

# ABORDAGEM DO CONCEITO DE VALÊNCIA NOS LIVROS DIDÁTICOS DE QUÍMICA GERAL<sup>1</sup>

**Abraão Felix da Penha (PQ)**

**afpenha@uol.com.br**

*Universidade do Estado da Bahia - Departamento de Ciências Exatas e da Terra-Campus I – Estrada das Barreiras s/n - Cabula - CEP: 41150-350, Salvador – Bahia, Tel.: (71) 3117-2277*

*Faculdade ÁREA 1 – Núcleo de Química – Av. Santiago de Compostela, 216, Brotas, Salvador – Bahia, Tel.: (71) 3460-9000*

Palavras Chave: conceito, valência, livro

## Introdução

O presente artigo é parte do resultado de uma pesquisa que se origina de uma preocupação, como professor de química do nível médio e atualmente no nível superior, sobre o ensino de conceitos, que ocorre, de um modo geral, descontextualizado, influenciado em certa medida pelo modo como a universidade aborda os mesmos, de maneira cumulativa, em que os assuntos são justapostos, não se levando em consideração o contexto de produção desses conhecimentos.

Esses são aspectos do ensino tradicional que levam a maioria dos professores de ciências, em particular os de química, a imaginarem que o aluno não traz conhecimentos empíricos da sua vivência cotidiana, que são obstáculos a seu aprendizado, e acham que a simples exposição dos conteúdos pode levar a aprendizagem<sup>2</sup>.

Isso é corroborado por livros didáticos que tratam a ciência como verdade absoluta, não fazendo uma articulação com o seu contexto histórico e filosófico, quando do ensino de conceitos, resultando em uma abordagem cronológica dos fatos, dificultando a formação em ciência e sobre a ciência<sup>3</sup>.

Na busca da superação dessas questões, têm-se investido em pesquisas relacionadas à formação de professores de ciências, concluindo-se que é preciso entre outras ações formar o profissional com um perfil que se caracteriza por: ter boa fundamentação teórica, metodológica e epistemológica; associar ensino e pesquisa em sua prática docente; estar disponível para ousar em metodologia<sup>4</sup>.

As mudanças curriculares nos cursos de química tem procurado reformular disciplinas existentes e incluir outras na busca de formar profissional com esse perfil. Porém isso não é suficiente, faz-se necessário esclarecer a concepção filosófica que deve permear a formação do profissional, independente da disciplina que esteja sendo cursada, pois como afirma Schnetzler<sup>5</sup>: “A questão epistemológica, histórica, social e cultural da química

tem que permear todas as disciplinas do currículo de formação do químico”.

O profissional é formado através do conjunto de disciplinas e atividades que compõem o curso. Por isso ao se trabalhar os conceitos em qualquer disciplina deve estar explícito o seu significado, para que serve e como se articula com outros conceitos, a fim de haver sentido para quem está aprendendo.

O conceito é uma representação mental de um conjunto de realidades em função de suas características comuns essenciais. Ele amplia nossa capacidade de ler, questionar e conhecer o social. Cada disciplina apresenta alguns conceitos que marcam a sua identidade e indicam seus objetos de estudos<sup>6</sup>. Em química, por exemplo, átomo, molécula, valência, ligação química, reação química etc são conteúdos básicos para o entendimento microscópico da matéria que estão relacionados às propriedades químicas e físicas dos materiais.

O conceito, objeto da pesquisa, é o de valência, veiculado no ensino médio e ensino superior associado a termos como elétrons de valência, teoria da ligação de valência e monovalência.

A partir do quadro exposto procurou-se analisar como o conceito de valência é abordado nos livros didáticos da disciplina Química Geral I do curso de Química da Universidade Federal da Bahia (UFBA).

Vale ressaltar que os títulos analisados também englobam as listas bibliográficas da disciplina Química Geral I do curso de Licenciatura em Química da Universidade do Estado da Bahia (UNEB) e Química Geral e Experimental dos cursos de Engenharia da Faculdade ÁREA 1, instituições em que o autor leciona.

O percurso metodológico para a análise constituiu-se de duas(2) etapas:

1) Levantamento na literatura pertinente à história do conceito de valência, consultando fontes secundárias: livros sobre o histórico da valência e fontes terciárias: livro de história da química, dissertação e artigo ligado ao tema, reconstruindo, através de um breve histórico, o contexto de sua formulação e de sua reformulação, propiciando

relacionar com a abordagem feita pelos livros didáticos.

2) Análise dos livros didáticos indicados para a disciplina Química Geral I<sup>7-13</sup>, pois é nela que o conceito é veiculado formalmente pela primeira vez no curso e também porque estes orientam a seleção de conteúdos a serem ministrados pelo professor nos diversos níveis de ensino<sup>14</sup> e contribuem no processo de ensino-aprendizagem, estabelecendo um diálogo professor-estudante-texto<sup>15</sup>. Com isso buscou-se verificar o modo como o conceito de valência é abordado através dos critérios: definição, aplicação e articulação com outros conceitos.

Na próxima seção serão apresentados, os resultados da pesquisa sobre um breve histórico do conceito de valência e da análise das abordagens dos livros didáticos.

## Resultados e Discussão

### 1-UM BREVE HISTÓRICO DO CONCEITO DE VALÊNCIA

O percurso histórico seguido foi o de tentar mostrar uma possível origem da idéia clássica de valência, do século XIX e a transição para as idéias modernas: eletrovalência e covalência, no início do século XX.

O conceito de valência vincula-se de uma certa forma com a busca de uma melhor compreensão sobre a transformação dos materiais. Embora siga-se o tempo cronológico procurou-se levantar os principais eventos da história da química, que na visão do autor estão relacionados com essa noção, construindo assim um quadro histórico, que subsidiará a análise dos livros pesquisados sobre o conceito de valência.

#### 1.1 ALGUMAS IDÉIAS ANTERIORES AO SÉCULO XIX

As primeiras idéias sobre a transformação da matéria ligam-se aos primórdios da prática metalúrgica, despertada pela mudança de cor e forma que se obtinha com minerais. Para o homem dessa época “a mãe terra” guarda em seu ventre os embriões metálicos que, como “sementes”, vão se desenvolver e se transformar. Daí a suposição de que um metal pode se transformar em outro, seguindo vários graus de maturação que vão do cobre ao ouro, produto final desta elaboração. Essa visão teria sido herdada de uma visão vitalista do universo oriunda das sociedades agrícola e caçadora. Como exemplo: após um período de exploração das minas, através de um ritual, elas eram fechadas, a fim de que a terra tivesse tempo para gerar novos minerais<sup>16</sup>. A presença dessas idéias circulou com suas nuances, pela Grécia Antiga, Idade Média e o Renascimento.

