



UNIVERSIDADE ESTADUAL DE CAMPINAS

UNICAMP

Instituto de Química

Departamento de Físico Química

Dissertação de Mestrado

“Estrutura da Matéria e Tabela Periódica no Ensino de Ciências para a 8ª série – Caminhos Alternativos no Ensino de Química”.

Rodolfo Aureo Tasca

**Orientador: José de Alencar Simoni
Junho de 2006**

FICHA CATALOGRÁFICA ELABORADA PELA BIBLIOTECA DO INSTITUTO DE
QUÍMICA DA UNICAMP

T181e Tasca, Rodolfo Aureo.
Estrutura da matéria e tabela periódica no ensino de ciências para a 8. série - Caminhos alternativos no ensino de química / Rodolfo Áureo Tasca. -- Campinas, SP: [s.n], 2006.

Orientador: José de Alencar Simoni.

Dissertação - Universidade Estadual de Campinas, Instituto de Química.

1. Ensino. 2. Modelos. 3. Átomo. 4. Jogos.
I. Simoni, José de Alencar. II. Universidade Estadual de Campinas. Instituto de Química. III. Título.

Título em inglês: Structure of the matter and periodic table in education of sciences for the eight series - Alternative ways in chemistry education

Palavras-chaves em inglês: Education, Models, Atom, Games

Área de concentração: Físico-Química

Titulação: Mestre em Química na área de Físico-Química

Banca examinadora: José de Alencar Simoni (orientador), Marcelo Giordan Santos, Pedro Faria dos Santos Filho

Data de defesa: 02/06/2006

AGRADECIMENTOS

A minha esposa, Danieli Tasca, que participou com amor, carinho e dedicação para o desenvolvimento deste trabalho, indicando livros, artigos, professores, sites, etc. Além disso, agradeço as conversas e discussões, que foram muito úteis no meu crescimento profissional.

Ao meu orientador, José de Alencar Simoni (Cajá), que foi extremamente paciente e habilidoso no decorrer do trabalho, sabendo lidar com minhas dificuldades e limitações, mostrando o melhor caminho para o sucesso deste trabalho.

A escola Maria Pavanati Favaro, que abriu as portas para a realização do trabalho, e em especial a professora Rosa, que deixou usar suas turmas para a realização das atividades.

A Dona Neusa, técnica do Laboratório, pelas conversas e conselhos dados ao longo desta jornada.

Aos meus pais e minha irmã, que proporcionaram meus estudos, me ajudando financeiramente e emocionalmente.

Aos meus amigos da graduação, pelas conversas informais e formais, contribuindo para o desenvolvimento do trabalho.

Finalmente, aos professores do curso de mestrado, pelos ensinamentos prestados, que foram essenciais à minha formação.

Rua Amador Bueno nº 225 Torre 1 Ap 153.
Vila Industrial. Campinas – SP.
Cep: 13035-030

Tel: (19) 3272-4888
Cel: (19) 9744-9994

e-mail: r.a.t@ig.com.br

Rodolfo Aureo Tasca

Objetivo: Professor na Área de Educação em Química.

Formação:

- **Mestrado em Ensino de Química (UNICAMP) – 2006.**
- **Licenciatura em Química (UNICAMP) – 2002.**
- **Bacharel em Química (UNICAMP) – 2001.**

Experiência:

- Professor do Anglo Campinas (Unidade Castelo).
- Professor do Anglo Campinas (Unidade Galeria).
- Professor do Anglo Campinas (Unidade Valinhos).
- Professor do Anglo Campinas (Unidade Amparo).
- Professor do Anglo Campinas (Unidade Indaiatuba).
- Professor do Anglo Campinas (Unidade Americana), 2001.
- Professor do Anglo Campinas (Unidade Rio Claro), 2001 – 2003.
- Professor do Colégio Cidade de Valinhos (FAV), 2001 – 2003.
- Professor do Anglo de Águas de Lindóia, 2000.
- Professor do curso e colégio S.O.S Núcleo Educacional, Socorro SP, 1998 – 2001.

- Professor do Cursinho do Sindicato dos trabalhadores de Campinas e autor de material didático, 1998 – 2001.

Cursos e Trabalhos:

- Noções básicas de informática.
- Inglês intermediário.
- Curso de Formação de Professores realizado pelo Cursinho do DCE da Unicamp. (1998)
- I Encontro regional de Professores de Química realizado no Instituto de Química - Unicamp. (1999)
- I Mini-Curso de Treinamento de professores de Química, realizado com o apoio da Revista Química Nova na Escola. (1999)
- I Encontro de Estudantes de Graduação em Cursos de Formação de Professores da Unicamp. (2000)
- I Simpeq (Simpósio de pesquisa e ensino) UNICAMP. (2001)
- Apresentação de Painel no I EPEPEQ (Encontro Paulista de Pesquisadores de Educação em Química). UNICAMP (2004).
- Apresentação de Painel em Congresso da SBQ – Poços de Caldas (2005).

Interesses:

- Trabalhar na área educacional desenvolvendo práticas de ensino baseadas na tecnologia e na experimentação como vias de aprendizagem.

Resumo.

O estudo da Estrutura da Matéria e Tabela Periódica foi aplicado na antiga oitava série do ensino fundamental, hoje nona série.

Este trabalho almeja que a introdução desses conceitos seja de maneira natural, sem criar expectativas ou hostilidades sobre o assunto. Sabe-se que a abstração é um fator fundamental no estudo da estrutura da matéria, e o uso de modelos adequados faz com que a introdução desses conceitos seja mais palatável.

Durante os primeiros 4 meses do ano letivo de 2002, duas salas de 35 alunos, da Escola Municipal de Ensino Fundamental Maria Pavanatti Fávaro, situada no município de Campinas, foi o local escolhido para a aplicação do trabalho. As atividades aplicadas envolveram trabalhos com modelos mecânicos, interpretação e criação de modelos para o átomo, familiarização com a Tabela Periódica e jogos educativos que auxiliaram a memorização de algumas ferramentas fundamentais no ensino de química.

As atividades serviram como instrumentos para a introdução dos fundamentos no estudo da estrutura da matéria e tabela periódica. Sem aprofundar nos conceitos, deu-se ênfase aos aspectos mais importantes que serão estudados no Ensino Médio, como: conhecimento sobre o átomo e suas partículas fundamentais (prótons, nêutrons e elétrons), simbologia e representação (linguagem química), formação e formulação de alguns compostos (ex: água, amônia, metano, gás carbônico, etc.), leitura e utilização da Tabela Periódica em seus aspectos mais simples.

As atividades mostraram que é possível tornar o ensino da estrutura da matéria mais palatável e sem traumas, sendo o livro didático, apenas um dos instrumentos para o aluno e para o professor. Experimentos simples; usando-se argila, feijões, grãos de bico, bolinhas de gude, jogos de bingo e de cartas, mostraram-se facilitadores para o entendimento dos conceitos, de modo que, ao mesmo tempo em que o estudante está "*brincando*", ele também está fortalecendo seu aprendizado.

Abstract.

The study of the Structure of Matter and the Periodic Table which was applied at the old eighth series of basic education, presently the ninth series.

The aim of this project is to introduce these concepts as naturally as possible, without creating expectations or hostilities on the subject. One knows that abstraction is a basic factor in the study of the structure of matter and the use of adjusted models, make them introduction of these concepts is compensable.

During the first 4 months of the school year of 2002, two classrooms of 35 students each, at the Municipal School of Basic Education Maria Pavanatti Fávaro, situated in the city of Campinas, was the chosen place to apply this task. The applied activities had involved work such as mechanical models, interpretation and educative creation of models of the atom, familiarization with the Periodic Table and games that had assisted the memorization of some basic tools in chemistry education.

The activities had served as instruments for the introduction of the beddings in the study of the structure of substances and the periodic table. Without profound elaboration of the concepts, the most important aspects for the Average high-school education were emphasized, such as: knowledge of the basic atom and its particles (protons, neutrons and electrons), symbols and representation (chemical language), formation and formularization of some composites (former: water, ammonia, methane, carbonic gas, etc.), reading and use of the Periodic Table in its simpler aspects.

The activities showed that it is possible to make the education of the structure of the matter more compensable and without that he is traumatic, being the text book, but one of the instruments for the pupil and the professor. Simple experiments; using clay, beans, grains of peak, marbles, bingo games and letters, have revealed to be facilitators of understanding of the concepts, so that, while the student is "playing", he is also strengthening his learning processes.

Índice

I. INTRODUÇÃO.....	<u>001</u>
I.1. Estrutura Psicológica.	<u>001</u>
I.2. Uma Breve Passagem pela Teoria Cognitiva de Piaget.	<u>002</u>
I.3. Três Propostas Descritas na Literatura que Podem Auxiliar no Estudo da Estrutura da Matéria e Tabela Periódica.....	<u>008</u>
I.3.1. O Uso de Mapas Conceituais.	<u>008</u>
I.3.2. O Uso de Analogias.	<u>011</u>
I.3.3. O Uso de Jogos Didáticos.....	<u>013</u>
I.4. Uma Breve Passagem pela História dos Modelos Atômicos.	<u>022</u>
II. OBJETIVOS DO TRABALHO.	<u>031</u>
III. EXPERIMENTAL - ANÁLISE DOS CONTEÚDOS DOS LIVROS DIDÁTICOS.....	<u>033</u>
III.1 Conteúdos da Literatura Disponível ao Professor.....	<u>033</u>
III.2. Análise Sobre a Estrutura da Matéria Apresentada nos Livros Didáticos.	<u>034</u>
III.3. Os Modelos Atômicos Presentes nos Livros.....	<u>039</u>
III.4. Análise Sobre o Estudo da Tabela Periódica Presente nos Livros Didáticos.	<u>055</u>
III.5. Conclusões.	<u>060</u>
IV. EXPERIMENTAL - ATIVIDADES PRÁTICAS REALIZADAS.	<u>061</u>
IV.1. Atividade 1: “ <i>Para lidar com coisas muito grandes ou muito pequenas</i> ”	<u>061</u>

