

## TRANSPOSICION DIDACTICA DEL MODELO CIENTIFICO DE LEWIS-LANGMUIR

Janneth Isabel Herreño Chaves<sup>1</sup>, Rómulo Gallego Badillo<sup>2</sup> y Royman Pérez Miranda<sup>2</sup>

<sup>1</sup>Maestría en Docencia de la Química. Universidad Pedagógica Nacional

<sup>2</sup>Profesores Universidad Pedagógica Nacional.

Grupo de Investigación Representaciones y Conceptos Científicos -Grupo IREC-  
[jaherreno@gmail.com](mailto:jaherreno@gmail.com) [rgallego@pedagogica.edu.co](mailto:rgallego@pedagogica.edu.co) [royman@pedagogica.edu.co](mailto:royman@pedagogica.edu.co)

[Recibido en Febrero de 2009, aceptado en Octubre de 2009]

### RESUMEN

*Este artículo presenta las conclusiones obtenidas en un proyecto de investigación, en el que se auscultó la transposición didáctica que hacen del modelo de Lewis-Langmuir, diez de los textos para la enseñanza de la química más empleados por algunos profesores universitarios y de educación secundaria. Para el análisis se tuvo en cuenta lo histórico, lo epistemológico y lo didáctico. Los resultados muestran que en estos textos no hay referencia a la historia de la construcción del modelo y solo se reducen a la utilización didáctica de las fórmulas de Lewis. Tampoco aluden al papel cumplido por I. Langmuir en la divulgación de dicho modelo.*

**Palabras claves:** *modelo científico; modelo icónico; transposición didáctica; epistemología; historia de la química.*

### INTRODUCCION

Para hacer una reflexión sobre la versión de química que se hace objeto de enseñanza, es necesario analizar los textos de enseñanza que habitualmente emplean los profesores tanto del nivel universitario como del secundario. Para esa revisión la categoría epistemológica de modelo científico parece ser la más adecuada, sobre todo en razón de que es la que se ha adoptado a finales del siglo XX y en lo que va corrido del XXI (Caldin, 2002; Gallego Badillo, Pérez Miranda, Gallego Torres y Torres de Gallego, 2007).

La transposición didáctica fue propuesta en educación matemática por Y. Chevallard (1985). En la didáctica de las ciencias los estudios sobre la transposición didáctica son dados a conocer en los inicios del siglo XXI (De la Gándara, Gil, y Sanmartí, 2002). Para retomar la propuesta de los especialistas en educación matemática se introdujo la indispensable distinción, en el sentido de que el desarrollo histórico de cada una de las ciencias de la naturaleza difería significativamente del de las matemáticas. Con base en esta distinción se han desarrollado proyectos de investigación en esta dirección (Camacho González, Gallego Badillo y Pérez Miranda, 2007; Cuellar Fernández, Gallego Badillo y Pérez Miranda, 2008). Los resultados de estos trabajos

demuestran que los textos de enseñanza introducen tergiversaciones conceptuales y metodológicas, imponen una versión de ciencia y de su historia de carácter positivista, fuera de que presentan una "ciencia producto" reducida a definiciones por fuera de los significados que les son propios dentro del modelo científico como totalidad al que pertenece.

La transposición didáctica de los modelos científicos es el proceso mediante el cual los textos de enseñanza, son convertidos en la ciencia que se transmite en las instituciones escolares. En esa transformación los autores o autoras, interpretan esos modelos con base en sus concepciones histórico-epistemológicas, didácticas y pedagógicas, esto es, plasman en esos textos su versión de ciencia, lo que de ella ha de enseñarse y la intencionalidad educativa que se ha de perseguir. Además y es un hecho ya reconocido, la transposición didáctica habitual en ciencias, extrae cada modelo científico de su contexto de producción, a la vez que hace una segunda descontextualización al no considerar en el entorno cultural, social, político y económico en el que el colectivo de especialistas formuló el modelo. De la misma manera, elaboran una ciencia escolar estándar, para la cual ese mismo contexto que rodea a cada institución escolar parece carecer de importancia alguna; quizás con base en esa concepción "universalista" de las ciencias de la naturaleza.

## **SOBRE LOS MODELOS CIENTÍFICOS**

Hay acuerdo entre los epistemólogos y los didactas de las ciencias que han adoptado la categoría de modelo científico, que estos son construcciones indispensables para representar aquello que se hace objeto de investigación y de saber; pero que no son la realidad en sí. Esta característica es la que fundamenta el convencimiento de que cada modelo científico, de acuerdo con los resultados que a partir de la explotación conceptual y metodológica que el colectivo de especialista va obteniendo, lo reformula, hasta finalmente sustituirlo por otro de mayor poder heurístico.

La adopción de esta categoría posiblemente ha sido consecuencia de los resultados de las reconstrucciones histórico-epistemológicas de finales del siglo XX y de lo que va corrido del XXI. En efecto, éstas demostraron que el desarrollo de ciencias como la biología y la química no habían seguido el atribuido a la física; ciencia ésta que había sido constituida como patrón para juzgar el estatuto científico de las otras ciencias de la naturaleza. En este sentido, la categoría epistemológica de teoría, empleada en sus propuestas por K. Popper (1962), T. S. Kuhn (1972) e I. Lakatos (1983), no podía ser generalizada. Es preciso, señalar aquí que para los físicos Newton marcó en sus dos obras, los "Principia" y la Óptica" aquello que debería ser considerado como una teoría científica. De manera general, la que estaba conformada por definiciones, demostraciones y corolarios (Assis, 1998).

Frente a este problema, los especialistas acudieron al concepto de modelo científico, creado por los investigadores en ciencias sociales (Keeves, 1990); incluso admitiendo con las reconceptualizaciones requeridas, una taxonomía análoga. Por tanto, para los estudios histórico-epistemológicos del desarrollo de cada una de las ciencias de la naturaleza esa taxonomía los clasifica en modelos icónicos o gráficos, en analógicos y en simbólicos (Caldin, 2002; Tomasi, 1999), siendo los simbólicos los usuales en física (Lombardi, 1998). Si bien constituye esta taxonomía una idealización requerida, no es

factible sostener la existencia de “modelos científicos puros” ya cada uno de ellos acude a los otros (Gallego Torres, Gallego Badillo, y Pérez Miranda, 2006), por cuanto cada colectivo de especialista determina, de conformidad con su objeto de investigación, las características del modelo dentro del cual ha de desarrollar su actividad investigativa. Se suele afirmar que en la química predominan los modelos icónicos (Gallego Badillo, Pérez Miranda, Gallego Torres y Torres de Gallego, 2006); sin embargo, para una caracterización más admisible se recomienda acudir a la historia (Greca y Dos Santos, 2005).