Uma pergunta ficaria: o que causa a transformação dos materiais? O que faz uma matéria

interagir com outra? A resposta em forças divinas ou poderes ocultos não explicitavam os motivos e com certeza não permitiria um melhor conhecimento sobre os diferentes materiais. Então um termo, afinidade, será proposto na tentativa de explicar as interações entre as substâncias.

No século XIII, Alberto Magno (1193-1280) utiliza uma palavra, “*affinitas*”, para estabelecer a idéia de uma semelhança entre os corpos que reagem, exemplo: “o enxofre escurece a prata e queima os metais em geral, devido à afinidade que existe naturalmente entre eles<sup>17</sup>. Essa idéia de afinidade, embora procure explicar as interações entre as substâncias, ainda está ligada a características vitalistas, pois não esclarece as causas da reação química entre os materiais e coloca na natureza a justificativa.

No século XVII, Boyle (1627-1691), influenciado pelas idéias do mecanicismo de Descartes, que trata o universo como um contínuo de matéria, redutível a partículas infinitamente divisíveis que se relacionam em termos mecânicos de movimento perfeitamente quantificável, do experimentalismo de Francis Bacon, colocando que a partir de uma série sistemática de experimentos, indutivamente, chega-se a teorias mais gerais sobre a natureza, do atomismo antigo e dos trabalhos de Torricelli sobre pressão atmosférica que evidenciava a existência do vácuo, propõe uma idéia corpuscular da matéria, que seria para ele confirmada em função de experimentos evidenciando a reversibilidade de uma reação<sup>18</sup>.

No seu livro *Químico Céptico*, apresenta uma definição para elemento, que explicita em parte sua idéia corpuscular de matéria:

(...) [ o ] que entendo por elementos são certos corpos primitivos e simples, perfeitamente sem mistura, os quais não sendo formados de quaisquer outros certos corpos, nem um dos outros, são os ingredientes dos quais todos os corpos perfeitamente misturados são feitos, e nos quais podem finalmente ser analisados.<sup>18</sup>

Essa definição traz uma idéia de afinidade entre corpos simples formando os materiais, uma tentativa de compreensão das transformações da matéria. Mas que forças estariam unindo esses corpos simples?

O físico inglês Newton (1642-1727), como Boyle, acreditava que a matéria era formada de partículas e a estas associou poderes de atração e repulsão, explicando situações em que um corpo se dissociava, pelo fato de uma de suas partes ser fortemente atraída por outra substância do que por aquela que estava originalmente combinada. Contudo não foi explicada por ele a diferença<sup>19</sup> nas forças atrativas de diferentes tipos de partículas.

As idéias de Newton, em função da sua autoridade, foram usadas pela maioria dos cientistas,

ligados a área que viria a se denominar Química, nos séculos XVII e XVIII, pois esse campo do saber ainda não tinha se estabelecido como ciência e utilizava idéias de outras áreas mais consolidadas, como a mecânica e a astronomia.

No século XVIII, influenciado por essas idéias, vários “químicos” tentaram quantificar a afinidade, a partir de resultados experimentais, construindo uma série de tabelas de afinidades, que procuravam mostrar o comportamento das substâncias diante de outras substâncias, bem como prever uma reação química. “No nível filosófico, isso significou mais uma tentativa de dotar a química de um pouco da precisão que existia na física e na matemática”<sup>20</sup>.

Na França, Geoffroy (1672-1721), construiu, em 1718, uma tabela que se baseava no seguinte pressuposto:

Sempre que duas substâncias, possuindo a mesma tendência de combinação uma com a outra, encontram-se combinadas e introduz-se uma terceira que possua maior afinidade com uma das duas, a terceira se unirá a esta, deixando a outra livre<sup>21</sup>.

Esse pressuposto é ainda utilizado, no ensino, nas filas de reatividade de metais e não metais.

O francês Lavoisier (1743-1794) foi atraído pelas tabelas de afinidades na busca de regularidades na ação do oxigênio sobre outras substâncias, porém faz algumas ressalvas: as tabelas apresentavam afinidades simples, não levando em conta casos de afinidades duplas ou triplas; não levavam em consideração a influência da temperatura, enfim preferiu não depositar total confiança na afinidade devido à ausência de dados experimentais confiáveis<sup>17</sup>.

As tabelas eram úteis na previsão das reações químicas, no entanto a causa da afinidade não era compreendida. As idéias de Berthollet e Higgins apontarão outras possibilidades para tal compreensão.

O italiano Berthollet (1748-1822) procura mostrar que a ação entre substâncias depende de fatores físicos variáveis e externos a essas: quantidade de substância, calor, pressão, bem como o estado físico das substâncias capazes de surgirem da eventual reação química. As substâncias ao se combinarem o fazem pelas suas afinidades e quantidades, mas não apenas por causa delas. Ele procura estabelecer uma teoria que leve em consideração as peculiaridades das transformações químicas. Algumas dessas idéias são utilizadas atualmente na previsão de reações de “dupla troca”<sup>17</sup>.

O irlandês Higgins (1763-1825) utilizou-se da idéia de átomo, chamadas de partículas últimas, assinaladas em diagramas, onde procura explicar as forças que as mantêm unidas e usa como exemplo óxidos de nitrogênio. Se a força entre os átomos de

oxigênio e nitrogênio (NO) é 6,00, esse valor é dividido igualmente entre eles. Se dois átomos de oxigênio se combinam com um átomo de nitrogênio (NO<sub>2</sub>), então a força 3,00 do nitrogênio será dividida em duas forças de 1,50, ocasionando uma nova força entre os átomos de nitrogênio e oxigênio, no caso 4,50. Ao adicionar mais átomos de oxigênio a força de atração entre eles e o átomo de nitrogênio irá diminuir a ponto de não dever existir tal combinação. Pode ser considerada uma idéia prematura de valência, mas que levava em consideração aspectos não empíricos, como a idéia atômica e talvez por isso não tenha tido muita atenção<sup>17</sup>.