IV.1.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da 1ª parte da Atividade 1 em Sala de Aula.....	<u>063</u>
IV.1.1.2. Resultados e Discussão da 1ª parte da Atividade 1.....	<u>063</u>
IV.1.2. Organização, Materiais e Desenvolvimento da 2ª parte da Atividade 1 em Sala de Aula.....	<u>067</u>
IV.1.2.1 Resultados e Discussão da 2ª parte da Atividade 1.....	<u>068</u>
IV.1.3. Recomendações ao Professor.....	<u>077</u>
IV.1.4. Conclusões.....	<u>078</u>
IV.2. Atividade 2. <i>“Para evidenciar o tamanho relativo dos átomos”</i>	<u>079</u>
IV.2.1. Comparações entre Raios Atômico e Volumes Atômicos.....	<u>080</u>
IV.2.2. Fabricação de Argolas de Tubos de Canetas BIC® e Argolas de Tubos de PVC.....	<u>081</u>
IV.2.3. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.....	<u>088</u>
IV.2.4. Resultados e Discussão.....	<u>089</u>
IV.3. Atividade 3. <i>“Noções sobre uma sociedade atômica”</i>	<u>093</u>
IV.3.1. Montagem das Moléculas.....	<u>093</u>
IV.3.2. Resultados e Discussão.....	<u>094</u>
IV.4. Atividade 4. <i>“Representando moléculas com desenhos e fórmulas moleculares”</i>	<u>098</u>
IV. 4.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.....	<u>099</u>
IV.4.2. Resultados e Discussão.....	Erro! Indicador não definido. <u>100</u>
IV.4.2.1. Etapa 1.....	<u>100</u>
IV.4.2.2. Etapa 2.....	<u>106</u>
IV.4.3. Conclusões.....	<u>109</u>
IV.5. Atividade 5. <i>“Estudo das sub-partículas fundamentais do átomo”</i>	<u>112</u>

IV.5.1. Construção do Dispositivo.....	<u>114</u>
IV.5.2. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.....	<u>118</u>
IV.5.3. Resultados e Discussão.....	<u>119</u>
IV.5.4. Conclusões.....	<u>126</u>
IV.6. Atividade 6. <i>“Estudo das sub-partículas constituintes do núcleo atômico, usando feijões e grãos de bico como Analogias.”</i>	<u>127</u>
IV.6.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.....	<u>127</u>
IV.6.1.1. Atividade Para se Aprender Sobre o Núcleo Atômico.....	<u>127</u>
IV.6.1.2. Atividade Para se Comparar a Massa do Elétron e a Massa do Átomo.....	<u>129</u>
IV.6.2. Resultados e Discussão.....	<u>130</u>
IV.6.3. Conclusões.....	<u>136</u>
IV.7. Atividade 7. <i>“Duas alternativas no estudo da tabela periódica”</i>	<u>136</u>
IV.7.1. O Jogo de Bingo.....	<u>137</u>
IV.7.1.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.....	<u>138</u>
IV.7.1.2. Resultados e Discussão da Atividade do Jogo de Bingo.....	<u>140</u>
IV.7.1.3. Conclusões Sobre a Atividade do Jogo de Bingo.....	<u>142</u>
IV.7.2. Um Jogo Lúdico com a Tabela Periódica.....	<u>143</u>
IV.7.2.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.....	<u>144</u>
IV.7.2.2. Resultados e Discussão.....	<u>146</u>
IV.7.2.3. Conclusões Sobre a Atividade do Jogo Lúdico.....	<u>150</u>
V. DISCUSSÃO FINAL.....	<u>151</u>
VI. APÊNDICES.....	<u>157</u>

VI.1. Apêndice 1.....	<u>157</u>
VI.2. Apêndice 2.....	<u>159</u>
VI.3. Apêndice 3.....	<u>160</u>
VI.4. Apêndice 4.....	<u>161</u>
VII. REFERÊNCIAS.....	<u>162</u>
VIII. REFERÊNCIAS CONSULTADAS E NÃO CITADAS.....	<u>165</u>

I. INTRODUÇÃO.

I.1. Estrutura Psicológica.

A preocupação com a educação e os métodos usados para o ensino de química no ensino fundamental (oitava série), pode ser vista como uma base para o desenvolvimento do pensamento químico, bem como da linguagem e da escrita química. Os métodos tradicionais de ensino, baseados em aulas expositivas, ainda permanecem como líderes na sala de aula e o excesso administrado pelas instituições faz com que o ensino de Ciências se torne conteudista.

De acordo com os PCNs, o ensino da estrutura da matéria, deve ser abordado no 4^o ciclo do ensino fundamental, onde são desenvolvidos temas, que podem integrar este tópico. Os conteúdos propostos estão em 4 eixos temáticos: **Terra e Universo, Vida e Ambiente, Ser Humano e Saúde, Tecnologia e Sociedade**. Estes temas compõem o ritmo do ensino fundamental e os estudos sobre a estrutura da matéria devem abordar os conceitos básicos que envolvem a química, trabalhando com propostas temáticas que relacionem os problemas ambientais, da saúde, da sociedade e vários outros temas que podem ser transversais.

Neste ciclo estuda-se, em ciências, o processo ligado à composição terrestre e aos ciclos dos materiais e fluxo de energia, sejam de ocorrência natural ou pela ação humana. No caso da abordagem sobre a estrutura da matéria, não é necessário aprofundar no nível molecular ou atômico, mas deve-se compreender que a matéria é constituída por partículas, como átomos ou moléculas. Além disso, pode-se iniciar um estudo elementar sobre as equações químicas, considerando-se aspectos como: o que são reagentes, as condições da reação e seus produtos, o que já é complicado para este nível de escolaridade (1).

A linha do presente estudo percorre o desenvolvimento da Estrutura Atômica e Tabela Periódica, tendo como base conceitual o entendimento corpuscular da matéria. Piaget e Inhelder sugeriram que as idéias atomísticas podem ser desenvolvidas com estudantes acima de dez anos. Rosen e Rozin

demonstraram que muitas crianças acima dos cinco anos de idade conseguem entender que a matéria pode ser quebrada em minúsculos pedaços, que são pequenos demais para se ver **(2)**.

Os indivíduos, segundo Piaget, se desenvolvem intelectualmente a partir de exercícios e estímulos oferecidos pelo meio em que vivem. O comportamento de cada um de nós é construído numa interação entre o meio e o indivíduo.

I.2. Uma Breve Passagem pela Teoria Cognitiva de Piaget.

Piaget postula que o indivíduo só recebe um determinado conhecimento se estiver preparado para tal, ou seja, se puder agir sobre este conhecimento para estabelecer relações com outros tipos de conhecimentos que já possui **(3)**.

A partir de resultados oriundos de suas pesquisas, Piaget concluiu que as espécies herdaram duas tendências básicas: *organização* e *adaptação*.

A *organização* implica na combinação, ordenação, recombinação, reordenação de comportamentos e pensamentos. A *adaptação* implica que os indivíduos também herdaram a tendência de se adaptar ao seu meio ambiente englobando dois processos básicos: a *assimilação* e a *acomodação*.

A *assimilação* é conservadora, apenas reconhece as informações que já tem, e busca algo novo a partir das que já possui. A *acomodação*, por outro lado, é uma das responsáveis pela novidade, pela mudança do cognitivo. Por intermédio desta, o sistema cognitivo reage de modo a produzir mudanças para que possa incorporar a novidade. Entretanto, quando o organismo já se modificou para incorporar a novidade, este deixa de ser o que é, porque já faz parte do seu sistema cognitivo.

De acordo com Piaget, as mudanças efetivas no pensamento ocorrem devido a um processo de *equilibração*. Se aplicarmos um esquema (conjunto de ações coordenadas, integradas, formando um todo com um objetivo definido) específico a uma determinada situação e este funcionar, então existe tal *equilíbrio*, mas se o esquema não produzir um resultado satisfatório, então existe um *desequilíbrio*. A *desequilibração* necessitará a *adaptação* num processo de

assimilação e *acomodação* e com isso nosso pensamento muda e progride constantemente (4).

Outros fatores essenciais para o desenvolvimento cognitivo são: *maturação* e *interação social*. A *maturação* se refere às funções cognitivas e a *interação social* está relacionada ao intercâmbio de idéias entre pessoas. A interação com outras pessoas faz com que haja um *desequilíbrio* em relação aos conhecimentos físicos e lógicos. Quando os pensamentos de um indivíduo entram em conflito com os pensamentos de outro indivíduo, ele começará então a questionar seus pensamentos.

O desenvolvimento do indivíduo inicia-se no período intra-uterino e vai até ao final de sua vida. Piaget diz que a embriologia humana evolui também após o nascimento, criando estruturas cada vez mais complexas. A construção da inteligência dá-se, portanto, em *etapas sucessivas*, com complexidades crescentes, encadeadas umas às outras. A isto Piaget chamou de "*construtivismo seqüencial*" (5).

Para Piaget o ser humano desenvolve-se apoiado em quatro grandes estruturas, chamadas de estágios ou períodos do desenvolvimento cognitivo.

Piaget descreveu quatro grandes períodos de desenvolvimento, onde cada período tem como característica englobar o anterior.

O primeiro período é chamado de *período sensório-motor* que vai do nascimento aos 2 anos, aproximadamente. A inteligência trabalha através das percepções (simbólico) e das ações (motor) através dos deslocamentos do próprio corpo. É uma inteligência iminentemente prática. Sua linguagem vai da ecolalia (repetição de sílabas) à palavra-frase ("água" para dizer que quer beber água) já que não representa mentalmente o objeto e as ações. Sua conduta social, neste período, é de isolamento e indiferença (o mundo é ele próprio).

O segundo período é chamado de *período do pensamento representacional ou pré-operatório*, vai dos 2 anos até aproximadamente 6 ou 7 anos de idade. A função simbólica tem um rápido desenvolvimento e a imitação e os jogos passam, pouco a pouco, a fazer parte do cotidiano do indivíduo, ampliando seu contato com o mundo ambiente. Assim, as condutas dos indivíduos pré-operatórios são

definidas pela negação, ou seja, muito mais pelo que ela não sabe fazer do que pelo que é capaz de fazer.

Seja como exemplo o seguinte experimento: Apresenta-se a uma criança de mais ou menos 5 anos, dois copos iguais A e B. Adiciona-se uma mesma quantidade de água aos dois copos e pergunta-se se há uma mesma quantidade de água nos dois copos. Nesta fase a criança aceita a igualdade inicial. Mantendo-se o copo A como padrão, transfere-se a água do copo B para um copo C, que é mais fino e alto. Pergunta-se a criança se o copo A e o copo C têm uma mesma quantidade de água. Ela responde que não. Pergunta-se o porquê, e é possível obter-se as seguintes respostas. - *O copo A tem mais, porque é mais grande.* – *O copo C tem mais porque é mais alto.* Ou que A e C têm *menos porque são menores*, e mostram ou a altura de um deles ou a largura do outro.

Considerando-se a situação experimental como um todo, verificam-se várias situações. Analisando-se as situações, as transformações e as questões colocadas, pode-se interpretar que, a criança pré-operatória costuma explicar um fato simplesmente em função das situações consideradas estáticas (dois copos iguais com a mesma quantidade de água, passando por várias ações: colocar água num, noutro e igualá-las), sem relacionar um estado ao outro que lhe deu origem. As ações do sujeito não servem para ligar uma situação estática à outra.

O indivíduo não parece possuir um sistema de operações que sejam reversíveis, as quais lhe permitiriam retornar ao ponto de partida quando necessitasse, ligando todas as situações, como largura e altura. Cada situação é tratada como se fosse uma nova situação, como se fosse uma nova leitura, independente da situação anterior.

