

Verdades y mitos sobre Lewis y su “Teoría de enlace”.

La importancia de la reconstrucción histórica en la construcción de los conceptos para la enseñanza

Marisa Arriola¹
Gustavo Bentancur²

Resumen. Este artículo se inscribe dentro de la línea de trabajo consolidada durante el año 2009, que se centró en el estudio de los problemas en la enseñanza de los conceptos implicados en las teorías del enlace. Se parte del supuesto que es necesario conocer la construcción histórica de los conceptos para poder comprender mejor los modelos y teorías que enseñamos. En particular se presentan aspectos, controversias, puntos de fuga de las representaciones icónicas adjudicadas a Lewis. Se muestra que en la construcción de las mismas existió una estrecha relación con el modelo atómico de Bohr y que además dichas representaciones estuvieron influenciadas por las propuestas hechas por Abegg, Kossel y finalmente sintetizadas en los trabajos de Langmuir. Finalmente se concluye acerca de la importancia que tiene la reconstrucción histórico-epistemológica en la construcción de los conceptos de enlace que habitualmente enseñamos.

Palabras claves: reconstrucción histórica; modelos icónicos, enlace químico.

1. Presentación

Las representaciones acerca del enlace químico se ubican en un plano que no se deriva necesariamente y en forma mecánica de las percepciones empiristas sobre las cuales se comienzan a gestar conocimientos en Química, por el contrario, corresponden a construcciones sustentadas en modelos y teorías acerca de la constitución corpuscular de la materia. Por lo tanto, la presentación de los conceptos que se hacen en la enseñanza de estos temas no debería de aparecer despegada del desarrollo de las teorías acerca de la estructura atómico – molecular de la materia, pues existe una evolución en la ideas acerca de la constitución de la materia cuyo grado de perfeccionamiento, en tanto estructura predictiva y explicativa de los fenómenos químicos, se plasma en las teorías y modelos de enlace.

El desarrollo histórico supone un pasaje desde una concepción atomista de la materia a una molecular; en esta última, la evolución de las conceptualizaciones acerca del enlace químico son fundamentales para dar cuenta de estas estructuras, pudiendo predecir fundamentalmente su reactividad, lo cual resultó y resulta fundamental en los procesos de síntesis de nuevas sustancias.

La revisión histórica de la construcción de los conceptos es una vía metodológica por donde incursionamos en estas indagaciones. Así, por ejemplo, el estudio de la evolución del concepto de valencia, que resulta operativo en la construcción de estructuras moleculares, es la forma más frecuentemente adoptada por los investigadores para reconstruir las concepciones históricas del enlace químico. Según se plantea en las investigaciones realizadas por Gallego Badillo (2001), se pueden distinguir tres momentos: la valencia entendida como capacidad relativa de combinación

1 Profesora de Química. Docente de Química General II y de Química Inorgánica. CeRP - Clemente Estable.

2 Profesor de Química. Docente de Química General I y de Laboratorio del Instituto de Profesores “Artigas”.

(Frankland, 1852)³, la valencia identificada con el número de electrones de la capa más externa de los átomos (Lewis, 1916; Langmuir, 1919) y finalmente Linus Pauling (1932) la explicó desde la mecánica cuántica.

Esta revisión histórica supone considerar los modelos mediante los cuales han sido posibles estas representaciones⁴. En definitiva, la evolución histórica de los conceptos implicados en la explicación de la naturaleza del enlace químico y de las estructuras moleculares nos remite a la reconstrucción de los modelos.

Desde esta perspectiva, se muestra en la mayoría de las investigaciones consultadas que la construcción teórica ha supuesto el uso de modelos icónicos, y que la adquisición de lenguajes más simbólicos sustentados en una lógica física-matemática es posterior. En consecuencia, se observa que existe una relación entre estos dos momentos en la construcción histórica de los conceptos de enlace que se conectan directamente con la construcción de modelos. Esto resulta interesante de indagar pues lo que se enseña en secundaria se inscribe dentro del primer momento, donde el uso de modelos icónicos y analógicos es la forma habitual de transmisión. Este será nuestro centro de interés, aunque esto sea solo una parte de la historia.

Por otra parte, la relación entre la estructura molecular y las propiedades de las sustancias es un objetivo por el cual se transita en los distintos cursos de Química de Educación Media. Esta también ha sido la preocupación histórica de los hombres de ciencia y la importancia de las representaciones icónicas ha sido fundamental al respecto.