Nessas idéias explicita-se uma busca de melhor compreensão das reações químicas a partir de dados empíricos.

As idéias de aqui expostas, sobretudo aquelas propostas do século XVII em diante, se baseiam em idéias empiristas numa concepção de Francis Bacon, ou seja, o conhecimento tem origem na observação, e pela indução, dirige-se dos fatos às teorias, do particular ao geral<sup>22</sup>.

Elas contribuíram para uma melhor compreensão das transformações químicas, mas como será visto a seguir são idéias ligadas ao racionalismo, onde as teorias não são originadas da experiência, que contribuirão para o estabelecimento do conceito clássico de valência.

## 1.2 IDÉIA CLÁSSICA DE VALÊNCIA

O inglês Dalton (1766-1844), interessado em entender as propriedades físicas dos gases para estudos sobre meteorologia, utiliza as noções de peso e de tamanho das “partículas finais” para explicar as diferenças na solubilidade dos gases. Essas “partículas finais” foram substituídas posteriormente pela palavra átomo. Os elementos seriam compostos de átomos elementares e os compostos de átomos compostos (atualmente as moléculas)<sup>17,23</sup>. Para ele, que acreditava nas relações ponderais, os átomos se combinavam numa relação numérica simples: quando dois elementos formam um só composto, ele é binário na proporção 1:1 dos átomos; se formarem dois compostos, um é binário, como no caso anterior e o outro é ternário, na proporção de 2:1 dos átomos, e assim sucessivamente. A água, por exemplo, era constituído por um átomo de hidrogênio e por um átomo de oxigênio e o amoníaco, por um átomo de hidrogênio e um de azoto (nitrogênio)<sup>23</sup>.

A hipótese atômica de Dalton contribui na explicação das leis ponderais, ao mesmo tempo em que as usa como base, mas não foi elaborada a partir delas, como aparece em livros didáticos. No entanto essa hipótese trouxe outros problemas: algumas fórmulas de compostos não eram corretas, em termos ponderais e volumétricos. Por exemplo, água deveria ser H<sub>2</sub>O e amoníaco NH<sub>3</sub>, embora, segundo Dalton, fossem HO e NH; a ausência de uma

determinação empírica para o átomo, pois essa partícula foi proposta racionalmente, sem uma determinação experimental. Esses fatores, de certa forma, contribuíram para a não aceitação, mas possibilitou entender a afinidade em termos de relação entre quantidades de partículas elementares.

O alemão Richter (1762-1807) dentre outros, tenta descrever os processos de transformação a partir de relações matemáticas, contribuindo na formulação do conceito de equivalente ou peso de combinação. Ernst Fisher (1754-1831) resumizou muito desse trabalho em 1802, produzindo uma tabela de equivalentes de ácidos e bases. Considerando o valor do ácido sulfúrico 1000, o ácido muriático (ácido clorídrico) possuía valor 712, a soda (hidróxido de sódio) 859 e a potassa (hidróxido de potássio) 1605. Significando, por exemplo, que 1605 partes de potassa neutralizam 1000 partes de ácido sulfúrico. Wollaston (1766-1828) amplia essas tabelas para sais e outros elementos<sup>17</sup>.

As dificuldades enfrentadas pela idéia atômica de Dalton e a ampliação das tabelas de equivalentes influenciam na utilização destes, em lugar das proporções atômicas, para explicar a afinidade entre as substâncias.

Para as necessidades da química analítica nessa época o equivalente bastava, sendo o átomo considerado supérfluo<sup>23</sup>.

Num período próximo ao da idéia do átomo, o francês Gay-Lussac (1778-1850) demonstrou, para várias reações gasosas, que existe uma relação inteira entre os volumes dos reagentes e produtos e, no caso da água, essa relação era 1:2 de oxigênio e hidrogênio, respectivamente. Dalton conhecia essa relação, porém não a aceitava por ir de encontro a uma relação numérica mais simples, 1:1, e também ainda não se conhecia outro composto envolvendo hidrogênio e oxigênio, no caso a água oxigenada.

O italiano Avogadro (1776-1856), tentando conciliar a hipótese atômica de Dalton com os resultados experimentais de Gay-Lussac, introduziu a idéia de molécula, que poderia ser constituída de vários átomos. Ele chamava átomo de meia-molécula. Assim, explicava a proporção 1:2 na água da seguinte forma: a molécula da água seria formada de uma meia-molécula de oxigênio e duas meias-moléculas de hidrogênio.

Havia uma resistência, por parte dos químicos, em aceitar essa idéia, pois não se concebia a afinidade entre átomos da mesma natureza. No caso da formação da água, um dos reagentes seria o hidrogênio, formado por uma molécula diatômica. Embora não tenha sido aceita pelos químicos, a idéia de Avogadro contribuiu para uma melhor compreensão quantitativa das afinidades simples, duplas e triplas, citadas anteriormente por Lavoisier, e da atomicidade das espécies.

O sueco Berzelius era um dos químicos que não concordava com essa idéia, tanto que tinha formulado uma teoria, conhecida como dualismo eletroquímico,

em 1812, admitindo que a força entre átomos era puramente eletrostática, que a “molécula” de cloreto de sódio, por exemplo, seria mantida pela atração de uma carga positiva no sódio e uma carga negativa no cloro. Essa teoria, que foi fortemente apoiada pelos fenômenos da eletrólise, foi derrubada como uma teoria universal, por volta de 1840, devido a sua incapacidade em explicar certos fatos da química orgânica, especialmente a substituição do hidrogênio positivo pelo cloro negativo sem qualquer mudança fundamental nas propriedades da molécula<sup>24</sup>.

Uma teoria rival, oriunda da química orgânica, não fez suposições quanto à natureza da força entre os átomos, mas considerou-a como essencialmente não-polar, isto é, sem envolver qualquer caráter oposto nos dois átomos ligados. O enorme sucesso dessa teoria para explicar os compostos de carbono, até certo ponto obscureceu o fato de que a teoria elétrica de Berzelius ainda permanecia bastante satisfatória, se fosse restrita às ligações entre íons de cargas opostas num sal<sup>24</sup>. É na atmosfera da química orgânica que será proposto o conceito de valência.