As evidências que os experimentos têm sugerido indicam que esse tipo de pensamento, o representacional, impõe que a realidade seja necessariamente uma só, aquela que é percebida pelos órgãos dos sentidos. Faltaria uma estruturação de outro nível, que permitiria às crianças integrarem as várias situações, interligando-as.

O terceiro período é chamado de *período do pensamento operatório-concreto*, surge por volta dos 7 anos de idade e vai até 11/12 anos de idade

aproximadamente. No caso do experimento anterior, a maior parte dos indivíduos acima dos 7 anos de idade responderá de maneira bastante diferente daqueles citados como exemplo do período pré-operatório. Muitas afirmarão que os copos, o padrão e o outro, têm a mesma quantidade de líquido e podem-se observar três argumentos possíveis: - *a água é a mesma daquele copo B*, argumento por identidade; - *tem o mesmo tanto, porque ao se colocar a água de volta ao copo B, ficará igual*, argumento por inversão; - *têm o mesmo tanto, porque a água aqui em C tá mais alta, mas o copo é mais fino e aqui em A tá mais baixa, mas o copo é mais largo*, argumentos por compensação ou reciprocidade.

Na inversão, o argumento é elaborado como uma possibilidade de se fazer o contrário, anulando a transformação executada. Na reciprocidade ou compensação há uma percepção da igualdade de quantidades por observação das formas dos copos.

Mais ou menos aos 7 anos, o indivíduo no início do desenvolvimento denominado *operatório-concreto*, apresenta reversibilidade, que é a capacidade de considerar simultaneamente uma ação e sua inversa, ou sua equivalente, ou uma ação realizada e uma não realizada (virtual ou apenas possível). As ações físicas (materiais), que a criança na fase pré-operatória realiza muito bem, ocorrem sucessivamente (isto é, uma depois da outra, já que têm espaço, tempo, objetos e acontecimentos definidos) e não ainda simultaneamente, pois para isto ela terá que aprender a opor uma ação material a uma ação virtual (realizável, mas não realizada naquele momento) **(3)**. Isto implica que a partir desta fase as transformações são incorporadas não mais a partir das ações, mas sim das operações, o que acarretará na possibilidade de um constante retorno ao ponto de partida sem que este esteja modificado pela ação incorporada.

O sistema operatório é limitado à organização de dados imediatos, referindo-se às classificações, seriações, correspondências, etc. Não se fala ainda em pensamento abstrato, mas sim, na realização de operações sobre objetos e não sobre proposições ou enunciados.

O quarto período é chamado de *pensamento operatório-formal*, que caracteriza as formas de raciocínio do adolescente. Considerada a última etapa de

desenvolvimento, inicia-se por volta dos 11 – 12 anos de idade e se estende durante a vida. O período *operatório-formal* é o ápice do desenvolvimento da inteligência e corresponde ao nível de pensamento hipotético-dedutivo ou lógico. A partir desta fase é possível a dialética, que permite que a linguagem se dê no nível de discussão para se chegar a uma conclusão. Sua organização grupal pode estabelecer relações de cooperação e reciprocidade. A partir daí o indivíduo é capaz de pensar sobre o seu próprio pensamento, ficando cada vez mais consciente das operações mentais que realiza ou que pode ou deve realizar diante dos mais variados problemas. **(5)**

A integração do indivíduo à sociedade possibilita ao adolescente considerar-se “*igual*” ao adulto, mas ele ainda se encontra em fase de formação, começando a pensar no seu futuro.

Neste contexto, segundo Piaget, o adolescente pode ser considerado um indivíduo que constrói *sistemas* ou *teorias*, pois ele já é capaz de refletir sobre seus próprios pensamentos. Mesmo sendo limitados e muitas vezes inadequados estes sistemas ou teorias têm grande valia do ponto de vista funcional, uma vez que lhe permitem integrar-se moralmente e intelectualmente na sociedade adulta.

O pensamento formal é constituído de uma reflexão da inteligência, estabelecendo relações entre o possível e o real, por meio do qual o indivíduo constrói suas idéias para se adaptar à sociedade.

Na concepção Piagetiana, o desenvolvimento do indivíduo é um processo que depende essencialmente da *equilibração*. As estruturas cognitivas devem ser elaboradas e re-elaboradas continuamente a partir da sua ação mental sobre o meio.

De acordo com esse quadro teórico, a aprendizagem praticamente não interfere no curso do desenvolvimento. As ênfases nos processos internos e na atividade construtiva do próprio indivíduo resultam em uma concepção que considera a aprendizagem como dependente do processo de desenvolvimento, ou seja, aquilo que o indivíduo pode ou não aprender é determinado pelo nível de desenvolvimento de suas estruturas cognitivas **(3)**.

Tudo o que é transmitido ao indivíduo, sem que seja compatível com seu estágio de desenvolvimento cognitivo não é, de fato, incorporado por ele. Acredita-se que o professor não deva ser aquele que transmite o conhecimento, mas sim um agente facilitador e desafiador, para que o indivíduo possa absorver melhor este conhecimento.

No estudo de ciências, o fato de o indivíduo conhecer que a fórmula da água pode ser representada por H_2O facilita a assimilação para o entendimento de seus elementos químicos constituintes e pode desencadear outras explicações específicas sobre os elementos oxigênio e hidrogênio, como: simbologia, linguagem química e representação correta de suas partículas constituintes (prótons, nêutrons e elétrons).

Estas mudanças conceituais estão ligadas às atividades mentais e dialéticas, onde a compreensão deverá ser produzida gradativamente, e o papel do professor não é explicar; é propor atividades que levem o aluno à compreensão.

Na literatura existem inúmeras atividades propostas para o ensino de química ou ciências, que vão desde a experimentação conservadora até as animações computacionais de última geração. No próximo capítulo serão discutidas algumas atividades que podem auxiliar no entendimento da Estrutura Atômica e no uso da Tabela Periódica para o ensino fundamental.

I.3. Três Propostas Descritas na Literatura que Podem Auxiliar no Estudo da Estrutura da Matéria e Tabela Periódica.

I.3.1. O Uso de Mapas Conceituais.

O mapa conceitual é uma ferramenta que está baseada na teoria da psicologia cognitiva e na construção de significados. Desenvolvido por Novak e Gowin (6) como uma representação apropriada de conceitos e proposições de trabalhos não específicos do conhecimento, o mapa conceitual elabora ramificações que ilustram a organização dos conceitos na aprendizagem. O uso de mapas conceituais é uma alternativa de ensino onde o aluno pode descrever e organizar de forma compacta os assuntos mais importantes de seu conhecimento.

Um indivíduo operatório-concreto poderá desenhar apenas as partes de um mapa conceitual com conhecimentos isolados, não uma conexão entre eles. O indivíduo tem a capacidade multiplicativa, mas separa um conhecimento do outro ou interliga-os sem uma análise do outro. Já o indivíduo operatório-formal poderá desenhar o mapa conceitual interligando cada assunto e analisando as possibilidades de organização, bem como fazer combinações e levantar hipóteses sobre sua manipulação.

Os mapas conceituais são utilizados para auxiliar a ordenação e a seqüência dos conteúdos de ensino, de forma a oferecer estímulos adequados ao aluno.

A proposta de trabalho dos mapas conceituais está baseada na idéia fundamental da Psicologia Cognitiva de Ausubel (7) que estabelece que a aprendizagem ocorre pela assimilação de novos conceitos e proposições na estrutura cognitiva do aluno. Novas idéias e informações são aprendidas, na medida em que existem pontos de ancoragem. A aprendizagem implica em modificações na estrutura cognitiva e não apenas em acréscimos. Segundo esta teoria, os seguintes aspectos são relevantes para a aprendizagem significativa:

- *As formas de comunicação para a aprendizagem são importantes.*
- *Os materiais de aprendizagem deverão ser bem organizados.*
- *As novas idéias e conceitos devem ser "potencialmente significativos" para o aluno.*
- *A fixação de novos conceitos em estruturas cognitivas já existentes, permite que estes novos conceitos sejam lembrados.*

Dessa forma, parte-se do pressuposto que o indivíduo constrói o seu conhecimento partindo da sua predisposição afetiva e seus acertos individuais. Estes mapas servem para tornar significativa a aprendizagem do aluno, pois permite estabelecer ligações do novo conhecimento com os conceitos relevantes que ele já possui.

Esta teoria da assimilação de Ausubel (7), como uma teoria cognitiva, procura explicar os mecanismos internos que ocorrem na mente dos seres humanos. A referida teoria dá ênfase à aprendizagem verbal, por ser esta, predominante em sala de aula.

O ato de se criar um mapa conceitual, alerta os estudantes de que eles podem ter algum conhecimento anterior e podem conectá-lo a um novo conhecimento, mesmo que envolva um assunto elementar de química (6). Existem três bases fundamentais que auxiliam o desenvolvimento de um mapa conceitual.

- *Concepção inicial: os conceitos já estão presentes na mente no estudante.*
- *Contexto: Os conceitos devem ser ligados entre si.*
- *Mudança conceitual: A evolução dos conceitos é consequência das atividades de ensino/aprendizagem. (8)*

No estudo da estrutura da matéria, as idéias básicas podem ser aplicadas como mostra um exemplo de mapa conceitual representado na figura 1.

