

IDENTIFICAÇÃO DE DIFERENTES ABORDAGENS SOBRE CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS: A VISÃO DE PROFESSORES E DE LIVROS DIDÁTICOS

*Jackson da Silva Santos (PQ), Ótom Anselmo de Oliveira (PQ), Carlos Neco da Silva Junior (PQ), Daguia de Medeiros Silva (IC), Iara Kadmar Esdralins Lima (IC).

jacksonqui@hotmail.com

Avenida Prefeito Milton Dantas de Medeiros nº3, casa 20, Condomínio Costa Rica, Bairro: Jardim das nações, Parnamirim-RN.

RESUMO: (ARIAL – FONTE TAMANHO 10 – ESPAÇO SIMPLES – MÁXIMO DE 150 PALAVRAS)

Neste artigo relata-se uma análise sobre diferentes formas de abordagens apresentadas em livros didáticos sobre configurações eletrônicas, enfocando possíveis implicações para o desenvolvimento cognitivo dos alunos, face à possibilidade de geração de concepções alternativas, em detrimento de bases conceituais mais corretas. Identificaram-se possíveis entraves resultantes de simplificações, especialmente sobre energias dos elétrons em diferentes configurações eletrônicas por subníveis. Foram analisados livros de química geral e de química inorgânica usados nos níveis de ensino médio e superior, verificando-se que alguns conceitos apresentados em livros do ensino médio são ratificados em livros do ensino superior, enquanto outros conceitos não o são. Para verificar a consistência do que se estava analisado, fez-se uma pesquisa com 30 professores, utilizando um questionário, constatando-se divergência de concepção bastante significativa, especialmente no que se refere à energia de subníveis, implicações sobre o diagrama usado na definição das configurações eletrônicas e a autoria desse diagrama.

PALAVRAS CHAVES: ENTRAVES, CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS.

INTRODUÇÃO

No ensino de Ciências, os livros didáticos se constituem no recurso de mais ampla utilização e, em muitos casos, no único material de apoio didático disponível para alunos e professores [1], sendo, frequentemente, determinantes de estruturas curriculares.

Esses aspectos têm feito o livro didático ser tema frequente de pesquisas sobre educação na área de ensino de ciências, abordando a qualidade das coleções didáticas, alertando sobre suas deficiências e seus pontos fortes, e apontando soluções para melhoria na apresentação de conteúdos de naturezas diversas, como se pode ver nas referências seguintes: distorções conceituais em torno das figuras que dificultam a aprendizagem científica e concorrem na formação de concepções errôneas da química [2]; o livro didático não pode continuar como fonte de conhecimentos (por vezes equivocados) a serem transmitidos pelo professor a fim de serem memorizados e repetidos pelos alunos [3].

Os livros didáticos também foram apontados como os materiais educativos mais investigados, em aspectos como: critérios adotados pelos professores quando da escolha dos livros didáticos [4]; apresentação do livro didático de química, segundo as percepções de seu usuário, o estudante [5]; e inserção de novos temas/conteúdos indica haver uma ruptura em relação ao que anteriormente era considerado como conteúdos escolares pertinentes ao ensino de ciências/química [6]. O objetivo do presente trabalho é identificar e analisar, mediante a observação de respostas a um

questionário respondido por professores, diferenças conceituais, partindo da observação de fórmulas e na forma verbal com que o conteúdo é tratado, enfocando o tema configuração eletrônica, além de mostrar mudanças conceituais e implicações no desenvolvimento cognitivo de alunos e suas relações com o mundo contemporâneo.

CARGA NUCLEAR EFETIVA E FATOR DE BLINDAGEM

As interações eletrostáticas definem energias eletrônicas que podem ser analisadas a partir de cálculos de carga nuclear. Segundo [7], para átomos hidrogenóides os níveis de energia do elétron, E_n , são determinados por:

$$E_n = \frac{Z^2 2\pi^2 e^4}{n^2 h^2} \quad (1)$$

em que Z é o número atômico, n é o número quântico principal e h é a constante de Planck. Assim, a partir da **Equação 1** pode-se calcular a energia do orbital 1s, que é exatamente a energia de ionização do átomo.

Em átomos multieletrônicos, produz uma carga efetiva decrescente, Z_{ef} , que aumenta com o valor do número quântico l . No átomo quântico, isto não se verifica: os elétrons dos orbitais de maior número quântico principal apresentam maior probabilidade de serem encontrados na região mais externa. Mas há uma probabilidade, ainda que pequena, desses elétrons serem encontrados em regiões mais internas (interpenetração), do que elétrons de número quântico menor, o que faz a carga nuclear do lítio que atua sobre os elétrons 2s seja igual a 1,30 ($Z_{ef} = 3,0 - 1,7 = 1,30$), sendo $Z = 3$ e $S = 1,7$ e o ferro tem para um elétron 3d, carga nuclear efetiva $Z_{ef} = 26 - 19,4 = 6,6$ em que $Z = 26$ e $S = 4 \times 0,35 + 18 \times 1,0 = 19,4$, cálculo baseado na regra de Slater.

