

Concepções dos Estudantes sobre Ligação Química

Carmen Fernandez e Maria Eunice Ribeiro Marcondes

As dificuldades conceituais que alunos apresentam sobre o tema “ligações químicas” são atribuídas a problemas mais básicos, como a compreensão da natureza de átomos e moléculas. Este artigo apresenta uma revisão da literatura a respeito das concepções dos estudantes sobre esse tema, com o intuito de alertar os professores sobre quais são as idéias mais comuns que surgem quando do estudo desse tópico. Sabendo de antemão quais serão as dificuldades, fica mais fácil a proposição de metodologias específicas para tentar superá-las.

► concepções dos estudantes, ligação química, átomo, molécula ◀

Recebido em 3/1/06; aceito em 23/3/06

20

A compreensão do comportamento das moléculas passa pelo entendimento da ligação química (Hurst, 2002; Gagliardi e Giordan, 1986). Ocorre, porém, que para estudar as moléculas, os estudantes têm de ser capazes de realizar a passagem nada trivial que é a da observação para a formulação de modelos. Trabalhar com modelos é uma parte intrínseca do conhecimento químico e, sem o uso deles, a Química fica reduzida a uma mera descrição de propriedades macroscópicas e suas mudanças. Teoria atômica, fórmulas químicas, equações químicas, teoria cinética, teoria de ácidos e bases, reações redox e velocidades de reação, todos recaem em modelos para sua explicação (Harrison e Treagust, 1996).

Mesmo após uma educação formal em Química, os estudantes apresentam falhas na compreensão dos conceitos químicos e não conseguem fazer relações importantes (Bodner, 1991; Nakhleh, 1992). Além disso, deve-se ressaltar o fato há muito conhecido de que os alunos apresentam explicações para os fenôme-

nos muitas vezes diferentes daquelas que seriam aceitáveis cientificamente (concepções alternativas). Quando essas idéias dos alunos interagem com as demonstrações do professor, com a linguagem científica, com leis e teorias e com as próprias experiências dos alunos, os estudantes tentam reconciliar

seus modelos mentais com os conceitos aceitos cientificamente. O resultado dessa reconciliação pode ser um conceito científico distorcido a uma concepção alternativa (Driver e Easley, 1978; Boo, 1998; Harrison e Treagust, 1996). O tema ligação química, por ser abstrato, longe das experiências dos alunos, tem, conseqüentemente, grande potencial para gerar concepções equivocadas por parte dos estudantes.

Concepções dos estudantes sobre ligações químicas

A partir da análise da literatura sobre esse tema, as principais concep-

ções sobre ligações químicas apresentadas pelos estudantes podem ser agrupadas nas seguintes categorias: a) confusão entre ligação iônica e covalente; b) antropomorfismos; c) regra do octeto; d) geometria das moléculas e polaridade; e) energia nas ligações químicas e f) representação das ligações. A seguir apresentaremos cada uma delas.

Confusão entre ligação iônica e covalente

Um dos maiores problemas com o tópico “ligação química” é a confusão que vários alunos fazem entre ligações covalentes e iônicas (Nicoll, 2001; Tan e Treagust, 1999; Posada, 1999). Para alguns, os compostos iônicos existem como moléculas discretas assim como os compostos covalentes e, portanto, as ligações iônicas são entendidas como unidirecionais e sujeitas às mesmas regras de comportamento que as ligações covalentes (Barker e Millar, 2000). O retículo cristalino não é uma representação comum para a maioria dos

Trabalhar com modelos é uma parte intrínseca do conhecimento químico e, sem o uso deles, a Química fica reduzida a uma mera descrição de propriedades macroscópicas e suas mudanças

A seção “O aluno em foco” traz resultados de pesquisas sobre idéias informais dos estudantes, sugerindo formas de levar essas idéias em consideração no ensino-aprendizagem de conceitos científicos. Neste número a seção apresenta dois artigos.

estudantes e muitos acreditam que o cloreto de sódio existe como uma entidade discreta (Tan e Treagust, 1999).