### DEL MODELO ICONICO DE LEWIS-LANGMUIR

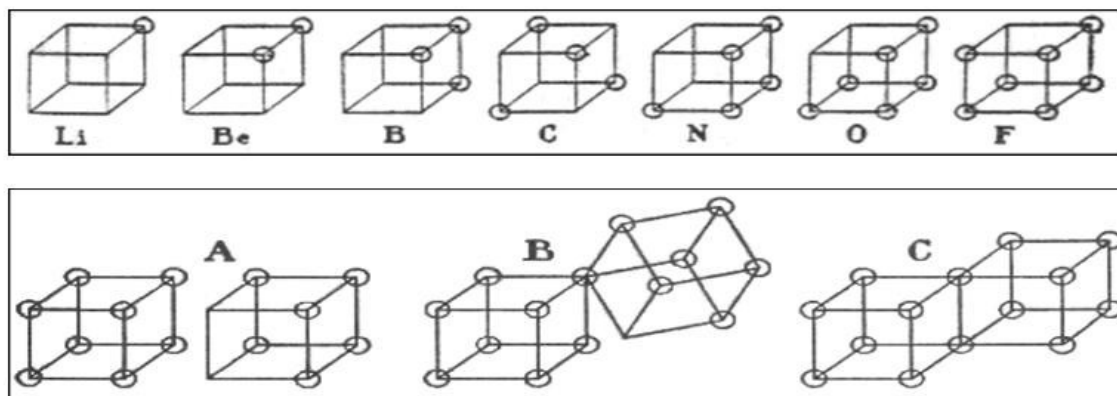
La investigación inicialmente acudió a la revisión desde los originales, a las propuestas de D. Mendeleev (1871), R. Abegg (1904), J.J. Thomson (1906,1913), W. Kossel (1916), G. N. Lewis (1916), I. Langmuir (1919a, 1919b) y G. N. Lewis (Coloquio, 1984). En este contexto en 1916 la construcción del modelo del octeto que presentaba la “Teoría del enlace químico por compartición de pares de electrones” es objeto de críticas, burlas y rechazo, pero gracias al interés, revisión y ampliación que de ellos hizo Irving Langmuir en 1919, empieza a adquirir aceptación; siendo presentado como “Teoría del octeto de Valencia” (Langmuir,1919a).

Hay que anotar que aquello que desembocará en el modelo de Lewis, surge en este científico en 1900, cuando leyó la obra “*Nuerer Anschauungen*” de A Werner (Brock, 1998). El modelo presentado como modelo cúbico del octeto (Lewis, 1916), que desarrolló inicialmente en el reverso de un sobre para cartas en 1902 (Brock, 1998), fue sometido a críticas por la comunidad científica porque se exigía que desarrollara con claridad los conceptos que empleaba, para que no cayera en contradicciones (Tomasi, 1999). Uno de los argumentos centrales de las controversias, era el de que Lewis en su modelo presentaba electrones estáticos, algo que era inaceptable en el contexto de las concepciones que al respecto se estaban desarrollando en relación con el estatus de esta partícula en el átomo.

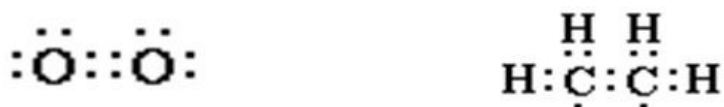
En todo caso el modelo, al construir una representación de un concepto abstracto no observable, cumple con los requisitos para considerarse icónico o gráfico, aun cuando conllevaba algo de analógico y de simbólico. A partir de la propuesta de G. N. Lewis (1916) I. Langmuir (1919a; 1919b) recurre constantemente a pictogramas que ayudan a la comprensión del mecanismo por el cual ocurre el enlace químico y formula la denominada “ley del octeto” o “regla del octeto” que fue rechazada. No obstante, algunos historiadores de la química son del parecer que, el trabajo de divulgación que hizo Langmuir del modelo de Lewis, contribuyó significativamente a la admisión de las ideas expresadas en su “*Valence and structure of atoms and molecules*” de 1923. En ese proceso de institucionalizar el modelo de Lewis, contribuyó igualmente J. Hildebrand quien redactó en 1919, un texto de enseñanza para estudiantes universitarios, titulado “Principles of Chemistry”. Desde esta puntualización, se reconoce el aporte de Langmuir y, por tanto, la justificada referencia al “Modelo de Lewis-Langmuir” (Brock, 1998).

El modelo propiamente de Lewis en el que inicialmente acude a las representaciones pictóricas de los cubos, es icónico o gráfico, que como ya se sostuvo, dejó sentada la idea de unos electrones estáticos que estaban ubicados espacialmente. Sin embargo,

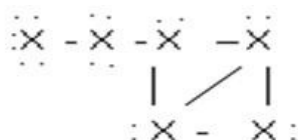
la novedad del aporte consistió en que con esta representación gráfica el enlace en términos de la compartición de electrones empezó a generalizarse (Figura 1) y dio pie al inicio de una discusión acerca de la formación de las moléculas; de hecho, Lewis abandonó esta propuesta originaria, para plasmar ese compartimiento de electrones empleando puntos, cruces, rayas y flechas (Figuras 2 y 3.).



