

LA CALIDAD CIENTÍFICA DEL CONTENIDO SOBRE EL TEMA DE LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA EN TEXTOS UNIVERSITARIOS DE QUÍMICA GENERAL

MALAYER, MANUEL¹, PUJOL, RAFAEL² y D'ALESSANDRO MARTÍNEZ, ANTONIO³

¹ Universidad Marítima del Caribe, Catia la Mar, Estado Vargas, Venezuela

² Universidad Pedagógica Experimental Libertador, Instituto Pedagógico de Caracas

³ Universidad Central de Venezuela y Universidad Simón Bolívar

agujero_1@hotmail.com

rpujolmich@hotmail.com

dalessaa@ucv.ve

Resumen. En este trabajo se estudian algunos conceptos e ideas científicas sobre el tema de la estructura de la materia en los textos de química más usados en los cursos básicos universitarios en Venezuela, usando técnicas de análisis de contenido. Se encuentra que los textos analizados presentan algunos casos de explicaciones y conceptos con un alto grado de inexactitud e imprecisión y un uso inapropiado de los niveles macroscópico y microscópico, lo que podría generar concepciones erróneas en el estudiante.

Palabras clave. Calidad científica, textos de química, estructura de la materia, análisis de contenido, concepciones erróneas.

Scientific quality of thematic content about the structure of matter in General Chemistry university textbooks

Summary. In this paper we study some concepts and scientific ideas about the structure of matter in General Chemistry textbooks commonly used in Venezuela's initial university courses, using techniques of content analysis. We have found that the analysed textbooks sometimes show explanations and concepts with a high degree of inaccuracy and imprecision and an inappropriate use of the macroscopic and microscopic levels, which could generate wrong conceptions in the student.

Keywords. Scientific quality, chemistry textbooks, structure of matter, content analysis, wrong conceptions.

INTRODUCCIÓN

El logro de un cambio conceptual y metodológico en la enseñanza de la química y en la formación de profesores de esta especialidad depende mucho de la solución que se encuentre al problema del tratamiento de los contenidos sobre la estructura de la materia en los libros de texto, por la significación predominante que ellos tienen dentro del sistema de conocimientos químicos (Segura, 1991).

La dificultad de esta temática está determinada, en primer lugar, por su complejidad estructural intrínseca y por el acelerado desarrollo que ha alcanzado esta rama del conocimiento en los últimos años (Ferro et al., 1995). Al respecto, Pauling (1992) señala que los docentes de química se esfuerzan por resolver las dificultades que plantea el estudio del aspecto estructural de esta dis-

ciplina, pero que todavía no se puede asegurar que el propósito haya sido cumplido.

Por otra parte, estudios realizados con una muestra de estudiantes de química del Instituto Superior Pedagógico de Pinar del Río, Cuba (Ferro et al., 1995), permitieron establecer que en los cursos de la especialidad se presentan los contenidos sobre estructura atómica y molecular sin que el alumno la haya estudiado previamente y sin que conozca los términos, definiciones y conceptos asociados a la teoría cuántica. Las ideas de los orbitales, números cuánticos, el espín, etc., quedan desprovistas de todo fundamento metodológico. Por otro lado, se comete el error de no tratar otros temas referidos a la estructura de la materia, como la agregación molecular y el estado sólido.

Del mismo modo, la incorporación de la teoría cuántica al estudio del enlace químico ha permitido que aspectos como la estructura electrónica de los átomos, la disposición espacial de las moléculas, la escala de electronegatividades, el carácter iónico de los enlaces y la idea de resonancia aplicada a la molécula de benceno sean incluidos en los cursos iniciales de química (Pauling, 1992).

La importancia que tiene el estudio de los errores conceptuales acerca de la estructura de la materia radica en su gran utilidad en la comprensión de los conceptos químicos por parte de los estudiantes que se inician en su estudio.

Es importante hacer referencia a la manera como los libros de texto están presentando el tema de la estructura de la materia. La mayoría de los trabajos relacionados con el tratamiento de la estructura de la materia se ha hecho con libros de educación básica y media, y muy pocos con libros de educación superior. En Venezuela se realizó un análisis de contenido en la unidad referente a la estructura de la materia de los libros de texto de química para el noveno grado de la educación básica y de textos universitarios de química general, y se encontró que los libros, en general, presentan un número apreciable de conceptos e ideas sobre la estructura de la materia que poseen diversos tipos de inexactitudes e imprecisiones (Malaver, 2001 y Pujol, 1993). Tales deficiencias podrían inducir en el estudiante falsas concepciones. Una de ellas es la definición de *molécula*, que podría llevar al estudiante a asignar propiedades macroscópicas a dichas partículas.

Al introducir el tema de la estructura de la materia, se ha podido establecer que, en los libros de texto de educación secundaria obligatoria, se encuentra una yuxtaposición y mezcla de los modelos atómicos clásicos (Thomson, Rutherford); semicuánticos (Bohr, Sommerfeld) y cuánticos (Schrödinger), los cuales introducen graves errores conceptuales, como por ejemplo: considerar al orbital atómico (o los niveles energéticos correspondientes) como zonas del espacio que existen independientemente de los electrones y que pueden ser ocupadas o no por éstos. Prueba de lo anterior es que en los textos de química españoles de la educación secundaria obligatoria no

se muestran las dos informaciones que representan los orbitales: la distribución de probabilidades y los niveles energéticos (Solbes y Vilches, 1991).

Por otra parte, a pesar de que las teorías modernas de la mecánica cuántica se han enseñado durante muchos años en los cursos de química general tanto a nivel universitario como en la educación media, los conceptos asociados a este campo del conocimiento se han visto con reserva y han presentado una fuerte oposición por parte de los educadores debido a sus fallas en la comprensión de conceptos como el de *orbitales*, *principio de aufbau*, *hibridación*, *electronegatividad*, *resonancia*, *enlaces sigma y pi* e *hiperconjugación* (Ogilvie, 1990).

En la descripción de las estructuras moleculares que se suelen encontrar en los textos básicos de química, se hace repetidamente uso de conceptos abstractos como el de *orbital*, sin especificar que un orbital es una función matemática con una representación gráfica y una interpretación física (Pérez y Tel, 1989). Del mismo modo, existe una gran confusión entre el concepto de *orbital* y su interpretación en función de la probabilidad de encontrar el electrón en una cierta región del espacio (Solbes et al., 1987).

Investigadores del área han demostrado que existe una gran confusión conceptual no sólo entre los estudiantes que están cursando química en la educación media, sino también entre los estudiantes de química que han pasado por un curso de química cuántica (Tsaparlis, 1997).