Para muitos estudantes, as ligações covalentes são fracas, uma vez que compostos covalentes apresentam baixos pontos de ebulição em geral (Barker e Millar, 2000). Além disso, têm a idéia de que “ligações covalentes são rompidas quando uma substância muda de estado” (Tan e Treagust, 1999). Muitos estudantes pensam que “todos os átomos co-

valentemente ligados formam macromoléculas” e se mostram confusos em relação à diferença entre forças intermoleculares e intramoleculares.

A idéia de compartilhamento parece pouco elaborada entre os estudantes, pois alguns pensam que “os pares de elétrons são compartilhados igualmente nas ligações covalentes” (Birk e Kurtz, 1999), enquanto outros manifestam a idéia de que na ligação covalente há o “compartilhamento de um único elétron entre os dois átomos” (Boo, 1998). Provavelmente, o conceito de eletronegatividade não está claro e, portanto, parece que não há uma regra governando o processo da ligação.

A ligação covalente tem um melhor status para vários desses alunos do que a ligação iônica ou a metálica, a julgar pela frase: “ligações iônicas e metálicas não são ligações de verdade, no sentido de ligações covalentes” (Boo, 1998). Para muitos alunos, parece que o conceito de ligação não está convenientemente diferenciado. Idéias como “tanto metais como compostos iônicos são moleculares por natureza”, ou “as ligações covalentes envolvem uma transferência total de elétrons”, expressas por estudantes (Coll e Treagust, 2001a), corroboram essa hipótese.

A palavra “compartilhar” tem significado muito específico em Química. Um par de elétrons compartilhado significa que o par de elétrons existe

em algum lugar entre os átomos na molécula. Já na linguagem do dia-a-dia, compartilhar significa possuir ou usar conjuntamente. Tais palavras parecem aumentar as concepções alternativas nos estudantes, uma vez que eles tentam construir significados de

um novo conceito baseados em conceitos já existentes (Peterson *et al.*, 1989).

Os modelos de ligação iônica que os estudantes apresentam parecem estar fundamentados em três suposições. A primeira delas é a conjectura da valên-

cia, segundo a qual a configuração eletrônica é que determinaria o número de ligações iônicas formadas. Por exemplo, o átomo de sódio pode doar um elétron, logo ele só é capaz de fazer uma ligação iônica com um átomo de cloro. A segunda é a conjectura da história, ou seja, as ligações seriam formadas apenas entre os átomos que doaram e aceitaram elétrons. Por exemplo, no cloreto de sódio, o íon cloreto é ligado àquele

sódio específico que doou o elétron para aquele ânion, e vice-versa. A terceira é a de “apenas forças”, em que os íons interagem com os contra-íons ao seu redor, mas para aqueles não ionicamente ligados, essas interações são apenas forças. Por exemplo, no cloreto de sódio, o íon cloreto estaria ligado a apenas um íon sódio e seria atraído pelos demais cinco íons de sódio, mas apenas por forças, não por ligações (Taber, 1994).

Antropomorfismos

Muitas explicações dos alunos para justificar a ligação revelam aspectos antropomórficos como, por exemplo, “...o carbono quer fazer quatro ligações” (Barker e Millar, 2000); “áto-

mos necessitam de camadas preenchidas”; “a razão para os elétrons serem transferidos é a obtenção de uma camada completa” (Taber, 1998).

Regra do octeto

Os estudantes usam a regra do octeto como base para explicar as reações e as ligações químicas. As idéias mais comuns são: “uma ligação covalente mantém os átomos unidos porque a ligação está compartilhando elétrons”; “ligações iônicas são a transferência de elétrons”, ao invés de as atrações dos íons que resultam da transferência de elétrons (Taber, 1998). Parece que a razão para os elétrons serem transferidos é a obtenção de uma camada completa.