Pela mecânica quântica o valor da distância média dos orbitais é dado por $r = a_0/2z[3n^2 - l(l+1)]$ [8]. Então para o número quântico principal, $n=3$ temos, portanto,

$$\begin{aligned} 3s, \quad l=0 \quad r_{3s} &= 13,5 a_0/Z \\ 3p, \quad l=1 \quad r_{3p} &= 12,5 a_0/Z \\ 3d, \quad l=2 \quad r_{3d} &= 10,5 a_0/Z, \quad \text{para } n=3, \quad r_{3d} < r_{3p} < r_{3s}. \end{aligned}$$

Na definição de carga nuclear efetiva são usadas algumas regras. Muitos autores têm sugerido o seu uso didático em cursos introdutórios de Química no nível universitário [9]. Essas regras foram resumidas por [10] na forma descrita a seguir:

1. Escreva a configuração eletrônica dos elementos na seguinte ordem e grupos: (1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p) etc.
2. Elétrons em qualquer grupo à direita do grupo (ns, np) não contribuem para a constante de blindagem.
3. Todos os outros elétrons no grupo (ns, np) blindam o elétron de valência de 0,35 cada.
4. Todos os elétrons na camada (n - 1) contribuem com 0,85 cada.
5. Todos os elétrons (n - 2) ou em camadas mais baixas blindam completamente, ou seja, contribuem com 1 para o fator de blindagem. Quando o elétron que está sendo blindado pertence a um grupo (nd) ou (nf), as regras 2 e 3 são as mesmas, mas as regras 4 e 5 tornam-se:
6. Todos os elétrons nos grupos à esquerda do grupo (nd) ou (nf) contribuem com 1,0 para o fator de blindagem.

O PRINCÍPIO DA EDIFICAÇÃO OU AUFBAU

O modelo, formulado por Niels Bohr, recebeu o nome de Aufbau (do alemão *Aufbau prinzip*: princípio de construção) em vez do nome do cientista. É um

procedimento que pode conduzir a uma plausível configuração do estado fundamental e que normalmente é utilizado por alunos do ensino médio e superior para distribuir os elétrons de um átomo em um nível de energia

Segundo esse princípio a sequência para o preenchimento dos subníveis 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 4f, etc... é, baseado na **Figura 1**

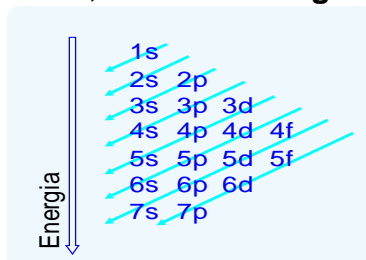


Figura 1: Ordem de preenchimento dos orbitais num átomo polieletrônico. Fonte: [11]

A sequência do preenchimento dos elétrons foi descoberta por Madelung, 1936, que criou uma fórmula empírica para a sequência de preenchimento dos elétrons nos átomos neutros. Antes disso Hund [12], a partir de observações experimentais e cálculos teóricos, estabeleceu as regras:

- Dentre os diversos termos espectroscópicos originado de uma dada configuração, aquele com o mais alto S e, portanto, mais alto $(2S + 1)$ (multiplicidade) corresponde à mais baixa energia. (Esta regra é geralmente conhecida como a “regra de multiplicidade máxima”).
- Para uma certa configuração, se dois ou mais termos têm o mesmo S, aquele com o maior L, terá a energia mais baixa.
- Para um determinado termo (i.e., para um determinado valor de L e de S), o nível com o menor valor de J é o mais estável se a subcamada estiver com menos da metade preenchida e o nível com o mais elevado valor de J é o mais estável se a subcamada estiver com mais da metade preenchida.

Usando as regras acima, num átomo polieletrônico, os diferentes níveis correspondendo à configuração fundamental podem ser arrumados na ordem correta de acordo com suas energias sem análises detalhadas das interações magnéticas e eletrostáticas. A **Figura 2** mostra regiões que caracterizam a variação de energia em diferentes subníveis.

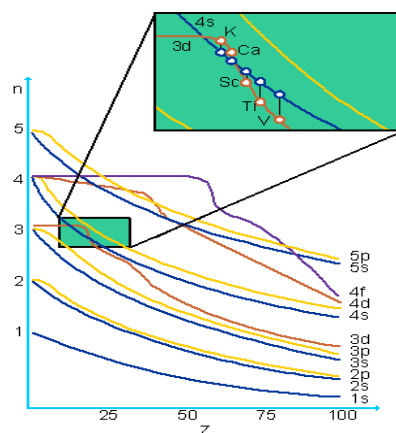


Figura 2: Uma representação mais detalhada dos níveis de energia de átomos polieletrônicos na tabela periódica. Fonte: [13]

Os efeitos de penetração de elétrons são muito pronunciados para os subníveis 4s no potássio (K) e no cálcio (Ca). Nestes átomos os orbitais 4s tem uma energia

menor que em orbitais 3d, ou seja, quando o orbital 3d estiver vazio, o 4s será mais energético. Contudo, do escândio (Sc) até o zinco (Zn) os orbitais 3d no átomo neutro tem energia muito próxima, porém menor que a energia dos orbitais 4s; por isso, os 10 elétrons seguintes entram nos orbitais 3d, na sequência de átomos. No caso do Cr e do Cu isso não ocorre, devido à estabilidade, já que por regra geral subníveis completamente preenchidos são mais estáveis do que subníveis semipreenchido, que são mais estáveis que outras configurações [13].