**Figura1.-** Las propuestas iniciales de Lewis.

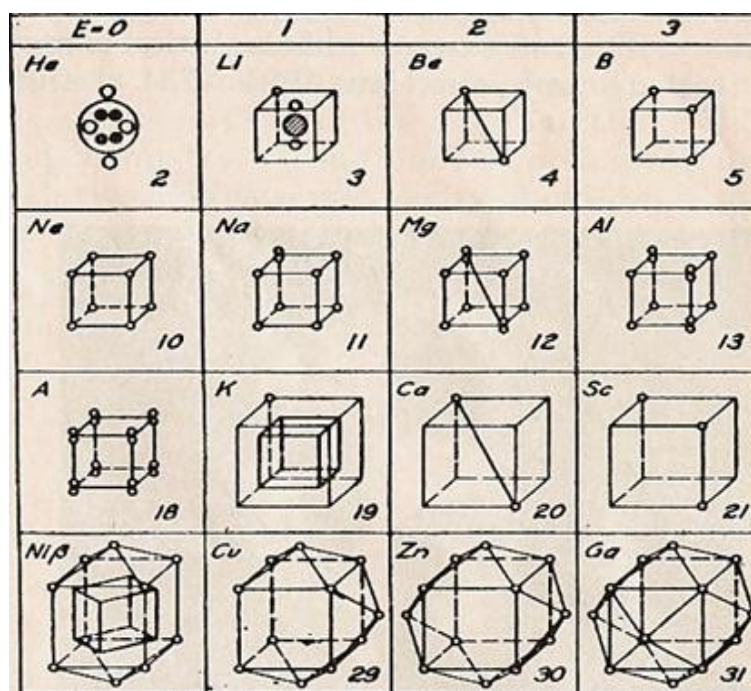


**Figura 2.-** Representación de los electrones de valencia. Tomadas de Lewis, 1916.



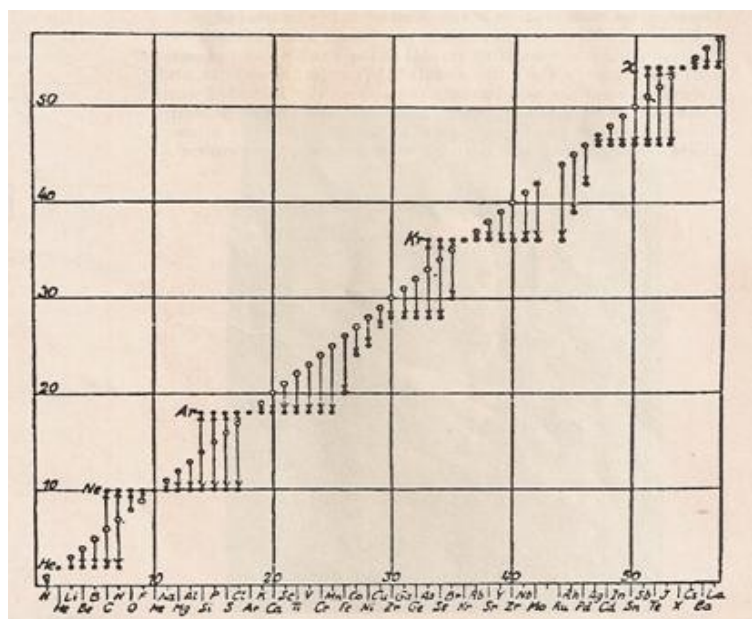
**Figura 3.-** Representación de los enlaces con rayas. Tomado de Zandler y Talaty, 1984

En la última representación pictórica las líneas se utilizan para indicar los pares de electrones vinculados, mientras que los puntos se emplean para denotar pares solitarios. Langmuir amplió el modelo cubico de Lewis para explicar el contenido máximo por cada una de las capas en el átomo 2, 8,18, y 32 electrones y el orden de llenado de las capas. Así, una nueva capa solo puede ser ocupada si las capas precedentes han sido copadas totalmente (Jensen, 1984). Langmuir utiliza modelos icónicos con lo cual logra deducir la ecuación del octeto (Figura 4).

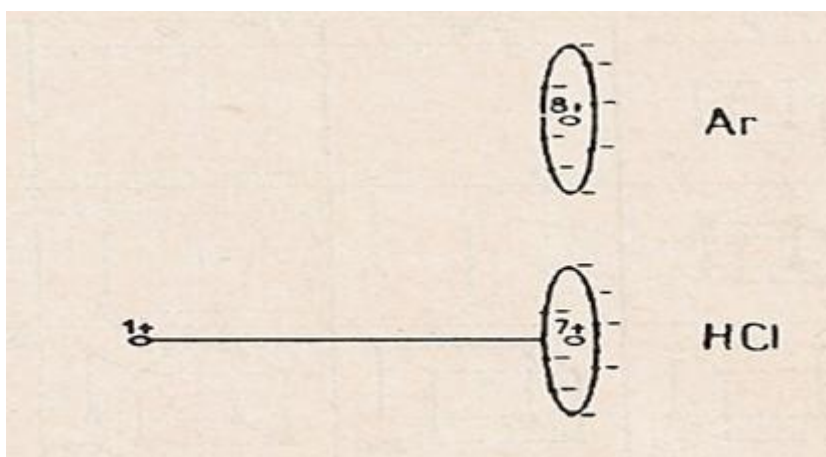


**Figura 4.-** La extensión de Langmuir del modelo cúbico. Tomada de Jensen (1984).

Como aporte al modelo del octeto W. Kossel propone el uso del modelo iónico de la vinculación que resultaba a los problemas de la química de la coordinación, la acidez y la basicidad relativas de óxidos. Kossel apoyándose en trabajos del físico A. Van Den Broekó construyó su diagrama, ahora famoso de los estados positivos y negativos de los estados de oxidación para los primeros 57 elementos (Figura 5). También fueron incluidos algunos cálculos simples usando la ley del culombio y una tentativa de visualizar enlaces en términos del modelo atómico de Bohr (Figura 6) (Jensen, 1984).



**Figura 5.-** Propuesta de Kossel. Tomado de Jensen (1984).



**Figura 6.-** Propuesta de Bohr-Rutherford.

Mendeleev (1869; 1889) en sus publicaciones sobre la periodicidad de los elementos químicos menciona como la disposición de los elementos o grupos de elementos en el orden de sus pesos atómicos corresponde a su llamada valencia y presenta relación con sus propiedades químicas. Abegg se interesa por los aportes de Mendeleev y gracias a su trabajo posterior en colaboración con W. Ostwald, Sv. Arrhenius y W. Nernst en Göttingen, abandona el problema del enlace químico y decide dedicarse a la electroquímica de iones simples y complejos; por esta razón hace publicaciones y participa de congresos que le permiten presentar sus ideas sobre el origen eléctrico y periodicidad de los elementos. Por su parte, Abegg (1904) postuló que todos los elementos eran capaces de exhibir una valencia electropositiva, una valencia electronegativa y que la suma de las dos era ocho, también expone como muchos elementos no exhibían sus valencias completas, poniendo de presente su contribución a la regla del octeto y de la teoría electrónica de valencia. Como Abegg no proporciona un modelo claro de la estructura atómica; una falencia que fue resuelta por el trabajo del físico inglés J. J. Thomson (1897) cuando incluye en sus explicaciones sobre la valencia su modelo acerca de la estructura electrónica del átomo. Así, la valencia química se hizo función solamente de la capa electrónica exterior y la periodicidad química se estableció como una repetición periódica de la estructura electrónica de la capa externa de los átomos, con base en que la estabilidad de los gases nobles está relacionada con ella (Jensen, 1984).