Para muito alunos, “o sódio reage com o cloreto, pois, a regra do octeto faz com que as reações químicas ocorram” (Bodner, 1991). Mortimer *et al.* (1994) evidenciaram que alunos que já haviam concluído o Ensino Médio tiveram dificuldade em reconhecer alguns resultados empíricos como conflitantes com a explicação da estabilidade do cloreto de sódio baseada na regra do octeto. Parece haver uma tendência generalizada no ensino de Química de atribuir a esta-

bilidade das substâncias à formação do octeto eletrônico e que esta “crença” não é abalada facilmente nos alunos por evidências experimentais. Os autores alertam para o problema da ênfase no conhecimento ritualístico em detrimento do conhecimento de princípios químicos.

Geometria das moléculas e polaridade

A maioria das concepções dos estudantes com relação à geometria e à polaridade das moléculas advém de dificuldades de visualização tridimensional e da falta de pré-requisitos para esse conhecimento. Os alunos confundem o arranjo dos pares de elétrons e geometria molecular. Assim, por exemplo, os alunos afirmam

A maioria das concepções dos estudantes com relação à geometria e à polaridade das moléculas advém de dificuldades de visualização tridimensional e da falta de pré-requisitos para esse conhecimento. Eles confundem o arranjo dos pares de elétrons e geometria molecular

A palavra “compartilhar” tem significado muito específico em Química. Um par de elétrons compartilhado significa que o par de elétrons existe em algum lugar entre os átomos na molécula. Já na linguagem do dia-a-dia, compartilhar significa possuir ou usar conjuntamente

que a geometria das moléculas é devida apenas “a uma repulsão igualitária entre as ligações e a polaridade da ligação determina a geometria da molécula” (Peterson *et al.*, 1989; Peterson e Treagust, 1989) e que a “geometria da molécula é devida somente à repulsão entre os pares de elétrons ligados” (Birk e Kurtz, 1999).

Em termos da polaridade da ligação, é idêa corrente que “ocorre o compartilhamento igualitário dos elétrons em todas as ligações covalentes”, que “a

polaridade de uma ligação é dependente do número de elétrons de valência em cada átomo envolvido na ligação” e que “a carga iônica determina a polaridade da ligação” (Peterson *et al.*, 1989; Peterson e Treagust, 1989). Alguns estudantes explicam o conceito de polaridade sem mencionar a idêa de eletronegatividade (Nicoll, 2001).

Aparentemente o conceito de polaridade é muito mais difícil de ensinar do que o de geometria molecular. Algumas concepções sobre polaridade da molécula são devidas a um reducionismo: os alunos ou consideram a polaridade da ligação como variável, mas não consideram a influência da geometria molecular, ou o contrário (Furió e Calatayud, 1996).

Energia nas ligações químicas

Em relação à energia envolvida nas ligações, na mente de alguns estudantes “a ligação química é interpretada como se fosse uma mola e que, liberaria energia quando rompida” (Hapkwicz, 1991). A quebra da ligação seria análoga àquele brinquedo de criança em que um palhaço fica preso dentro de uma caixa e quando esta é aberta leva-se um susto. Os alunos têm a idêa de que “a ligação segura os átomos juntos e libera energia quando é rompida” (Hapkwicz, 1991).