INVESTIGANDO DIFERENTES ABORDAGENS SOBRE O TEMA CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA EM LIVROS DIDÁTICOS

Muitos autores apresentam em seus livros simplificações e limitações na abordagens de diversos conteúdos químicos. Como na maioria das vezes o conteúdo a ser ministrado não é do domínio dos alunos de um determinado nível de ensino, grande parte dos alunos não questiona sobre o que lhes é ensinado. Um exemplo disto é a apresentação dada ao tema configurações eletrônicas, pois ora é apresentado uma sequência crescente na distribuição dos elétrons em um dado nível energético, ora um retorno a um nível mais interno.

Para análise dos livros do ensino médio utilizamos alguns exemplares dos livros didáticos selecionados pelo Programa Nacional do Livro Didático e a outra parte, livros do ensino superior, escolhidos de acordo com a disponibilidade de exemplares nas bibliotecas de instituições públicas do estado do Rio Grande do Norte, tais como a UFRN e o IFRN, (**Tabela 1**). A investigação seguiu a metodologia da análise de Conteúdo [14] e consistiu na leitura dos capítulos referentes à estrutura atômica, buscando observar como a distribuição dos elétrons num determinado átomo é apresentada e também aspectos históricos relativos a autoria do diagrama que usado na distribuição dos elétrons nos átomos.

Tabela 1 – Livros analisados

LIVROS ANALISADOS	
A	MASTERTON, WILLIAM L., Princípios de Química. Rio de Janeiro: LTC, 2009.
B	MAHAN, BRUCE M., Química: Um curso universitário. São Paulo: Blucher, 1995.
C	ROZEMBERG, IZRAEL MORDKA., Química Geral. São Paulo: Blucher, 2002.
D	BROWN, THEODORE L., Química a ciência Central. São Paulo: Pearson, 2005.
E	LEE, J. L., Química Inorgânica não tão concisa. São Paulo: Blucher, 1999.
F	ATKINS, PETER. Jones, Loretta., Princípios de química. Porto Alegre: Bookman, 2006.
G	SHRIVER, DUWARD. Atkins, Peter., Química Inorgânica. Porto Alegre: Bookman, 2008.
H	KOTZ, JOHN C., Química geral e reações químicas. São Paulo: Cengage Learning, 2009.
I	RUSSEL, JOHN BLAIR., Química Geral. São Paulo: Makron Books, 1994.
J	MORTIMER, EDUARDO FLEURY; MACHADO, HORTA ANDRÉA Química. São Paulo: Scipione, 2010.
L	WILDSON, LUIZ; MÓL, GÉRSO DE SOUZA: Química e Sociedade. São Paulo: Nova Geração, 2005.
M	FELTRE, RICARDO. Química. 2004. São Paulo: Moderna, 2004.

Após a leitura e análise desses livros, observou-se existir diferentes abordagens sobre a ordem de aumento das energias nas configurações eletrônicas. Alguns autores apenas afirmam, por exemplo, que o subnível $3d$ é mais energético do que o $4s$. Outros discutem essa questão de forma mais aprofundada, enfatizando que existem exceções a este comportamento em determinados átomos, situação que pode gerar problemas de aprendizagem.

O livro **A** faz uma menção sobre a equação de Bohr, em que foi atribuído energia zero, ao ponto no qual próton e elétron estão completamente separados. Disso deduz-se que o elétron do hidrogênio estando, por exemplo, no subnível $3s$, $3p$ e $3d$, terá a mesma quantidade de energia, o que é correto se não forem consideradas as contribuições dos momentos angulares orbitais e de spin. Esse elétron não experimenta a energia de outros elétrons que é exatamente o caso desta pesquisa.

Segundo o livro,

“A partir do argônio, observamos uma “superposição” de níveis energéticos principais. O elétron seguinte entra no subnível de menor energia do quarto nível principal ($4s$) ao invés do subnível de maior energia do terceiro nível principal ($3d$)” [15].

É previsto, pelo diagrama de Madelung, que é possível escrever tal configuração para essa faixa de número atômico, e os autores anteriores corroboram que o subnível $4s$ deve ser escrito antes do $3d$, o problema está na determinação da energia.