De las consultas realizadas, se comprende que Lewis había comenzado a trabajar sobre la teoría electrónica de la valencia desde 1897, llegando de forma independiente al modelo que resultó similar al de Abegg. En Harvard, donde recibe el doctorado bajo la dirección de Theodore William Richards, logra excelentes técnicas experimentales, pues su maestro es completamente empirista. Es en esta Universidad en la que desarrolla de manera completa, su primer modelo estático del átomo, llamado el átomo cúbico, que usaba para explicar la compartición de electrones, pero para gran sorpresa todo el departamento de física y química le aconsejan no perder el tiempo en estas investigaciones por no ser dignas de ser comunicadas a la comunidad científica (Brock, 1998).

Sin embargo G. N. Lewis decide publicar sus documentos de 1913 y 1916, en las que propone en su modelo, que los compuestos polares se caracterizan porque los

electrones de enlace se encuentran débilmente unidos, una conclusión que explicaba las razones por las cuales sustancias como el cloruro de sodio, forman iones con momentos bipolares en los que el Cl se carga negativamente al capturar el electrón cedido por el sodio, el que a su vez, se carga positivamente. Por el contrario, las moléculas apolares sostienen sus electrones con mayor fuerza lo que ocasiona una baja reactividad de estas sustancias (Lewis, 1916).

La construcción de un modelo atómico icónico le permite representar gráficamente su objeto de estudio y explicar la disposición de los electrones en la capa externa de los átomos en los enlaces, la existencia de la isomería, la relación entre la estructura simétrica y el volumen atómico y la estructura del átomo de helio. Lewis (1916) explica mediante el átomo neutro leyes del comportamiento químico atendiendo a los siguientes postulados: en cada átomo hay un núcleo que no se altera con cambios químicos ordinarios, el núcleo del átomo tiene cargas positivas equivalentes al grupo que ocupa en la tabla periódica, con una corteza con igual número de carga negativas en el caso del átomo neutro, pero éste puede variar durante una reacción química de cero a ocho electrones, tiende a sostener un número par y sobre todo ocho electrones que se arreglan simétricamente en las esquinas del cubo, los electrones pasan de una capa externa a otra aunque depende de la naturaleza del átomo y de otros con los que se combina y finalmente menciona como fuerzas eléctricas entre partículas cercanas no obedecen la ley Coulomb.

Lewis (1916) precisa que los pares de electrones que se comparten se ubican en la capa más externa del átomo de Thomson (1897) y que ocho electrones corresponden a la configuración más estable de la molécula, razón suficiente para proponer el uso de símbolos separados para representar el núcleo del átomo que es equivalente al ion puro, por ejemplo  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{++}$ . Para ilustrar su modelo, Lewis (1916) propone utilizar una simbología que involucra la fórmula de los compuestos y el número de electrones se consideran como átomos a saber:  $\text{LiFE}^8$ , para el LiF;  $\text{Li}_2\text{SO}_4\text{E}_{32}$  para el  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  en donde el símbolo "E" determina los electrones de valencia involucrados en los enlaces. Generalmente el número de electrones es un número par, hay pocas excepciones como el caso de los compuestos monoatómicos:  $\text{NOE}_{11}$ .

Irving Langmuir (1919) con base en el modelo atómico de Rutherford, pretendió extender el modelo del octeto, modificando el átomo cúbico de Lewis sustentándose en los siguientes postulados, lo que se conocerá como la "ley del octeto", que fue finalmente abandonada por la comunidad de especialistas (Brock, 1998):

1. Los electrones pueden estar inmóviles, o rotando, girando u oscilan en posiciones fijas. Los electrones de los gases inertes, tienen posiciones simétricas con respecto a un plano llamado el plano ecuatorial. Tienen la simetría de un cristal tetragonal.
2. Hay una proporción en la forma como se distribuyen los electrones en capas concéntricas, la primera capa 2 la segunda 8, la tercera 18, y la cuarta 32 y así sucesivamente. Según los cocientes 1:  $2^2$ ;  $3^2$ ;  $4^2$ ;  $5^2$

3. Cada capa acepta un electrón y las capas se llenan desde adentro hacia afuera, la capa externa puede tener electrones siempre y cuando la anterior tenga como mínimo un electrón.
4. Si la cantidad de electrones de capa mas externa es pequeño, estos electrones se arreglan sobre los subyacentes, actuado según fuerzas atractivas magnéticas. Pero como la carga en el núcleo o el número de electrones en la capa exterior aumenta, la repulsión electrostática de los electrones inferiores llega a ser predominante y en los electrones externos tiende a cambiarse para ser lo más lejos posible de los inferiores.
5. La configuración más estable corresponde al par de electrones en el átomo del helio. Un par estable puede ser un solo núcleo, dos núcleos de hidrogeno, un núcleo del hidrogeno y un núcleo de otro átomo o raramente dos núcleos atómicos.
6. La mayor estabilidad es al lograr el arreglo de electrones según el octeto, se alcanza con ocho electrones similar a la estructura del neón. Un átomo con más de tres electrones o menos de veinte requiere un buen número de electrones para terminar su octeto
7. Los octetos pueden compartir un, dos, tres o cuatro pares de electrones otros octetos.
8. Los números atómicos de los gases inertes deben ser 2, 10, 18, 36, 54, y 86.
9. Los átomos con un número atómico mayor que el del helio, tienen en su primera capa un par de electrones, El neón tiene sus ocho electrones en la segunda capa, cuatro en cada hemisferio, dispuesto simétricamente (es decir, sobre y debajo del plano ecuatorial). La ecuación que mejor representa el octeto es:

$$e = 8n - 2p$$

La ecuación planteada por I. Langmuir permite determinar el valor de  $e = \Sigma(e)$ , para los primeros veinte elementos, lo cual corresponde al número ordinal de su grupo en la tabla periódica. De igual manera expresa el hecho que todos los electrones de las capas de los átomos que forman una molécula forman uno o dos octetos de la molécula.

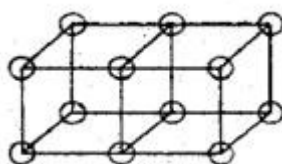
10. Dos octetos pueden sostener uno, dos, o a veces tres pares de electrones en un campo común. Ningún electrón puede ser compartido por más de dos octetos.