Muitos alunos enxergam a “ligação química como uma entidade

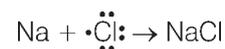
física”. Essa noção parece estar conectada à noção do dia-a-dia de que para construir qualquer estrutura é necessária energia e que, o contrário, a destruição libera energia. Logo, para os estudantes, a formação da ligação requer energia e sua quebra

libera energia. Essa concepção pode resultar de uma extrapolação sobre os eventos do nível observável para o nível microscópico. Somam-se a essa concepção idêias advindas da Biologia, em que os alimentos armazenam

energia química, e isso leva à idêa errônea de que o oxigênio não possui energia química e que a energia viria somente do alimento (Boo, 1998). Os estudantes acham também que “todas as reações são mais favoráveis em altas temperaturas”; “todas as reações exotérmicas são espontâneas”; “a energia é estocada nas ligações (da comida, do ATP) e é liberada nos processos químicos” (Teichert e Stacy, 2002). Também, “a quebra das ligações H-H e O-O libera energia” (Mulford e Robinson, 2002) e “somente as ligações iônicas fracas podem ser rompidas em processos de dissolução”. Para vários alunos “uma reação ocorre pois um dos reagentes é mais reativo que o outro” e ele seria a mola propulsora para a reação ocorrer (Boo, 1998). E “o calor causa expansão das moléculas e causa um rompimento das moléculas de água” (Griffiths e Preston, 1992).

Num artigo clássico, Ben-Zvi *et al.* (1987) descrevem problemas com as idêias dos estudantes ao visualizar uma reação química. Aproximadamente 25% dos alunos investigados possuíam uma idêa aditiva ao invés

de interativa das substâncias. Por exemplo, eles representavam o composto Cl_2O como sendo constituído por dois fragmentos: um de Cl_2 e outro de O. As representações de modelos apresentadas em livros textos podem levar a interpretações errôneas por parte dos estudantes. Por exemplo, a formação do NaCl(s) é muitas vezes representada nos livros por:



Essa representação pode levar o aluno a pensar que um único átomo de sódio reage com um único átomo de cloro formando um único par iônico de NaCl , não levando em consideração a rede cristalina formada (Ben Zvi *et al.*, 1987).

Muitos alunos preferem modelos de átomos e moléculas que representam essas entidades como estruturas discretas e concretas e, também, vários parecem confundir átomos com células. Vários estudantes concluíram que “átomos podem se reproduzir e crescer e que o núcleo atômico é capaz de se dividir”. “As camadas eletrônicas são visualizadas como conchas que encapsulam e protegem os átomos”, enquanto

que as “nuvens eletrônicas formariam estruturas nas quais os elétrons estariam embebidos” (Harrison e Treagust, 1996).

Vários alunos, tanto das séries iniciais como aqueles que estavam no final do curso, acreditam que “os elétrons nu-

ma ligação não se movem”, que “os elétrons envolvidos numa ligação pi se movimentam realizando uma figura de um oito ao redor do núcleo”, vários “fazem confusão entre camadas e orbitais” e, também, têm “falhas nas representações microscópicas de átomos e moléculas” (Nicoll, 2001).

Alguns alunos apresentam idêias alternativas para representar a molécula de água: “a molécula de água se assemelha a uma figura fechada

Alunos acreditam que “os elétrons numa ligação não se movem”, que “os elétrons envolvidos numa ligação pi se movimentam realizando uma figura de um oito ao redor do núcleo” e vários “fazem confusão entre camadas e orbitais”

Em relação à energia envolvida nas ligações, na mente de alguns estudantes “a ligação química é interpretada como se fosse uma mola e que, liberaria energia quando rompida”. Os alunos têm a idêa de que “a ligação segura os átomos juntos e libera energia quando é rompida”

com nenhuma forma definida”, “é esférica com partículas espalhadas através dela” e, também, “as moléculas de água são compostas de duas ou mais esferas sólidas”. Adicionalmente, um grande número de alunos imagina que “as moléculas de água no gelo se tocam umas às outras continuamente não deixando nenhum espaço entre elas”, ou que “no gelo as moléculas de água não são ligadas em nenhum padrão” (Griffiths e Preston, 1992).