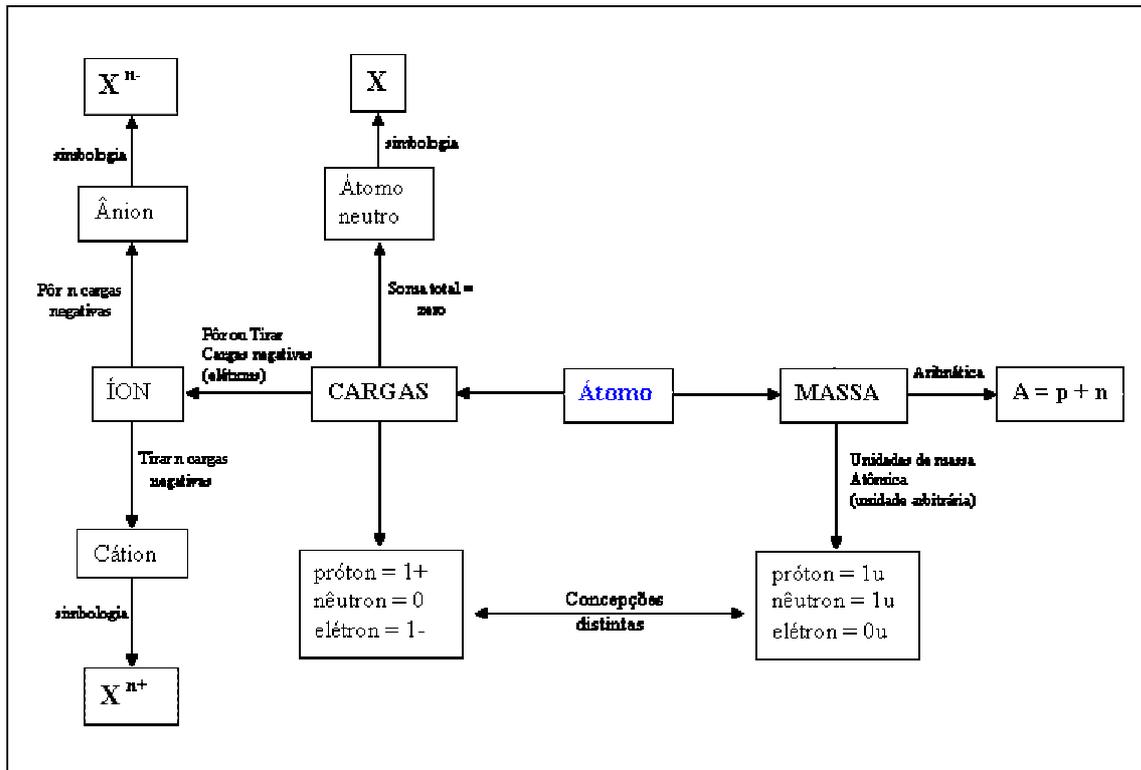


Figura 1. Exemplo de mapa conceitual, sobre o conhecimento básico do átomo.

Quando usado, um mapa conceitual pode mostrar processos do conhecimento que servem como âncora para novos conhecimentos e proposições da aprendizagem. O mapa conceitual pode ser usado para assentar o estudo de maneira formal ou informal. É mais bem utilizado no processo formal, pois os estudantes constroem um diagrama visual dos conceitos que estão sendo estudados. Mas, também pode ser utilizado no processo informal, por qualquer pessoa, seja professor ou estudante, para facilitar o entendimento (9).

I.3.2. O Uso de Analogias.

Uma analogia pode auxiliar, por exemplo, o entendimento do átomo, correlacionando o entendimento do modelo com objetos concretos ou inanimados, o que pode se tornar um perigo quando o aluno a assimila e a transfere para o mundo microscópico.

Pinto (10) usou uma analogia para diferenciar as variações dos tamanhos de alguns átomos. Muitos estudantes têm um relacionamento familiar com os esportes, e neste caso, o professor pode usar as informações de diferentes esportes que utilizam bolas, para ensinar o tamanho relativo dos átomos. Os raios das bolas usadas em tênis de mesa, tênis de campo, beisebol, basquetebol, vôlei, futebol e outros, foram medidos. Atribuiu-se à bolinha de tênis de mesa a identidade do átomo de hidrogênio. A partir daí a comparação entre os tamanhos das outras bolas e o tamanho relativo dos átomos pôde ser feita, Isto é mostrado na figura 2.

Analogias estabelecidas:

- *bolinha de tênis de mesa proporcional ao átomo de hidrogênio.*
- *bola de beisebol proporcional ao átomo de flúor.*
- *bola de handebol proporcional ao átomo de cálcio.*
- *bola de vôlei proporcional ao átomo de estrôncio.*
- *bola de futebol proporcional ao átomo de potássio.*
- *bola de basquetebol proporcional ao átomo de césio.*

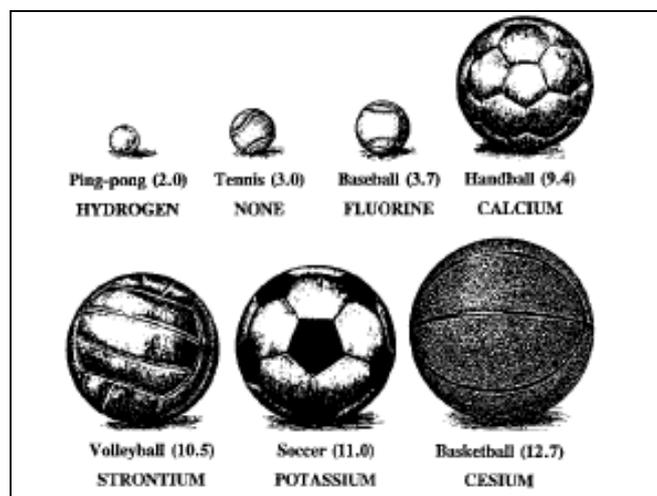


Figura 2. Exemplos de bolas de diferentes esportes e a analogia ao átomo correspondente.

A analogia deve ser aplicada como um recurso onde o professor deve ter muito claro e estabelecido que a migração do macroscópico para o microscópico e vice-versa não é compreendida pelos alunos com facilidade, e esta transição pode originar alguns problemas conceituais. O aluno pode criar uma imagem que torna o modelo de átomo com sendo um objeto real e buscará outras analogias equivocadas para reforçar seu entendimento. Geralmente, os alunos encontram dificuldade para aceitar que a idéia de átomo pode ser usada para explicar algum fenômeno e recorrem a analogias criadas por eles mesmos para facilitar o entendimento **(11)**.

As analogias devem ser usadas como uma ajuda no ensino de química, ligando o mundo do estudante com a visualização de conceitos abstratos em química e promovendo uma motivação nos estudos. No entanto, as analogias podem causar problemas se o estudante não se familiarizar com uma analogia em particular ou tiver uma interpretação inadequada da mesma. Normalmente os estudantes transferem atribuições incorretas de analogias usadas, absorvendo menos o conhecimento ou até interpretando-os de maneira errada.

Numa sala de aula do ensino fundamental, há alunos que vão do estágio pré-operatório ao operatório-formal. Possivelmente os alunos que tiverem a capacidade de abstração poderão usar a analogia como forma de simplificação do modelo usado, mas se o aluno não tiver a capacidade de abstração, ele poderá transcrever a analogia com significados diferentes, tendo uma idéia errada do conhecimento aplicado.

Os professores de química ou ciências podem ajudar os estudantes a fazer o melhor uso da analogia, usando objetos ou fatos familiares e deixando claro seus atributos, identificando as limitações que podem promover seu mau uso. **(12)**

I.3.3. O Uso de Jogos Didáticos.

Uma das alternativas de ensino que podem ser usadas são os jogos em sala de aula. Três características, segundo Macedo **(13)**, são fundamentais e devem ser ressaltadas quanto aos jogos de regras: seu caráter coletivo, o seu valor lúdico e operatório. O caráter coletivo promove a interação social e o valor lúdico e operatório faz com que o indivíduo procure trabalhar com os seus conhecimentos, tendo como objetivo se familiarizar com o jogo para poder jogá-lo e realizar certas operações para conseguir chegar a vitória.

As operações realizadas no jogo são de natureza lógica. A teoria piagetiana sinaliza que um dos objetivos fundamentais, num programa educacional, é a interação social, que é indispensável tanto para o desenvolvimento moral quanto cognitivo, mas o jogo deve ser pensado como:

*“Uma importante atividade na educação do indivíduo, uma vez que permite o desenvolvimento afetivo, motor, cognitivo, social, moral e a aprendizagem de conceitos. Por outro lado é necessário compreender o jogo no contexto educativo em sua justa medida, sem reduzi-lo a trabalho e sem que o mesmo venha substituir a realidade”. **(14)***

Ao introduzir o jogo na construção do conhecimento escolar surgem alguns problemas devido ao sistema de organização escolar, já que a sociedade atribui à escola o papel de transmitir conteúdos (ler, escrever, fazer contas); isso tudo é muito teórico, mecânico para o indivíduo, e quando se pensa em mudar alguns aspectos desta proposta, a sociedade reclama, porque a *“escola é lugar de coisa séria e não de brincadeira”*. Porém, uma proposta de ensino que valorize o lúdico, não supõe que os conteúdos sejam substituídos pelos jogos.

Segundo Piaget *“O jogo faz parte do universo infantil e adolescente”*. E por que não valorizar este universo no processo de construção do conhecimento? Devido ao sentido sério e rígido, atribuído aos conhecimentos escolares, o indivíduo cria uma expectativa de que os conhecimentos escolares são complicados, de difícil acesso, deixando para trás uma importante maneira compreender a realidade. Assim, uma característica muito importante das atividades com jogos é negligenciada: *a possibilidade de produzir conhecimentos a respeito de objetos e acontecimentos*.

O jogo permite que o indivíduo elabore estratégias, pense, discuta, expresse suas idéias com os colegas. Todo o seu potencial é utilizado para ultrapassar os obstáculos que surgem. *“O jogo é um momento sério na vida do indivíduo”*. É neste sentido que um professor não pode desejar simplesmente que o indivíduo reproduza respostas e sim que ele sinta confiança para construir as suas próprias perguntas e respostas **(15)**.

Além desses aspectos o presente trabalho contemplou como fundamentação a teoria da equilibração desenvolvida por Piaget para explicar o desenvolvimento cognitivo. A explicação do jogo como recurso para favorecer o desenvolvimento e aprendizagem, tendo como base os desequilíbrios e as reequilibrações, por esta razão, o jogo se constitui num campo fértil de aprendizagem.

O interesse que o indivíduo tem pelos jogos faz com que, prazerosamente, ele aplique sua inteligência e seu raciocínio para obter o sucesso no jogo. Portanto, quando o indivíduo, ao jogar, realiza uma tarefa e obtém resultados, ele

aprende a pensar num contexto em que, enfrentar desafios e tentar resolvê-los, são imposições que ele faz a si mesmo.

Nos jogos, estão presentes os aspectos cognitivos e afetivos numa mesma ação. A afetividade faz com que o sujeito caminhe em direção aos objetivos a serem alcançados. A inteligência determina as estratégias a serem utilizadas para se vencer o jogo. Este conjunto move o indivíduo a procurar procedimentos adequados para “*ganhar o jogo*” (16).

Os jogos propostos no ensino de química ou ciências devem ter como base a competição e o auxílio na fundamentação de conceitos básicos, como fórmulas químicas, estrutura atômica e assimilação de elementos com base na Tabela Periódica. As regras são baseadas em jogos lúdicos e adaptadas para o processo ensino aprendizagem, com certa facilidade, já que são previamente conhecidas e utilizadas pelos estudantes.

Na literatura podem-se encontrar vários jogos de regras, que podem ser usados para auxiliar no entendimento da química. A seguir estão alguns tipos de jogos utilizados:

- *Cubos Químicos*: é uma série de oito jogos para o ensino de elementos químicos e nove jogos para o ensino de íons. Neste jogo pretendem-se ensinar nomes e símbolos de elementos químicos, estrutura atômica, valências e balanceamento de equações químicas (17).

