



El modelo atómico de Lewis

Consideraciones epistemológicas y aplicaciones didácticas

Mercedes Barquín^{*,**}

Guadalupe Quiñoa^{*,*}

Alfio Zambon^{*}

Introducción

Uno de los problemas principales que enfrentamos en la práctica docente de la química, tanto en el nivel secundario como universitario, es la falta de cohesión entre los temas que forman parte de la currícula. Temas como: estructura atómica, configuración electrónica, enlace químico, tabla y propiedades periódicas; aparecen dispersos y con pocos nexos de unión.

En ese contexto, un caso histórico como el modelo atómico desarrollado por Gilbert N. Lewis en las primeras décadas del siglo pasado, puede resultar una herramienta valiosa para relacionar los diferentes temas, y además posibilita un espacio para la reflexión acerca de la naturaleza del conocimiento científico en química, dado las interesantes aristas epistemológicas que presenta.

En este trabajo, presentaremos el modelo atómico de Lewis y resaltaremos las consideraciones epistemológicas que muestran aplicaciones didácticas. Para ello, en primer lugar, expondremos algunas características salientes de los modelos en química, presentaremos brevemente algunos modelos atómicos que suelen destacarse en los cursos. Luego revisaremos el desarrollo del concepto histórico de enlace y nos focalizamos en el modelo atómico de Lewis, para finalmente discutir las ventajas y limitaciones de la propuesta.

* Universidad Nacional de la Patagonia San Juan Bosco, Comodoro Rivadavia, Chubut.

** Colegio Deán Funes, Comodoro Rivadavia, Chubut.

* Colegio Abraham Lincoln, Comodoro Rivadavia, Chubut.
azambon@infovia.com.ar

Los modelos en química

Tradicionalmente los modelos en ciencia permiten articular el conocimiento científico con la representación de ese conocimiento. En las últimas décadas los modelos han ganado preeminencia sobre las teorías en filosofía de la ciencia (Lombardi, Accorinti, & Martínez, 2016). El objetivo de este trabajo no es reflexionar acerca de la noción de modelo en general, sino emplear la noción de una manera utilitaria para reflexionar acerca de problemas puntuales en la educación en química, pero creemos importante presentar de manera sucinta algunas consideraciones desarrolladas en ese fructífero campo de investigación.

Adúriz Bravo (2012) realiza una revisión de las distintas posiciones en el campo de la didáctica de las ciencias con aplicación a la química de la noción de modelo. Presenta una discusión detallada de aspectos epistemológicos y didácticos de diferentes posturas, reconoce tres puntos de partida sobre los que hay un cierto consenso en la comunidad de la didáctica de la química: 1) si bien las nociones de modelo y modelización han estado presentes de manera implícita en los currículos de todo los niveles educativos, en estos últimos años la presencia de los mismo se trata de manera más explícita, 2) la producción didáctica en torno a la noción ha alcanzado niveles de detalle y sofisticación importantes, pero aún quedan discusiones acerca de aspectos básicos, y 3) parece que está emergiendo una nueva forma de entender los modelos desde la didáctica de las ciencias. Posteriormente analiza las relaciones entre los modelos, las analogías, las teorías y la mediación.

En tanto, Chamizo (2006) expone las caracterizaciones generales de la naturaleza de los modelos científicos, y resalta su importancia en todos los niveles educativos. Este autor identifica las ocho características “menos controvertidas” de los modelos científicos: 1) Los modelos son representaciones de objetos, sistemas, fenómenos o procesos, de manera que un modelo siempre es un modelo de algo. En tanto, las representaciones simplifican lo representado y facilitan su comprensión. 2) Son instrumentos para intentar responder las preguntas científicas. 3) Presentan alguna analogía con los fenómenos que representan, y permiten derivar hipótesis susceptibles de ser puestas a prueba. 4) Son más simples que la realidad que buscan representar. 5) Los modelos se pueden ampliar y corregir. 6) Se desarrollan a lo largo de la historia, en un proceso de continua revisión.

sión para ordenar la nueva evidencia empírica. 7) Deben ser aceptados y consensuados por la comunidad científica. Y, finalmente, 8) se pueden clasificar en tipos de modelos: icónicos y conceptuales.