Es de esperarse, entonces, que los errores detectados en los libros de texto influyan en la comprensión de los contenidos asociados a la estructura de la materia por parte de los alumnos.

MARCO TEÓRICO

Uno de los problemas que presentan los estudiantes, al introducirse en la temática de la estructura de la materia, es la dificultad de establecer la conexión entre el mundo macroscópico de las observaciones y el mundo microscópico de átomos y moléculas. Si los estudiantes no logran hacer esta conexión, es difícil que entiendan la importancia de la química en la comprensión del mundo (Gillespie, 1997). Por esto en la investigación educacional se ha hecho énfasis en el estudio de las ideas del alumnado respecto a la naturaleza discontinua de la materia (Álvarez, 1997).

Las teorías modernas sobre la estructura la materia son muy complejas y abstractas para muchos estudiantes, con el agravante de que el tema de la naturaleza discontinua de la materia está asociado a diversos fenómenos como los siguientes: transiciones de fase, difusión y procesos de disolución, fenómenos térmicos, corriente eléctrica y reacciones químicas. En este sentido, Níaz (1985) plantea que para aprender química no es suficiente con que el estudiante tenga un nivel de desarrollo formal, sino que tenga la capacidad mental necesaria para procesar información.

Cada año en los cursos de química de educación secundaria, los profesores encuentran grandes dificultades para describir los eventos e investigaciones más recientes en términos de la teoría atómica moderna. Con la ayuda de los libros de texto, los profesores pueden explicar las contribuciones más importantes de Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y Schrödinger, pero fallan en el momento de entrar en el campo de la estructura atómica, al aportar información con datos e interpretaciones erróneas (Whitman, 1984).

Por otra parte, los estudiantes presentan dificultades para comprender y usar el modelo que establece que la materia está hecha de partículas discretas en constante movimiento, dejando espacios vacíos entre ellas, a pesar de que este modelo y las leyes que rigen el comportamiento de la materia permiten entender conceptos y fenómenos químicos como por ejemplo: las reacciones químicas, los efectos de presión, el volumen y la temperatura de los gases, cambios de fase, disoluciones y equilibrio (Nakhleh, 1992).

Por estas razones, muchos aspectos de la naturaleza discontinua de la materia han recibido gran atención de parte de los investigadores en la educación científica elemental (Driver y Nussbaum, citado en De Vos y Verdonk, 1996).

Teniendo en cuenta la manera como los libros de texto tratan la temática de la estructura de la materia, Gabel (1983) analizó las modificaciones que, a lo largo de veinte años, se efectuaron en el contenido del libro de texto de química para educación media más vendido en Estados Unidos entre 1958 y 1978, *Modern Chemistry* de Clark Metcalfe y otros. A partir de esta información, Gabel estableció un conjunto de características del libro de texto que conducen al estudiante a la memorización en lugar de desarrollar la comprensión.

Del mismo modo, la enseñanza del tratamiento cuántico de la estructura de la materia en los cursos de química general y física general ha sido muy descuidada en los libros de texto de educación media y de los primeros años de los cursos universitarios, debido, muy probablemente, a la complejidad conceptual de esta temática y al rápido crecimiento que ha experimentado esta rama del conocimiento en los últimos años (Ferro et al., 1995).

Al respecto, Shiland (1997) plantea que si bien es cierto que la mecánica cuántica forma parte de muchos textos de química de educación secundaria, se ha hecho muy poco por intentar presentar esta temática de una forma más razonable y comprensible para los estudiantes.

De acuerdo con Solbes y Vilches (1991), las ideas cuánticas, como por ejemplo: el principio de indeterminación, los orbitales atómicos y la dualidad onda-partícula de la materia, presentan graves errores conceptuales en los libros de texto de química, imposibilitando una correcta formación y aprendizaje de estos contenidos en los estudiantes y facilitando la asimilación y el reforzamiento de concepciones erróneas por parte de los alumnos que se inician en el aprendizaje de la química. Es posible,

entonces, que la comprensión inadecuada de los conceptos cuánticos se deba a varios factores, tales como: a) la complejidad de esta temática, b) la ineficiente preparación por parte del docente, y c) el tratamiento conceptual erróneo en los libros de texto. Además, es importante mencionar que, en el campo de la física cuántica, todavía hay puntos en discusión, a tal punto que han existido diversas escuelas en este campo del conocimiento que tienen ideas divergentes (Popper, 1992 y Selleri, 1986).

Gold (citado en Shiland, 1997) establece que los conceptos asociados a la temática de la estructura de la materia, como los números cuánticos y las figuras de orbitales, son demasiado abstractos para la química que se estudia en la enseñanza media. Asimismo, en las clases de química de la enseñanza secundaria el autor observa que no hay un desarrollo lógico de estas ideas en los libros de texto de química y que hay poca oportunidad para apoyar al curso con material didáctico.

Los estudios anteriores permiten concluir que la temática de la estructura de la materia no está siendo abordada correctamente en los libros de texto de educación media, debido al alto nivel de dificultad que implica la elaboración de los capítulos dedicados a esta temática. Por otra parte, la gran mayoría de los estudios realizados con respecto a la temática de la estructura de la materia se han hecho con textos de educación básica y media y se ha indagado muy poco en los textos universitarios.

El objetivo del presente trabajo es analizar los conceptos e ideas científicas que presentan algún tipo de inexactitud e imprecisión o poca claridad en sus enunciados en el contenido sobre la estructura de la materia, tema fundamental en todo curso introductorio de química a nivel universitario. Se espera que los resultados de este estudio puedan utilizarse para reestructurar la temática de la estructura de la materia en los libros de texto de química general y diseñar nuevas estrategias instruccionales en el aula de clase que ayuden a una mejor comprensión de los conceptos asociados a tan importante campo del conocimiento.

METODOLOGÍA

Esta investigación se ubicó en la modalidad de estudio descriptivo, ya que se utilizaron técnicas de análisis de contenido en libros de texto que permiten la recopilación de datos a fin de estudiar las características de dicho contenido, clasificando sus partes de acuerdo con categorías establecidas por el investigador (Ander-Egg, 1980 y Ruiz Olabuenaga, 1996).

En el análisis de la calidad científica del contenido, la exactitud, la precisión, la actualidad y la objetividad son características que se deben exhibir en un libro de texto (Seguin, citado en Pujol, 1993). La exactitud implica que la información científica contenida en los libros de texto debe estar libre de errores; la precisión consiste en que los contenidos no deben ser presentados de manera ambigua y que los contenidos de alto nivel deben estar bien

explicados; la actualidad se refiere a que la información presentada debe ser lo más actualizada posible y la objetividad implica que la información no debe presentarse de una manera distorsionada y que se deben presentar las distintas interpretaciones sobre el mismo fenómeno.