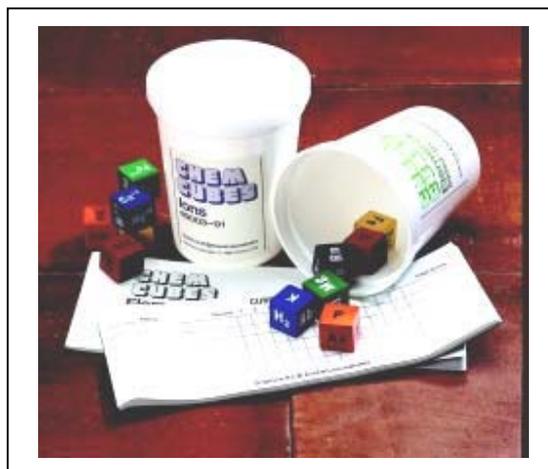


Figura 3. Foto do jogo Chem-Cubes, mostrando os cubos com os elementos ou íons para se jogar.

- *Chem Chex* (Jogo de Tabuleiro): são vários jogos que incluem a identificação e os nomes de íons e compostos. Também pode ser usado para escrever e balancear equações químicas (17).



Figura 4. Foto mostrando alguns elementos que compõem o jogo.

-*Jogos com Risco Calculado*: é um jogo de perguntas e respostas, onde as perguntas são escritas em cartas e escondidas. Os alunos têm que retirar as cartas e responder as questões sorteadas. As perguntas podem ser elaboradas de acordo com o conteúdo da matéria **(18)**.

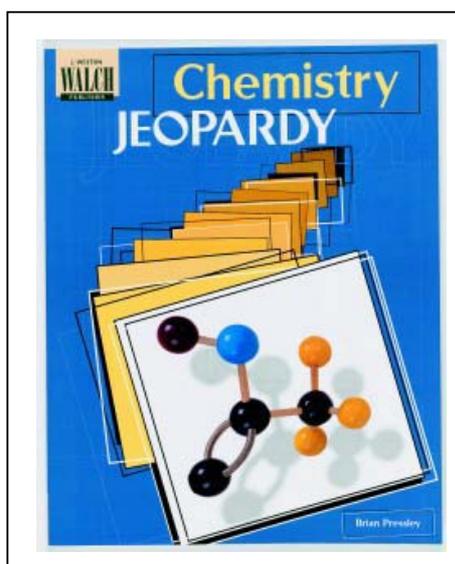


Figura 5. Foto ilustrativa do livro usado para jogar os jogos de risco.

- *Elemento OTM* (Jogo de Tabuleiro): este jogo faz com que os alunos tenham consciência dos termos químicos e dos símbolos usados para o conhecimento químico. O Elemento OTM é um jogo de entretenimento onde o estudante aprende os elementos que fazem parte do nosso universo. **(17)**.

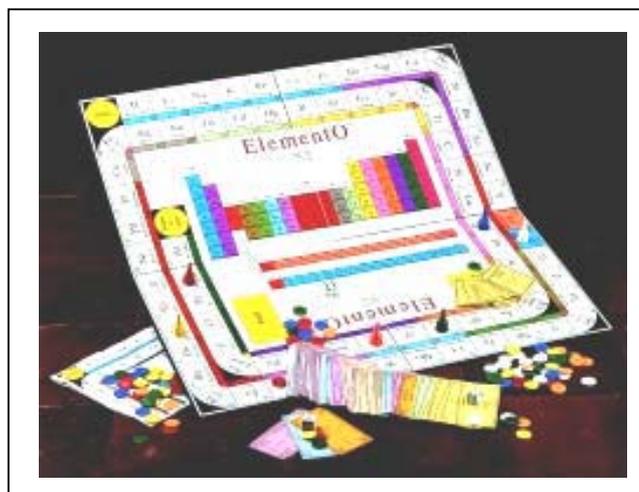


Figura 6. Foto do tabuleiro para jogar o Elemento O™.

- *Um Jogo para revisar:* é um jogo de cartas, com questões sobre diversos assuntos envolvendo química, ou um assunto específico que foi estudado. O jogo é do tipo “*passa e repassa*”, na qual a resposta errada dá a chance ao outro time de responder. Se a resposta for novamente incorreta, o time passa a vez para o time adversário valendo a questão extra. Se a questão extra for respondida erradamente, o time paga uma “*prenda*” e a carta será descartada. O tempo de resposta, os pontos certos e errados devem ser computados para no final serem somados. A equipe que tiver o maior saldo de pontos positivos ganha o jogo. **(19)**.

- *Bingo Químico:* são construídas cartelas de Bingo (5x5 cm). Há cartelas de elementos, cartelas de íons e de ambos. Uma pessoa é a banca que canta os símbolos ou íons, para os jogadores anotarem na cartela. Aquele que preencher a cartela primeiro ganha o bingo. Este jogo é um exercício para a aprendizagem dos princípios químicos baseados na linguagem química. O jogo foi feito com uma lista de palavras separadas que pode ser usada para outros elementos ou íons **(17)**.



Figura 7. Modelo das cartelas de bingo usadas no jogo.

- *O Bingo dos Elementos*: são construídas cartelas de bingo com elementos da Tabela Periódica, desenho do modelo de átomo de Bohr, propriedades de alguns elementos. O objetivo do jogo é observar como o estudante reconhece certo tipo de elemento por desenhos ou pinturas. Este jogo ajuda o estudante a ver as relações entre elétrons de valência e a Tabela Periódica **(20)**.

- *Uma Corrida na Tabela Periódica*: neste jogo, é fornecido um tabuleiro em forma de Tabela Periódica e os estudantes movem as peças sobre o mesmo aprendendo a organização dos elementos na Tabela. Este jogo tem como característica arrancar os elementos de acordo com seus números atômicos e é recomendado para estudantes entre 9 e 12 anos de idade **(17)**.



Figura 8. Foto do tabuleiro do jogo, peões e dados usados para se jogar.

- *Jogo de Dados na Química*: nos dados são escritos símbolos e fórmulas químicas. Quando o jogador joga o dado, aparecem símbolos ou fórmulas que são usados para construir moléculas. O jogador que construir corretamente as estruturas ganha o jogo (17).

- *CHeMoVEr*: é um jogo de cartas onde os estudantes devem responder uma questão de química corretamente e mover um peão sobre um tabuleiro. Vários conteúdos podem ser avaliados como: símbolos dos elementos, íons poliatômicos, nomenclatura, balanceamento de equações, etc. (21)

- *Um jogo de fichas para íons*: é um jogo de enigmas, onde cada íon tem uma nota correspondente à sua carga auxiliando o estudante a escrever corretamente fórmulas e efetuar o balanceamento de equações (17).

- *O jogo da Estrutura Molecular*: O jogo consiste em um tabuleiro onde é sorteado o nome de um composto. O estudante deve correlacionar os elementos corretos para a formulação do composto no tabuleiro. O primeiro jogador que tiver os elementos no lugar certo do tabuleiro ganha o jogo **(22)**.

- *O Velho Professor* (conhecido no Brasil como o *Jogo do Burro*): é um tipo de jogo nas quais as cartas contém ou símbolos, ou íons poliatômicos, ou um nome de substância, etc. Há 24 pares de cartas contendo símbolos dos elementos mais comuns e uma carta com o “burro”, num total de 49 cartas. O ponto é obtido se a carta de um jogador fizer um par com a carta do outro. Portanto o estudante deve acertar o maior número de nomes possíveis. Assim é necessário aprender símbolos de elementos bem como o nome correto de cada elemento **(23)**.

Os jogos apresentados mostram que há alternativas para se tornar o ensino de química mais atraente. Diante disso, vale a pena ressaltar que a aplicação destes jogos são atividades que provocam desequilíbrios, gerando perturbações, que desencadeiam regulações, ou seja, se o aluno está perdendo, ele procurará outros meios para acertar e continuar no jogo. Com isso há o interesse no jogo, ligado à necessidade de ganhar, abordando os aspectos cognitivos e reforçando a aprendizagem ou a memorização.

O jogo pode ser um dos vários caminhos para a aprendizagem, sendo um desafio; deve ser um convite e não uma ferramenta de avaliação. Motivar o sujeito a ganhar ou perder não é o caminho mais importante, mas faz parte do jogo. Então, além da competição no jogo, pode-se criar um ambiente para o desenvolvimento e a criação de hipóteses, mostrando que além do aspecto competitivo, o jogo também pode ser uma ferramenta para os momentos de reflexão do estudante.

I.4. Uma Breve Passagem pela História dos Modelos Atômicos.

Uma das perguntas que professores e professoras de química fazem, principalmente quando iniciam o ensino da estrutura da matéria no nível fundamental é: “Qual modelo de átomo devo ensinar?” Os modelos são construídos de acordo com a necessidade de interpretação ou explicação de determinados conceitos e, conseqüentemente, para cada caso pode se ter um ou mais modelos. **(24)**

O modelo proposto por Leucipo (meados do século V a.C) tinha um caráter redutor. A base deste modelo está na descontinuidade da matéria e na natureza particulada desta. A palavra átomo teria sido dada por Leucipo ou Demócrito (~ 460-370 a.C), mas teria o significado de “*indivisível*”. “*Os átomos além de indivisíveis são também sólidos, compactos e podem ter vários formatos. As diferentes combinações de diferentes átomos dão origem à variedade de coisas no mundo*”. Demócrito era um colaborador de Leucipo, e acreditava que nada era criado do nada e nada era destruído. Para ele os átomos além de serem indivisíveis, também eram indestrutíveis, tinham peso e estavam na constituição dos corpos, os quais tinham cada qual o seu tipo de átomo. **(25)**

Aristóteles (384-322 a.C) não aceitava as idéias atômicas de Leucipo e Demócrito, pois este, era materialista. Para ele os corpos são constituídos de matéria, mas também de atribuições não materiais (teoria dos quatro elementos).

As idéias filosóficas se confundiam com as idéias atomistas. Epicuro de Samos (342-270/0 a.C), admitia que toda sensação é um movimento de átomos resultante do contato entre corpos materiais. No tato, no paladar haveria contato entre os átomos. Na visão, supunha que ela dependia de que os átomos dos objetos vistos fossem emitidos por esses objetos e vinham até nossos olhos.

Durante a Idade Média e o Renascimento, estas idéias foram esquecidas e até consideradas heréticas. Com a Revolução Científica, a possibilidade da existência de átomos voltou a ser tema de grande importância. Robert Boyle (1627-1691) chamava o atomismo de “*corpúsculos*” constituintes dos corpos. Acreditava que os fenômenos químicos eram oriundos de trocas de matéria, que

dependiam do arranjo desses “corpúsculos”. Várias outras abordagens do conceito de átomo apareceram ao longo do tempo, e todas tinham um pouco de especulação filosófica. **(25)**

Somente no início do século XIX, surge com John Dalton (1766-1844) um argumento convincente para os átomos. Em 1805, ele apresentou argumentos em favor da hipótese de que as substâncias fossem formadas de pequenas partículas de matéria. Ele retomou as idéias de Demócrito e Leucipo e propôs uma hipótese que explicava de maneira simples as relações entre as massas das substâncias que reagiam entre si, as quais tinham sido observadas previamente. Ele fez muitas medidas da razão das massas dos elementos que se combinavam para formar compostos, elaborando a sua *hipótese atômica*. **(26)**

Dalton representou os átomos como se fossem esferas do tipo de uma bola de bilhar, portanto este modelo ficou conhecido como o “*modelo da bola de bilhar*”. Na figura 9, tem-se uma idéia de como Dalton representava os átomos.