Los primeros modelos atómicos

A partir del descubrimiento de las partículas subatómicas, se intentó dilucidar cómo esas partículas interactuaban entre sí, lo cual motivó a muchos científicos a proponer “modelos atómicos”. Entre los primeros modelos están los propuestos por Philip Lenard y Hantaro Nagaoka (Solís & Selles, 2004). Joseph J. Thomson también planteó un modelo atómico muy destacado. Propuso imaginar al átomo como una esfera de materia sólida que tenía carga positiva, en cuyo interior estaban los electrones dispuestos de manera de formar una serie de puntos de carga negativa. Este modelo fue conocido como “pastel de pasas” (Sánchez Ron, 1992).

Entre los primeros modelos atómicos, el primero en ofrecer evidencia empírica en su favor fue el formulado por Ernest Rutherford en 1911. A partir de los resultados de su investigación, infirió que el átomo consistía en un núcleo de carga positiva. Habría igual número de electrones que protones, los que estarían girando alrededor del núcleo de manera análoga a los planetas alrededor del Sol (Sánchez Ron, 1992).

Las dificultades teóricas planteadas por el modelo atómico de Rutherford encontraron una vía de resolución mediante la aplicación, propuesta por Niels Bohr, de la nueva teoría cuántica al sistema atómico. El principal problema que lo preocupaba era el de la inestabilidad del modelo de Rutherford. El punto de partida de su trabajo no fue en absoluto la idea de que un átomo fue una especie de sistema planetario a pequeña escala, imagen que Bohr nunca se tomó textualmente (Pullman, 1995/2010), sino el problema de la estabilidad de la materia.

En 1913 Bohr postuló un nuevo modelo de la estructura atómica mediante tres artículos. En el primero propuso un modelo atómico para el átomo de hidrógeno, tomando como base: el modelo atómico “planetario” de Rutherford y las líneas espectrales descritas por la ecuación de Balmer. Consideró que para poder mantener la estabilidad del sistema, se debían cumplir tres postulados: 1) el electrón en los átomos monoeléctricos podrá solamente “girar” en algunas órbitas circulares de energía y radio determinadas, 2) No todas las órbitas serán posibles; sólo estarán permitidas aquellas que cumplan con un conjunto de valores discretos, 3)

El electrón sólo podrá emitir energía en los pasajes de una órbita de mayor a una de menor nivel energético, y absorberá energía cuando el pasaje se verifique en sentido contrario. Se puede decir que el modelo de Bohr es un modelo “híbrido”, ya que se basaba en una alianza muy extraña entre las concepciones y las fórmulas de la dinámica clásica y los métodos de la teoría cuántica. Esta conjugación teórica un tanto forzada fue objeto de críticas en algunos casos rigurosas, como las brindadas por de Broglie o Schrödinger, entre otros (Pullman, 1995/2010).

El concepto de enlace durante el siglo XIX

Las primeras nociones de que el enlace químico era de naturaleza eléctrica, fueron resultado de los experimentos de William Nicholson y Antony Carlisle quienes lograron descomponer el agua en hidrógeno y oxígeno mediante el paso de corriente eléctrica (electrólisis). En 1807 Humphry Davy emplea la electrólisis para diferenciar los elementos de los compuestos, descubrió dos nuevos elementos, sodio y potasio.

En 1802, Jöns Berzelius descubrió que las sales alcalinas se descomponían en ácidos y bases durante la electrólisis. En 1819 propone su teoría electroquímica y su sistema dualístico (materia-electricidad). Según Berzelius la electricidad era el *primun movens* de todos los procesos químicos: los átomos de los diversos elementos eran considerados por él como dipolos eléctricos con una carga predominantemente positiva o negativa, salvo el hidrógeno que era neutro. La combinación de los elementos se daría debido a su diferente carga eléctrica y distribución de carga, pero esta unión no necesariamente produciría la neutralización de las cargas. Previamente, el sueco Torben O. Bergman y el francés Claude Bertholet, atribuyeron la estabilidad del enlace químico a la fuerza gravitacional que actúa entre las partículas que lo forman. Sin embargo, resultó que la afinidad química no correspondía a las masas de los átomos que se unen para formar moléculas (Cruz-Garriz, Chamizo, & Garriz, 1991).

