustancias y algunos de sus cambios observables (Stavy, 1988; Bar, 1989). Los problemas aumentan cuando tienen que justificar estas transformaciones desde el punto de vista atómico (Novick y Nussbaum; 1978, 1981; Furió y Hernández, 1983, 1987; Brook et al., 1984; Nussbaum, 1985; Llorens, 1988; 1991; Gentil et al., 1989; Chastrette y Franco, 1991; Haidar y Abraham, 1991; Iglesias, et al., 1990; Abraham, et al., 1992; Griffiths y Preston, 1992; Benson, et al., 1993; Lee, et al., 1993; Lonning, 1993; Fellows, 1994; Ginns y Watters, 1995; Borsese, et al., 1996; Watts y Taber, 1996). Otro aspecto que ha merecido la atención es la forma que tienen los estudiantes de representar químicamente las sustancias (Bueso, et al., 1987; Keig y Rubba, 1993). Sin embargo, pocos trabajos han estudiado las concepciones de los estudiantes sobre el enlace químico.

Peterson y otros (1989a, 1989b) evaluaron los conocimientos académicos de alumnos de 16 y 17 años de edad sobre el enlace covalente y su estructura. Algunos de los errores conceptuales encontrados fueron: a) El 23% de los alumnos no consideraba la influencia de la electronegatividad y la desigual compartición del par de electrones en el enlace polar. b) El 27% de los alumnos ven en la polaridad del enlace un factor que influye en la geometría de moléculas. c) Las fuerzas intermoleculares fueron confundidas con las fuerzas dentro de una molécula por un 23% de los estudiantes. d) El 33% consideró como fuerzas intermoleculares las existentes dentro de una red covalente.

Dumon y Merlin (1988) evaluaron los conocimientos sobre orbitales moleculares en estudiantes universitarios de ciencias químicas. Algunos de los resultados fueron: a) La definición de orbital molecular no es bien entendida. b) El método CLOA (combinación lineal de orbitales atómicos) parece bien recordado por los alumnos. c) Son comprendidas las relaciones entre función de onda y función matemática y, por otro lado, nivel de energía y estado del electrón.

Caamaño y Casassas (1987) encontraron que: a) La mitad de los estudiantes de 16 años no reconocía como elementos sustancias simples formadas por moléculas. b) Un 40% de los estudiantes identificó como moleculares estructuras gigantes. c) Un elevado porcentaje asoció la valencia de un elemento con el subíndice del elemento con el que se combina; sin duda, influidos por el método con el que se les ha enseñado a formular. c) La mayoría de los alumnos no sabía calcular el número de enlaces que se rompen y se forman en una reacción química.

De Posada (1993a) pasó un cuestionario abierto en el que una de las cuestiones requería de los estudiantes de 15 a 17 años de edad razonar sobre las causas que originan las diferencias en los puntos de fusión de las sustancias. Los alumnos 15 años de edad, antes de abordar formalmente los estudios de química pero con nociones previas sobre el enlace químico, daban fundamentalmente razones macroscópicas como la naturaleza o composición del material, densidad, calor específico, etc. Sólo el 10% aducía explicaciones relacionadas con los átomos y tan sólo el 1% hacía referencia a la fuerza con que se atraen éstos entre sí; los restantes mencionaban la disposición de los átomos y la composición molecular. El 61% de los alumnos de 16 años y el 85% de 17 años hacían referencia casi exclusivamente al enlace químico en sus argumentaciones atómicas.

Boo (1998) indica que los estudiantes de química de 17 años de edad encuentran grandes dificultades para relacionar los cambios energéticos de las reacciones químicas con los enlaces rotos y formados. También menciona las dificultades de los estudiantes para distinguir entre los diferentes tipos de enlaces. La unidad del enlace químico es introducida en los nuevos currículos de los alumnos de 14 a 15 años de la secundaria obligatoria y posteriormente es profundizada en el bachillerato científico o tecnológico (alumnos de 16-17 años).