Figura 9. Versão elaborada dos símbolos criados por Dalton para a representação de alguns átomos.

A partir no início do século XX os cientistas voltavam-se para estudos mais especializados procurando justificar resultados experimentais. Neste período surgiram os trabalhos de Joseph John Thomson (1856-1940) que, por volta de 1897, com a identificação do elétron, contribuiu para uma grande modificação na concepção anterior do átomo. Thomson estava investigando os “*raios catódicos*”; raios emitidos quando uma diferença de potencial (uma alta tensão) é aplicada entre dois eletrodos em um tubo de vidro sob vácuo. Ele mostrou que os raios catódicos eram feixes de partículas carregadas negativamente que provêm dos átomos que constituem o eletrodo carregado negativamente, denominado cátodo. Estas partículas eram sempre as mesmas, independente do metal usado como cátodo, portanto ele concluiu que, eram parte da matéria. Essas partículas foram chamadas de elétrons.

Thomson sabia que cada átomo devia conter um número suficiente de cargas positivas para cancelar as negativas, mas não sabia onde estavam. Então sugeriu um modelo de átomo como uma bolha positivamente carregada, de material gelatinoso, com elétrons suspensos nela, como passas em um pudim. Este modelo ficou conhecido como o “*modelo do pudim de passas*”. (26)

O interesse nesta área aumentou e vários cientistas começaram a investigar a natureza particular e sub-particular da matéria.

No início do século XX, o foco dos estudos estava nas manifestações energéticas da matéria. A formulação de modelos não satisfazia a comunidade científica, porém o avanço tecnológico dos instrumentos de medida fornecia resultados diferentes dos esperados.

Em 1911, Ernest Rutherford (1871-1937), então professor de Física na Universidade de Manchester, Inglaterra, realizou algumas experiências as quais os resultados evidenciaram que as massas dos átomos encontravam-se concentradas numa região cujo tamanho era muito pequeno em relação ao tamanho dos átomos. O método utilizado por ele e os argumentos usados para interpretar os resultados experimentais, eram bem simplificados.

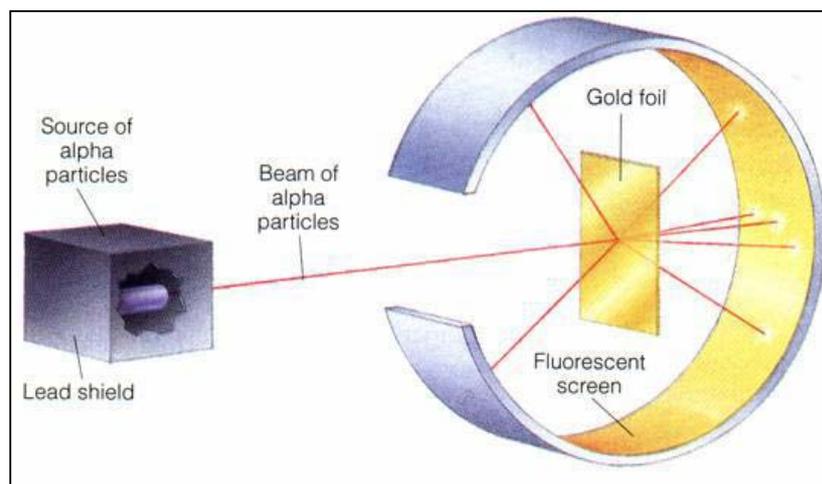


Figura 10. Diagrama representativo da experiência realizada por Rutherford, que mostrou que os átomos contêm núcleos muito pequenos e pesados.

Rutherford e dois de seus estudantes, Hans Geiger e Ernest Madsen, bombardearam lâminas finas de alguns metais pesados (espessura por volta de 4×10^{-6} m), tais como ouro e platina, com partículas alfa obtidas a partir da desintegração do rádio. (figura 10).

Rutherford previu que, se os átomos na lâmina de ouro fossem como o modelo proposto por Thomsom, (“*pudding de passas*”) havendo cargas positivas distribuídas uniformemente ao longo de toda a lâmina de ouro, as partículas alfa poderiam ser desviadas em ângulos pequenos e não poderiam ser desviadas com ângulos maiores que 90° . O experimento mostrou que a maioria das partículas alfa não sofria desvio, mas os ângulos das partículas que desviavam variavam de pequenos ângulos até 180° . O cálculo do número de partículas alfa, n_θ ($e = 2+$), colidindo com possíveis pontos da carga nuclear, Ze mostrou que n_θ é proporcional a $Z^2 / \text{sen}^4(\theta/2)$ onde Z é a carga nuclear e θ é o ângulo de desvio. A dependência do n_θ em relação à θ permitiu que Rutherford considerasse que o tamanho do núcleo era finito, a maioria das partículas alfa passavam através na lâmina de ouro sem sofrer desvio, mas quando uma destas partículas se

aproximava na direção das cargas do núcleo, a repulsão entre as cargas positivas causava o desvio de até 180° .

Com estes resultados experimentais, Rutherford mostrou que o modelo de Thomsom era inadequado. Os resultados obtidos mostraram que a massa do átomo estava concentrada num volume muito pequeno, correspondendo a um raio da ordem de 10^{-12} cm. Estes valores se contrapunham com a teoria cinética que estimava um raio na ordem de 10^{-8} cm para o núcleo.

Os experimentos, que ele e sua equipe realizaram, evidenciaram a existência de espaços vazios nos corpos. Em decorrência disso, Rutherford postulou o átomo como: *“uma região de pouca densidade e relativamente grande, onde estariam os elétrons e uma região concentrada e muito pequena que continha praticamente toda a massa do átomo”*. **(27)**

Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein criou um tubo e observou que, quando ocorriam descargas elétricas através do tubo contendo um gás rarefeito, surgiam raios que apresentavam massa e cargas elétricas positivas. Esses raios foram denominados de raios canais. Posteriormente, o inglês Ernest Rutherford verificou que os raios canais originários do hidrogênio possuíam a menor carga positiva conhecida até então. A essa unidade eletricamente carregada positivamente deu-se o nome de próton. **(28)**

Rutherford propôs que as cargas estavam em regiões distintas, no núcleo do átomo e sugeriu a existência de partículas positivas, chamadas de prótons, e ao redor desse núcleo haveria uma quantidade conveniente de partículas negativas, os elétrons, que anulariam as cargas das partículas positivas.

Somente em 1920 foi dado o nome de prótons à parte mais interna e positiva do átomo e, em 1932, foi descoberto que no núcleo do átomo também existiam partículas com massa, porém sem carga elétrica. Para estas foi dado o nome de nêutrons, descobertas em 1932 por J. Chadwick (1891-1974), um físico inglês. **(28)**

O que Rutherford não conseguiu explicar estava relacionado ao tipo de movimento e posição dos elétrons no átomo. Segundo os princípios da Física Clássica, uma partícula negativa em movimento ao redor de uma partícula

positiva, deveria emitir radiação, perdendo continuamente energia e como consequência, sua órbita iria diminuindo podendo ser atraída pelo núcleo. Quando Rutherford propôs o átomo nuclear, esperava aplicar a *mecânica clássica*, as leis de movimento propostas por Newton no século XVII, para descrever a sua estrutura eletrônica. A *mecânica clássica* era ótima para descrever objetos visíveis, tais como bolas ou planetas. Entretanto, logo ficou claro que a *mecânica clássica* falhava quando aplicada a elétrons em átomos. Novas leis que ficaram conhecidas como *mecânica quântica* foram desenvolvidas no início do século XX.

Em 1900, Max Planck (1858-1947) criou a teoria quântica. Esta teoria foi criada a partir dos estudos sobre as radiações emitidas por um corpo sólido quente. Max Planck estudou a luz que era emitida por um corpo incandescente (corpo negro) e observou que a mesma não apresentava linhas de emissão características, mas sim uma variação gradual da intensidade com o comprimento de onda, dependente da temperatura, mas independente da natureza do corpo incandescente.

O físico alemão Max Planck afirmou que as trocas de energia não acontecem de forma contínua e sim em doses, ou pacotes de energia, as quais chamou de quantum. **(29)**

Alguns anos após o trabalho de Planck, Albert Einstein (1879-1955) incorporou as idéias de Planck na explicação do *efeito fotoelétrico*. Em 1905, Einstein questionou o formalismo clássico utilizado na descrição da luz, propondo que a energia radiante fosse quantizada em pacotes concentrados, que mais tarde vieram a ser chamados de *fótons*. Einstein supôs que a energia do pacote, ou fóton, estava relacionada à sua frequência ν pela equação $E = h \nu$. Estudando-se o comportamento da radiação eletromagnética, propôs um comportamento dual para esta radiação. A dualidade da natureza onda-partícula da radiação seria generalizada para todos os entes físicos. Portanto, os elétrons teriam a mesma natureza dual dos fótons, apresentando características ondulatórias e corpusculares. **(30)**

Em 1913, aproveitando as idéias de Planck, Niels Bohr (1885-1962), um dinamarquês que trabalhava com Rutherford, introduziu as idéias de quantização

para os átomos de hidrogênio e explicou corretamente o espectro de cores emitido por esse elemento em um tubo de descargas, o que provocou um enorme interesse em estender os estudos da *teoria quântica*.

Para Bohr, no átomo de hidrogênio o elétron estaria girando ao redor do núcleo numa órbita circular. Ao emitir um quantum de energia $h\nu$, o raio de sua órbita diminuiria devido a perda de energia pelo mesmo. *Bohr postulou que o átomo de hidrogênio só poderia existir em certos estados, chamados de estados estacionários*. Um desses estados, o *estado fundamental ou normal*, corresponderia a menor energia do átomo. Os outros estados de energia maior do que o fundamental eram denominados de estados excitados. (Figura 11). **(31)**

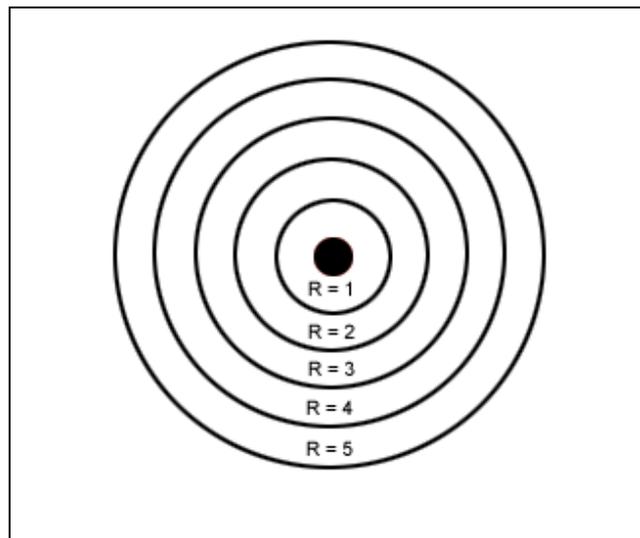


Figura 11. Representação simplificada do Modelo Atômico proposto por Bohr para o átomo de hidrogênio, mostrando R=1, como estado fundamental e os demais, como estados excitados.