En síntesis, en la enseñanza, el estudio de las representaciones utilizadas para hacer comunicable el conocimiento, esto es hacerlo enseñable, es un lugar por donde investigar. En el caso del enlace químico, es poder rastrear las teorías y modelos sobre los cuales se sustenta el carácter ontológico de entidades tales como los átomos, las interacciones entre los mismos, la existencia o no de determinadas especies moleculares, entre otros. Además esto resulta conveniente pues las simplificaciones que se realizan cuando se enseña no siempre son hechas conscientemente por el que enseña, se toma la transposición como el origen, cuando en realidad el saber que estas denotan dista bastante del original.

Por lo tanto, nos planteamos como parte del recorrido a realizar mostrar la construcción histórica de los conceptos, evidenciando las controversias, las resistencias y las cuestiones que no quedaban resueltas desde cada modelo que se proponía. En particular se abordan las construcciones acerca de las estructuras de Lewis, pues estas constituyen parte de los contenidos que más se trabajan en los cursos de enseñanza media.

2. La construcción icónica del modelo del octeto

Como señalábamos anteriormente, tomaremos como ejemplo la construcción histórico – epistemológica del modelo del octeto para el enlace químico, el cual desde un primer momento fue una representación icónica.

3 Las indagaciones históricas muestran que el concepto de valencia se inicia con las leyes de las proporciones definidas y múltiples, a partir de las cuales Thomas Thomson (1813) pudo concluir que cada elemento tiene un número característico de puntos unión, coincidiendo con lo que, 40 años después, Edward Frankland definió. (Gallego Badillo, 2001)

4 Los modelos científicos son representaciones provisorias y perfectibles del objeto o fenómeno en estudio aceptadas por la comunidad de científicos, que muestran algunos aspectos de estos, de acuerdo con su intención. Los modelos científicos son representaciones teóricas de sistemas de teorías que, a su vez son representaciones simplificadas e idealizadas de la realidad y que se conectan con esta última por medio de analogías susceptibles de ser contrastadas empíricamente. (Aduz-Bravo, 2001, citado en: Gallego Badillo, 2001)

Parafraseando a Adúriz-Bravo, los modelos científicos son las mediaciones entre el sistema formal «teórico» y su interpretación «empírica» (Adúriz-Bravo, 1999). Aseguran la transposición de los elementos del sistema teórico, y para ello se valen de distintas herramientas. Algunos apelan a sistemas de analogías, otros al lenguaje matemático y otros a representaciones gráficas, sistemas de símbolos que permiten la comunicación y la operatividad de la teoría. En el desarrollo de los conceptos y teorías de enlace estos últimos siempre han estado presentes.

Los modelos icónicos o gráficos se utilizan cuando el objeto del saber no es directamente accesible a una observación primera, no mediada instrumentalmente debido a que la tecnología no ha podido construir el instrumento adecuado para tal función. Corresponden a un primer nivel de representación de los conceptos y son históricamente la primera forma de poder comunicar las primeras formulaciones teóricas acerca de la estructura de la materia. Así Dalton utiliza distintos símbolos para distinguir tomos de distintos elementos e incluso a partir de los mismos plantea la formación de las entidades que constituyen los compuestos. Por lo tanto, los modelos icónicos son fundantes en el desarrollo de la Química, siendo representaciones que, al comenzar a ser compartidas por grupos de científicos, permiten el uso y explotación conceptual y metodológica de los mismos.

La primera sensación al intentar la reconstrucción histórica de cualquier teoría, ley o modelo es que, si colocamos en una línea de tiempo los nombres de los científicos y los enunciados que ellos mismos pronunciaron, fácilmente podríamos tener una idea de cómo se sucedieron los acontecimientos. Al intentar realizar este trabajo, nos encontramos con nombres de científicos presentes en varias oportunidades, con fechas que aparecen una y otra vez vinculadas con varias postulaciones sobre temas diferentes o sobre el mismo tema en épocas diferentes, etc. Intentar representar la historia en una línea de tiempo es tener una visión reduccionista y una vez más la mirada empiropositivista (Mosterin, 1978) estaría dominando la exposición. En síntesis, la realidad no surge de una relación directa con lo observado, una reconstrucción lineal de la historia de la ciencia nos impide denotar lo controvertido y fermental de las discusiones que se van dando.