En 1852, Edward Frankland desarrolló el concepto de atomicidad, que equivale a lo que hoy se conoce como valencia, investigando sobre las propiedades de compuestos organometálicos. Sugirió que cada elemento formaba compuestos con cantidades definidas de otros elementos, ya que cada uno tiene una “atomicidad” fija, considerando esta como la capacidad de combinación de los átomos de cada elemento, en comparación con la del hidrógeno que siempre es una. Es importante anotar que Frankland

nombró como elementos electro-negativos al cloro, bromo y yodo, así como al etilo y otros radicales (a cuyas partículas nombraba como átomos) y como electro-positivos a los elementos metálicos, aunque no esbozó ninguna definición de estos términos (Gallego Badillo et al., 2004). En 1868 C.W. Wichelhaus introduce el término valencia o capacidad de combinación, pero el “remate” respecto a la veracidad de la relación entre la valencia y la estructura molecular se alcanza con Jacobus van 't Hoff y Joseph Le Bel, quienes en 1874 resuelven el enigma de la isomería óptica descubierta por Louis Pasteur, al proponer que la tetravalencia del carbono tiene que ver con su geometría tetraédrica (Garritz, 1997).

El descubrimiento del electrón por Thomson en 1897 proporcionó la base de la teoría electrónica del enlace, en tanto el trabajo magistral de Alfred Werner sobre la naturaleza de los compuestos de coordinación, gracias también al estudio de su conductividad eléctrica en disolución, lo llevó a considerar dos tipos de valencia para ellos: la *Hauptvalenz* o valencia principal, considerada idéntica con lo que hoy conocemos como número o estado de oxidación del metal central, y la *Nebervalenz*, o valencia auxiliar, hoy reconocida como el enlace coordinado entre el metal y sus ligantes.

El concepto de enlace durante el siglo XX

En 1904 Richard W. H. Abegg describe la “regla de ocho” donde propone que los elementos mostrarían una valencia electropositiva máxima (valencia normal) y una valencia electronegativa máxima (contravalencia) en el que la suma de las dos valencias siempre es igual a ocho. En ese mismo año Thomson propuso la primera teoría electrónica de valencia, en la que el enlace químico sería una atracción electrostática (Scerri, 2016), y en 1907 publica *The corpuscular theory of matter* en la que propone que la unión entre átomos en un compuesto es causada por la transferencia de electrones. Esta teoría es respaldada por George Falk y John Nelson quienes en 1910 publican “The electron conception of valence” e introducen el uso de flechas en los enlaces, sugeridas por Thomson, para indicar la dirección de transferencia (concepto de enlace vectorial) (Brock, 1993/1998).

La aplicación de la teoría a los compuestos de química orgánica o compuestos no polares condujo a serias dificultades. En 1913 William C. Bray y Gerald E. K. Branch publican “Valence and tautomerism” donde introducen los términos “números de valencia total” y “números polares”



(Brock, 1993/1998). El primer número se encontraría solo en la química orgánica y el segundo en la química inorgánica elemental. Esta publicación le permitió a Lewis realizar un comentario acerca de la valencia y señaló una nueva distinción, entre los enlaces no polares y polares:

En el primer tipo, los electrones ocupan posiciones fijas dentro del átomo. En el segundo tipo, los electrones se mueven libremente de átomo a átomo dentro de la molécula. En el tercer tipo o metálico, el electrón es libre de moverse incluso fuera de la molécula. (Shaik, 2007, p. 53)

Thomson, en 1914, publica “Forces between atoms and chemical affinity” donde concluye que hay dos tipos enlaces: polares y no polares (Shaik, 2007). Mediante cálculos matemáticos se determinó que en el enlace participaban dos líneas de fuerzas, o dos electrones. Ese mismo año, Alfred Parson sugirió que el enlace podía ser magnético y no eléctrico; de ese modo el electrón se convertía en electroimán. En la teoría del “magnetón”, los magnetones no se disponían en esferas sino en las esquinas de un cubo que rodeaba una carga positiva central (Brock, 1993/1998).

En 1916, Walter Kossel publicó una teoría del enlace polar, la cual era una teoría electrostática del enlace químico, actualizada con el concepto del electrón. Observó la “regla de ocho” al organizar los electrones en grupos concéntricos, cada anillo de electrones tiene un máximo estable de ocho, excepto en el primer caso cuando el máximo es dos (Nye, 1994). Ese mismo año Lewis publica “The atom and the molecule” donde introduce la teoría del par de electrones compartido (Brock, 1993/1998) (véase más adelante).