A química orgânica inicialmente ligada aos mundos animal e vegetal, teve um impulso grandioso através das sínteses de compostos. Verificou-se que muitos desses compostos apresentavam parte de sua composição constante, chamada de radical. Exemplo: no metano ( $\text{CH}_3\text{H}$ ) e etano ( $\text{CH}_3\text{CH}_3$ ), o radical  $\text{CH}_3$  é fixo. Esse radical se comporta, em termos de afinidade, semelhante a átomos.

Com o objetivo de descrever quantitativamente as características de afinidade de átomos e radicais, Williamson, em 1852, introduz o termo “basicidade”, primeiro a ser utilizado para fazer referência ao número de grupos ligados ao seu redor, tratando-os como monobásicos, dibásicos, etc<sup>25</sup>.

O alemão Kekulé também utiliza esse termo, entre 1854-1856, mas em 1857 sugere o termo “atomicidade” que trata de modo semelhante à “basicidade”. A forma como aparece esse tratamento está na explicação teórica dos três tipos propostos por Gerhardt ( $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{NH}_3$ ). Ele escreve:

O número de átomos de um elemento que combina com um átomo de um outro elemento depende da basicidade ou da relação de tamanho das partes componentes. No que diz respeito a esse aspecto, os elementos podem ser agrupados em:

- (1) monobásico, ou monoatômico (I), ex. H, Cl, Br, K;
- (2) dibásico, ou diatômico (II), ex. O, S;
- (3) tribásico, ou triatômico (III), ex. N, P, As.

Daí, os três principais tipos de compostos: I + 1, II + 21, III + 31 ou os mais simples:  $\text{HH}$ ,  $\text{OH}_2$ ,  $\text{NH}_3$ .<sup>26</sup>  
(tradução nossa)

Nesse seu trabalho, Kekulé dá ênfase especial ao carbono, classificando este como tetrabásico ou tetratômico, equivalendo a quatro átomos de hidrogênio. Hoje “atomicidade”, tem um significado diferente: o número de átomos presentes numa molécula<sup>25</sup>.

Em 1858, Odling sugere a palavra “equivalência” para expressar a habilidade de um átomo ser trocado por outro, “tomando o átomo de hidrogênio como unidade de equivalência”<sup>27</sup>. O bismuto, por exemplo, teria “uma equivalência tripla”<sup>27</sup>.

Além dos termos basicidade, atomicidade e equivalência, mais dois termos foram formulados, formando uma rede de conceitos, da qual se proporá o conceito de valência. Couper cria o termo “grau de afinidade” para indicar a habilidade de um elemento formar compostos e Frankland, o termo “poder de combinação” para indicar o poder inerente de um átomo livre, mas nenhum desses dois termos foi aceito pelos químicos da época<sup>17,25</sup>.

Essas terminologias formavam um conjunto de idéias sobre a combinação dos átomos, elementos ou radicais. Essas idéias foram originadas a partir de material empírico e conectadas, historicamente e logicamente, com o novo sistema de massas atômicas e fórmulas químicas de Gerhardt e Cannizzaro, o qual foi recomendado no Primeiro Congresso Internacional de Químicos, em Karlsruhe, na Alemanha, em 1860<sup>25</sup>.

Nesse Congresso recomendou-se também considerar equivalente como um conceito empírico independente do conceito de átomo e molécula. Esta decisão mostra que a maioria dos químicos, daquela época, não viam qualquer conexão entre os conceitos de “valência” e “equivalente”, e imaginavam impossível que equivalentes pudessem ser determinados empiricamente e teoricamente<sup>25</sup>.

Mesmo com a decisão do Congresso, alguns termos continuam sendo usados, tanto que Hoffman, em 1865, faz um ataque à atomicidade, escrevendo:

Nós estamos em busca de um bom termo para denotar esta força de fixação atômica dos elementos. A vaga e até mesmo bárbara palavra, *atomicidade*, foi posta em uso com este propósito; os elementos têm sido chamados *monoatômicos*, *diatômicos*, *triatômicos* e *tetratômicos*, de acordo com as respectivas capacidades de suas formas moleculares de peso mínimo saturarem 1, 2, 3 ou 4 átomos padrão. Estas expressões são falhas, porque elas são abertas a interpretações equivocadas, como se pretendessem denotar a estrutura atômica das respectivas moléculas elementares propriamente ditas; uma situação de confusão, possibilidade da qual se deve sempre

evitar em nomenclatura científica. Devemos escapar disto pela substituição da expressão *quantivalência* em lugar de *atomicidade*; e designando os elementos *univalente*, *bivalente*, *trivalente* e *tetravalente*, de acordo com seus respectivos valores de fixação atômica.<sup>28</sup> (tradução nossa)

Hoffmann sugere, então, que “atomicidade” seja substituída por “quantivalência” e que os elementos deveriam ser descritos como “univalentes, bivalentes, trivalentes e tetravalentes de acordo com suas capacidades de fixarem seus átomos”<sup>28</sup>. (tradução nossa)

É da “quantivalência” que Kekulé criará o termo valência, que é incorporado a partir de 1869 e passa a compor a enciclopédia britânica em 1876. No entanto o termo quantivalência aparece em livros texto e periódicos na Inglaterra até 1885 e Frankland continuava utilizando poder de combinação, usou a atomicidade e posteriormente a equivalência até 1877<sup>17</sup>.

O contexto científico em que Kekulé cita o termo pela primeira vez, é em 1867, num artigo sobre o mesitileno, da seguinte forma:

Quando eu me deparei com o problema de explicar minhas opiniões sobre a constituição atômica dos compostos químicos, eu usei por alguns anos um método pelo quais átomos de diferentes *valenz* (valências) foram representados por diferentes tamanhos.<sup>29</sup> (tradução nossa)

Algumas raízes para a formação da palavra valência e que se relaciona com o contexto vivenciado por Kekulé:

*valens*: forte, poderoso, energético, capaz.

*valere*: principalmente, ser forte ou estar bem; num sentido secundário, ter valor.

*valentia*: um termo em latim medieval significando valor.<sup>30</sup>

O conceito de valência aparece nos trabalhos de Kekulé, como também nos de Frankland, para descrever o poder de combinação ou o número de unidades de afinidade inerente a um elemento químico que participa de um composto químico<sup>31</sup>.