O texto ainda menciona que:

“Em geral a energia aumenta, com o número quântico principal, n . Entretanto é possível para o subnível de menor energia de $n=4$ estar abaixo do subnível de maior energia de $n=3$. Isto aparentemente é o que ocorre com o potássio (K) ($Z=19$) e o cálcio (Ca) ($Z=20$)” [16].

O livro **B** mostra o subnível $2s$ com energia menor do que $2p$. Esta diferença se deve à presença de dois elétrons internos $1s$, pois todos os orbitais com $n = 2$ possuem a mesma energia, isto para o átomo de hidrogênio. No caso de átomos como o lítio, por exemplo, os elétrons sentem uma carga nuclear efetiva menor do que a carga total $Z = 3$ do núcleo. Contudo se o elétron com $n = 2$ estiver dentro de uma nuvem formada pelos elétrons $1s$ ele deve sentir uma carga aproximadamente de 3, portanto há um pequeno aumento na probabilidade de se encontrar o elétron $2s$ próximo do núcleo.

Por causa desta pequena diferença, os elétrons $2s$ tem uma capacidade maior de penetrar a camada formada pelos elétrons $1s$, são menos blindados e, portanto, têm menor energia do que os elétrons $2p$. Pode-se deduzir uma sequência em que $3s$ é menos blindado que $3p$ que é menos do que $3d$. É necessário, portanto ter bastante cuidado com essa variação na blindagem à medida que o número de elétrons aumenta. A **Figura 3**, dar uma ideia melhor dessa interpenetração:

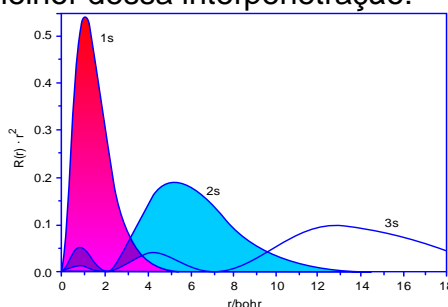


Figura 3. Densidade de Probabilidade Radial dos orbitais atômicos 1s, 2s e 3s. Fonte: [7]

Observa-se que há probabilidade de encontrar um elétron 2s próximo ao núcleo. Por causa dessa diferença os elétrons 2s têm uma capacidade maior de penetrar a camada formada pelos elétrons 1s, são menos blindados e, portanto possuem uma energia menor do que os elétrons 2p. Elétrons 4s penetrariam a camada formada pelos elétrons 3d, seriam menos blindados e conseqüentemente teriam maior energia do que os próprios elétrons 3d.

O autor do livro **C**, que menciona:

“A observação dos espectros ópticos e de raios X, bem como a avaliação dos raios atômicos e das energias de excitação e de ionização, sugerem que a energia de um elétron cresce com a soma $n + \ell$ de seus números quânticos principal e secundário, isto é, o subnível mais estável é aquele para o qual a soma $n + \ell$ é mais baixa”

Em nota, menciona: “Essa afirmativa tem sua validade restrita aos átomos de pequena carga nuclear, isto é, pequeno número atômico” [17].

Nas últimas configurações vê-se uma disposição crescente de $n=1$ a $n=4$. Basta saber se o autor considera $Z=21$ e $Z=22$ como número atômico pequeno ou grande. Se considera pequeno e o mesmo afirma que quanto mais baixa a soma $n + \ell$ mais estável, então 4s será ($4 + 0 = 4$), logo, 4s seria menos energético sendo 3d o subnível mais energético. Não é o que apresenta a **Figura 2**, em que o titânio e o escândio tem 3d como subnível menos energético.

O livro **D** de maneira ainda superficial mostra que o 4s é menos energético. Este não menciona nenhuma particularidade, em especial, entre o subnível 3d e 4s, exceto para o cromo (Cr) e o cobre (Cu), como o livro **I**, que é exatamente o ponto onde o fator penetração começa a ter maior influência.

Em corredores de universidades é muito comum se ouvir falar sobre diversos livros, inclusive bastante solicitados por professores em diversas universidades brasileiras, indicados por preferência pessoal, muitas vezes por apresentarem bem alguns conteúdos. O livro **E** apresenta uma abordagem sobre a mecânica quântica, porém não relaciona tais estudos de forma clara sobre o preenchimento de elétrons, mencionando que após 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, os elétrons seguintes vão para o 4s, o próximo nível em ordem crescente de energia é o 3d e não 4p.

O livro **F**, expressa detalhes expressos na **Figura 2** correspondente ao livro **G**. De forma igualitária a alguns autores anteriores, o livro **H** afirma:

A ordem em que os elétrons são atribuídos às subcamadas em um átomo pode ser racionalizada por meio do conceito da carga nuclear efetiva. Os elétrons são atribuídos às subcamadas em ordem crescente de valor de $n + \ell$ e que os elétrons são atribuídos à subcamada 2s ($n + \ell = 2 + 0 = 2$) antes da subcamada 2p ($n + \ell = 2 + 1 = 3$) [18].