Para el caso de compuestos orgánicos se encuentra que cada par de electrones corresponde exactamente al enlace de la valencia, usando la teoría ordinaria de la valencia. La teoría del octeto puede nunca exceder de cuatro, puesto que hay solamente cuatro pares de electrones en un octeto.

Además, la regla de Abegg, utilizada por Lewis, estableció una conexión explícita entre los límites numéricos de la valencia y la teoría electrónica de la materia, proporcionando un modelo explícito de la estructura atómica (Jensen, 1984), pero las

deficiencias fueron suplidas en parte por el trabajo del físico inglés J. J. Thomson debido al descubrimiento del electrón en 1897. El modelo propuesto por Lewis sobre el átomo cúbico resultó inicialmente poco útil para argumentar los conceptos de las uniones químicas, todo porque Lewis restringió el número de electrones por enlace y el número de átomos que se unen. Se considera que Lewis intentó acomodar conceptos de R. Kohler y de J. J. Thomson dentro su propio modelo (Jensen, 1984).

En las ilustraciones hechas por Lewis, menciona como la reducción indica un aumento del número de electrones y disminución en la carga, la oxidación indica una disminución del número de electrones y un aumento de la carga. Es imposible indicar que un elemento en un compuesto durante un cambio químico ha sido oxidado o reducido y el otro no ha sufrido cambio alguno. Un logro importante para el modelo cúbico de Lewis, es que permite explicar claramente el enlace doble por la compartición de cuatro electrones cuando las caras de dos átomos cúbicos se encuentran entre sí, caso de la molécula del oxígeno, sin embargo, al mismo tiempo se convirtió en un obstáculo ya que no puede explicar el enlace triple por existir la condición estricta de electrones en cada esquina del cubo (Figura 7).



**Figura 7.-** Los electrones en los vértices de los cubos. Tomada de Lewis (1916).

Las formulaciones asumidas por Langmuir con respecto a la regla del octeto, se orientan a su deseo de emular el rigor de las elaboraciones propias de los modelos simbólicos de los físicos. Lewis, por su lado, más abierto a los fundamentos de los resultados experimentales de los químicos, estaba más dispuesto a ser dirigido por la evidencia empírica. Esto marca, hasta cierto punto la diferencia entre estos dos científicos.

Posteriormente, C. R. Bury (1921) argumenta que la aplicación del modelo del octeto Lewis y Langmuir sobre de valencia, proporciona una mejor explicación de las propiedades químicas de los elementos de mayor peso atómico; explicaciones que pueden ser derivadas de la "regla de Langmuir". De alguna manera se confirma que el número de electrones en las capas sucesivas pueden contener 2, 8, 18 y 32 electrones. Grupos de átomos que contienen 8 y 18 electrones sus capas externas son estables, incluso cuando esa capa puede contener un mayor número de electrones.

## METODOLOGIA

Precisada una concepción de modelo científico y hecha la revisión bibliográfica de los originales, los responsables del proyecto de investigación, pasaron a formular las estrategias metodológicas correspondientes. Por tanto, el problema se formuló en los siguientes términos: ¿Hasta dónde los textos de enseñanza reproducen una reconstrucción histórico-epistemológica, didáctica y pedagógica del modelo del octeto para el enlace químico de Lewis-Langmuir?

Con miras a la selección de los textos de enseñanza que se hicieron objeto de estudio, se elaboró una entrevista semiestructurada (Briones, 1988) que se sometió al análisis de especialistas (Raftcliffe, 1983), cuyas sugerencias fueron acogidas críticamente para el rediseño de la entrevista inicialmente concebida. Desde el campo didáctico en ciencias de la transposición didáctica de los modelos científicos, este proyecto fue de revisión documental y, por tanto, cualitativo. Los resultados obtenidos permitieron la clasificación que se muestra en el cuadro 1.

LIBROS DE TEXTO MÁS USADOS			
EDUCACIÓN SUPERIOR		EDUCACIÓN MEDIA	
<b>S 1</b>	Chang, R. 1999. Química. Mc Graw-Hill. México	<b>M 1</b>	Mondragón, C., Peña, L., Sánchez de Escobar, M. y Arbeláez F. 2005. Química Inorgánica. Editorial Santillana. Bogotá.
<b>S 2</b>	Brown, T. L., LeMay, H. E. Jr. y Bursten, B. E. 1998. Química. La ciencia central. Prentice Hall Hispanoamericana. México.	<b>M 2</b>	Cárdenas, F. y Gélvez, C. 1999. Química y Ambiente I. Editorial Mc Graw Hill. Bogotá
<b>S 3</b>	Whitten, K. W., Davis R. E. y Peck M. Larry. 1998. Química General. Mc Graw-Hill. Madrid.	<b>M 3</b>	Poveda V, Julio. 2003. Química 10. Educar Editores. Bogotá
<b>S 4</b>	Petrucchi, R. Harwood, W. 1999. Química general. Ed. Pearson Educación. Madrid.	<b>M 4</b>	Fernández R. Myriam S. 1997. Spin Química 10. Editorial Voluntad. Bogotá.
<b>S 5</b>	Cotton F. Albert. Wilkinson Geoffrey. 1996. Química inorgánica Básica. Editorial Limusa. México	<b>M 5</b>	Parga L, Diana. Mora P, William. Ingenio Químico. Editorial Ed. Voluntad ed.1º Bogotá 2006.

**Cuadro 1.-** *Textos de química más utilizados en educación superior y educación media.*

Posteriormente se hace un estudio histórico-epistemológico y didáctico de los documentos originales planteados por Gilbert Newton Lewis e Irving Langmuir con el fin de seleccionar los criterios de análisis y determinar las categorías que son revisadas (Cuadro 2).