Essa é uma definição clássica de valência, que se relaciona com outros conceitos e que sofrerá modificações, pois esta é uma época em que partículas subatômicas ainda não foram formuladas. É o que será tratado a seguir.

### 1.3 IDÉIAS MODERNAS DE VALÊNCIA

O conceito de valência é articulado a outros conceitos à sua época, alguns antigos e outros

novos. Dos antigos, o de molécula, dos novos, o de ligação química.

Com relação a molécula e valência, Sprague, explicita tal articulação quando escreve que:

A molécula é um “corpo no qual todas as atrações ou valências são satisfeitas, deixando os átomos combinados para agirem como um todo a partir de um centro, de forma que as forças de gravitação, coesão, calor, etc., fossem levadas em conta”.<sup>32</sup> (tradução nossa)

Essa definição mostra a incorporação do conceito de valência à idéia de molécula, como também aborda sobre a combinação dos átomos. Isso nos remete a um outro conceito, ligação química, que aparece nos livros didáticos dos níveis médio e superior, normalmente articulado com a idéia de valência. No entanto, mesmo relacionados, esses conceitos tiveram construções distintas.

O termo ligação química foi usado pela primeira vez por Butlerov (1828-1886) em seu primeiro trabalho dedicado à teoria da estrutura química, em 1861, ele formulou seu ponto de vista relacionado às características dos átomos e às estruturas químicas dos compostos:

A cada divisão elementar, diz ele referindo-se a um átomo, é dada uma certa quantidade de poder que produz fenômenos químicos (afinidade). Quando um composto químico é formado, parte desse poder ou sua quantidade total, é consumido (ligado, convertido numa nova forma).<sup>33</sup> (tradução nossa)

Além disso, ele afirma que a afinidade química é expressa em números inteiros e a afinidade do hidrogênio assume o mínimo desse poder. Nessa visão é feita uma distinção entre átomo livre, associado à valência, e átomo ligado, associado à ligação química.<sup>25</sup>

Em 1866, Frankland faz um pronunciamento sobre o assunto, ao escrever que:

Pelo termo *ligação*, eu pretendo meramente dar uma expressão mais concreta para o que tem recebido vários nomes de diferentes químicos, tais como uma atomicidade, uma força atômica, e uma equivalência. Um monodo é representado como um elemento tendo uma ligação, como um diodo como um elemento que possui duas ligações, etc. Apenas é necessário comentar que por este termo eu não pretendo expressar a idéia de qualquer material de conexão entre os elementos de um composto, as ligações realmente

seguram os átomos de um composto químico, com relação a sua natureza, de modo muito semelhante àquelas que conectam os membros do nosso sistema solar.<sup>34</sup> (tradução nossa)

Frankland, nesse pronunciamento faz uma distinção entre ligação química e outros termos, atomicidade, força atômica e equivalência. No entanto não faz referência ao termo valência, indicando uma certa não diferenciação entre ele e a ligação. Outro aspecto é que a ligação de Frankland é diferente da ligação de Butlerov. Mais tarde, em seus livros e artigos científicos (1866-1877) Frankland chama atenção da impossibilidade de se conceber a natureza da ligação química<sup>25</sup>.

No fim dos anos 1860, os cientistas ingleses usavam valência e ligação química como sinônimos, levando a uma confusão por um longo período. Tanto que em 1909, Friend fez a proposição de dois termos para diferenciar os dois conceitos:

“valência”, que é o poder (inerente de um átomo) de segurar outros átomos, expresso pelo número de átomos univalentes capazes de serem segurados, e “valência” que é a ligação química entre átomos num composto, formado como resultado da ação desse poder.<sup>35</sup> (tradução nossa)

Assim, valência seria uma força intrínseca ao elemento, utilizada para interagir com outros elementos e expressa numericamente pelo número de elementos monovalentes capazes de serem mantidos presos por eles e, ligação química seria a resultante da ação dessa força<sup>17</sup>.

Feita a distinção entre valência e ligação química, outro aspecto que se faz necessário abordar é a detecção de partículas subatômicas no fim do século XIX: elétron e próton, que causará mudanças no entendimento sobre a matéria e conseqüentemente no conceito de valência. Um dos primeiros a articular o elétron com essa noção foi Werner. Mas voltemos um pouco no tempo para uma compreensão da participação dele nesse processo.

Um debate que veio acontecendo desde o período do estabelecimento desse conceito era se a valência era fixa ou variável. Havia defensores de uma posição e de outra.

Kekulé, em 1857, afirma que os elementos químicos são caracterizados pela valência constante: H, Cl, Br, K são monovalentes; O, S são divalentes; N, P, As são trivalentes e C é tetravalente. Couper também considera valência como a propriedade mais importante de um elemento, mas, discorda de Kekulé, considerando que alguns, dentre eles carbono e nitrogênio, podem variar a sua valência. Butlerov, em 1863, também concorda com Couper, exemplificando que o carbono é tetravalente no

dióxido de carbono e divalente no monóxido de carbono. Em 1864, Naquet, publicou um trabalho em que usa compostos, como  $\text{SCl}_4$ ,  $\text{SeCl}_4$  e  $\text{TeBr}_4$  para provar que enxofre, selênio e telúrio podem ser di e tetravalente<sup>36</sup>.

Nesse mesmo ano, Kekulé critica Naquet, defendendo que a valência é uma propriedade fundamental de um átomo, sendo, portanto, constante e invariável da mesma forma que seu peso atômico. Coerente com essa defesa propõe que nos ácidos nítrico e sulfúrico os átomos de oxigênio podem formar cadeias, como os átomos de carbono nos compostos orgânicos. Com isso, mantendo a trivalência para o nitrogênio e a divalência para o enxofre, ele atribui as seguintes estruturas para o ácido nítrico e ácido sulfúrico, respectivamente:  $\text{O} = \text{N} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$  e  $\text{H} - \text{O} - \text{S} - \text{O} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$ <sup>36</sup>. Essas não coincidem com as estruturas propostas atualmente, demonstrando que a tese de Kekulé tinha falha.