En 1919 Irving Langmuir en el *Journal of the American Chemical Society* publica un artículo donde dio los nombres “covalente” y “electrovalente” a los enlaces químicos que se distinguen por la partición del par de electrones entre dos átomos, extendiendo conscientemente la teoría de Lewis (Nye, 1994).

En 1923 Lewis publica *Valence and the structure of atoms and molecules* (Brock, 1993/1998) (véase más adelante).

En 1925 Werner Heisenberg presenta la mecánica matricial y en 1926 Erwin Schrödinger, la mecánica ondulatoria. En 1927, Walter Heitler y Fritz London publican la teoría del enlace de valencia y Friedrich Hund propone el método de orbitales moleculares, en simultaneo que Robert S. Mulliken. En 1932 Linus Pauling publicó una serie de artículos “The nature of chemical bond”, en los que introduce conceptos como re-

sonancia, electronegatividad relativa, enlace iónico y enlace covalente, sus aportes quedan plasmados en un libro publicado en 1939 (Garritz, 2014). El modelo de Repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia fue descrito por R. J. Gillespie y R. S. Nyholm en 1957. A lo largo del siglo XX se siguieron sumando aportes a la noción de enlace químico y la noción del mismo continúa en estudio y discusión como lo muestra Ball (2011).

El modelo atómico de Lewis

En 1916 se publicaron dos trabajos sumamente importantes acerca de la teoría electrónica de valencia. El primero, de Walter Kossel, fue un intento explícito de desarrollar y extender la teoría de Abegg. Kossel desarrolló una gráfica del total de electrones por átomo o ion, versus su número atómico, para los 57 primeros elementos. El segundo artículo fue el de Lewis, quien retomó los aspectos fundamentales de su trabajo de 1902, y llegó a un modelo dualista de transferencia de electrones (Jensen, 1984). De manera general, la propuesta de Lewis consistió en un modelo de átomo cúbico, de naturaleza estática, con los electrones ubicados en los vértices (Partington, 1937/1945), de manera de poder formar pares de unión con otro átomo (Fig. 1).

En la propuesta de Lewis, a medida que se avanzaba en cada periodo de la tabla periódica, se agregaba un electrón a uno de los vértices, observa Scerri (2007) que la elección de un cubo puede parecer extraña desde la perspectiva actual, donde la idea que los electrones circulan en derredor del átomo está muy extendida, pero el modelo de Lewis tenía un aspecto muy importante en el desarrollo de la tabla periódica, ya que sugería que la periodicidad química y las propiedades de los distintos elementos se rigen por el número de electrones que se ubicaban en cada cubo (Scerri, 2007).

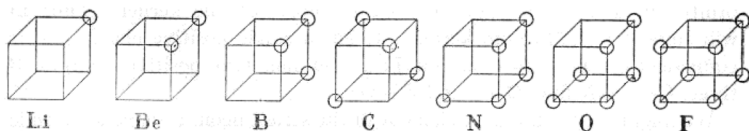


Fig. 1: El átomo cubico de Lewis.

Nota: Imagen extraída de "The atom and the molecule" de G.N. Lewis, *Journal of the American Chemical Society*, 38(4), 1916, p. 767.

Para Lewis, las capas atómicas exteriores son mutuamente interpenetrables, de modo que un electrón puede formar parte de una misma capa exterior de dos átomos diferentes y no podría afirmarse su pertenencia a ninguno de los dos de forma exclusiva. Sin la concepción de Lewis del vínculo de par de electrones compartido, que luego fue utilizado con éxito por los químicos orgánicos, la interpretación de los mecanismos de reacción no habría podido desarrollarse. Del mismo modo, sin la idea del enlace de par compartido, la aplicación de la mecánica cuántica al enlace químico habría comenzado desde un terreno mucho menos seguro (Kohler, 1971).

Lewis, de manera similar a Thomson, desarrolló un modelo estático del átomo y a partir de ese modelo justificó el concepto de repetición periódica de la valencia en términos electrónicos y las particulares estabildades de los gases nobles. El concepto del enlace del par de electrones compartido era el aspecto saliente del trabajo de Lewis. La suposición que para mantener unidos los átomos en las moléculas, era fundamental la presencia de un par de electrones conjuntamente retenido por dos átomos, proporcionó el enlace faltante para darle consistencia al comportamiento experimental, y refutó la creencia de que todos los tipos de unión química son esencialmente el mismo (Brock, 1993/1998).