Para numerosos investigadores, este concepto es considerado crucial dentro de la química (Benfey, 1965; Allinger, et al., 1979; Paoloni, 1979; Langmuir 1921, recogido en Jensen, 1984; Solbes y Vilches, 1991; Pauling, 1992; entre otros). Podría ser

catalogado como concepto estructurante según la terminología epistemológica de Gagliardi y Giordan (1986). Si esta hipótesis es correcta –todo parece indicarlo–, sería necesario un adecuado conocimiento de la estructura de la materia y del enlace químico para desarrollar con éxito otras partes de la química o incluso de la biología (Lawson, et al., 1993; Mondelo, et al., 1994).

Una vez aceptadas estas premisas, la cuestión podría formularse en términos más próximos a la psicología cognitiva de la siguiente forma: ¿se está consiguiendo en los alumnos aprendizaje significativo con la unidad del enlace químico?

OBJETIVOS: En nuestra opinión, el conocimiento de los alumnos de carácter más personal relacionado con el enlace químico no ha sido suficientemente estudiado aún. Se hace necesario analizar, en relación con el que aprende, los siguientes aspectos, antes, durante y después de haber sido expuestos con métodos de la enseñanza tradicional:

- Concepciones más características de los alumnos con relación a las sustancias moleculares.
- Concepciones típicas de los alumnos en relación con las sustancias iónicas.
- ¿Qué uso hacen los estudiantes de la teoría de enlace para interpretar fórmulas químicas simples que encuentran en sus textos y explicaciones en clase?
- Del análisis anterior se pueden realizar las siguientes inferencias de índole psicopedagógica:
- La naturaleza de las principales concepciones que traen consigo antes de comenzar el estudio formal de esta materia.
- El modo en que son interiorizados los nuevos conceptos y cómo se organizan en la mente de los estudiantes.
- Qué conceptos básicos son difíciles de asimilar y qué causas pueden existir para ello.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ABRAHAM, M.R. et al. (1992). Understanding and misunderstandings of eighth graders of five chemistry concepts found in textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 29, pp. 105-120.
- ALLINGUER, N.L. et al. (1979). *Química orgánica*. Barcelona: Reverté.
- APU (Assessment of Performance Unit) (1984). *Science report for teachers: 5. Science at age 15*. Hertfordshire. The Garden City Press Limited.
- AUSUBEL, D.P., NOVAK, J.D. y HANESIAN, H. (1983). *Psicología educativa: Un punto de vista cognoscitivo*. México.
- BABOR, J.A. e IBARZ, J. (1965). *Química general moderna*. Barcelona.
- BAILAR, J.C. et al. (1989). *Chemistry*. Orlando (Florida).
- BENSON, D. L., WITTROCK, M.C. y BAUR, M.E. (1993). Students' preconceptions of the nature of gases. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(6), pp. 587-597.
- BLISS, J., MONK, M. y OGBORN, J. (1983). *Qualitative Data Analysis for Educational Research*. Londres: Biddles Ltd. Guildford and King's Lynn.
- BOO, H.K. (1998). Students' understanding of chemical bonds and the energetics of chemical reactions. *Journal of Research in Science Teaching*, 35(5), pp. 569-581.
- BORSESE, A., LUMBACA, P. y PENTIMALLI, R. (1996). Investigación sobre las concepciones de los estudiantes acerca de los estados de agregación y los cambios de estado. *Enseñanza de las Ciencias*, 14(1), pp. 15-24.
- BROOK, A., BRIGGS, H. y DRIVER, R. (1984). Aspects of Secondary Students' Understanding of the Particulate Nature of Matter. *Children's Learning in Science Project*. Centre for Studies in Science and Mathematics Education, The University of Leeds. Gran Bretaña.
- BUESO, A., FURIÓ, C. y MANS, C. (1987). Interpretación de las reacciones de oxidación-reducción por los estudiantes. Primeros resultados. *Enseñanza de las Ciencias*, número extra, pp. 155-156.
- CAAMAÑO, A. y CASASSAS, E. (1987). La comprensión de la estructura de la materia y del cambio químico en estudiantes de 15 y 16 años. *Enseñanza de las Ciencias*, número extra, pp. 159-160.