En el análisis de la calidad científica, se hizo énfasis en los conceptos e ideas científicas que presentaban algún tipo de inexactitud e imprecisión o que no estaban actualizados. Para esto se compararon los contenidos referidos a la estructura de la materia que aparecen en los textos de química básica a nivel universitario con los siguientes autores de libros de alto nivel académico: Barrow (1967), Heisenberg (1973), Companion (1980), Davies (1984), Trefil (1985), Cruz-Garriz, Chamizo y Garriz (1987), Hawking (1988), Levine (1977, 1996), asimismo, se compararon los contenidos con los siguientes artículos científicos que aparecen en publicaciones y revistas especializadas que se mencionan a continuación: Ogilvie (1990), Pauling (1992), Fernández (1999), Weinhold (1999), IUPAC (1987, 1999), Scerri (2000).

En el análisis de la calidad científica, se tomaron en cuenta los puntos de vista de los autores de los textos de referencia en relación con los conceptos e ideas científicas contenidos en los capítulos analizados.

Para delimitar la muestra de libros a ser analizados, se realizó una consulta a docentes del área universitaria

con experiencia en química básica acerca de los textos más usados por la comunidad estudiantil. Con esta información, se elaboró una encuesta que fue aplicada en librerías del área metropolitana de Caracas que presentan un alto volumen de ventas. Los libros de texto seleccionados fueron los siguientes:

Brown, T.L., Le May, E., y Bursten, B. (2004). *Química: La ciencia central*. México. DF: Pearson - Prentice Hall. Hispanoamérica, SA.

Chang, R. (2003). *Química*. México, DF: Mc Graw-Hill Interamericana, SA.

Mahan, B. y Myers, R. (1998). *Química: Curso universitario*. México, DF: Addison - Wesley Longman, SA.

Masterton, W., Slowinski, E. y Staniski, C. (1997). *Química General Superior*. México, DF: McGraw - Hill Interamericana, SA.

Mortimer, Ch. (1983). *Química*. México, DF: Grupo Editorial Iberoamérica.

En lo sucesivo, todas las referencias acerca de estos textos aparecerán de acuerdo con la denominación sugerida por Sanger y Greenbowe (1999), identificándolos con las iniciales de los autores. Siguiendo el orden anterior, los libros se identificaron como: BLB, Ch, MM, MSS y M.

Tabla 1

Conceptos asociados a la estructura de la materia expresados por los textos de química básica a nivel universitario.

CONCEPTO	CHANG	BROWN, LE MAY, BURSTEN	MASTERTON, SLOWINSKI, STANISKI	MAHAN, MYERS	MORTIMER
Principio de incertidumbre	Es imposible conocer con certeza el momento p y la posición de una partícula simultáneamente (p. 263)	Es imposible conocer simultáneamente la trayectoria (momento) del electrón y su posición exacta en el espacio (p. 211)	No está contenido	Hay un límite en la precisión con que se pueden determinar simultáneamente la posición y el momento de una partícula (p. 465)	Es imposible determinar simultáneamente la posición exacta y el momento exacto de un cuerpo tan pequeño como el electrón (p. 92)
Definición de $ \Psi ^2$	Probabilidad de encontrar al electrón alrededor del núcleo (p. 264)	Probabilidad de que el electrón se encuentre en un lugar del espacio (p. 212)	Probabilidad de hallar a la partícula en determinada región del espacio (p. 191)	Muestra cómo varía de un lugar a otro la probabilidad de encontrar una partícula (p. 468)	Valor proporcional a la densidad de carga del electrón (p. 94)
Orbital atómico	Función de onda de un electrón (p. 264)	Solución de la ecuación de Schrodinger para el átomo de hidrógeno (p. 213)	Orientación de la nube electrónica que rodea al núcleo (p. 193)	Probabilidad de encontrar un electrón en varios puntos del espacio (p. 474)	Función de onda de un electrón (p. 94)
Spin	Giro del electrón sobre su propio eje (p. 266)	El electrón se comporta como si fuera una esfera diminuta que gira sobre su propio eje (p. 218)	Giro del electrón alrededor de sí mismo (p. 199)	El electrón gira alrededor de su propio eje y se comporta como un imán (p. 473)	Una carga que gira genera un campo magnético y un electrón tiene un campo magnético asociado con él (p. 97)

CONCEPTO	CHANG	BROWN, LE MAY, BURSTEN	MASTERTON, SLOWINSKI, STANISKI	MAHAN, MYERS	MORTIMER
Principio de exclusión de Pauli	Dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales (p. 273)	En un átomo no puede haber dos electrones que tengan el mismo conjunto de números cuánticos (p. 219)	En un átomo no puede haber dos electrones que tengan iguales los cuatro números cuánticos (p. 195)	En un átomo no hay dos electrones que tengan iguales valores de n , l , m y m_l (p. 483)	Dos electrones del mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos idénticos (p. 98)
Radio atómico	Es la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes (p. 297)	Distancia que separa a los núcleos de los átomos cuando están unidos químicamente (p. 241)	Es una medida del tamaño del átomo, aunque sea algo nebuloso, ya que la nube electrónica que rodea al núcleo no tiene una superficie bien delimitada (p. 217)	Radio aparente de un átomo y es igual a la distancia internuclear entre dos átomos medida por difracción de rayos X y dividida por dos (p. 589)	Distancia entre el núcleo de los átomos que están enlazados entre sí, puede calcularse como la mitad de la distancia entre los átomos (p. 116)
Energía de ionización	Energía mínima necesaria para quitar un electrón de un átomo, en estado gaseoso, en su estado fundamental (p. 303)	Energía mínima necesaria para eliminar un electrón desde el estado basal del átomo o ión gaseoso aislado (p. 246)	Medida de la dificultad existente para arrancar un electrón de un átomo (p. 217). Variación de energía en la separación del electrón más externo	Mínima energía requerida para producir el cambio $M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-(g)$ (p. 493)	Cantidad de energía requerida para eliminar los electrones menos retenidos por un átomo en su estado fundamental (p. 118)
Afinidad electrónica	Cambio de energía que ocurre cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión (p. 307)	Cambio de energía que ocurre cuando se agrega un electrón a un átomo gaseoso (p. 251)	No está contenido	Cantidad mínima de energía necesaria para eliminar un electrón enlazado de un ión y producir un átomo neutro (p. 497)	Cambio de energía asociado con el proceso en el cual un electrón se agrega a un átomo gaseoso en su estado fundamental (p. 121)
Energía de disociación de enlace	Cambio de entalpía requerido para romper un enlace específico de un mol de moléculas diatómicas gaseosas (p. 355)	Cambio de entalpía que se requiere para la ruptura de un enlace dado en un mol de la sustancia gaseosa (p. 300)	Cambio de entalpía cuando se rompe un mol de enlaces en estado gaseoso (p. 261)	Energía necesaria para romper un enlace en una molécula poliatómica (p. 265)	Energía requerida para romper el enlace que mantiene unidos dos átomos de una molécula diatómica (p. 66)
Átomo	Unidad básica de un elemento que puede entrar en una combinación química (p. 37)	No está contenido	Partícula más pequeña de un elemento (p. 30)	No está contenido	Partícula más pequeña de un elemento que retiene las propiedades del elemento (p. 48)