O livro **I** mostra as configurações anômalas, como a do cobre (Cu) e do cromo (Cr), evidenciando a estabilidade atômica. O cromo (Cr) tem configuração para os últimos subníveis $4s^1 3d^5$ e o cobre $4s^1 3d^{10}$, tais fatos são justificados pelo simples fato de que subníveis totalmente ou semipreenchidos conferem maior grau de estabilidade aos átomos.

No livro **J**, encontra-se uma maior adequação a conhecimentos prévios dos alunos, estabelecendo de forma semelhante da **Figura 2**, quando menciona que:

“no caso do estrôncio, 4s e 3d não são elétrons de valência e, portanto, segue a ordem de energia normalmente, ou seja, o 3d tem menos energia que o 4s” [19].

O livro **L**, este não menciona uma ordem de energia baseada em $n + l$, nem distinção sobre específicos elementos quanto à configuração, enfatizando que sempre a ordem das setas, tem-se os subníveis em ordem crescente de energia, e menciona:

“A determinação de energia de cada elétron é dada pela função de onda. Como não temos recursos matemáticos para determinar essa energia podemos usar um esquema muito prático, que foi proposto pelo químico americano Linus Carl Pauling..., esse esquema ficou conhecido como diagrama de Pauling” [20].

O livro **M** não faz menção à ordem de energia baseada em $n + l$, mas explicita claramente na página 102,

“quando faz a configuração do ferro, que o subnível mais energético é o 3d”. Sobre a autoria do diagrama explicita ainda: “... o cientista Linus Pauling imaginou um diagrama que simplifica essa tarefa e que passou a ser conhecido como diagrama de Pauling” [21].

A tabela periódica, em que cada linha corresponde a um valor de $n + l$, foi sugerida por Charles Janet em 1927 [22]. Em 1936, o físico alemão Erwin Madelung propôs regras empíricas para a ordem de preenchimento de subníveis atômicos, com base no conhecimento dos estados atômicos determinado pela análise dos espectros atômicos.

Madelung cita que duas regras eram importantes para a constituição eletrônica dos átomos [22]:

1. A ordem em que estes orbitais são preenchidos é dado pela regra ($n + l$),

Figura 4.

2. Para os elétrons em estados de igual ($n + l$), a ordem de preenchimento vai com o aumento do n.

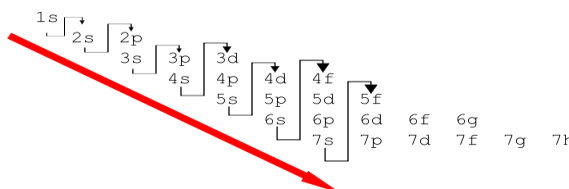


Figura 4: diagrama mostrando a soma $n + l$.

Observa-se que em cada coluna os valores de $n + l$ são constantes.

A configuração eletrônica deve ser feita sempre na ordem crescente de energia. Este diagrama representa o ordenamento de distribuição dos elétrons, muito utilizado por muitos estudantes e professores num certo átomo, não sendo necessariamente uma distribuição crescente de energia para todos os átomos e em toda a sua extensão.

METODOLOGIA

A metodologia da pesquisa foi dividida em duas etapas. A primeira consistiu na elaboração de um instrumento de investigação, na forma de um questionário, para analisar como professores intermediavam conhecimentos sobre configurações eletrônicas presentes em livros didáticos, com os seus alunos. A segunda etapa foi à aplicação desse instrumento, distribuída de forma aleatória entre professores de

escolas públicas (federais, estaduais e municipais) e privadas da rede de ensino de Natal.

O questionário elaborado requeria respostas objetivas, e priorizava aspectos relativos às energias eletrônicas nos subníveis, conteúdo que geralmente é apresentado nos livros de ensino médio para o primeiro ano e em muitas instituições é repetido no terceiro ano do ensino, buscando fazer com que alunos consolidem conhecimentos já ministrados no início do ciclo médio.

A aplicação dos questionários ocorreu entre 14 de março a 16 de abril de 2011, tendo sido respondidos por trinta professores, doze dos quais foram abordados pouco antes de se submeterem a um processo de seleção para professor substituto, todos na faixa etária de 20 a 50 anos, e com até 26 anos de experiência docente como professor de química no ensino básico.

Antes da aplicação do questionário, foi explicada a importância do trabalho de pesquisa que estava sendo desenvolvido, pedindo-se que fosse respondido com clareza, mas sem a preocupação com acertos e erros, que tratassem com naturalidade, pois os questionários não seriam identificados, tendo os professores completado essa tarefa em cerca de 10 minutos.

A partir das abordagens, sobre subnível energético, elencadas anteriormente presentes nos livros descritos na **Tabela 1**, procurou-se identificar relações com as respostas de alguns entrevistados, identificando e analisando as diferentes abordagens e dando o devido tratamento matemático.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

São apresentadas, a seguir, as questões constituintes do instrumento de avaliação, bem como comentários sobre o desempenho geral do grupo, enfocando acertos e incorreções sob o ponto de vista quantitativo.