Kekulé, tentando salvar a sua tese, propõe que os compostos químicos se dividem em atômicos e moleculares, sendo que os atômicos consistiam de verdadeiras moléculas em que todos os átomos estão ligados por afinidades mutuamente saturadas e os moleculares consistiam de moléculas saturadas ligadas entre si. Exemplificando, amônia ( $\text{NH}_3$ ) e gás clorídrico ( $\text{HCl}$ ) são compostos atômicos e cloreto de amônio ( $\text{NH}_3 \cdot \text{HCl}$ ), um composto molecular. Essa posição foi rebatida pelos adeptos das idéias de Berzelius, que admitem que sais de amônio possuem o radical monovalente  $\text{NH}_4$ , semelhante aos átomos de metais alcalinos<sup>36</sup>.

Em 1869, Mendeleev, propõe a lei periódica e sugere que valência e massa atômica são características importantes de um elemento químico. Ele critica a tentativa de Kekulé salvar a idéia da valência fixa, opondo-se a existência de compostos moleculares e concebe que os compostos inorgânicos são atômicos em sua natureza, ou seja, os átomos estão ligados um ao outro<sup>36</sup>.

Nessa mesma época, o químico sueco Blomstrand junta-se aos defensores da valência variável, sugerindo que a valência máxima do cloro é sete e em alguns compostos, a valência máxima do enxofre é seis, porém tanto cloro quanto enxofre formam compostos nos quais a valência é mais baixa que esses valores máximos. Entretanto, tanto Blomstrand quanto seus contemporâneos, não conseguiram prever a valência máxima para um dado elemento<sup>36</sup>.

Em 1880, Lossen, caracterizou valência como o valor que indica quantos átomos estão presentes na zona de ligação de um outro átomo, sendo que ela pode ser expressa por um número inteiro, mas é um valor variável. Apenas a valência máxima é fixa e o seu valor indica o número máximo de átomos que podem estar na zona de ligação de um dado átomo. Segundo ele, a valência depende da força de afinidade total dos átomos combinados e da

possibilidade de contato entre suas zonas de ligação<sup>36</sup>.

Uma outra contribuição foi a de Claus, que considera num composto químico, a força de atração inerente ao átomo elementar polivalente, podendo esta se desdobrar em número de partes diferentes, mas limitada, sendo iguais ou diferentes, conforme os átomos que estão ligados ao referido átomo<sup>36</sup>.

O alemão Werner utiliza as idéias de Lossen e Claus e desenvolve sua teoria de coordenação publicada em 1893, num artigo, com o título Sobre a Estrutura de Compostos Inorgânicos. De acordo com essa teoria, no centro de uma molécula de um composto complexo está localizado um átomo de um elemento (principalmente metal) que atua como um agente complexante (átomo central). Ele atrai (coordena) átomos, grupos de átomos e moléculas, caracterizados pela estabilidade química, que posteriormente foram chamados de ligantes, formando uma primeira esfera de coordenação. Esses ligantes estão diretamente ligados ao átomo central e, praticamente, não são dissociados na forma de íons em meio aquoso. O número correspondente aos ligantes é chamado de número de coordenação. Ainda conforme essa teoria, há uma segunda esfera de coordenação, que consiste de átomos ou grupos de átomos, ligados indiretamente ao átomo central e são caracterizados pela mobilidade química e se dissociam em meio aquoso. O volume do átomo central é influenciado pelo estado de valência, que por sua vez traz implicações para o número de coordenação<sup>36</sup>.

Werner, em 1902, desenvolve sua idéia de valência, propondo a existência de novas forças de ligação em muitos átomos elementares. Ele chama essas novas forças de valência auxiliar, que é o número de coordenação, para diferenciar da valência principal, que é o número de valência, determinado pelo número de átomos de hidrogênio ou de qualquer outro elemento monovalente que pode ser combinado com um dado átomo<sup>36</sup>.

A idéia clássica de valência até então tratada, vincula-se a uma concepção indivisível de átomo. No entanto, no final do século XIX é detectada experimentalmente uma partícula subatômica: o elétron. Depois do elétron ser detectado experimentalmente, em 1897, por J. J. Thomson e provado ser um componente do átomo, os conceitos de ligação e valência química receberam sentidos físicos. Ele sugere que a molécula tinha a sua força oriunda da força eletrostática resultante da migração de um elétron de um átomo eletropositivo para outro eletronegativo, gerando um átomo positivo e um átomo negativo. A oposição entre as cargas manteria os átomos unidos, formando os compostos<sup>37</sup>.

Werner foi um dos primeiros que usou as características dessa partícula para explicar a natureza das forças de valência. Propôs que a valência principal é aquela cuja capacidade de saturação se equivale aos elétrons envolvidos na



ligação e a valência auxiliar é um poder de combinação suficiente para ligar dois grupos de átomos pela ligação atômica, mas insuficiente para envolver um elétron<sup>36</sup>.

Em seu artigo, A Teoria de Valência, Werner formula sua idéia de afinidade eletrônica:

Átomos elementares mostram habilidade para ligar elétrons. Assim devemos atribuir a eles afinidade por elétrons. A força para segurar elétron aumenta com o aumento da eletronegatividade do átomo elementar.<sup>38</sup> (tradução nossa)

Continuando esses estudos, Ramsay, em 1908, propõe uma explicação para a natureza das forças que atuam entre os ligantes e o átomo central, não obtendo sucesso. Mas, em 1916, Kossel relacionando as partículas elétrons e prótons sugerem um modelo eletrostático que, para um íon complexo tem sua estabilidade associada com a carga e o tamanho do íon central<sup>36</sup>.

Kossel, também propõe que a ligação em alguns compostos ocorre com transferência de elétrons entre os átomos, com a estabilidade acontecendo quando os átomos adquirissem oito elétrons na camada periférica, utilizando a idéia atômica de Bohr e o fato da maioria dos átomos de gases nobres possuírem oito elétrons na última camada e serem inertes quimicamente. A valência estaria associada à perda e ao ganho de elétrons e essa ligação é chamada de polar.

Na mesma época Lewis propõe algo parecido, só que ao invés de transferência há um compartilhamento de elétrons. A valência está associada ao número de elétrons do átomo envolvidos no compartilhamento e a ligação sendo chamada de não polar.

Para distinguir essas duas formas de ligação Langmuir sugere os termos eletrovalência, para o primeiro caso e covalência<sup>24</sup>, para o segundo caso, que são utilizados atualmente<sup>24</sup>.

O conceito clássico de valência, com esses novos termos, se modifica, pois há uma ruptura entre as concepções de átomo, incorporando aspectos elétricos da matéria envolvida nas interações química.