PRESENTACIÓN DE RESULTADOS

En la tabla 1 se muestran algunos conceptos asociados a la estructura de la materia expresados por los libros de texto que fueron analizados en función de su exactitud, precisión y manejo de los términos macroscópico y microscópico. Estos conceptos son: *principio de incertidumbre, definición de $|\Psi|^2$, orbital atómico, spin del electrón, principio de exclusión de Pauli, radio atómico, energía de ionización, afinidad*

electrónica, energía de disociación de enlace y átomo.

En las tablas 2, 3 y 4 se muestran los conceptos e ideas científicas emitidos por los autores de referencia con los que se realizó la comparación de los conceptos contenidos en los textos. Al hacer esta comparación, se indaga si hay una falta de exactitud y precisión cuando se define algún concepto o idea científica importante, unida, a su vez, con imprecisiones y errores históricos o con un mal uso de los niveles macroscópico y microscópico de la química.

Tabla 2
Características del spin, $|\Psi|^2$, orbital atómico, principio de incertidumbre y principio de exclusión de Pauli, según algunos autores de referencia.

CONCEPTO	TREFIL (1985)	HAWKING (1988)	EISBERG Y RESNICK (1991)	CRUZ, CHAMIZO Y GARRITZ (1987)
Principio de incertidumbre	Si llamamos Δx a la indeterminación de la posición de un objeto y Δp a la indeterminación de su momento, el producto de las incertidumbres vendrá dado por $\Delta x \Delta p > h$	La incertidumbre en la posición de la partícula multiplicada por la incertidumbre en el momento nunca podrá ser menor que la constante de Planck	En un experimento no se pueden determinar simultáneamente el valor exacto de p y el valor exacto de la posición x	La coordenada x y la cantidad de movimientos en x , p_x cumplen la siguiente desigualdad entre sus desviaciones estándar: $\Delta x \Delta p_x \geq h/4\pi$
Spin del electrón	-	El spin de una partícula indica cómo se muestra la partícula desde distintas direcciones	Impulso angular intrínseco del electrón que genera en este un momento magnético dipolar	-
Principio de exclusión de Pauli	Principio que establece que dos partículas de spin $1/2$, como los electrones, no pueden ocupar el mismo estado	Dos partículas similares no pueden existir en el mismo estado, es decir, que no pueden tener ambas la misma posición y la misma velocidad, dentro de los límites fijados por el principio de incertidumbre	En un átomo multielectrónico, nunca podrán existir más de un electrón y en el mismo estado cuántico	Nunca puede haber dos o más electrones equivalentes en un átomo para los cuales los valores de todos los números cuánticos sean los mismos
	HEISENBERG (1973)	EISBERG Y RESNICK (1991)	LEVINE (1977)	CRUZ, CHAMIZO Y GARRITZ (1987)
Definición de $ \Psi ^2$	Representa la probabilidad de encontrar al electrón en una cierta región del espacio	Probabilidad de encontrar a la partícula en cierta posición en un tiempo dado	Probabilidad de que la partícula se encuentre en cierta región del espacio	Densidad de probabilidad para la posición de la partícula
	BARROW (1967)	WEINHOLD (1999)	LEVINE (1977)	CRUZ, CHAMIZO Y GARRITZ (1987)
Orbital atómico	Función de onda real para el electrón del átomo de hidrógeno	Función matemática que asocia una amplitud de onda $\varnothing$ con cada punto x , tal que la densidad $\rho(x)$ de la distribución electrónica está dada por $\rho(x) = \varnothing(x) ^2$	Función de onda de un electrón	Función de onda del átomo de hidrógeno

Tabla 3

Conceptos de afinidad electrónica, energía de ionización y energía de ionización de enlace, radio atómico, átomo, según algunos autores de referencia.

CONCEPTO	EISBERG Y RESNICK (1991)	LEVINE (1996)	CRUZ, CHAMIZO Y GARRITZ (1987)
Afinidad electrónica	-	Es la energía liberada en el proceso. $A + e^- \rightarrow A^-$	Se conoce como la energía de la reacción. $B + e^- \rightarrow B^-$
Energía de ionización	Energía para ionizar al átomo	Energía necesaria para los procesos $A \rightarrow A^+ + e^-$ $A^+ \rightarrow A^{2+} + e^-$ $A^{2+} \rightarrow A^{3+} + e^-$	La energía involucrada en el proceso $A \rightarrow A^+ + e^-$
	BARROW (1967)	COMPANION (1980)	LEVINE (1987)
Energía de disociación de enlace	Energía necesaria para romper el enlace que mantiene unidos los átomos en una molécula	Energía necesaria para descomponer la molécula en su forma constituyente	Cambio de energía para la reacción de disociación en la que todas las especies están en sus estados fundamentales
	EISBERG Y RESNICK (1991)	LEVINE (1996)	CRUZ, CHAMIZO Y GARRITZ (1987)
Radio atómico	Valor relacionado con el número de capas electrónicas	Cantidad no bien definida relacionada con la densidad de probabilidad y con la función de distribución radial	Valor esperado de la distancia al núcleo para el electrón de valencia
	HAWKING (1988)	-	IUPAC (1987)
Átomo	Unidad básica de un elemento compuesta de un núcleo diminuto (consistente de protones y neutrones) rodeado por electrones que se mueven en torno a él	-	La parte más pequeña de un elemento que no tiene carga eléctrica y que puede participar en combinaciones químicas

Tabla 4

Conceptos de afinidad electrónica, orbital atómico y potencial de ionización según la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

CONCEPTO	IUPAC (1999)
Orbital atómico	Función de onda que depende explícitamente de las coordenadas espaciales de un solo electrón
Afinidad electrónica	Energía requerida para la captura de un electrón de un átomo o molécula resultando en la formación de un ión negativo X^-
Potencial de ionización	La energía mínima necesaria para el desprendimiento de un electrón $X + I_x \rightarrow X^+ + e^-$