Al igual que sus predecesores, Lewis había reconocido tanto la importancia del número ocho en las relaciones de valencia y su correlación con las estructuras de los gases nobles. Sin embargo, a diferencia de otras propuestas como el modelo iónico, formulado por Kossel (donde esta correlación sólo era posible en el caso de estados de máxima oxidación), Lewis presentó un modelo de mayor amplitud, donde se resaltaba la importancia del par de electrones compartido, lo que permitía la extensión de la regla del ocho a especies en estado de oxidación inferior, así como a especies homonucleares como el Cl_2 y el N_2 (Jensen, 1984). En el modelo de Lewis tenían cabida la representación de los dobles y triples enlaces, mediante la unión de una arista o una cara respectivamente (Fig. 2), en tanto el modelo se limitaba a los elementos de los bloques *s* y *p* de la tabla periódica (Scerri, 2007).

Langmuir, en su primer y más ambicioso artículo, intentó remediar este defecto extendiendo el modelo para los elementos del bloque *d*. Mediante el uso de 11 postulados básicos que justificaban la disposición de los electrones en átomos aislados y su participación preferencial en compuestos (Fig. 3). Langmuir buscó deducir toda la estructura teórica y des-

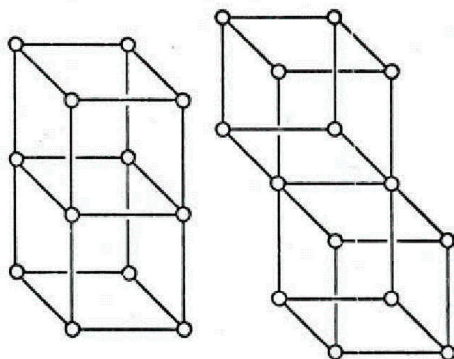


Fig. 2: Representación de los dobles y triples enlaces en el modelo de Lewis.

Nota: Imagen extraída de “Abegg, Lewis, Langmuir and the octet rule” de W. B. Jensen, *Journal of Chemical Education*, 61, 1984, p. 194.

criptiva de la química a partir del modelo del átomo cúbico (Jensen, 1984).

A pesar de su entusiasmo, la extensión de la propuesta del átomo estático de Lewis-Langmuir demostró ser de corta duración. Para 1921, tanto Bohr sobre la base de la evidencia espectral, como Charles Bury, sobre la base de evidencia química, habían demostrado que el postulado de Langmuir sobre la secuencia de llenado de las capas electrónicas tenía incorrecciones, en especial el postulado de que sólo podría iniciarse una nueva capa de electrones si las anteriores estaban completamente llenas. Además, la mayoría de los físicos teóricos para este momento estaban firmemente comprometidos con un modelo de átomo dinámico, y rechazaban el modelo estático extendido de Langmuir (Jensen, 1984).

Por lo tanto, en la práctica real, el desarrollo del modelo de Lewis realizado por Langmuir, estaba restringido a los mismos átomos que Lewis había trabajado originalmente. Tenía varias limitaciones intrínsecas, sin embargo, varios conceptos valiosos pudieron evolucionar a partir de los refinamientos de Langmuir, como los principios de electroneutralidad e isoelectrónico (isostérico), que han sido caracterizados como “la última mecánica importante no cuántica respecto del enlace químico” (Jensen, 1984, p. 196). También fue importante para la discusión actual en química, la propuesta de Langmuir del uso de postulados para deducir de manera matemática la expresión de la regla del “octeto” (Fig. 4).