Sin embargo, es necesario acudir a una recortada reseña cronológica de algunos hechos, tanto empíricos como creaciones intelectuales, para poder describir el método de representación del enlace ideado, complementado y sintetizado por diferentes científicos, el cual se atribuye casi exclusivamente a G. Lewis.

Los inicios de las representaciones de Lewis son las ideas que sobre la discontinuidad de la materia se expresan en el pensamiento griego, en épocas anteriores a nuestra era. La primera imagen icónica corpuscular del átomo surge con los postulados atómicos de Dalton, quien la expone en su libro *"A new sistem of chemical phylosphy"*, publicado en 1807. Aunque la aceptación de la existencia de los átomos⁵ no era la postura más aceptada entre la incipiente comunidad de científicos occidentales, muchos de estos, tanto químicos como físicos, apoyados en esas primeras representaciones, fruto de la fuerza creativa de la mente humana y del aporte

5 Es interesante destacar cómo hacia fines del siglo XIX la noción de que la materia es discontinua era un sentido, pues se consideraba que el conocimiento solo provenía de la experiencia. Además era allí donde estaba concentrada la actividad de estos primeros químicos: medir, cuantificar, era la preocupación mayor. Al respecto Dumas plantea: "¿Qué nos queda de la ambiciosa excursión que nos hemos permitido por la región de los átomos? Nada, nada necesario al menos. Lo que nos queda es la convicción de que la Química se ha extraviado, como siempre que ha abandonado la experiencia, ha querido caminar sin guía a través de las tinieblas. Con la experiencia en la mano encontrarán ustedes a los equivalentes de Wenzel, los equivalentes de Mitscherlich, pero en vano buscarán los átomos tal y como su imaginación ha podido soñarlos (...). Si yo pudiera borraría la palabra átomo de la ciencia persuadido de que va más lejos que la experiencia; y en Química nunca debemos ir más lejos que la experiencia"(Dumas, 1837. p: 249; citado por Bensusaude, 2006:105)

cuantitativo de la experimentación, hicieron posible el camino desde entonces hasta principios del siglo XX, época en la cual Lewis expone su teoría.

Es en el año 1908 cuando Johannes Stark en su libro “*Die Elektrizitat im chemischen atom*” considera que los electrones de valencia atraían simultáneamente la parte positiva de dos átomos diferentes y elaboró una representación gráfica ilustrativa de su punto de vista⁶.

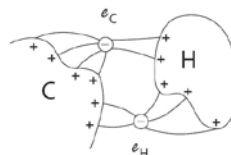


Figura 1. Modelo gráfico de Stark del enlace Carbono-Hidrógeno.

Para Stark, los electrones situados entre dos átomos constituirían el enlace químico. El modelo de Stark se apoya en William Ramsay quien en 1907 introduce el concepto de “compartición de electrones” entre dos átomos para explicar la unión de los mismos, identifica varios gases nobles y reafirma la idea de la compartición de electrones como “lazo de unión” entre átomo y átomo. A pesar de los logros de Ramsay, al modelo de Stark se le dio poca trascendencia.

En 1911, Rutherford busca contrastar empíricamente el modelo de Thomson utilizando las experiencias que sobre dispersión de partículas α realizaban Geiger y Marsden y encuentra que el modelo es inconsistente con la evidencia experimental. Realizó un análisis matemático de la dispersión obtenida y propone un modelo nuclear, surgiendo así el segundo modelo icónico del átomo (Bensuade, 1997).

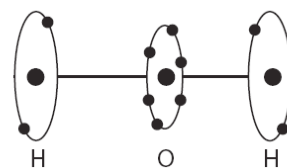


Figura 3. Modelos gráficos de Bohr (1913) para el hidrógeno, el oxígeno y el agua.

Otro modelo icónico reconocido fue propuesto por Niels Bohr, en 1913. Representa a las moléculas de dihidrógeno, dioxígeno, agua, metano y acetileno sugiriendo que los átomos se unen por anillos de electrones moviéndose en un plano perpendicular al eje internuclear.

Su modelo permite explicar solamente la molécula de H_2 , estudiando así su estabilidad y calculando la entalpía de formación como -264 kJ/mol . Sin embargo, explica la formación de uniones entre metales y no metales suponiendo pérdida y ganancia de electrones, formando así especies “electropositivas” y “electronegativas” que se atraían por fuerzas electrostáticas.