El principio de incertidumbre de Heisenberg

Para el enunciado del principio de incertidumbre de Heisenberg en los textos Ch y M, aunque se ofrece la idea de que este principio demuestra que es imposible medir la posición y el *momentum* de la partícula con mucha exactitud y simultáneamente, no se apoya este enunciado con argumentos científicos consistentes ni con ejemplos numéricos o cualitativos. Se debe tener cuidado con este tipo de afirmaciones en las que sólo se presente el enunciado de este principio, ya que le pueden ofrecer al lector la idea de que no se puede medir la posición y el *momentum* de una partícula con exactitud determinada. Al respecto, de

acuerdo con Trefil (1985), Cruz-Garriz et. al. (1987), Hawking (1988) y Eisberg y Resnick (1991), no es esta condición la que se satisface. El hecho de que se mida la posición de una partícula con certidumbre o una alta exactitud significa que la indeterminación de su posición tenderá a cero, es decir, $\Delta x \rightarrow 0$, y que la indeterminación en el *momentum* será infinita $\Delta p \rightarrow \infty$, lo que concuerda con el principio de incertidumbre. Al respecto, Trefil (1985) establece que si se determina la posición de una partícula con una alta exactitud, el proceso de medición altera el estado de la partícula, de tal forma que será imposible obtener información posterior sobre el *momentum*, por lo que éste tomará cualquier valor. En el texto MM el enunciado del principio de incertidumbre clarifica la

idea que se acaba de mencionar, al afirmar que existe una limitación fundamental en la determinación simultánea de la posición y el *momentum* de una partícula. Asimismo, el texto MM utiliza el siguiente ejemplo numérico para apoyar la explicación del principio de incertidumbre:

«Para hacerse una idea de dónde está el electrón, se podría desear localizarlo dentro de un intervalo de 0,05 Å, o 5 pm. Según el principio de incertidumbre, cualquier medición de este tipo, de la posición del electrón, tendría asociada una incertidumbre en el momento dada por:

$$\Delta p = \frac{h}{4\pi\Delta x} = \frac{6 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{60 \times 10^{-12} \text{ m}} = 1 \times 10^{-23} \text{ kgms}^{-1}$$

Como la masa del electrón es $9 \times 10^{-31} \text{ kg}$, la incertidumbre en la velocidad del electrón es:

$$\Delta v = \frac{\Delta p}{m} \approx \frac{1 \times 10^{-23} \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}}{9 \times 10^{-31} \text{ kg}} \approx 10^7 \text{ ms}^{-1}$$

La velocidad del electrón es tan incierta que no existe la posibilidad de especificar una trayectoria» (p. 465).

En el texto BLB se ofrece una explicación cualitativa del principio de incertidumbre basada en el experimento mental de los rayos gamma de Heisenberg. Se muestra a continuación un fragmento de esta explicación:

«Imagine que se usa una linterna para encontrar una pelota de hule grande en un cuarto oscuro. Usted ve la pelota cuando la luz de la linterna rebota en la pelota e incide en sus ojos. Si un haz de fotones choca con un objeto de ese tamaño, no altera su posición ni su cantidad de movimiento de forma apreciable. Imaginemos, empero, que nos interesa encontrar un electrón rebotando luz de él hacia algún detector. Los objetos no pueden localizarse con una exactitud mayor que la longitud de onda de la radiación empleada; por tanto, si queremos una medición de la posición exacta para un electrón, deberemos utilizar una longitud de onda corta. Esto implica la necesidad de usar fotones de alta energía. Cuanta más energía tengan los fotones, más ímpetu impartirán al electrón cuando choquen con él y alterarán el movimiento del electrón de una forma impredecible. El intento por medir exactamente la posición del electrón introduce una incertidumbre considerable en su trayectoria (*momentum*); el acto de medir la posición del electrón en un instante hace inexacto nuestro conocimiento de su posición futura» (p. 212).

Debe aclararse entonces que a nivel atómico no se puede captar al átomo tal como es, sino que para hacerlo necesariamente se tiene que interactuar con él a través de los instrumentos y métodos diseñados, modificando su posición y velocidad de tal manera que no se puede percibir al átomo como era antes de la interacción. Los planteamientos anteriores implican que el electrón puede poseer una posición y una velocidad definidos en cualquier instante, y que es el proceso de medida el que introduce la indeterminación. Sin embargo, Beiser (1970) sostiene que esta indeterminación es inherente a la naturaleza del cuerpo móvil. Según Heisenberg (1973), estas indeterminaciones no existen en nuestros aparatos pero

sí en la naturaleza. Sin embargo, diversos investigadores, entre ellos Clifton-Albergotti (1973), se han planteado el interrogante de si, en efecto, los experimentos modernos están limitados por el principio de incertidumbre o bien por los instrumentos utilizados para realizarlos. Si lo primero es verdad, entonces ellos representan una demostración práctica del principio de incertidumbre; si por el contrario, lo segundo es cierto, el principio de incertidumbre no se cumplirá cuando existan instrumentos muy sofisticados.

En el texto MSS el principio de incertidumbre no está contenido.

Definición de probabilidad $|\Psi|^2$

El término $|\Psi|^2$ aparece definido en los textos Ch, BL, MM y MSS como la probabilidad de hallar el electrón en una cierta región del espacio, lo que está en concordancia con los conceptos emitidos por Heisenberg (1973), Levine (1977), Cruz-Garritz et al. (1987) y Eisberg y Resnick (1991).

El texto M afirma que $|\Psi|^2$ es proporcional a la densidad de carga del electrón y añade que la probabilidad de encontrar el electrón en una región dada es proporcional a la densidad de la carga de la nube electrónica en esa región, corroborando de esta manera los enunciados de los autores de referencia ya mencionados, los cuales relacionan $|\Psi|^2$ con la densidad de probabilidad.

El orbital atómico

Con respecto a la definición de *orbital atómico*, el texto MM muestra que este concepto se refiere sólo a la probabilidad de hallar el electrón en el espacio, generándose una contradicción conceptual con la definición de $|\Psi|^2$ contenida en los textos de los autores de referencia. Barrow (1967), Levine (1977), Cruz-Garritz et al. (1987), Garritz (1997) y Weinhold (1999) coinciden en señalar que el orbital atómico es la función de onda que describe al electrón, mientras que el término $|\Psi|^2$ representa la densidad de probabilidad para la posición de la partícula.

Por otra parte, el texto MSS relaciona el concepto de *orbital atómico* con la orientación de la nube electrónica que rodea al núcleo. De acuerdo con los autores de referencia, la definición de orbital atómico dada en el libro se encuentra incompleta al restringirla sólo a la orientación de la nube electrónica, cuando en realidad tiene un significado mucho más general. Barrow (1967), Levine (1977) y Cruz-Garritz et al. (1987) establecen que la función de onda electrónica puede ser representada como el producto de una parte radial y una parte angular, por lo que debe estar relacionada no sólo con la orientación, sino también con la distancia de los electrones con respecto al núcleo.