Sommerfeld, em 1916, na continuação do trabalho de Bohr mostrou que a *teoria quântica* não poderia ser aplicada, apenas, a órbitas circulares, mas também a órbitas elípticas. Ele propôs um modelo em que as órbitas permitidas para o movimento dos elétrons no átomo de hidrogênio, seriam elípticas. Isto levava a crer que, de acordo com o modelo de Bohr, não haveria um único estado

de energia do átomo de hidrogênio, mas sim em vários estados muito próximos.

(31)

Em 1924, Louis De Broglie (1892-1987) propôs a existência de ondas de matéria. A hipótese de De Broglie era de que o comportamento dual onda-partícula da radiação também se aplicava a matéria. Assim como um fóton tinha associado a si uma característica de onda luminosa, também uma partícula (por exemplo, um elétron) teria associada a ela uma característica de onda. Ele mostrou através de uma equação matemática, que "*qualquer corpo em movimento estaria associado a um fenômeno ondulatório*". Dessa maneira, o elétron apresentaria a natureza de uma *partícula-onda*, obedecendo assim, às leis dos fenômenos ondulatórios, como acontecia com a luz e o som. **(30)**

A partir de 1924 os cientistas Werner Heisenberg (1901-1976), Max Born (1882-1970), Erwin Schroedinger (1887-1961) reescreveram a mecânica quântica, dando-lhe o aspecto que tem hoje. **(32)**

Heisenberg contribuiu com a *mecânica quântica* postulando o seu *Princípio da Incerteza*, no qual sugeria que a localização e o momento de uma partícula seriam complementares, ou seja, ambos não poderiam ser conhecidos simultaneamente com precisão.

Em 1925, houve um grande avanço na *teoria quântica*, quando lhe foi incorporada a natureza ondulatória do elétron. A *teoria da mecânica quântica* parecia contemplar completamente os fatos experimentais sobre a estrutura de átomos e moléculas. A *mecânica quântica* não descreve o momento dos elétrons no átomo de maneira tão detalhada quanto à dada por Bohr, mas algumas propriedades dos átomos que são medidas, também podem ser calculadas. Essas propriedades incluem, por exemplo, a distância média entre o elétron e o núcleo, num dado estado quântico, bem como a velocidade média do elétron **(30)**.

Schrödinger desempenhou um papel fundamental ao considerar as partículas como onda, e não como objetos pontuais movendo-se por trajetórias precisas. A abordagem de Schrödinger substituía a trajetória precisa de uma partícula, por uma *função de onda* (ψ), que define a probabilidade da partícula ser encontrada em uma posição particular.

Max Born, por sua vez, interpretou a função de onda ψ como sendo a probabilidade de encontrar uma partícula em uma região do espaço, proporcional ao quadrado da função de onda ψ^2 . Para ser mais preciso, ψ^2 é uma *densidade de probabilidade*. **(26)**

A interpretação probabilística de Born contrapõe-se ao determinismo da *mecânica clássica* e inicia o desenvolvimento de uma nova teoria para estudar o movimento de partículas. **(30)**.

A matemática aliada à química, tornou-se uma ferramenta indispensável. Hoje é possível calcular matematicamente, uma infinidade de propriedades teóricas que podem, posteriormente, ser verificadas experimentalmente.

Concluindo, os modelos da *mecânica quântica*, são muito complexos e não devem ser usados para o nível de ensino proposto no trabalho. Os modelos que podem ser mais adequados no ensino de ciências são o de Dalton e o de Rutherford, que podem permitir conceitos importantes sobre os elementos, a classificação periódica e as partículas fundamentais do átomo, bem como as dimensões e os tamanhos relativos. Mas o principal objetivo desse trabalho deve ser o desenvolvimento do conceito de modelo, aqui no caso, o da natureza particulada da matéria, tendo em vista que os estudantes muitas vezes não atingiram o nível operatório-formal. Assim, um modelo que parece ser simples, pode se tornar complicado para esse nível de aprendizagem.

II. OBJETIVOS DO TRABALHO.

O estudo do átomo e suas partículas fundamentais é necessário para o entendimento da química, assim como o uso de modelos adequados para sua interpretação. Um aluno do ensino fundamental em contato com este conhecimento, pode, através da linguagem adequada, fazer o uso correto de modelos e aplicá-los de maneira conveniente no entendimento da natureza, em seu nível de desenvolvimento.

Este trabalho apresenta uma proposta para o ensino da constituição da matéria, utilizando atividades com modelos mecânicos, interpretação e criação de modelos para o átomo, familiarização com a Tabela Periódica e jogos educativos que auxiliem a memorização de algumas ferramentas fundamentais no ensino de química.

A criação de modelos mecânicos que são confeccionados pelos alunos é uma ferramenta importante no desenvolvimento da abstração do estudante, já que, manusear o concreto pode ser uma alternativa para a assimilação do conteúdo.

Esse trabalho também é direcionado ao professor, que poderá ter um suporte para um desenvolvimento alternativo de suas futuras atividades. Além disso, o trabalho proposto pode ser aplicado em qualquer nível de ensino, desde que seja adequadamente modificado.

Trata-se de um projeto que visa fundamentar, principalmente, as bases sobre o conhecimento da estrutura da matéria, sem aprofundá-las, mas dando ênfase aos aspectos mais importantes que serão utilizados no ensino médio. Alguns aspectos de interesse nesse trabalho são:

- *Conhecimento sobre o átomo e suas partículas fundamentais (prótons, nêutrons e elétrons).*
- *Simbologia e Representação (linguagem química).*
- *Formação e formulação de alguns compostos. (ex: água, amônia, metano, etc...).*

- Leitura e utilização da Tabela Periódica em seus aspectos mais simples.

As atividades relatadas no corpo da redação foram aplicadas em duas salas de aula (oitavas séries) de uma Escola Municipal de Campinas, EMEF Maria Pavanati Favaro, no período de fevereiro a junho de 2003, em aulas semanais de 90 min.

III. EXPERIMENTAL – ANÁLISE DOS CONTEÚDOS DOS LIVROS DIDÁTICOS.

III.1 Conteúdos da Literatura Disponível ao Professor.

Há vários livros que podem ser utilizados no ensino de química no nível fundamental. Os livros de ciências, normalmente são coleções que abordam conceitos da quinta à oitava série. A introdução ao estudo da química é feita na oitava série, e de acordo com o Programa Nacional do Livro Didático (PNLD) o estudo da Química dedica-se a conteúdos como: *matéria e energia, substâncias e misturas, átomo, tabela periódica, ligações químicas, funções químicas, reações químicas e suas leis.*

Neste estudo foram analisados seis livros de ciências para a oitava série, como mostra o quadro 1, e um aspecto relevante que foi observado em todos os livros, demonstrou um caráter comercial, ou seja, os autores e as editoras fazem o possível para que o livro seja aceito pelo mercado.

Quadro 1. Alguns livros utilizados no ensino de ciências na oitava série.

Livro	Título do Livro	Autor	Editora
Livro A	<i>“Física e Química”</i>	Barros, C.; Paulino, W, R.	48ª edição, editora Ática - 2001. SP.
Livro B	<i>“Ciências e Educação Ambiental – Química e Física”</i>	Cruz, D.	26ª edição, editora Ática - 2001. SP.
Livro C	<i>“Ciências – Química e Física”</i>	Marcondes, A. C.; Sariego, J.C.	2ª edição, editora Scipione -1996. SP.
Livro D	<i>“Ciências – Entendendo a Natureza”</i>	Júnior Silva, C.; Sasson, S.; Sanches, P. S. B.	18ª edição, editora Saraiva - 2001. SP.
Livro E	<i>“Vivendo Ciências”</i>	Salém. S.; Ciscato, C.A.M.; Luz, M.	1ª edição, editora FTD - 1999. SP.
Livro F	<i>“Ciências Naturais – Aprendendo com o Cotidiano”</i>	Canto, E. L.	1ª edição, editora Moderna - 1999. SP.

III.2. Análise Sobre a Estrutura da Matéria Apresentada nos Livros Didáticos.

Na maioria dos livros, o estudo do átomo é baseado em descrições históricas que vão de Leucipo e Demócrito a Bohr. Os livros apresentam muitas ilustrações, (figuras e desenhos) sobre esses possíveis modelos para a representação de átomos e moléculas.

Os livros didáticos têm uma abordagem comum. Inicialmente trazem um contexto histórico descrevendo as afirmações dos gregos sobre a existência de

átomos, cerca de 500 anos antes de Cristo, em seguida continuam a história explicando o desenvolvimento da teoria de Dalton, seguindo com os modelos propostos por Thomsom, Rutherford e Bohr.

A organização e o desenvolvimento do estudo sobre o átomo são pouco detalhados. Alguns livros introduzem o assunto explorando as dimensões do átomo, como curiosidades ou esquemas com escalas de medidas. Exemplos presentes no livro B: *“Se fosse possível enfileirar átomos ao longo de uma régua de 10 cm, conseguiríamos colocar ali 1 bilhão de átomos”* ou *“O núcleo do átomo pode ser de 10 000 a 100 000 vezes menor que o átomo. Nessa proporção podemos imaginar: uma formiga representaria o centro do maior estádio de futebol do Brasil, o Maracanã”*. A intenção do autor foi dar uma visão geral para as escalas de tamanhos dos átomos, mas as analogias usadas podem ser abstratas demais para serem entendidas e as escalas não estão corretamente empregadas. É possível que todas as crianças já tenham visto uma formiga, mas pouquíssimos puderam ver o Maracanã.

De maneira geral, há muitos desenhos e figuras que representam os modelos de átomos e moléculas. A seguir, tem-se uma análise de alguns desenhos e figuras que aparecem nos livros:



Figura 12. Ilustração que mostra a água contida nos oceanos.