- CAVALLO, A.M.L. y SCHAFER, L.E. (1994). Relationships between students' meaningful learning orientation and their understanding of genetics topics. *Journal of Research in Science Teaching*, 31, pp. 393-418.
- CAVALLO, A.M.L. (1996). Meaningful learning, reasoning ability, and students' understanding and problem solving of topics in Genetics. *Journal of Research in Science Teaching*, 33, pp. 625-656.
- CENDEJAS, R. et al. (1988). *Aprendiendo en física y química*. Vélez Málaga: Elzevir.
- COBB, P. (1990). Multiple perspectives, en Steffe, L.P. y Wood, T. (eds.). *Transforming children's mathematics education: International perspectives*, pp. 200-215. Hillsdale, Nueva Jersey. Lawrence Erlbaum.
- CHASTRETTE, M. y FRANCO, M. (1991). La reacción química: descripciones e interpretaciones de los alumnos de liceo. *Enseñanza de las Ciencias*, 9(3), pp. 243-247.
- DONN, S. (1989). Epistemological issues in science education. Reunión anual de National Association for Research in Science Teaching, San Francisco.
- CA. DRIVER, R. (1988). Un enfoque constructivista para el desarrollo del currículo en ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, 6(2), pp. 109-120.
- DRIVER, R. y ERICKSON, G. (1983). Theories-in-Action: Some theoretical and empirical issues in the study of students' conceptual frameworks in Science. *Studies in Science Education*, 10, pp. 37-60.
- DRIVER, R. et al. (1994). Constructing scientific knowledge in the classroom. *Educational Researcher*, 23, pp. 5-12.
- DUMON, A. y MERLIN, A. (1988). Difficulties with molecular orbitals. *Education in Chemistry*, 25(2), pp. 49-52.
- ELLIOTT, J. (1984). Las implicaciones de la investigación en el aula para el desarrollo profesional. *Métodos y técnicas de investigación-acción en las escuelas*. Seminario de formación. Octubre. Málaga.
- FELLOWS, N.J. (1994). A window into thinking: Using student writing to understand conceptual change in science learning. *Journal of Research in Science Teaching*, pp. 985-1001.

- FURIÓ, C. y HERNÁNDEZ, J. (1983). Ideas sobre los gases en alumnos de 10 a 15 años. *Enseñanza de las Ciencias*, 1(2), pp. 83-91.
- FURIÓ, C., HERNÁNDEZ, J. y HARRIS, H.H. (1987). Parallels between adolescents conception of gases and the History of Chemistry. *Journal of Chemical Education*, 64(7), pp.616-618.
- GAGLIARDI, P.J. y GIORDAN, A. (1986). La historia de las Ciencias: una herramienta para la enseñanza. *Enseñanza de las Ciencias*, 4(3), pp. 253-258.
- GALACHE, M. I. y CAMACHO, E. (1992). Un avance decisivo en el conocimiento de los iones: la teoría de Arrhenius de la disociación electrolítica. *Enseñanza de las Ciencias*, 10(3), pp. 307-311.
- GARNETT, P.J. y TREAGUST, D.F. (1992). Conceptual difficulties experienced by senior school students of Electrochemistry: Electric circuits and oxidation-reduction equations. *Journal of Research in Science Teaching*, 29(2), pp. 121-142.
- GENTIL, C., IGLESIAS, A. y OLIVA, J.M. (1989). Nivel de apropiación de la idea de discontinuidad de la materia en alumnos de bachillerato. Implicaciones didácticas. *Enseñanza de las Ciencias*, 7(2), pp. 126-131.
- GIL, D. y MARTÍNEZ-TORREGROSA, J. (1987). Los programas-guías de actividades: una concreción del modelo constructivista de aprendizaje de las ciencias. *Investigación en la Escuela*, 3, pp. 3-12.
- GINNS, I.S. y WATTERS, J.J. (1995). An analysis of scientific understanding of preservice elementary teacher education students. *Journal of Research in Science Teaching*, 32, pp.205-222.
- GIORDAN, A. y DEVECCHI, G. (1988). *Los orígenes del saber*. Sevilla.
- GRAY, H.B. y HAIGHT, G.P. (1976). *Basic Principles of Chemistry*. Nueva York: W.A. Benjamín. Trad. de Salietti, J.M. *Principios básicos de química*. Barcelona: Reverté, SA.
- GRIFFITHS, A.K. y PRESTON, K. R. (1992). Grade 12 students' misconceptions relating to fundamental characteristics of atoms and molecules. *Journal of Research in Science Teaching*, 29, pp. 611-628.
- GUBA, E. (1983). Criterios de credibilidad en la investigación naturalista, en Gimeno Sacristán, J. y Pérez Gómez, A.I. *La educación: su teoría y su práctica*. Madrid.