Es importante resaltar que los textos Ch, BLB, MM y M muestran que los orbitales atómicos son las soluciones de la ecuación de Schrödinger que describen los estados

de energía permitidos del electrón y que proporcionan información respecto a la ubicación del electrón en el espacio, lo que coincide con la afirmación dada por Weinhold (1999).

La mayoría de los textos analizados (Ch, BLB, MSS y M) tienden a confundir los términos orbital atómico con densidad electrónica. Al respecto, Scerri (2000) señala que los orbitales atómicos son construcciones matemáticas que provienen de la mecánica cuántica y que no intentan representar la realidad, mientras que la densidad electrónica para sistemas de muchos electrones ha sido observada en numerosos experimentos de difracción de electrones y de rayos X.

El spin del electrón

El concepto de *spin del electrón* que aparece en los textos analizados ofrece la imagen de que el spin es el giro del electrón alrededor de sí mismo o sobre su propio eje. Este tipo de afirmación está en total desacuerdo con la opinión emitida por Hawking (1988), quien señala que la mecánica cuántica establece que las partículas como el electrón no tienen un eje bien definido, por lo que el spin de una partícula indica cómo se muestra la partícula desde distintas direcciones. Del mismo modo, Davies (1984) aclara que para los átomos y las partículas que lo constituyen no se puede hablar de orientación y dirección. De acuerdo con este autor, un movimiento de rotación completo sobre el eje del electrón ocasionaría que sus propiedades fuesen totalmente diferentes con respecto a las de un electrón que no ha sido rotado sobre sí mismo.

El concepto de *spin* de Eisberg y Resnick (1991) señala que esta propiedad genera un campo magnético sobre el electrón, lo que concuerda parcialmente con las afirmaciones contenidas en los textos MM y M.

El principio de exclusión de Pauli

En cuanto al enunciado del principio de exclusión de Pauli, los textos Ch, BLB, MM, MSS y M establecen que la única restricción posible para ocupar un mismo orbital es que dos electrones en un átomo tengan diferente conjunto de números cuánticos. Una comparación con los conceptos emitidos por Trefil (1985), Cruz-Garritz et al. (1987) y Eisberg y Resnick (1991) demuestra el total acuerdo de dichos autores de los textos con los autores escogidos como referencia.

Es importante aclarar que en ninguno de los textos analizados se utiliza el principio de exclusión de Pauli para explicar aspectos como la diferencia entre conductores y aislantes, la fuerza que sostiene a las estrellas enanas blancas y las estrellas de neutrones (Davies, 1984) o la existencia de protones y neutrones (Hawking, 1988). En efecto, Davies (1984) establece que la diferencia entre conductores y aislantes se debe a que en un conductor los electrones pueden absorber energía de un campo eléctrico determinado y ascender a niveles energéticos

superiores, mientras que en un aislante estos niveles se hallan ocupados por otros electrones.

Asimov (1973) explica que una estrella no se contraerá sobre sí misma, ya que lo impide la repulsión de Pauli que hay entre los electrones. Hawking (1988) establece que si no existiera el principio de exclusión de Pauli, los quarks no podrían formar protones y neutrones, ni tampoco éstos formarían, con los electrones, átomos independientes y bien definidos. El principio de exclusión de Pauli impide que dos electrones tengan los cuatro números cuánticos iguales, o sea, no pueden tener un mismo estado energético.

Trefil (1985) establece que los protones y neutrones están constituidos por agrupaciones de quarks con spines diferentes. Davies (1984) aclara que las partículas con spin semi-entero como las partículas subatómicas ocupan distintos niveles de energía en el átomo, a diferencia de las partículas con spin entero, que tienden a ocupar el mismo estado.

En los textos estudiados, la regla de Pauli aparece como el argumento principal que permite explicar la distribución electrónica de los átomos y la organización de la tabla periódica de los elementos químicos, lo cual es muy positivo porque racionaliza el orden de llenado de los subniveles y niveles de los átomos de los elementos.

El radio atómico

El concepto de *radio atómico* que se presenta en el texto BL lo define como una analogía, utilizando argumentos y explicaciones que corresponden al nivel macroscópico, asignándoles a los átomos una forma esférica y bien definida. Los textos Ch, MM y M establecen que el radio atómico es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos enlazados, mientras que para el texto MSS es una medida del tamaño de la nube electrónica cuya superficie no está bien delimitada. Los textos Ch, BLB, MM y M aclaran que de acuerdo con la mecánica cuántica el átomo no tiene un límite ni un volumen bien definido, por lo que se recurre a la distancia que hay entre los núcleos de los átomos que están enlazados entre sí, determinada experimentalmente a través de técnicas de difracción de rayos x.

Asimismo, los conceptos emitidos por Cruz-Garritz et al. (1987), Eisberg y Resnick (1991) y Levine (1996) relacionan el radio atómico con aspectos como la distancia núcleo-electrón de valencia o con número de capas electrónicas con la función de distribución radial. Por ejemplo, Levine (1996) se refiere al radio atómico como «una cantidad no bien definida», lo que concuerda con las opiniones emitidas por los textos Ch, BL y M. Cruz-Garritz et al. (1987) y Eisberg y Resnick (1991), que vinculan el radio atómico con el número de capas electrónicas que hay entre el núcleo y el electrón de valencia de un átomo. Todos los textos analizados relacionan el concepto de *radio atómico* con las capas electrónicas o con los electrones de valencia cuando se explica la variación del radio atómico a lo largo de un período y grupo de la tabla periódica.

En el texto MM el radio atómico se define como el radio aparente de un átomo y es igual a la distancia internuclear entre dos átomos medida por difracción de rayos X, ofreciendo con ello un intento de explicar cómo se mide el radio atómico. Al respecto, Companion (1980) establece que por medio de la difracción de rayos X se puede medir la distancia entre los centros de los átomos de un sólido y la mitad de esta distancia se puede tomar como el radión del átomo o ión.

La energía de ionización

El concepto de *energía de ionización* que aparece en los textos analizados se encuentra definido correctamente, tal como se observa en la tabla 1. No obstante, en el texto BLB se observa que al definir energía de ionización se le asigna un estado físico a un átomo, lo que podría hacerle creer al lector que existen átomos o iones sólidos y líquidos o en fase de gas. Sin embargo, la explicación dada coincide con la ofrecida por los otros textos.