Esta concepción del enlace surge naturalmente, ya que la fuerza electrostática es una fuerza muy bien conocida por químicos y físicos y su existencia es evidenciada por innumerables hechos experimentales desde ambos campos del conocimiento desde 1875, fecha ésta en la que Coulomb la plantea en forma matemática.

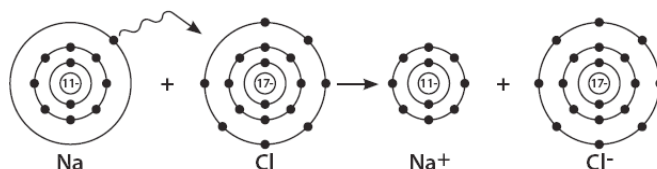


Figura 5. Modelo gráfico para la formación del cloruro de sodio, según Kossel (1916).

6 Las imágenes son tomadas de Urbina Duarte, S., Gallego Badillo, R., Pérez Miranda, R., Gallego Torres, A. “Una construcción histórico-epistemológica del modelo del octeto para el enlace químico”. En rev.: TEA. N° 23. 2008. p. 52 – 66.

El año 1916 aparecen dos artículos referidos al enlace químico, el primero escrito por Kossel y el segundo por Lewis. Kossel enuncia que cada elemento contiene un electrón y una partícula positiva más que su predecesor. Concluyó que el cambio periódico en la valencia es una prueba de que, al pasar de un elemento de menor peso atómico a otro de mayor peso atómico, la configuración electrónica cambia uniformemente, por tanto, cada cierto recorrido por periodos se llega a elementos que repiten el número de electrones de valencia y debería de asociarse con los elementos químicamente inertes corroborando al ley de periodicidad de Mendeléiev.

Kossel, al igual que Bohr, supone a los electrones ubicados en anillos concéntricos pero, a diferencia de él, pensó que los gases nobles tenían 8 electrones en la órbita más externa. Propone la pérdida de un electrón por los metales alcalinos y la ganancia de uno de ellos por los halógenos para tener igual número de electrones que el gas noble correspondiente. De esta manera, explica la estabilidad de estos compuestos adjudicando a la atracción electrostática la responsabilidad del enlace químico. Surge con Kossel el concepto de transferencia de electrones. Este fenómeno fue denominado por Langmuir *electrovalencia*. Para moléculas formadas por átomos iguales, no supone transferencia de electrones sino que admite la idea de Bohr de anillos de electrones, paralelos al eje de enlace, atraídos por los núcleos de ambos átomos. Sugiere anillos de 2, 4 y 6 electrones para explicar las moléculas de hidrógeno, oxígeno y dinitrógeno, respectivamente.

Lewis, en 1916, propone otro modelo, el de “compartición de un par de electrones” para lograr estabilidad y está de acuerdo con Kossel en que las moléculas adquieren estabilidad por igualarse electrónicamente con los gases nobles. Propone que los electrones estarían estáticos, arreglados en capas donde la primera alojaría a dos de ellos, la segunda y la tercera tenderían a tener 8 electrones, y la última capa, entre 1 y 8 electrones. Esta proposición de los electrones estáticos no fue admitida por los físicos (Leidler, 1995)⁷. En 1902, Lewis hace este planteo a sus alumnos de la Universidad de Harvard con intencionalidad didáctica.

¿Sería este modelo anterior a las conceptualizaciones de Abegg de 1904? Según Leidler, (1995) fue Abegg quien postula por primera vez un modelo electrónico de valencia en el que sugiere que la estabilidad química excepcional de los gases nobles era debida a su configuración electrónica. Éste postulaba que *“la diferencia entre el número de valencia positiva y negativa o “números polares” de un elemento era frecuentemente de 8 y nunca mayor. Si un átomo cede n electrones, debe poder aceptar 8 – n electrones, hecho consistente con que en su capa de valencia pueda albergar hasta 8 electrones”*⁸.

El modelo electrónico de Lewis para la valencia se basó entonces en una evidencia experimental, la poca reactividad de los gases nobles, y en la ley de Abegg sobre valencia y contravalencia.

Lewis supone una disposición cúbica para los átomos, albergando en cada vértice a los electrones de valencia. Esta teoría llamada Teoría Cúbica del Átomo (Leidler, 1995) fue de gran utilidad para los químicos en su camino de búsqueda de nuevos materiales.