- GUERRERO, J.F. (1991). Introducción a la investigación etnográfica en educación especial. Salamanca.
- Haidar, A.H. y Abraham, M.R. (1991). A comparison of applied and theoretical knowledge of concepts based on the particulate nature of matter. *Journal of Research in Science Teaching*, 28, pp. 919-938.
- IGLESIAS, A., OLIVA, J.M. y ROSADO, L. (1990). Las interacciones entre estudiantes en el trabajo en grupos y la construcción del modelo corpuscular de la materia y el principio de conservación de la masa. *Investigación en la Escuela*, 12, pp. 57-67.
- JENSEN, W.B. (1984). Abegg, Lewis, Langmuir and the octet rule. *Journal of Chemical Education*, 61(3), pp. 191-200.
- KEIG, P. F. y RUBBA, P. A. (1993). Translation of representations of the structure of matter and its relationship to reasoning, gender, spatial reasoning, and specific prior knowledge. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(8), pp. 883-903.
- LAWSON, A.E. et al. (1993). The role of hypothetico-deductive reasoning and physical analogues of molecular interactions in conceptual change. *Journal of Research in Science Education*, 30(9), pp. 1073-1085.
- LEE, O. et al. (1993). Changing middle school students' conceptions of matter and molecules. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(3), pp. 249-270.
- LONNING, R. A. (1993). Effect of cooperative learning strategies on student verbal interactions and achievement during conceptual change instructions in 10th grade general science. *Journal of Research in Science Teaching*, 30, pp. 1087-1101.
- LLORENS MOLINA, J. A. (1988). La concepción corpuscular de la materia. Obstáculos epistemológicos y problemas de aprendizaje. *Investigación en la Escuela*, 4, pp. 33-48.
- LLORENS MOLINA, J.A. (1991). Comenzando a aprender química: Ideas para el diseño curricular. Madrid.
- MASTERTON, W.L. y HURLEY, C.N. (1989). *Chemistry. Principles & Reactions*. Orlando (Florida): Saunders Golden Sunburst Series.
- MCDONALD, B. (1984). La formación del profesor y la reforma del currículo. Algunos errores ingleses. Simposio Teoría y práctica de la formación y perfeccionamiento del profesorado. Subdirección general de perfeccionamiento del profesorado. Febrero. Málaga.