“1ª Questão: Escreva a configuração eletrônica do Cálcio ($Z = 20$) e do Ferro ($Z = 26$)”.

Quadro 01 - Números de respostas dadas pelos Professores na 1ª questão.

Respostas	Ca	Fe
Corretas	27	26
Incorretas	03	04

Os resultados obtidos para esta questão são apresentados na **Tabela 01** e ilustrados graficamente na Figura 11, onde se observa que dos 30 professores, 03 apresentaram a distribuição eletrônica do cálcio de forma incorreta, e 04 não acertaram a configuração eletrônica do ferro. Portanto 10,00 % dos professores avaliados não souberam fazer a distribuição dos elétrons no cálcio e 13,33 % não souberam fazer a do ferro.

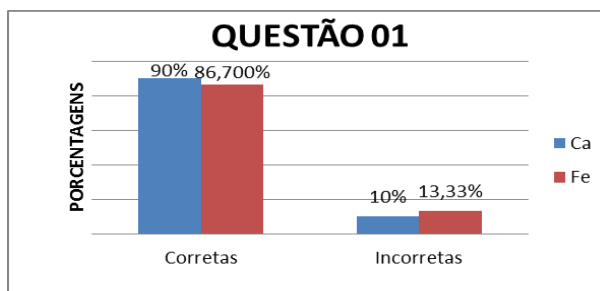


Figura 5 - Diagrama dos resultados das respostas da 1ª questão

É importante ressaltar que 2 dos 3 dos professores que erraram a configuração eletrônica do cálcio também erraram a do ferro, escrevendo tais configurações nas formas mostradas na **Figura 6**.

Nessa figura, observa-se que o subnível 4s não aparece nas duas configurações, contrariando o que é apresentado em todos esses livros, com seus autores mostrando que o subnível 4s é menos energético do que o 3d para a maioria dos elementos. Especificamente, todos os autores citados mostram que depois do subnível 3p deve aparecer o 4s tanto para o cálcio como para o ferro, justificando-se tal fato pela maior penetrabilidade do subnível 4s em relação ao 3d, como se pode observar na **Figura 2**.

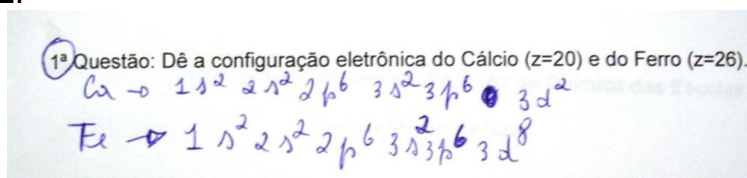


Figura 6 - Distribuição eletrônica do Ca e do Fe – não correspondente ao modelo cientificamente aceito.

A segunda questão, apresentada a seguir, foi formulada com o objetivo do aprofundamento do professor quanto à distinção entre um elemento alcalino terroso e um metal de transição, ambos do quarto período da tabela periódica, com relação à influência da crescente da energia na definição das configurações eletrônicas.

“2ª Questão: Com base na questão anterior, qual subnível preenchido é o de maior energia em cada um dos átomos?”

Quadro 02 - Números das respostas dadas pelos professores 2ª questão.

Respostas	Ca	Fe
Correta	22	06
Incorretas	08	24

Uma síntese das respostas dadas é apresentada no Quadro 02 e representada graficamente na **Figura 7**, e pela análise desses dados verificou-se que 73,33 % dos professores acertaram a resposta no que se refere ao átomo de cálcio, mas apenas 20 % responderam que no átomo de ferro, à semelhança do que ocorre para o cálcio, a energia do subnível 3d é maior do que do 4s.

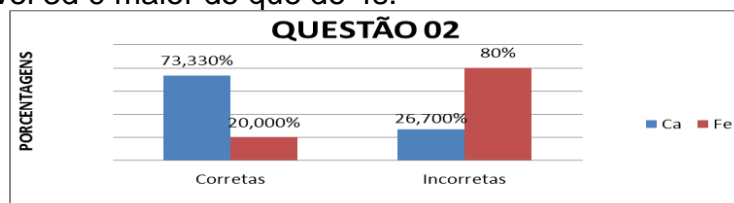


Figura 7 - Diagrama representacional dos resultados das respostas da 2ª questão

Uma das respostas incorretas é apresentada na **Figura 8**

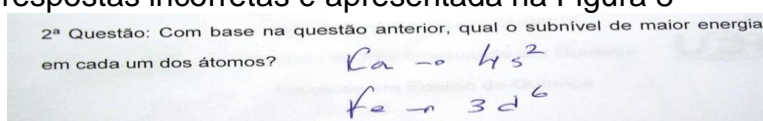


Figura 8 - Um dos questionários que apresenta resposta incorreta para o subnível de energia do Ferro

A terceira questão teve como objetivo verificar as fontes tomadas como referência pelos professores, sendo que nem todas as fontes constantes na Tabela 1 foram por eles citadas, tendo sido elaborada nos termos seguintes:

“3ª questão: Para responder as questões 1 e 2 você certamente já estudou esse conteúdo em algum nível de ensino. Que livro didático você toma como referência para responder as questões anteriores? explique sua resposta”.