O termo valência continua presente no cotidiano da química, com o advento da mecânica quântica onde o elétron passa a ter um caráter dual, sendo usado em expressões como: eletrovalência, covalência, elétrons de valência, tetravalência, teoria da ligação de valência etc., significando a relevância dessa noção, que sendo contextualizada historicamente, pode ser melhor compreendida.

A seguir, será feita a análise dos livros didáticos utilizando esse breve histórico como subsídio.

## 2-CONCEITO DE VALÊNCIA NOS LIVROS DIDÁTICOS DE QUÍMICA GERAL

Foram analisados sete livros<sup>7-13</sup>, através de consulta pelo índice remissivo e fez-se a leitura das partes do capítulo onde o termo valência aparece, mesmo que não tenha sido indicada por tal índice, utilizando-se da experiência didática do autor e do histórico do conceito;

Os resultados foram organizados conforme os seguintes critérios: definição, aplicação e articulação do conceito de valência com outros conceitos. Os dados obtidos serão apresentados na forma de tabela. As categorias foram criadas a partir da análise dos livros. A frequência em cada categoria foi expresso em número absoluto.

### 2.1 DEFINIÇÃO

A definição de valência na está organizada na TABELA 1. Ela aparece, entre os livros pesquisados, associados ao átomo ou ao elemento. Como a pesquisa não tratou da distinção entre esses conceitos, então, eles são considerados sinônimos.

#### INSERIR TABELA 1

Na análise chamou-se de abordagem clássica aquela que não explicita a presença de carga, elétron ou próton, enquanto como abordagem moderna a que inclui uma dessas características. Construiu-se esses limites baseando-se no histórico do conceito.

A definição como é apresentada aborda a noção clássica de valência do seguinte modo: capacidade de combinação e número de átomos de hidrogênio que se liga.

Além disso, dois (2) dos livros não apresentam a definição, significando que para seus autores ela não tem tanta importância, embora use o termo, como será tratado no próximo item, mas, como adjetivo, ou seja, para dar alguma qualidade a algo, por exemplo, elétrons de valência, significando elétrons da última camada.

Outro aspecto a ser considerado é a referência histórica feita a Kekulé por um (1) dos livros. Valor baixo, mostrando pouca preocupação dos autores em situar historicamente a formulação do conceito.

Feita a discussão da definição, um outro elemento a ser considerado na abordagem de um conceito é a sua aplicação que será tratada a seguir.

### 2.2 APLICAÇÃO

A aplicação do conceito de valência a que se refere esse item corresponde a situações nas quais o termo é utilizado. Os livros utilizam o termo quando da abordagem das situações conforme TABELA 2.

#### INSERIR TABELA 2



A TABELA 2 mostra uma certa diversidade de situações onde o termo valência é utilizado. Dessas categorias cinco (5) livros utilizam o termo ao se referirem aos elétrons da última camada, quatro (4) às ligações químicas e a geometria molecular e três (3) à camada mais externa, qualificando os elétrons que são considerados na formulação da teoria da ligação de valência para explicar a ligação covalente, representando os elétrons da camada mais externa e que são usados para prever a geometria molecular, no caso os pertencentes à camada mais externa do átomo central da molécula.

Algumas das aplicações levam em consideração uma abordagem moderna, pois tratam de elétrons, camada mais externa e elétrons da camada mais externa.

Esse qualificativo aparece também em um (1) dos livros, referindo-se a número: de oxidação, de coordenação, divisor do peso atômico para o cálculo de peso equivalente, indicador da carga do íon, indicador da oxidação ou redução pelo seu crescimento ou decréscimo, respectivamente e que se relaciona com quantidade de matéria na estequiometria de uma reação química entre átomos.

Independente da forma como é usada, são citadas várias situações, envolvendo termos, que conforme o histórico do conceito, estiveram relacionadas, tais como: ligação química, átomo, elemento, peso equivalente, peso atômico, número de coordenação, elétron e camada externa. Isso mostra a possibilidade de articulação do conceito de valência com outros conceitos, que será discutida no próximo item.

## 2.3 ARTICULAÇÃO COM OUTROS CONCEITOS

A articulação do conceito de valência com outros conceitos encontra-se organizada na TABELA 3. Os dados foram construídos a partir das definições e aplicações apresentadas pelos livros.

### INSERIR TABELA 3

Conforme a TABELA 3, a maioria dos livros articula o conceito de valência com o de ligação química e o de átomo, em maior incidência, seguido de reação química e por último, com outros conceitos, por exemplo, o de peso equivalente.

Essa articulação aparece no desenvolvimento histórico do conceito tratado anteriormente, evidenciando-se inclusive confusões em torno dos conceitos de valência e ligação química, sendo tratados numa certa época como sinônimos.

Um primeiro aspecto é a forma como o conceito de valência é definido através de uma noção clássica e aplicado e articulado através de uma noção moderna, com expressões do tipo, elétrons de valência, camada de valência e teoria da repulsão dos pares de elétrons da camada de valência.

Ocorre uma ressignificação do conceito, no entanto não há uma explicitação desse fato nos materiais analisados, contribuindo para uma não compreensão da construção desse conceito.

Um segundo aspecto é a ausência do processo histórico de construção do conceito, mesmo no caso onde se fez tal referência, esta é feita no início do capítulo e depois não se conecta com o restante.

Esse fato pode contribuir para a não percepção do educando do processo de construção do conhecimento científico, independente do profissional a ser formado. No entanto quando o futuro profissional é um professor, é mais grave, pois ele provavelmente reproduzirá essa visão na sua prática pedagógica.

Um terceiro aspecto é o fato desses livros serem utilizados em muitas instituições de ensino superior do país e do exterior, nos primeiros semestres dos cursos de Química e áreas afins, influenciando um número grande de estudantes a uma concepção distorcida do desenvolvimento da ciência.

Finalmente algumas sugestões para reflexão. Com relação à abordagem dos livros didáticos, que não tratando o conceito de valência ou até mesmo outros conceitos, nessa perspectiva, torna-se necessário que o professor atue criticamente, junto aos estudantes, evidenciando os problemas aqui colocados.