Para poder representar los elementos y compuestos químicos, Lewis postula:

1. El núcleo y los electrones internos (*Kernel: almendra en alemán*) permanecen inalterados en los cambios químicos. Estos electrones no alcanzan para neutralizar la carga del núcleo, la carga resultante coincide con el número del grupo de la tabla periódica a la que pertenece el elemento. (*Kernel o core*)

7 Citado en Urbina Duarte, S., Gallego Badillo, R., Pérez Miranda, R., Gallego Torres, A. **Op. Cit.**

8 Urbina Duarte, S., Gallego Badillo, R., Pérez Miranda, R., Gallego Torres, A. **Op. Cit.**

2. Los electrones externos, o de valencia, neutralizan la carga de la *core*. Son los responsables de las propiedades químicas del elemento y varían entre 0 y 8.

3. Los electrones de valencia, en las combinaciones químicas, se distribuyen en los vértices de un cubo y tienden a estar en números pares, especialmente, 8.

4. Existe la posibilidad de interpenetración de las capas de valencia de diferentes átomos.

5. El movimiento de los electrones en la capa de valencia no se ve dificultado, aunque existen restricciones, determinadas por la naturaleza del átomo mismo y la de aquellos con quien está unido.

6. No se cumple la ley de Coulomb entre las partículas del átomo.

Representaciones de Lewis de símbolos, iones y compuestos químicos:

Li: **LiE**; C: **CE₄**; N⁻³: **NE₈**; LiF: **LiFE₈**; C₂H₂: **C₂H₂E₁₀**; SO₄⁻²: **SO₄E₃₂**

En negrita se representa el *core* y con E_n el número de electrones de valencia.

Según el modelo icónico cúbico del átomo, propuso algunas estructuras químicas como las siguientes:

I. O₂ **Doble enlace** II. CCl₄

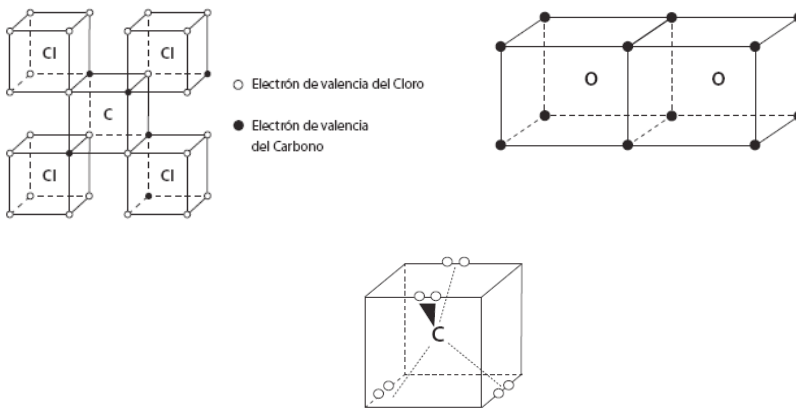


Figura 10. Modelo gráfico para el átomo de carbono (Lewis, 1916).

Si bien podía explicar la estabilidad por haber conseguido cada átomo un octeto (excepto el hidrógeno), no podía explicar la naturaleza tetraédrica del carbono, propuesta por Kekulé, así como tampoco el enlace triple entre los átomos de nitrógeno para dar la molécula de dinitrógeno.

Lewis hace un arreglo diferente de los 8 electrones de enlace del átomo de carbono en el CCl₄, suponiendo que se unen, tal vez por fuerzas magnéticas, a cuatro átomos o grupos de átomos.



Figura 11. Modelo icónico para el ácido clorhídrico (Lewis, 1916).

Por último, propone una estructura de puntos para representar los electrones de valencia y cada par de puntos entre dos átomos representa un enlace. Si el par de electrones no equidista de ambos átomos, la molécula es polar.

En el año 1919, Langmuir recoge los trabajos de Lewis y Kossel, los generaliza, los amplía y postula cómo predecir la reactividad química, la estructura y las propiedades de los compuestos. Es él quien acuña el término “*enlace covalente*” para la compartición de electrones y “*electrovalente*” para la atracción electrostática entre iones de carga contraria.