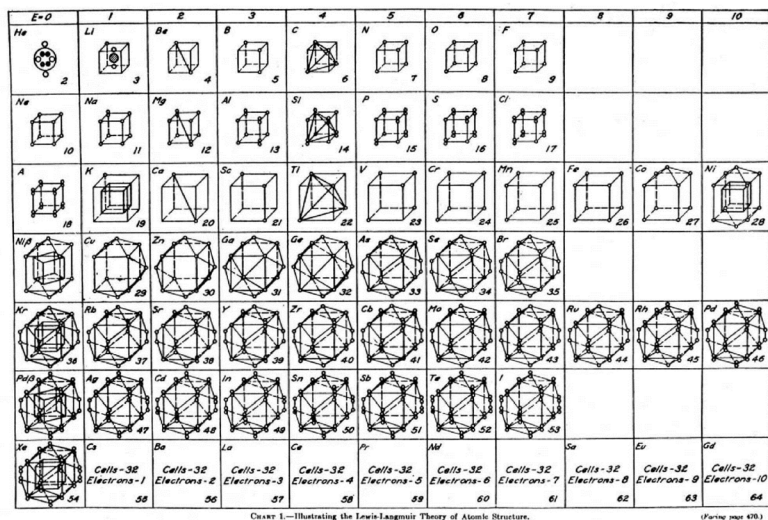


Fig. 3 : Extensión del modelo cúbico propuesta por Langmuir.

Nota: Imagen extraída de “Abegg, Lewis, Langmuir and the Octet Rule” de W. B. Jensen, *Journal of Chemical Education*, 61, 1984, p. 196.

Table 4. Examples of Langmuir's Octet Equation

Species	Σe	n	H	$\nu = \frac{1}{2}(8n - \Sigma e) + H$	Structure
NH ₃	8	1	3	3	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
CO	10	2	0	3	$ \text{C} \equiv \text{O} $
H ₂ CO	12	2	2	4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$
NaCl	8	1	0	0	$\text{Na}^+ [\bar{\text{C}}\bar{\text{I}}]^-$
CS ₂	16	3	0	4	$(\text{S} = \text{C} = \text{S})$

Fig. 4: Estructuras obtenidas mediante la ecuación de Langmuir.

Nota: Imagen extraída de “Abegg, Lewis, Langmuir and the octet rule” de W. B. Jensen, 1984, *Journal of Chemical Education*, 61, p. 196.

Discusión y reflexiones finales

El aprendizaje es un proceso en constante cambio, construcción y reelaboración conceptual, donde los nuevos conocimientos interactúan y se integran a los conocimientos previos. El aprendizaje sucede cuando estos nuevos conocimientos adquieren sentido y significado. El modelo atómico de Lewis, que integra naturalmente el enlace químico en la concepción del átomo, permite integrar conceptos tales como: estructura atómica, configuración electrónica y tabla periódica, entre sí y con algunas propiedades macroscópicas de la materia. De esa manera, lo cotidiano para el alumno, se puede relacionar con las elaboraciones científicas, conformando un nexo significativo entre lo abstracto y lo concreto, lo que representa un estímulo para el análisis crítico y el desarrollo del pensamiento científico.

En el nivel secundario, el eje temático enlaces y uniones químicas se estudia en 4to o 5to año, dependiendo de la orientación de la escuela. Entre los contenidos a enseñar, se encuentran: parámetros de la estructura molecular, enlaces intramoleculares e intermoleculares, aspectos energéticos y estructura cristalina, enlaces covalentes e iónicos, polaridad molecular, disociación iónica, geometría molecular, teoría de los orbitales moleculares y fuerzas intermoleculares. Estos son temas de difícil comprensión por parte de los alumnos, y en el proceso muchos recurren al aprendizaje memorístico, por ejemplo, el concepto de enlace covalente “dativo” o coordinado es complejo de comprender y en muchas ocasiones se recurre al empleo de metáforas antropocéntricas, como quitar, dar, sacar, prestar, entre otras. El empleo de aristas o caras de cubos que interactúan, representa un aporte clarificador en ese sentido.

En la práctica docente el empleo del concepto de modelo es muy útil y particularmente fértil, ya que permite trabajar con representaciones que pueden hacer posible transformar el contenido científico en un saber enseñable (transposición didáctica). El modelo de Lewis es un modelo icónico ya que es una representación de un concepto abstracto no observable. Permite, a través de la utilización de pictogramas, construir y comprender lo que sucede en el enlace químico. También llegar al concepto de la regla del octeto. Es así que el modelo atómico de Lewis muestra una idea intuitiva del concepto de enlace, que ayuda a entender y profundizar el mismo.

El modelo de Lewis, abordado desde un punto de vista histórico, permite presentar el conocimiento químico como un saber en construcción, y resaltar que los conceptos que hoy se enseñan, fueron motivo de discusión, de estudio, de intentos de refutación científica y de una construcción

colectiva, y conforma un espacio donde se resalta la importancia de la historia de la ciencia en la enseñanza de la ciencia.