Ao mesmo tempo, entendendo que o “existir através dos livros já é uma existência solidamente humana, fruto da técnica racionalizada”<sup>39</sup>, faz-se necessário a elaboração, pelo professor, de materiais didáticos que venham ao encontro das aspirações aqui abordadas. Esse é mais um desafio para os educadores químicos.

## Referências

<sup>1</sup>Baseado em capítulos da dissertação *Valência: adjetivo ou substantivo?*

*Uma visão de professores, de livros didáticos e de estudantes do Curso de Licenciatura em Química da Universidade Federal da Bahia*, elaborada sob orientação da Profa. Dra. Adelaide Maria Vieira Viveiros e defendida em 25 de abril 2005, pelo Programa Interdisciplinar de Ciências e Educação – PICE, UFBA – Salvador e UEFS – Feira de Santana.

<sup>2</sup>Bachelard, G. *A formação do espírito científico*, Contraponto: Rio de Janeiro, 1996.

<sup>3</sup>Matthews, M. R. *Caderno Catarinense de Ensino de Física*, **1995**, 3, 164.

<sup>4</sup>Carvalho, A.M. P.; Gil-Pérez, D. *Formação de professores de ciências: tendências e inovações*, Cortez: São Paulo, 1998.

<sup>5</sup>Schnetzler, R. P. *Química Nova*, **2002**, Supl. 1, 14.

<sup>6</sup>Dionne, J.; Laville, C. *A construção do saber: manual de metodologia da pesquisa em ciências humanas*, Artes Médicas: Porto Alegre; UFMG: Belo Horizonte, 1999.

## Conclusões

<sup>7</sup>Brady, J. E.; Humiston, G. E. *Química geral*, LTC: Rio de Janeiro, 1986, v. 1.

<sup>8</sup>Chang, R. *Química*, McGraw-Hill: Portugal, 1998.

<sup>9</sup>Glinka, N. *General chemistry*, Peace Publishers Moscow: Moscou, (s. d.).

<sup>10</sup>Kotz, J. C.; Treichel, P. *Química e reações químicas*, LTC: Rio de Janeiro, 2002.

<sup>11</sup>Mahan, B.M.; Myres, R.J. *Química: um curso universitário*, Edgard Blucher: São Paulo, 1995.

<sup>12</sup>Quagliano, J. V.; Vallarino, L. M. *Química*, Guanabara Koogan: Rio de Janeiro, 1973.

<sup>13</sup>Russel, J. B. *Química geral*, Makron Books: São Paulo, 1994, v. 1.

<sup>14</sup>Del Pino, J. C.; Eichler, M. L.; Silva, S. M. *Química Nova*, **2003**, 4, 585.

<sup>15</sup>Lopes, A. R. C. *Química Nova*, **1992**, 3, 254.

<sup>16</sup>Goldfarb, A. M. A. *Da alquimia à química*, Nova Stella; EDUSP: São Paulo, 1987.

<sup>17</sup>Neto, W. N. A. *Relações históricas de precedência como orientações para o ensino médio de química: a noção clássica de valência e o livro didático de química*. Dissertação (Mestrado em Educação), Universidade Federal Fluminense, Niterói, 2003.

<sup>18</sup>Ref. 17, p. 57.

<sup>19</sup>Justi, R. J. *Química Nova na Escola*, **1998**, 7, 26.

<sup>20</sup>Ref. 19, p. 28.

<sup>21</sup>Ref. 17, p. 61.

<sup>22</sup>Borges, R. M. R. B. *Em debate: cientificidade e educação em ciências*. SE/CECIRS: Porto Alegre, 1996.

<sup>23</sup>Bensaude-Vicent, B.; Stengers, I. *História da química*, Instituto Piaget: Lisboa, 1996, p. 163-179.

<sup>24</sup>Sidgwick, N. V. *The Electronic Theory of Valency*, Geoffrey Cumberlege: London, 1953, p. 51 – 58.

<sup>25</sup>Fayershtein, M. G. In Kuznetsov, V. I. (org.). *Theory of valency in progress*, Mir Publishers: Moscou, 1980, p. 34-73.

<sup>26</sup>Ref. 25, p. 38.

<sup>27</sup>Russel, C. A. *History of Valency*. University of Chicago Press: Chicago, 1971, p. 84.

<sup>28</sup>Ref. 27, p. 85.

<sup>29</sup>Ref. 27, p. 86.

<sup>30</sup>Ref. 27, p. 87.

<sup>31</sup>Kuznetsov, V. I. In Kuznetsov, V. I. (org.) *Theory of valency in progress*, Mir Publishers: Moscou, 1980, p. 11-33.

<sup>32</sup>Ref. 27, p. 88.

<sup>33</sup>Ref. 25, p. 52.

<sup>34</sup>Ref. 27, p. 90.

<sup>35</sup>Ref. 25, p. 49.

<sup>36</sup>Solovyov I. Yu.; Staroselsky, P. I. In Kuznetsov, V. I. (org.) *Theory of valency in progress*, Mir Publishers: Moscou, 1980, p. 85-118.

<sup>37</sup>Dmitriev I. S.; Semyonov, S. G. In Kuznetsov, V. I. (org.) *Theory of valency in progress*, Mir Publishers: Moscou, 1980, p. 119-136.

<sup>38</sup>Ref. 36, p. 111.

<sup>39</sup>Lopes, A. R. C. *Enseñanza de las Ciencias*, **1993**, 3, 324.

**TABELA 1 – Definição de valência nos livros**

Definição	Livros
Capacidade de combinação	3
Número de átomos de hidrogênio que se liga	2
Não define	2
Referência histórica <sup>1</sup>	1

<sup>1</sup>Esse critério aparece quando se verifica sua veiculação no livro didático.

**TABELA 2 – Aplicação do conceito de valência nos livros**

Aplicação do Conceito de Valência	Livros
Ligação química	4
Elétron da última camada	5
Geometria molecular	4
Camada mais externa	3
Outras <sup>1</sup>	1

<sup>1</sup>Compostos de coordenação; cálculo do peso equivalente; carga elétrica do íon; reações químicas; oxidação e redução; propriedades químicas dos elementos; quantidade de matéria.

**TABELA 3** – Articulação com outros conceitos nos livros

Articulações com outros conceitos	Livros
Ligação química	7
Átomo	7
Reação química	3
Outros <sup>1</sup>	1

<sup>1</sup> Peso equivalente; oxidação e redução.