Um outro problema que deve ser considerado é que, tanto nos textos como em sala de aula, os átomos e as moléculas são representados de muitas maneiras: como círculos, bolas, núcleo e camadas, bolas separadas ou juntas etc. Os autores desses textos e os professores provavelmente supõem que os alunos compreendem facilmente o que isso significa (diferentes modelos com diferentes propósitos). Muitas vezes o que se quer destacar são as ligações, outras a estrutura dos cristais, outras que os átomos são os mesmos depois das reações. Porém, os modelos diferentes, usados sem explicação, podem confundir os alunos cuja tendência básica é tratar os átomos e as moléculas como se fossem substâncias (Blanco e Prieto, 1996). Segundo Blanco e Prieto (1996), em Química é necessário decidir em que momento se tem de introduzir uma determinada idéia ou nível de explicação e os professores têm de ter certeza que as experiências prévias dos alunos ajudam que eles vejam as vantagens desse ou daquele modelo de partículas. Deve-se considerar que o abandono da idéia de continuidade é particularmente difícil, pois supõe renunciar em grande parte às idéias advindas dos sentidos, em direção a um pensamento mais abstrato, modelizado e coerente. Para alguns alunos o mundo microscópico tem as

Tomando ciência das principais concepções dos alunos sobre ligações químicas, o professor pode ficar atento e diagnosticar os conceitos desenvolvidos pelos seus alunos sobre ligação química e planejar suas ações pedagógicas de forma a tentar superá-los

mesmas características que o microscópico, só que apresenta tamanho reduzido (Posada, 1993).

Alguns autores colocam em questão a utilidade de se ensinar modelos mentais sofisticados para o conceito de ligação química, uma vez que, apesar da competência dos estudantes de nível superior em utilizar tais modelos, todos eles preferiram os modelos mais simples e revelaram os modelos mais complexos somente em contextos de testes e exames (Coll e Treagust, 2001b).

Conclusões

Alguns instrumentos pedagógicos permitem identificar as concepções dos estudantes em diferentes temas. Sabendo da possibilidade dessas concepções, é mais fácil para o professor em sala de aula procurar evitar o seu aparecimento, utilizando metodologias diferenciadas e dedicando mais tempo ao tópico problema. As principais concepções dos estudantes sobre ligações químicas apresentadas são:

- confusão entre a ligação covalente e iônica;
- compostos iônicos vistos como entidades discretas, sem retículo cristalino;
- ligações covalentes são fracas;
- elétrons são compartilhados igualmente na ligação covalente;
- confusão entre ligação covalente e forças inter e intramoleculares;
- as ligações seriam formadas apenas para satisfazer a regra do octeto;
- ligações covalentes são rompidas durante uma mudança de estado físico;

• os elétrons são igualmente compartilhados em todas as ligações covalentes;

- a ligação química pensada como entidade física;
- a formação da ligação requer energia e sua quebra libera energia;
- as reações ocorrem pois um dos reagentes é mais reativo que o outro;
- reações exotérmicas são espontâneas;
- as moléculas se expandem com o calor;
- idéias aditivas dos compostos químicos;
- confusão entre átomos e células;
- não há movimento dos elétrons numa ligação;
- elétrons de uma ligação pi se movimentam realizando uma figura de um oito ao redor do núcleo;
- a matéria é contínua;
- propriedades macroscópicas atribuídas ao mundo submicroscópico.

Tomando ciência desses pontos frágeis, o professor pode ficar atento e diagnosticar os conceitos desenvolvidos pelos seus alunos sobre ligação química e planejar suas ações pedagógicas de forma a tentar superá-los. Assim, alunos poderão ter mais chances de compreender alguns dos modelos que procuram explicar a natureza e as propriedades da matéria, e outros conhecimentos químicos poderão ser ancorados nessas idéias, tornando-se significativos para eles.