- MONDELO, M., GARCÍA, S. y MARTÍNEZ, C. (1994). Materia inerte o materia viva. ¿Tienen ambas constitución atómica? *Enseñanza de las Ciencias*, 12(2), pp. 226-233.
- NOH, T. y SCHARMANN, L.C. (1997). Instructional influence of a molecular-level pictorial presentation of matter on students' conceptions and problem-solving ability. *Journal of Research in Science Teaching*, 34(2), pp. 199-217.
- NOVAK, J. D. (1977). *A theory of education*. Cornell: Cornell University Press.
- NOVAK, J. D. (1988). Learning science and the science of learning. *Studies in Science Education*, 15, pp. 77-101.
- NOVAK, J. D. y GOWIN, B. D. (1984). *Learning how to learn*. Cambridge, M.: Cambridge University Press. Trad. de Campanario, J.M. y Campanario, E. 1988. *Aprendiendo a aprender*. Barcelona.
- NOVICK, S. y NUSSBAUM, J. (1978). Junior high school pupils' understanding of the particulate nature of matter: An interview study. *Science Education*, 62, pp. 273-281.
- NOVICK, S. y NUSSBAUM, J. (1981). Pupils' understanding of the particulate nature of matter: A cross-age study. *Science Education*, 65(2), pp. 187-196.
- NUSSBAUM, J. (1985). The particulate nature of matter in the gaseous phase, en Driver, R. Guesne, E. y Tiberghien, A. (eds.). *Children ideas in Science*, pp. 124-144. Milton Keynes, RU.: Open University Press.
- PAOLONI, L. (1979). Toward a culture-based approach to chemical education in secondary schools: The role of chemical formulae in the teaching of chemistry. *European Journal of Science Education*, 1(4), pp. 365-377.
- PAULING, L. (1992). The nature of the Chemical Bond-1992. *Journal of Chemical Education*, 69(6), pp. 519-521.
- PETERSON, R.F. y TREAGUST, D.F. (1989a). Grade-12 students' misconceptions of covalent bonding and structure. *Journal of Chemical Education*, 66(6), pp. 459-460.
- PETERSON, R. F., TREAGUST, D. F. y GARNETT, P. (1989b). Development and application of a diagnostic instrument to evaluate grade-11 and -12 students' concepts of covalent bonding and structure following a course of instruction. *Journal of Research in Science Teaching*, 26(4), pp. 301-314.

- PIAGET, J. (1972). Human development, 15, p. 1.
- POSADA, J.M. DE (1993a). Concepciones de los alumnos de 15-18 años sobre la estructura interna de la materia en el estado sólido. Enseñanza de las Ciencias, 11(1), pp. 12-19.
- POSADA, J.M. DE (1993b). Estudio de los constructos de los alumnos y análisis secuencial de libros de texto en los niveles BUP y COU en relación con la estructura de la materia y enlace químico. Tesis doctoral. Universidad de Málaga. España. São Paulo, Brasil: Miguel de Cervantes. Resumen en Enseñanza de las Ciencias, 11(3), pp. 351-353.
- POSADA, J.M. DE (1994). Reflexiones didácticas sobre el enlace químico en la enseñanza secundaria superior española y brasileña. International Conference Science and Mathematics Education for the 21st century: Towards innovative approaches, pp. 239-248. Chile: Universidad de Concepción.
- POSADA, J.M. DE (1996). Hacia una teoría sobre las ideas científicas de los alumnos: Influencia del contexto. Enseñanza de las Ciencias, 14(3), pp. 303-314.
- POSADA, J.M. DE (1997). Conceptions of high school students concerning the internal structure of metals and their electric conduction: Structure and evolution. Science Education, 81(4), 445-467.
- POSNER, G. J., STRIKE, K. A., HEWSON, P. W. y GERTZOG, W.A. (1982). Accommodation of a scientific conception: Toward a theory of conceptual change. Science Education, 66, pp. 211-227.
- SHEPARDSON, D.P. (1996). Social interactions and the mediation of science learning in two small groups of first-graders. Journal of Research in Science Teaching, 33(2), pp. 159-178.
- SOLBES, J. y VILCHES, A. (1991). Análisis de la introducción de la teoría de enlaces y bandas. Enseñanza de las Ciencias, 9(1), pp. 53-58.
- SONG, J. y BLACK, P.J. (1991). The effects of task contexts on pupils' performance in science process skills. International Journal of Science Education, 13(1), pp. 49-58.
- STAVY, R. (1988). Children's conception of gas. International Journal of Science Education, 10, pp. 553-560.

TAYLOR, S.J. y BOGDAN, R. (1986). Introducción a los métodos cualitativos de investigación. La búsqueda de significados. Buenos Aires: Paidós.

VOS, W. DE y VERDONK, A.H. (1996). The particulate nature of matter in science education and in science. Journal of Research in Science Teaching, 33(6), pp. 657-664.

VYGOTSKY, L.S., (1962). Thought and language. Cambridge: MIT Press. Traducción portuguesa de Camargo, J.L. 1991. Pensamento e linguagem. São Paulo (Brasil): Martins Fontes.