La afinidad electrónica

En cuanto al concepto de *afinidad electrónica* se observa la tendencia, en la gran mayoría de los textos, a asignarle a los átomos y a los enlaces estados físicos y propiedades correspondientes con el nivel macroscópico. Es decir, los textos Ch, BLB y M al definir afinidad electrónica utilizan términos como «átomo gaseoso» o «ión gaseoso», por lo que se podría entonces hacer referencia a electrones gaseosos, protones líquidos, etc.

Al hacer la comparación del concepto de *afinidad electrónica* emitida por los textos con los ofrecidos por los autores de referencia, se observa una gran concordancia entre las dos definiciones; en todos los textos se indica que la afinidad electrónica es una energía relacionada con el proceso de captura de un electrón por un átomo neutro, o en forma inversa, como lo establece el libro MM, con la energía necesaria para extraer un electrón de un ión negativo y producir un átomo neutro.

La energía de disociación de enlace

Para el concepto de *energía de disociación de enlace*, el texto Ch hace referencia a rupturas de un enlace en un mol de moléculas diatómicas, mientras que el texto MSS señala un rompimiento de un mol de enlaces en estado gaseoso. Barrow (1967) define energía de disociación como la energía necesaria para romper el enlace que mantiene unidos los átomos en una molécula, mientras que Companion (1980) y Levine (1987) la definen como la energía necesaria para romper una molécula que inicialmente se encuentra en su forma constituyente o en su estado fundamental. Los textos Ch, BLB y MSS hacen referencia a la energía de disociación como un cambio de energía por mol, que es la medida experimental de esta energía.

En los textos Ch y MSS también se observan frases como «moléculas diatómicas gaseosas» y «enlaces de

estado gaseoso», asignando propiedades correspondientes al nivel macroscópico.

El átomo

En el estudio del concepto de *átomo* todos los textos coinciden en señalar que es la unidad básica o bloque fundamental de la materia que puede participar en una combinación química. Al respecto, Trefil (1985) y Hawking (1988) establecen que el átomo está compuesto de un núcleo diminuto en torno al cual giran los electrones, lo que está de acuerdo con el concepto de *átomo* contenido en los textos analizados. Por otra parte, en el texto Ch el concepto de *átomo* se define como la unidad básica de un elemento, lo que está en total acuerdo con lo que establecen la IUPAC (1987) y Fernández (1999), que afirman que el átomo es la unidad básica del elemento y que a cada elemento le corresponden varios tipos de átomos de igual número atómico. Obsérvese que en los textos se ofrece una imagen del átomo como un ente real y no abstracto que permite interpretar una gran cantidad de fenómenos químicos y físicos y que posee las propiedades del elemento que constituye.

En todos los textos el concepto de *átomo*, en principio, se define tomando como base la teoría atómica de Dalton, en la que se establece que los átomos son partículas muy pequeñas, idénticas y sin estructura. Sin embargo, en los textos se aclara que las investigaciones científicas posteriores determinaron que los átomos poseían estructura interna conformada por partículas subatómicas, como los electrones, los protones y los neutrones, los dos últimos constituidos por quarks, partículas con carga fraccionaria (Trefil, 1985).

Relaciones entre los niveles macroscópico y microscópico

En todos los textos se asocia el concepto de *spin* del electrón con el giro de esta partícula sobre sí misma, atribuyéndole propiedades macroscópicas como sentido de giro y eje de rotación, cuando el electrón no se comporta como una partícula clásica que tenga estas características. Sólo el texto BLB le clarifica al lector que la imagen del electrón como una esfera que gira sobre sí misma no es muy acertada, sin embargo, es de gran utilidad para entender el spin del electrón.

En la definición de energía de ionización y afinidad electrónica (Tabla 1), el texto BLB hace referencia al término «átomo gaseoso o ión», mostrándose una mezcla confusa y ambigua de los niveles macro y microscópico, por lo que el lector podría pensar que existen átomos gaseosos, líquidos o sólidos.

Para el concepto de *afinidad electrónica*, los textos Ch, BLB y M presentan frases como las siguientes:

«átomo en estado gaseoso» (Texto Ch, p. 307).

«átomo gaseoso» (Texto BLB, p. 251).

«átomo gaseoso en su estado fundamental» (Texto M, p.121).

Aunque estas frases pueden resultar válidas y aceptables para un experto en la materia, en todas ellas existe una mezcla confusa y ambigua de los niveles macroscópico y microscópico, lo que puede generar falsas concepciones en el estudiante.

Del mismo modo, para el concepto de *energía de disociación de enlace*, en los textos Ch, BLB y MSS aparecen las siguientes expresiones:

«mol de moléculas diatómicas gaseosas» (Texto Ch, p. 355).

«mol de enlaces en estado gaseoso» (Texto MSS, p. 261).

Seguidamente se presentan algunos párrafos de los textos Ch, BLB y MSS en los que se presenta esta confusión de niveles macro y microscópico:

«Los espectros de emisión de átomos en fase gaseosa nos muestran una distribución continua de longitudes de onda desde el rojo al violeta» (Texto Ch, p. 252).

«Una medida cuantitativa de la estabilidad de cualquier sólido iónico es su energía reticular, que se definió como la energía requerida para separar completamente un mol de un compuesto sólido iónico en sus iones en estado gaseoso» (Texto Ch, p. 303).

«Los iones de los metales alcalinos se reducen a átomos metálicos gaseosos en la región central de la flama» (Texto BLB, p. 258).

«[...] se libera energía cuando se forma un enlace entre dos átomos o entre fragmentos moleculares gaseosos» (Texto BLB, p. 301).

«En el caso de átomos gaseosos, el espectro atómico sirve para dilucidar el número de electrones sin aparear» (Texto MSS, p. 203).

«[...] para formar iones debe haber una transferencia de electrones entre los átomos gaseosos[...] » (Texto MSS, p. 248).

CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

Con respecto al manejo de los niveles macroscópico y microscópico se observa en los textos una clara delimitación de las secciones referentes al nivel microscópico que forman parte de los capítulos referidos a la estructura de la materia.

Sin embargo, conceptos como el de *spin del electrón*, *radio atómico*, *energía ionización*, *afinidad electrónica* y *energía de disociación de enlace*, mencionados en la tabla 1, se presentan de manera tal que se les asignan estados físicos a los átomos y moléculas aisladas.

En ningún texto se aclara que el uso de expresiones como «electrón en estado gaseoso» o «átomo gaseoso» pueden ser válidas para un especialista en la materia pero pueden confundir al lector al asignarle a los átomos o moléculas estados físicos. En todo caso es más razonable utilizar frases como las siguientes: «átomos que forman parte de una sustancia gaseosa»; «electrones o iones de átomos de una sustancia gaseosa»; «para formar iones debe haber una transferencia de electrones entre los átomos de una sustancia que está en fase gaseosa».