Um outro problema que deve ser considerado é que, tanto nos textos como em sala de aula, os átomos e as moléculas são representados de muitas maneiras. Os autores e os professores provavelmente supõem que os alunos compreendem facilmente o que isso significa (diferentes modelos com diferentes propósitos)

Carmen Fernandez (carmen@iq.usp.br), licenciada e bacharel em Química, mestre em Química Orgânica e doutora em Ciências (Química Orgânica) pela USP, é docente do Instituto de Química da USP. **Maria Eunice Ribeiro Marcondes** (mermarco@iq.usp.br), bacharel e licenciada em Química, doutora em Ciências (Química Orgânica) pela USP, é docente do Instituto de Química da USP.

Referências bibliográficas

BARKER, V. e MILLAR, R. Students' reasoning about basic chemical thermodynamics and chemical bonding: What changes occur during a context-based post-16 chemistry course? *International Journal of Science Education* v. 22, p. 1171-1200, 2000.

BEN-ZVI, R.; EYLON, B.S. e SILBERSTEIN, J. Students' visualisation of a chemical reaction. *Education in Chemistry*, v. 24, n.4, p. 117-120, 1987.

BIRK, J.P. e KURTZ, M.J. Effect of experience on retention and elimination of misconceptions about molecular structure and bonding. *Journal of Chemical Education*, v. 76, p. 124-128, 1999.

BLANCO, A. e PRIETO, T. Algunas cuestiones sobre la comprensión de la Química desde la perspectiva de las "ideas de los alumnos". *Investigación en la Escuela*, n. 28, p. 69-78, 1996.

BODNER, G.M. I have found you an argument. *Journal of Chemical Education*, v. 68, p. 385-388, 1991.

BOO, H.K. Students' understandings of chemical bonds and the energetics of chemical reactions. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 35, p. 569-581, 1998.

COLL, R.K. e TREAGUST, D.F. Investigation of secondary school, undergraduate, and graduate learners' mental models of ionic bonding. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 40, p. 464-486, 2003.

COLL, R.K. e TREAGUST, D.F. Learners' use of analogy and alternative conceptions for chemical bonding: A cross-age study. *Australian Science Teachers Journal*, v. 48, p. 24-32, 2001a.

COLL, R.K. e TREAGUST, D.F. Learners' mental models of chemical bonding. *Research in Science Education*, v. 31, p. 357-382, 2001b.

DRIVER, R. e EASLEY, J. Pupils and paradigms: A review of literature related to concept development in adolescent science students. *Studies in Science Education*, v. 5, p.61-84, 1978.

FURIÓ, C. e CALATAYUD, M.L. Difficulties with the geometry and polarity of molecules: Beyond misconceptions. *Journal of Chemical Education*, v. 73, p. 36-41, 1996.

GAGLIARDI, P.J. e GIORDAN, A. La Historia de las Ciencias: Una herramienta para la enseñanza. *Enseñanza de*

las Ciencias, v. 4, p. 253-258, 1986.

GRIFFITHS, A.K. e PRESTON, K.R. Grade-12 students' misconceptions relating to fundamental characteristics of atoms and molecules. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 29, p. 611-628, 1992.

HAPKIEWICZ, A. Clarifying chemical bonding: Overcoming our misconceptions. *The Science Teacher*, v. 58, n. 3, p. 24-27, 1991.

HARRISON, A.G. e TREAGUST, D.F. Learning about atoms, molecules, and chemical bonds: A case study of multiple-model use in grade 11 chemistry. *Science Education*, v. 84, p. 352-381, 2000.

HARRISON, A.G. e TREAGUST, D.F. Secondary students' mental models of atoms and molecules: Implications for teaching chemistry. *Science Education*, v. 80, p. 509-534, 1996.

HURST, M.O. How we teach molecular structure to freshmen. *Journal of Chemical Education*, v. 79, p. 763-764, 2002.

MORTIMER, E.F.; MOL, G. e DUARTE, L.P. Regra do octeto e teoria da ligação química no Ensino Médio: Dogma ou ciência? *Química Nova*, v. 17, p. 243-252, 1994.