Em resposta a esta questão, os 30 professores entrevistados fizeram 32 citações, como pode ser visto no Quadro 03 ou na Figura 15, uma vez que 2 deles (6,67 %) indicaram mais de um livro entre suas fontes de referência.

Quadro 03 - Resultados das respostas dos professores na 3ª questão

Razão para escolha	Livros						
	B	E	F	L	M	Outros	NI
Mais Completo	—	—	—	—	3	—	—
Fácil compreensão	—	2	—	1	1	—	—
Não Justificado	3	—	5	—	7	10	5

B – Bruce Mahan
E – J. D. Lee
F – Peter Atkins
L – Química e Sociedade (diversos autores)
M – Ricardo Feltré

Outros – Russel, Kotz, Rozemberg e Wildson.
NI – Nenhuma citação

Pode-se verificar que houve uma grande dispersão na escolha dos livros, sendo o **livro M** (integrante da listagem do Programa Nacional do Livro Didático) o mais referenciado com 11 citações, mas apenas 4 professores apresentaram razões para a escolha deste livro. Por número de citações seguem-se os **livros F e B**, referenciados, respectivamente por 5 e 3 entrevistados, os quais não explicaram suas escolhas.

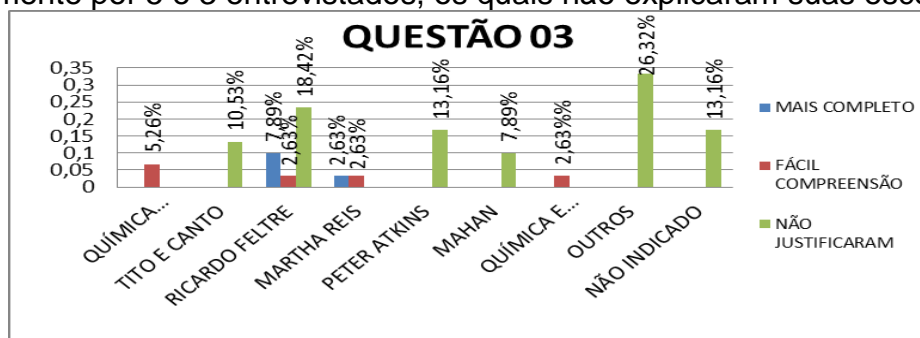


Figura 9 - Diagrama representacional dos resultados das respostas da 3ª questão.

É importante destacar que respostas dadas às questões anteriores por alguns professores nem sempre condizem com o que é expresso nos livros citados pelos mesmos. Um exemplo disso pode ser visto na **Figura 10**, onde é mostrado que um entrevistado citou vários autores, mas sua resposta (incorreta) para a questão 02 difere do que é expresso por esses autores.

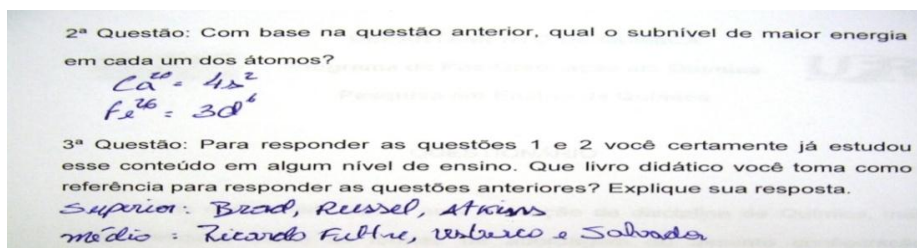


Figura 10 – Discrepância entre o que é abordado no livro de Atkins e o que é mencionado pelo entrevistado

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Os problemas ocorridos com a configuração dos átomos advêm de processos simplificados em que se procurou generalizar situações para todos os átomos, independente do número atômico. Isso ocorre em detrimento da complexidade do conteúdo, pois se trata de um sistema com um nível elevado de abstração e uso de equações complexas, não sendo essa uma justificativa para que se mencione que depois do 3p deve-se colocar o subnível 3d, situação que não é colocada por nenhum dos livros citados, cuja análise mostrou que após o subnível 3p deve aparecer o 4s, tanto para o cálcio como para o ferro, justificando-se tal fato pela maior penetrabilidade do subnível 4s em relação ao 3d.