Es importante mantener entonces una separación entre ambos niveles, garantizando de este modo que la información proporcionada por el texto esté libre de ambigüedades y tergiversaciones que puedan conducir a una interpretación errónea de los contenidos presentados por los textos.

AGRADECIMIENTOS

Se agradece al Dr. Aarón Pérez-Benítez del Centro de Investigación de la Facultad de Ciencias Químicas de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla por las acertadas sugerencias y observaciones que hizo al presente manuscrito.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ALVAREZ, V. (1997). Argumentación y razonamiento en los textos de física de secundaria. *Alambique Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 11, pp. 65-74.
- ANDER-EGG, E. (1980). *Técnicas de investigación social*. Buenos Aires: El Cid Editor.
- ASIMOV, I. (1973). *Cien Preguntas básicas sobre la ciencia*. México, D.F: Alianza Editorial, S.A.
- BARROW, G. (1967). *Química Física*. Barcelona: Editorial Reverté.
- BEISER, A. (1970). *Conceptos de física moderna*. México: Editorial McGraw-Hill.
- CLIFTON-ALBERGOTTI, J. (1973). Uncertainly principle-limited experiments: facts or academic pipe-dream. *The Physics Teacher*, pp. 19-23.
- COMPANION, A. (1980). *Enlaces químicos*. Barcelona: Editorial Reverté.
- CRUZ-GARRITZ, D., CHAMIZO, J. y GARRITZ, A. (1987). *Estructura atómica: un enfoque químico*. Wilmington, EUA: Addison-Wesley Iberoamericana.
- DAVIES, P. (1984). *Superfuerza*. Barcelona: Salvat Editores.
- DE VOS, W. y VERDONK, A. (1996). The particulate nature of matter in sciences education and in science. *Journal of Research in Science Teaching*, 33(6), pp. 654-664.
- EISBERG, E. y RESNICK, R. (1991). *Física Cuántica*. México, D.F: Editorial Limusa.
- FERNÁNDEZ, M. (1999). Elemento frente a átomos. Raíces históricas e implicaciones didácticas. *Alambique Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 21, pp. 59-66.
- FERRO, V.R., GONZÁLEZ-JONTE, R.H. y CRUZ, Z. (1995). Una reflexión curricular sobre la enseñanza de la estructura de la sustancia en la formación de profesores de química. *Enseñanza de las Ciencias*, 13(3), pp. 371-377.
- GABEL, D.L. (1983). What high school chemistry texts do well and what they do poorly. *Journal of Chemical Education*, 60(10), pp. 893-895.
- GILLESPIE, R.J. (1997). Reforming the general chemistry textbook. *Journal of Chemical Education*, 74(5), pp. 484-485.
- HAWKING, S. (1988). *Historia del Tiempo*. México, D.F.: Editorial Grijalbo.
- HEISENBERG, W. (1973). *Desarrollo de conceptos en la historia de la teoría cuántica*. D. Reidel Publishing Company.
- IUPAC (1987). *Compendium of chemical terminology*. Oxford: Blackwell Scientific Publications.
- IUPAC (1999). *Glossary of terms used in theoretical organic chemistry*. *Pure and Applied Chemistry*, 71(10), pp. 1919-1981.
- LEVINE, I. (1977). *Química Cuántica*. Madrid: Editorial AC.
- LEVINE, I. (1996). *Físicoquímica*. Madrid: Editorial McGraw-Hill.
- MALAYER, M. (2001). «Análisis del contenido referido a la estructura de la materia en libros de texto de química básica a nivel universitario». Tesis de maestría. Universidad Pedagógica Experimental Libertador. Instituto Pedagógico de Caracas.
- NAKHLEH, M. (1992). Why some students don't learn chemistry. *Journal of Chemical Education*, 46(9), pp. 584-588.
- NÍAZ, M. (1985). La teoría neopiagetiana de Pascual-Leone y sus implicaciones para la enseñanza de la química. *Investigación y Postgrado*, 2(1), pp. 119-136.
- OGILVIE, J.F. (1990) The nature of chemical bond. *Journal of Chemical Education*, 67(4), pp. 280-289.
- PAULING, L. (1992). The nature of chemical bond. *Journal of Chemical Education*, 69(6), pp. 519-521.
- PÉREZ ROMERO, E. y TEL ALBERDI, L.M. (1989). Densidad electrónica molecular. *Enseñanza de las Ciencias*, 7(3), pp. 301-304.
- POPPER, K. (1992). *Teoría cuántica y el cisma en Física*. España: Tecnos.
- PUJOL, R. (1993). «Análisis del contenido, las ilustraciones y las actividades propuestas en la unidad referente a la estructura de la materia de los libros de texto en química para el noveno grado de educación básica». Trabajo no publicado. Universidad Pedagógica Experimental Libertador. Instituto Pedagógico de Caracas, Caracas.
- RUIZ OLABUENAGA, J.L. (1996). *Metodología de la investigación cualitativa*. Bilbao: Universidad de Deusto.
- SCERRI, E. (2000). Have orbitals really been observed? *Journal of Chemical Education*, 77(11), pp. 1.492-1.494.
- SEGURA, D. (1991). Una premisa para el cambio conceptual: el cambio metodológico. *Enseñanza de las Ciencias*, 9(2), pp. 175-180.
- SELLERI, F. (1986). *El debate de la teoría cuántica*. Alianza Universidad.
- SHILAND, T.W. (1997). Quantum mechanics and conceptual change in high school chemistry textbooks. *Journal of Research in Science Teaching*, 34(5), pp. 535-545.
- SOLBES, J., CATALAYUD, M., CLIMENT, J. y NAVARRO, J. (1987). Errores conceptuales en los modelos atómicos cuánticos. *Enseñanza de las Ciencias*, 5(3), pp.189-195.
- SOLBES, J. y VILCHES, A. (1991). Análisis de la introducción de la teoría de enlaces y bandas. *Enseñanza de las Ciencias*, 9(1), pp. 53-58.
- TREFIL, J. (1985). *De los átomos a los quarks*. Barcelona: Salvat Editores.
- TSAPARLIS, G. (1997). Atomic and molecular structure in chemical education. A critical analysis from various perspective of science education. *Journal of Chemical Education*, 74(8), pp. 922-925.
- WEINHOLD, F. (1999). Chemical bonding as a superposition phenomenon. *Journal of Chemical Education*, 76(8), pp. 1.141-1.146.
- WHITMAN, M. (1984). Updating the atomic theory in general chemistry. *Journal of Chemical Education*, 61(11), pp. 952-956.

[Artículo recibido en julio de 2005 y aceptado en febrero de 2007]