MULFORD, D.R. e ROBINSON, W.R. An inventory for alternate conceptions among first-semester general chemistry students. *Journal of Chemical Education*, v. 79, p. 739-744, 2002.

NAKHLEH, M.B. Why some students don't learn chemistry. *Journal of Chemical Education*, v. 69, p. 191-196, 1992.

NICOLL, G. A report of undergraduates' bonding misconceptions. *International Journal of Science Education*, v. 23, p. 707-730, 2001.

PETERSON, R.F. e TREAGUST, D.F. Grade-12 students' misconceptions of covalent bonding and structure. *Journal of Chemical Education*, v. 66, p. 459-460, 1989.

PETERSON, R.F.; TREAGUST, D.F. e GARNETT, P. Development and application of a diagnostic instrument to evaluate grade-11 and -12 students' concepts of covalent bonding and structure following a course of instruction. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 26, p. 301-314, 1989.

POSADA, J.M. Concepciones de los alumnos de 15-18 años sobre la estructura interna de la materia en el estado sólido. *Enseñanza de las Ciencias* v. 11, p. 12-19, 1993.

POSADA, J.M. Concepciones de los alumnos sobre el enlace químico antes, durante y después de la enseñanza formal. *Problemas de aprendizaje. Enseñanza de las Ciencias*, v. 17, p. 227-245, 1999.

TABER, K.S. Misunderstanding the ionic bond. *Education in Chemistry*, v. 31, n. 4, p. 100-102, 1994.

TABER, K.S. An alternative conceptual framework from chemistry education. *International Journal of Science Education*, v. 20, p. 597-608, 1998.

TAN, K.C.D. e TREAGUST, D.F. Evaluating students' understanding of chemical bonding. *School Science Review*, v. 81, n. 294, p. 75-83, 1999.

TEICHERT, M.A. e STACY, A.M. Promoting understanding of chemical bonding and spontaneity through student explanation and integration of ideas. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 39, p. 464-496, 2002.

Para saber mais

DUARTE, H.A. Ligações químicas: Iônica, covalente e metálica. Em: AMARAL, L.O.F. e ALMEIDA, W.B. de (Orgs.). *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*, n. 4, p. 14-23, 2001.

BADILLO, R.G. e MIRANDA, R.P. El problema del cambio en las concepciones de estudiantes de formación avanzada. *Enseñanza de las Ciencias*, v. 20, p. 401-414, 2002.

LOGAN, S.R. The role of Lewis structures in teaching covalent bonding. *Journal of Chemical Education*, v. 78, p. 1457-1458, 2001.

NAIAZ, M. A rational reconstruction of the origin of the covalent bond and its implications for general chemistry textbooks. *International Journal of Science Education*, v. 23, p. 623-641, 2001.

OGILVIE, J.F. The nature of the chemical bond - 1990: There are no such things as orbitals. *Journal of Chemical Education*, v. 67, p. 280-289, 1990.

OLIVA MARTINEZ, J.M. Ideas para la discusión sobre las concepciones de cambio conceptual. *Enseñanza de las Ciencias*, v. 17, p. 115-117, 1999.

POZO, J.I. Más allá del cambio conceptual: El aprendizaje de la ciencia como cambio representacional. *Enseñanza de las Ciencias*, v. 17, p. 513-520, 1999.

TOMA, H.E. Ligação química: Abordagem clássica ou quântica? *Química Nova na Escola*, n. 6, p. 8-12, 1997.

Abstract: *Students' Conceptions on Chemical Bond* – The conceptual difficulties that students present on the theme "chemical bonds" are attributed to more basic problems, such as the understanding of the nature of atoms and molecules. This paper presents a review of the literature about students' conceptions on this theme, aiming at warning teachers about what are the most common ideas that emerge when studying this topic. Knowing before hand what will be the difficulties, the proposition of specific methodologies to try to overcome them becomes easier.

Keywords: students' conceptions, chemical bond, atom, molecule