A modo de conclusión

Los modelos icónicos o gráficos han sido fundamentales en el desarrollo de la actividad de los químicos. Han permitido la formulación de hipótesis, a la vez que se han constituido en aparatos conceptuales, metodológicos y tecnológicos importantes en el desarrollo de las distintas disciplinas del campo de la Química. Muchas de estas estructuras son las que enseñamos y se constituyen no solo en contenidos conceptuales sino también procedimentales, pues permiten al estudiante avanzar en la explicación de los fenómenos desde el marco interpretativo que suponen las teorías.

Así las estructuras de Lewis que son enseñadas en cursos de ciclo básico y retomadas en los cursos de Bachillerato constituyen parte de los contenidos estructurantes de la Química, son la forma más sencilla de poder predecir y explicar desde la dimensión teórica muchos de los fenómenos que implican transformaciones de la materia.

El estudio de estas formas básicas de representación de la realidad supone tener en cuenta su marco histórico de construcción, las limitaciones que suponen su uso y la potencialidad que implica el empleo de un modelo fundamentalmente iconográfico en lugar de modelos simbólicos, como son los de las teorías de enlace basadas en la mecánica ondulatoria⁹.

Se ha mostrado que los trabajos de los químicos son dependientes de la época histórica en la que se desarrollan, ya que los resultados obtenidos están influenciados por el conocimiento empírico disponible. Además las nuevas formulaciones acerca de las estructuras moleculares se realizan teniendo en cuenta el modelo atómico más consensuado por la comunidad científica del momento. La reconstrucción histórica de los conceptos implicados en el desarrollo de las estructuras de Lewis acerca de las estructuras moleculares y del enlace covalente que hemos desarrollado en este artículo nos permite plantear los siguientes hallazgos:

- Fue Kossel quien postuló la estabilidad de los gases nobles y la pérdida o ganancia de electrones por los demás átomos, para asemejarse a ellos.
- Lewis *no* es quien postula todo lo que se enseña en las aulas al respecto de la “teoría del enlace de Lewis”. Él es uno de los que aporta a dicha teoría, junto con Kossel, Abegg, Ramsay y Langmuir. Además, al estudiar las representaciones propuestas por Lewis y por Kossel, se pueden entender las distinciones que tradicionalmente se mantienen en los textos entre enlace iónico y enlace covalente.
- A Lewis se le atribuye el concepto de “compartición de un par de electrones” para lograr estabilidad en la formación de compuestos por parte de los no metales, la creación de la “teoría cúbica del átomo”, la propuesta de la estructura de puntos para los electrones de valencia y la vinculación de las propiedades químicas de los elementos con los electrones de valencia. Sin embargo, el término “covalencia”, que refiere a la compartición de pares de electrones, es sugerido por Langmuir. Ade-

9 Resulta interesante de mostrar que aún los modelos simbólicos son comunicables, enseñables, a partir de hacerlos “iconizables”. Algunos ejemplos de esto son los diagramas de solapamiento de orbitales atómicos, los diagramas de contornos de orbitales y los esquemas del método CLOA.

más, como plantea Gallego Badillo (2006), es C.R Bury quien, a partir de las evidencias químicas, propone arreglos electrónicos en los átomos en capas de 2, 8, 18 y 32 electrones. En 1921, Bohr acepta este esquema pues es compatible con su modelo propuesto para el átomo de hidrógeno.

Bibliografía

- Bensusade, B. **Historia de la Química**. Madrid. Iberoamericana. 1997.
- Gallego Badillo, R. y otros. “**El concepto de valencia su construcción histórica y epistemológica y la importancia de su inclusión en la enseñanza**”. En Rev. **Ciencia y educación**. V 10. Nº 3. 2004. pp. 571-83.
- Gallego Badillo, R. y otros. “**El objeto de saber de los químicos. Formulaciones, modificaciones y abandono del modelo icónico inicial**”. En rev.: **Investigações em Ensino de Ciências**. V11(3). 2006. pp. 365-381.
- Mosterin, J. “**La estructura de los conceptos científicos**”. En rev.: **Investigación y Ciencia**. Nº16. 1978. pp. 82-93.
- Urbina Duarte, S., Gallego Badillo, R., Pérez Miranda, R., Gallego Torres, A. “**Una construcción histórico-epistemológica del modelo del octeto para el enlace químico**”. En Rev. **TEA**. Nº 23. 2008. pp. 52 – 66.