CATEGORIAS /CRITERIOS	
<b>I.</b>	<b>DE LOS ANTECEDENTES</b>
1.	Planteamientos de Thomson acerca de anillos de los átomos y fuerzas entre átomos y afinidades químicas.
2.	Regla de Abegg y Bodlander
3.	Periodicidad de los elementos químicos en la tabla periódica planteada por Mendeleev.
<b>II.</b>	<b>DE LAS EXPLICACIONES A LOS POSTULADOS</b>
4.	Diferenciación entre compuestos polares y no polares
5.	Existencia de moléculas bipolares.
6.	Organización de electrones en la capa externa del átomo neutro
7.	Unión química: oxidación y reducción
8.	Estructura molecular
9.	Se extiende la teoría de la valencia a la teoría del octeto.
<b>III.</b>	<b>DEL TRABAJO EN COMUNIDAD</b>
10.	Propuesta de Bohr y el quantum de Planck.
11.	Reconocimiento de otras investigaciones de la comunidad científica.
<b>IV.</b>	<b>DE OTRAS INTERPRETACIONES</b>
12.	Estabilidad de gases nobles
13.	Estabilidad enlaces
14.	Ley de repulsión
<b>V.</b>	<b>DE LAS EXCEPCIONES</b>
15.	Exclusión de elementos de transición
16.	Movilidad de los enlaces triples
<b>VI.</b>	<b>DEL USO DE MODELOS</b>
17.	Representación del modelo del átomo cúbico y los cubos concéntricos
18.	Representación de fórmulas moleculares y estructurales
19.	Representaciones de uniones químicas
20.	Enlaces coordinados

**Cuadro 2.-** *Categorías y criterios de análisis.*

Finalmente se diseña un instrumento para la recolección de datos y el análisis detallado de los textos seleccionados, donde se comparan los criterios presentados sobre la versión del modelo del octeto de Lewis & Langmuir atendiendo a los siguientes niveles de evaluación. Cuadro 3.

NIVEL				DESCRIPCION
<b>A</b>	<b>Información no utilizada</b>			El libro de texto no hace ningún tipo de referencia a la información descrita en el criterio.
<b>B</b>	<b>Información mencionada</b>			El criterio se menciona vagamente o de manera incompleta.
<b>C</b>	<b>Información utilizada</b>	<b>sin</b>	<b>profundización</b>	Se hace referencia al criterio de manera completa y se asocia con otros factores.
<b>D</b>	<b>Información utilizada</b>	<b>con</b>	<b>profundización</b>	El criterio es abordado con profundidad; se amplía de manera precisa la información, correlacionándola con otros factores fundamentales. Se evidencian aspectos claves de la construcción histórico-epistemológica del modelo, de los cambios científicos y de la versión de ciencia que se maneja.

**Cuadro 3.- Niveles de evaluación.**

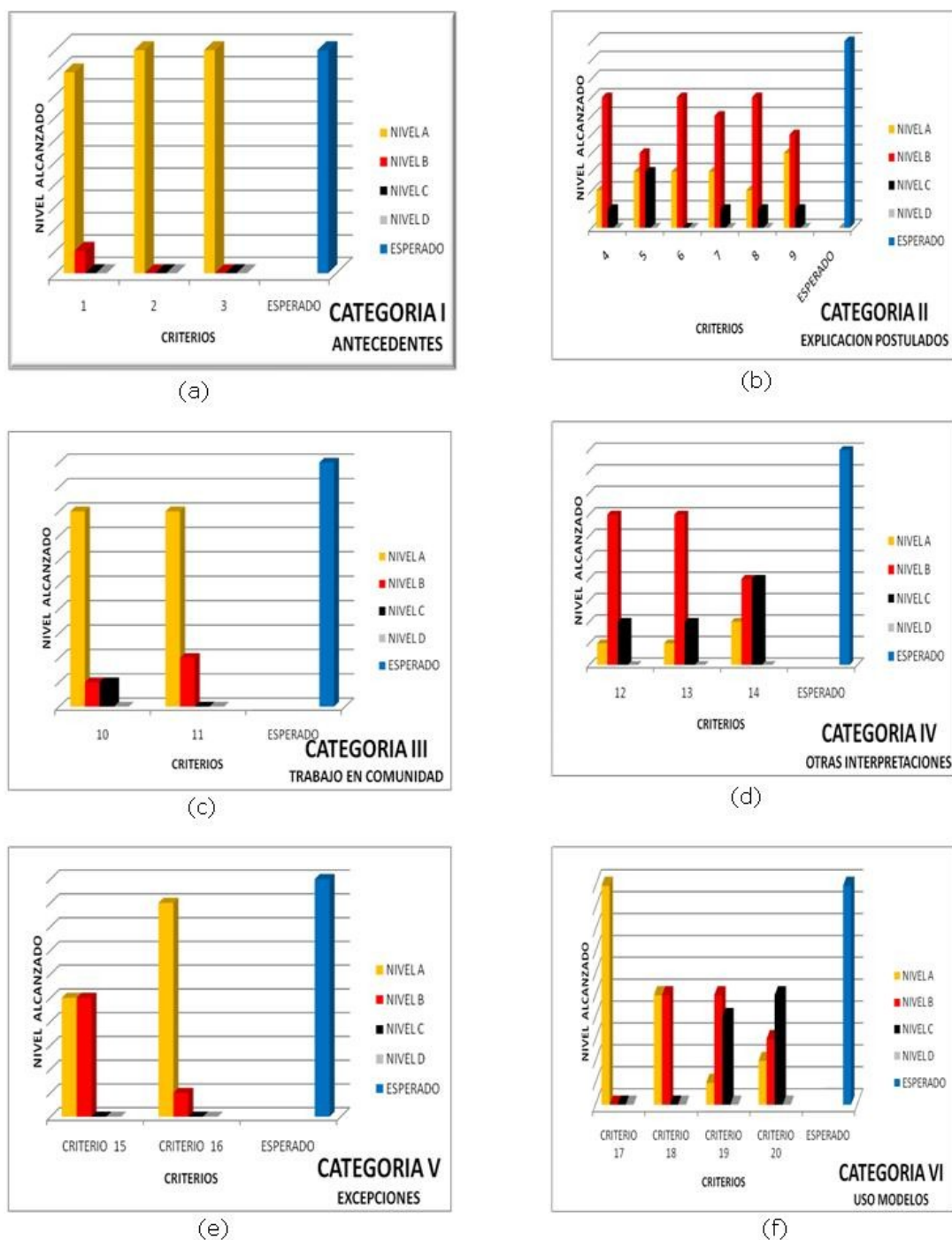
## RESULTADOS

Hecho el análisis de los textos de mayor uso en la educación media y educación superior se puede evidenciar que en la categoría de antecedentes no se muestra conexión entre los diferentes trabajos científicos. Se presentan las temáticas de manera secuencial buscando comprensión del estudiante, sin embargo en escasas situaciones se manifiesta las investigaciones científicas como actividades previas, que permitieron profundizar y generar nuevas investigaciones químicas (Figura 8a).