Referencias

- Adúriz Bravo, A. (2012). Algunas características clave de los modelos científicos relevantes para la educación química. *Educación Química*, 23(2), 248-256.
- Ball, P. (2011). Beyond the bond. *Nature*, 469(7328), 26-28.
- Bray, W. C., & Branch, G. E. (1913). Valence and tautomerism. *Journal of the American Chemical Society*, 35(10), 1440-1447.
- Brock, W. (1998). *Historia de la química* (I. Medina, P. Burgos, A. del Valle & E. García Hernández, trads). Alianza Editorial. (Obra original de 1993)
- Chamizo, J. A. (2006). Los modelos de la química. *Educación Química*, 17(4), 476-282.
- Cruz-Garriz, D., Chamizo, J. A., & Garriz, A. E. A. (1991). *Estructura atómica: Un enfoque químico*. Editorial Addison-Wesley Iberoamericana.
- Falk, K. G., & Nelson, J. M. (1910). The electron conception of valence. *Journal of the American Chemical Society*, 32(12), 1637-1654.
- Gallego Badillo, R., Pérez Miranda, R., Uribe Beltrán, M. V., Cuéllar Fernández, L., & Amador Rodríguez, R. Y. (2004). El concepto de valencia: su construcción histórica y epistemológica y la importancia de su inclusión en la enseñanza. *Ciência & Educação (Bauru)*, 10(3), 571-583.
- Garriz, A., & Rincón, C. (1997). Valencia y número de oxidación. Corolario para docentes. *Revista Educación Química*, 8(3).
- Garriz, A. (2014). Historia de la química cuántica. *Educación en química*, 25(1), 170-175.
- Jensen, W. B. (1984). Abegg, Lewis, Langmuir and the octet rule. *Journal of Chemical Education*, 61, 191-200.
- Kohler, R. E. (1971). The origin of G. N. Lewis's theory of the shared pair bond, *Historical Studies in the Physical Sciences*, 3, 343-376.

- Kossel, W. (1916). Über molekülbildung als Frage des Atombaus. *Annalen der Physik*, 354(3), 229-362.
- Lewis, G. N. (1916). The atom and the molecule. *Journal of the American Chemical Society*, 38(4), 762-785.
- Lewis, G. N. (1923). *Valence and the structure of atoms and molecules* (No. 14). Chemical Catalog Company, Incorporated.
- Lombardi, O., Acorinti, H., & Martínez González, J. C. (2016). Modelos científicos: el problema de la representación. *Scientiae Studia*, 14(1), 151-174.
- Nye, M. J. (1994). *From chemical philosophy to theoretical chemistry: dynamics of matter and Dynamics of disciplines, 1800-1950*. University of California Press.
- Partington, J. R. (1945). *Historia de la Química* (C.E. Prelat, trad.). Editorial Espasa Calpe. (Obra original de 1937)
- Pauling, L. (1932). The nature of the chemical bond. III. The transition from one extreme bond type to another. *Journal of the American Chemical Society*, 54(3), 988-1003.
- Pauling, L. (1932). The nature of the chemical bond. IV. The energy of single bonds and the relative electronegativity of atoms. *Journal of the American Chemical Society*, 54(9), 3570-3582.
- Pullman, B. (2010). *El átomo en la historia de la humanidad* (J. Sarret, trad.). Editorial Biblioteca Buridán. (Obra original de 1995)
- Ron, J. M. S. (1993). *Espacio, tiempo y átomos: Relatividad y mecánica cuántica* (Vol. 51). Ediciones AKAL.
- Shaik, S. (2007). The Lewis legacy: the chemical bond—a territory and heartland of chemistry. *Journal of computational chemistry*, 28(1), 51-61.
- Scerri, E. R. (2016). *A tale of seven scientists and a new philosophy of science*. New York: Oxford University Press.
- Scerri, E. R. (2007). *The periodic table: Its story and its significance*. New York: Oxford University Press.
- Solís, C., & Selles, M. (2003). *Historia de la ciencia*. Editorial Espasa Calpe.

Thomson, J. J. (1907). *The corpuscular theory of matter*. A. Constable & Company, Limited.

Thomson, J. J. (1914). LXXXVIII. The forces between atoms and chemical affinity. *The London, Edinburgh, and Dublin Philosophical Magazine and Journal of Science*, 27(161), 757-789.