Os livros **F** e **G (Tabela 1)** mostram claramente que o átomo de cálcio e o de ferro tem como subnível mais energético o 4s, e que no ferro não é o 3d como haveria de ser esperado, por ser o último a ser representado. Tudo se originou com o átomo de Bohr caracterizado para o hidrogênio, que marcou a mecânica clássica e que não conseguiu explicar as propriedades dos elétrons em átomos polieletrônicos, e tampouco proporcionar uma explicação satisfatória para as ligações químicas. Ao tomar o diagrama de Madelung, foi verificado que se trata de uma ordem de preenchimento e não necessariamente uma ordem de energia crescente para qualquer átomo, isso quer dizer que o livro didático deveria apresentar conteúdos resultantes de uma investigação mais minuciosa explorando o contexto de forma mais completa e analisando possibilidades e generalizações inadequadas, enquanto os docentes deveriam fazer uma maior investigação sobre os conteúdos, pois mostraram que não sabem o motivo por usar determinados livros e nem todos os livros em que citaram mencionam aquilo que responderam, este sendo um caso destacado no **Quadro 3**. Um grande entrave para alunos de ensino médio e também para professores é não compreender que depois de 4s deve ser citado o 3d, consequência do fator de blindagem que deve ser levado em consideração

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. SPIASSI, A. Análise de livros didáticos de ciências - **Revista trama** - v.04. P.45-54, 2008.
2. LEITE, V. M. Obstáculos epistemológicos em livros didáticos: Um estudo das imagens dos átomos, Candombá – **Revista Virtual**, v. 2, n. 2, p. 72–79, jul – Dez 2006.
3. NÚÑEZ, I. B.; RAMALHO, B. L.; SILVA, I. K. P.; CAMPOS, A. P. N. A seleção dos livros didáticos: um saber necessário ao professor. O caso do ensino de ciências. OEI – **Revista Iberoamericana de Educación**. Acesso www.rieoei.org/deloslectores/427beltran.pdf. 2006.
4. LOGUERCIO, R. Q.; A Dinâmica de analisar livros didáticos com os professores de química. Instituto de Ciências Básicas da Saúde/Instituto de Química, UFRGS, **Quim. Nova**, Vol. 24, No. 4, 557-562, 2001.

5. BOTAR, E. M. Livros didáticos de Química: uma análise das percepções do estudante Brasília/DF, Universidade de Brasília, UnB, 1995. **Dissertação de Mestrado**.
6. FERREIRA, M. A revista superinteressante, os livros didáticos de química e os parâmetros curriculares nacionais instituindo "novos" conteúdos escolares em ciências/química. Porto Alegre/RS, Universidade Federal do Rio Grande do Sul, UFRGS, Educação, 2008. 212p. **Tese de Doutorado**.
7. DUARTE, HÉLIO A. - carga nuclear efetiva e suas conseqüências para a compreensão da estrutura eletrônica dos átomos, **Química Nova na Escola** – N.17, 2003.
8. NASCIMENTO, A. B. **Química: Um curso secundário**. Editora Universitária – J. Pessoa – PB. 1993; vol. 01, p. 66-69
9. _____, – **Fundamentos de Química Inorgânica**. Editora Universitária – J. Pessoa – PB. 1981; vol. 01, P.92.
10. BRINK, C.P. The use of effective nuclear charge calculations to illustrate the relative energies of ns and (n-1) d orbitals. **J.Chem.Educ.**, v. 68, p. 377-378, 1991.
11. HUHEEY, J.E. **Inorganic chemistry**. Mill Valley: University Science Books, 1983.
12. MADELUNG, E., "Mathematische Hilfsmittel des Physikers, "3rd Ed., Springer, Berlim, **Journal of chemical education**. 1936, p.359.
13. Hund, F.; "Linienpekren and periodisches System der Elemente", Springer, Berlin, 1927.
14. JONES, L.; ATKINS, P. **Química Inorgânica** – 2.ed.- Bookman. p.288, 1999.
15. MAHAN, M. B., **Química um curso universitário** – 3. ed. – São Paulo, editora Blucher - 1995, p.290.
16. BARDIN, L. Análise de conteúdo. Lisboa: Edições 70, 1977, 226 p.
17. MASTERTON, W. L., 1927 – **Princípios de química** / William L. Emil J. Slowinski, Conrad L. Stanitski – Rio de Janeiro. LTC, 2009, p.141-149.
18. ROZEMBERG .I. M., **Química Geral**. 2. ed. – São Paulo: Blucher, 2002, vol. Único. p.248.
19. KOTZ, J. C., **Química geral e reações químicas** / John C. Kotz, Paul M. Treichel Jr.; Tradução técnica Flávio Maron Vichi. Vol. 01 – São Paulo: Cengage Learning, 2009.
20. MORTIMER, E. F. **Química** : ensino médio/ Eduardo Fleury Mortimer, Andréa Horta Machado. – São Paulo: Scipione, 2011. Vol. 1.
21. WILDSON L. P. S., GÉRSO S. M. **Química e sociedade**: volume único, ensino médio/– São Paulo : Nova Geração, 2005.
22. FELTRE, R.. **Química** . 6. Ed. – São Paulo: Moderna 2004. Vol.1.
23. WONG, D. PAN. "justificação teórica do Estado de Madelung". **J. Chem.. Ed.56** (11): 714–18. 1979.