Respecto a la categoría de explicación a los postulados se encuentra como el modelo del octeto propuesto por Lewis y Langmuir es tenido en cuenta en la mayoría de libros de texto para la enseñanza de fundamentos de química general; no obstante muchas explicaciones no profundizan en elementos básicos que sirvieron para la construcción del modelo, se desconocen principios históricos y epistemológicos. Cuatro de los textos dirigidos a la educación superior muestran unas explicaciones con mayor riqueza y elementos que complementan la información. El modelo del octeto se atribuye en una alta proporción únicamente a Lewis, se reconoce la intervención de Langmuir en dos libros de texto de educación secundaria y en uno de educación superior (Figura 8b).

La categoría referente a trabajo en comunidad presenta una pobre existencia en los libros de texto, la actividad científica se percibe como la construcción individual donde es nula la construcción del conocimiento como parte de programas de investigación científica. Se señalan errores del modelo, pero no cómo se reconocieron en el trabajo de comunidad científica, ni cómo a partir de ellos se propició el avance de la ciencia, se superaron dichos errores y se permitió iniciar nuevas formulaciones (Figura 8c).

Para la categoría otras interpretaciones se encuentra como en los libros de texto analizados se manejan descripciones fundamentales del modelo, sin profundizar en ellas y relacionando la información muy poco con el marco general del modelo del octeto. Un bajo porcentaje de texto se esfuerza por correlacionar la información (Figura 8d).



**Figura 8.- Resultados obtenidos en cada una de las categorías.**

La categoría de las excepciones responde poco a la profundización de características que involucran la correlación con otras investigaciones y se detienen en aspectos igualmente importantes pero con un menor grado de profundidad (Figura 8e).

La última categoría analizada contempla aspectos de los modelos, razón que permite evidenciar que en todos los libros de texto se emplean las estructuras básicas propuestas en el modelo del octeto; menciónese o no su autoría. Sin embargo, no se destacan los modelos iniciales que en la historia permitieron la elaboración de los postulados sobre los enlaces químicos, quizás por considerar que no son útiles en los

contextos donde se llevará a cabo la enseñanza o por desconocimiento de la historia (Figura 8f).

Se trabajan aspectos fundamentales para la comprensión del modelo del octeto de Lewis y Langmuir, priorizando en la escritura de fórmulas y representación de estructuras moleculares. Muy poco se pretende correlacionar temáticas, profundizar en ellas y dar elementos que permitan al estudiante analizar y construir sus propias estructuras que respeten los planteamientos de los científicos.

## **CONCLUSIONES Y PROPUESTAS**

En primer lugar, se destaca que en los libros analizados, el tratamiento del modelo de Lewis – Langmuir se reduce al empleo de las representaciones de los electrones de valencia con puntos o cruces, con el empleo de las mismas en ejercicios de lápiz y papel.

En segundo lugar, la historia de la formulación y desarrollo de este modelo icónico para el enlace químico, no es ni siquiera aludida en dichos textos de enseñanza. En el caso de los empleados en la educación secundaria, se omite hasta el nombre de G. N. Lewis. El de I. Langmuir es desconocido incluso en algunos empleados en la educación secundaria. Hay en este sentido una descontextualización histórica y, por tanto, del contexto de producción de dicho modelo.

En tercer lugar y con respecto al tratamiento del modelo que se hizo objeto de análisis, los textos estudiados presentan una ciencia “producto”, incluso, limitada a un aprendizaje por repetición memorística de contenidos curriculares.

Se hace necesario que los profesores de química asuman la utilización de los textos de enseñanza, desde una mirada crítica en lo tocante a los contenidos de estos. Para tal efecto, han de interpretarlos a partir de un examen histórico-epistemológico, didáctico y pedagógico. Esto conlleva dos retos. El primero, en cuanto a su formación; formación que habitualmente ha estado centrada en los textos de enseñanza y extraordinariamente en la revisión de los “originales” en los que los colectivos propusieron los modelos, sometieron a la comunidad científica la correspondiente propuesta, la desarrollaron, la modificaron paulatinamente, hasta sustituirla por una de mayor poder heurístico. El segundo, que los profesores de química en particular y de los de ciencias en general, han de ocuparse del estudio de la historia de los contenidos que hacen objeto de enseñanza.

Se concluye como se evidencia una relación directa sobre lo que piensa el profesor y lo que enseña, pues su conocimiento afecta la práctica pedagógica que realiza; al igual que el uso que hace de los libros de texto porque en ellos se observa carencia respecto a la ciencia que enseña, al desconocer aspectos relevantes de la historia y la filosofía de la ciencia; limitando por lo tanto el conocimiento. Se hace indispensable reducir la posición de poder que se ha delegado a los libros de texto y se reemplace por un mayor poder del docente sobre la enseñabilidad, pero desde esfuerzos verdaderos en la formación investigativa que asuma críticamente los planteamientos que acepta la comunidad científica para que su práctica se oriente en concepciones epistemológicas, pedagógicas y didácticas coherentes.

No se busca con esta posición que el docente cree científicos, sino lograr generar en los estudiantes asombro y admiración por la manera como los científicos han producido conocimiento y también mejorar la formulación de interrogantes frente a la ciencia, es decir "hacer ciencia, pensar sobre ciencias y desarrollar pensamiento científico y crítico" (Justi, 2006). Un buen conocimiento de la ciencia, requiere la comprensión de los modelos, teorías o conceptos científicos dentro del contexto histórico que se desarrollaron para que la versión de ciencia que se enseña refleje una ciencia construida con la participación de la comunidad.

## REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS

- Abbeg, R. (1904). Die Valenz und das periodische System. *Zeitschrift für anorganische Chemie*, 39, 330-380.
- Briones, G. (1988). *Métodos y técnicas avanzados de investigación aplicados a la educación y a las ciencias sociales. Programa Interdisciplinario de Investigación en Educación. Módulo 3*. Bogotá, ICFES-PIIG.
- Brock, W. H. (1998). *Historia de la química*. Madrid: Alianza.
- Bury, C. R. (1921). Langmuir's theory of the arrangement of electrons in atoms and molecules. *Journal American Chemical Society*, 43, 1602 - 1609. En <http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/webdocs/Chem-History/Bury-1921.html>
- Caldin, E. F. (2002). The structure of chemistry in relation to the philosophy of science. *International Journal for Philosophy of Chemistry*. Vol. 8, No. 2, 103 - 121. En línea: <http://www.hyle.org/journal/issues/8-2/caldin.html>
- Camacho González, J. P., Gallego Badillo, R. y Pérez Miranda, R. (2007). La ley periódica. Un análisis histórico, epistemológico y didáctico de algunos textos de enseñanza. *Educación Química*, Vol. 18, No. 4, 278 - 288.
- Chevallard, Y. (1985). La transposition didactique. Du savoir savant au savoir enseigné. Grenoble, La Pensée Sauvage.
- Cuellar Fernández, L. H., Gallego Badillo, R. y Pérez Miranda, R. (2008). El modelo atómico de E. Rutherford. Del saber científico al conocimiento escolar. *Enseñanza de las Ciencias*, 26(1), 43 - 52.
- De la Gándara, M., Gil, M. y Sanmartí, N. (2002). Del modelo científico de <adaptación biológica> al modelo <adaptación biológica> en los libros de textos de enseñanza obligatoria. *Enseñanza de las Ciencias*, 20(2), 303 - 314.
- Diario de Chem. Ed, Gilbert Newton Lewis: *Informe del coloquio*, 1984, 61, p. 2-21. p.93-108, p.185-204.
- Gallego Badillo R., Pérez Miranda R., Uribe Beltrán M., Cuellar Fernández L y Amador Rodríguez R. (2004). El concepto de valencia: su construcción histórica y epistemológica y la importancia de su inclusión en la enseñanza. *Ciencia y educación*. V 10. No. 3, 571-583.

- Gallego Torres, A. P., Gallego Badillo, R. y Pérez Miranda, R. (2006). ¿Qué versión de ciencia se enseña en las aulas? Sobre los modelos científicos y la didáctica de la modelación. *Educación y educadores*. Vol. 9, No. 2, 105 – 116.
- Gallego Badillo, R. Pérez Miranda, R. Gallego Torres, A. P y Torres de Gallego L. N. (2007) El objeto de saber de los químicos. Formulación, modificación y abandono del modelo icónico inicial. En [http://www.if.ufrgs.br/public/ensino/vol11/n3/v11\\_n3\\_a5.htm](http://www.if.ufrgs.br/public/ensino/vol11/n3/v11_n3_a5.htm)
- Greca, I. M.; Dos Santos, F. M. T. (2005). "Dificuldades da generalização das estratégias de modelação em ciências: O caso da física e da química", *Investigações em Ensino de Ciências*. En línea: [http://www.if.ufrgs.br/public/ensino/vol10/n1/v7\\_n1\\_a2.htm](http://www.if.ufrgs.br/public/ensino/vol10/n1/v7_n1_a2.htm)
- Jensen W. (1984) Abegg, Lewis, Langmuir, and the Octet Rule. *Journal of Chemical Education*. Vol. 3, 191-200.
- Justi, R (2006). La enseñanza de ciencias basadas en la elaboración de modelos. *Enseñanza de las ciencias*. 24 (2) 173-184.
- Keeves, J. P. (1988). *Educational research, methodology and measurement: An international handbook*. Londres: Pergamon Press.
- Kossel, W. (1916). Molecule Formation as a Question of Atomic Structure, 4(49), 229 – 362. En: <http://www.chemteam.info/Chem-History/Kossel-1916.html>
- Kuhn, T. S. (1972). *La estructura de las revoluciones científicas*, México, Fondo de Cultura Económica.
- Lakatos, I. (1978). *La metodología de los programas de investigación científica*. Madrid. Alianza editores.
- Langmuir, I. (1919a) The structure of atoms and the octet theory of valence. *Journal of American Chemical Society*. V. 252. En: <http://www.chemteam.info/Chem-History/Langmuir-1919.html>
- Langmuir, I. (1919b) The arrangement of electrons in atoms and molecules. *Journal of American Chemical Society*. 41. 868. En <http://www.chemteam.info/Chem-History/Langmuir-1919b.html>
- Lewis, G.N. (1916). The atom and the molecule. *Journal of American Chemical Society*, 41. 868-934. En <http://www.chemteam.info/Chem-History/Lewis-1916/Lewis-1916.html>
- Lombardi O. (1998). La noción de modelo en ciencias. *Educación en Ciencias*, Vol. II, No. 4, 5 – 13.
- Mendeleev, D. (1869). Zeitschrift für Chemie, On the Relationship of the Properties of the Elements to their Atomic Weights 12, 405-6 En <http://web.lemoyne.edu/~giunta/mendeleev.html>
- Mendeleev, D (1889) The Periodic Law of the Chemical Elements. *Journal of the Chemical Society*, **55**, 634-56 En: <http://web.lemoyne.edu/~giunta/mendel.html>.

- Popper, K. (1962). *La lógica de la investigación científica*, Madrid, Tecnos.
- Ratcliffe, W.J. 1983. Notions of validity a qualitative research methodology. Knowledge, Creation Difution Utilization, Vol. 5, No. 2, 147-167
- Tomasi, J. (1999). Towards "chemical congruence" of the models in theoretical Chemistry. *International Journal for Philosophy of Chemistry*. Vol. 5, No. 2, 79 – 115. En <http://hyle.org/journal/issues/5-2/tomasi.html>
- Torres Assis, A. K. (1998). "Newton e suas grandes obras: O Principia e o Óptica". En: *De Almeida, M. J. P. M.; Da Silva, H. C. (Orgs.). Linguagens, leituras e ensino da ciência*, Campinas, Mercado de Letras, pp. 37-52.
- Thomson, J. J. (1897). Discovery of the electron. *Philosophical Magazine*, 44, 93. En <http://web.lemoyne.edu/~giunta/thomson1897.html>
- Thomson J. J. (1913). Rays of positive electricity. *The World of the Atom*, Vol. 1: on the positive rays of electric discharge tubes. En <http://web.lemoyne.edu/~giunta/canal.html>
- Zandler M. y Talaty E. (1984). The "6N+2 Rule" for Writing Lewis Octet Structures. *Journal of Chemical Education*. Vol. 2, 124-127.

## **DIDACTIC TRANSPOSITION OF THE SCIENTIFIC MODEL BY LEWIS-LANGMUIR**

### **SUMMARY**

*This article presents the findings of a research project, which examined the didactic transposition that has been made regarding the Lewis-Langmuir model in ten of the most used texts books for the teaching of chemistry at Universities and secondary schools. The analysis took into account the historical, epistemological and didactic. The results show that in these texts there is no reference to the model construction's history, they only present the didactic use of Lewis formulas, and they do not take into account the role played by Langmuir in disclosing such model.*

**Key words:** *Scientific model; iconic model; didactic transposition; history and philosophy of science.*