Na figura 12, que faz referência ao livro A, a intenção do autor é mostrar que a água é a principal substância encontrada nos oceanos e é constituída por átomos de hidrogênio e oxigênio. Mas nos oceanos não existe apenas uma molécula de água e sim infinitas moléculas e sais dissolvidos. Repare que não é respeitada a geometria da molécula de água, o que poderá ser um problema mais à frente.

Outro autor desenvolve uma idéia de que os átomos normalmente não são encontrados isoladamente, mas podem estar unidos em grupos de dois ou mais, formando moléculas ou aglomerados atômicos.

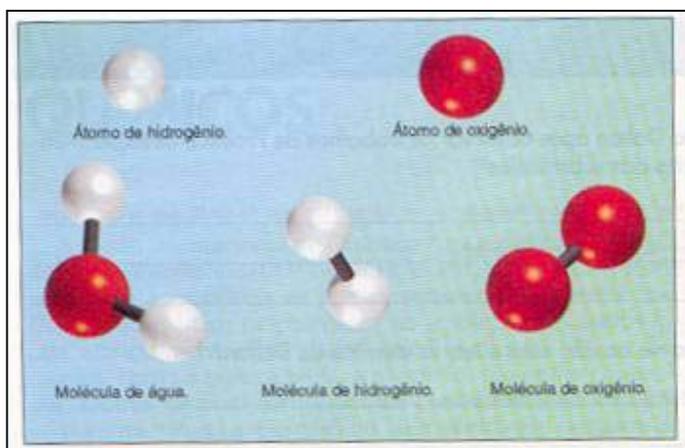


Figura 13. Representação de modelos de bolas para os átomos e moléculas.

De acordo com a figura 13, presente no livro C, o autor mostra dois tipos de átomos representados por esferas: o hidrogênio e o oxigênio. A união destes átomos pode originar moléculas diferentes, como a molécula de água, a molécula de hidrogênio e a molécula de oxigênio, onde os átomos estão ligados por bastões. O autor deixa bem claro a diferença entre os átomos e as moléculas, mas em momento algum no texto ele comenta que as representações são modelos, ou como são elaborados estes modelos. Possivelmente, o estudante pode “*achar*” que é possível “*ver*” estes átomos e moléculas e acreditar que a matéria é constituída por esferas de diferentes cores e tamanhos unidas por bastões.

O modelo de esferas é um recurso muito usado pelos autores, e aparece em quase todos os livros, mas o enfoque que é dado para cada representação é diferente e caracteriza a não igualdade de representações presentes nos livros.

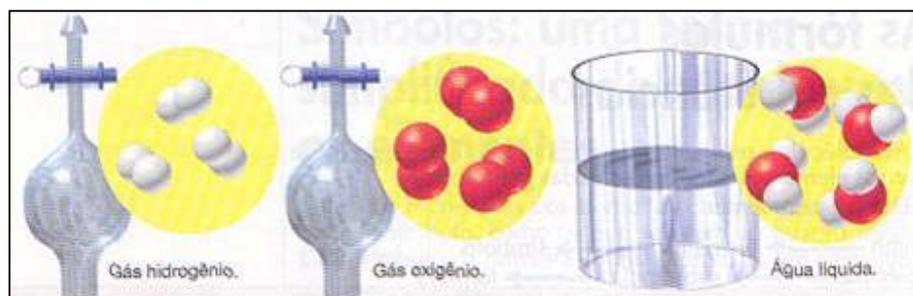


Figura 14. O livro E mostra como poderia ser a representação das moléculas de gás hidrogênio, gás oxigênio e água líquida que estão presentes nos recipientes.

Na figura 14, o autor mostra que cada recipiente contém moléculas de hidrogênio, oxigênio e água, respectivamente. Os destaques em amarelo são um recurso que ele usa para representar as moléculas, que estão dentro de cada recipiente, dando uma idéia das diferenças de tamanho de cada átomo, constituintes destas substâncias. O autor usa a representação de esferas, para explicar índices e coeficientes nas fórmulas químicas, mas nos desenhos da figura 14, o autor não leva em consideração a agregação entre as moléculas nos três estados físicos.

O livro F, explora o estudo do átomo, abordando o conceito de reações e equações químicas. O autor demonstra as proporções em reações químicas, dando ênfase às leis de Lavoisier e Proust. A partir daí, faz uma introdução da teoria atômica com o modelo de Dalton, representando os símbolos e fórmulas das substâncias. Assim, ele usa o modelo de Dalton para explicar o balanceamento de equações químicas, juntamente com as Leis de Lavoisier e Proust. Depois destes tópicos o livro apresenta um texto sobre as dimensões do átomo, explicando que não é possível ver o átomo nem com os microscópios mais avançados e que as fotografias feitas por microscópios de tunelamento são

apenas imagens produzidas no computador a partir de complexos sinais eletrônicos obtidos pelo aparelho. Ele também descreve que os químicos têm uma linguagem própria para representar as entidades e os acontecimentos microscópicos.

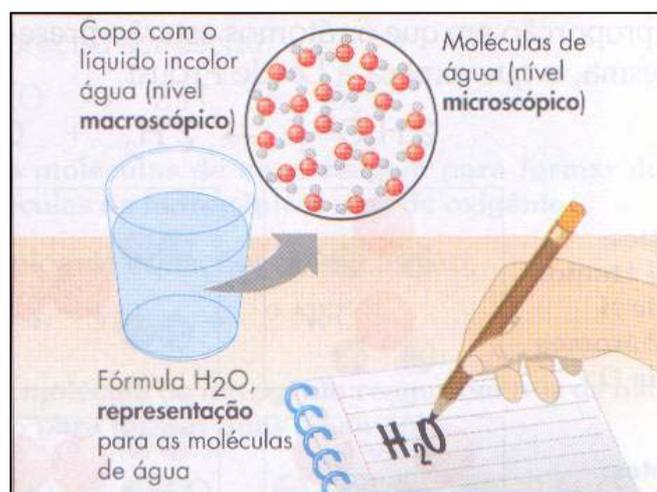


Figura 15. Desenho que mostra o uso da linguagem química relativa à observação de um copo de água.

A figura 15 mostra um desenho onde há a passagem do nível macroscópico para o nível microscópico e a representação química usada para a água. A intenção do autor é demonstrar que a química é uma ciência baseada em modelos e a linguagem química é fundamental para a representação do fenômeno observado. Este artifício mostra a coerência e a preocupação do autor que retrata de maneira simples uma possível aplicação de modelos.

O livro F, também propõe uma atividade prática com o uso de moedas de diferentes valores, fichas coloridas, bolinhas de massa de modelar, círculos de papel colorido, esferas de isopor ou outro material que a imaginação possa sugerir. Assim os alunos poderão construir um modelo visível que retrate algumas equações químicas bem simples, como a formação da água ou a reação do carbono com o gás oxigênio, produzindo o dióxido de carbono. Esta atividade

pode auxiliar no entendimento da formação de moléculas e balanceamento de equações.

III.3. Os Modelos Atômicos Presentes nos Livros.

O modelo atômico de Dalton aparece nos livros como um alicerce para a explicação de algumas propriedades dos átomos, especificando a idéia de tamanho entre eles. Há uma breve descrição histórica, e posteriormente o átomo é relatado como sendo uma esfera muito pequena, indivisível, indestrutível, sendo o menor constituinte da matéria. Os livros usam os postulados propostos por Dalton para explicar o tamanho relativo entre eles, a formação de moléculas, substâncias, a idéia de equações químicas e balanceamento de equações. Isto pode ser verificado na figura 16.

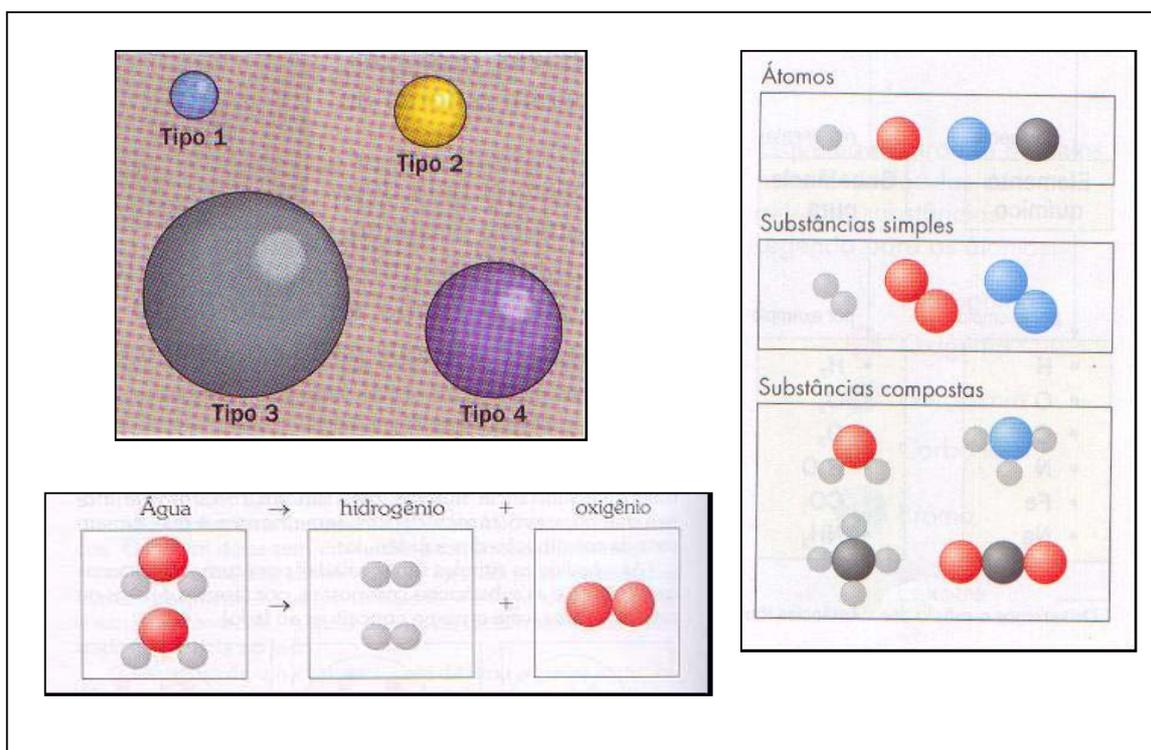
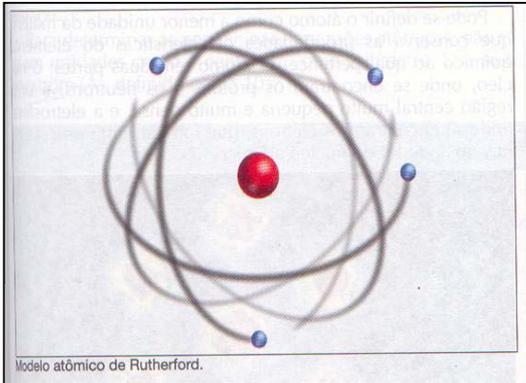


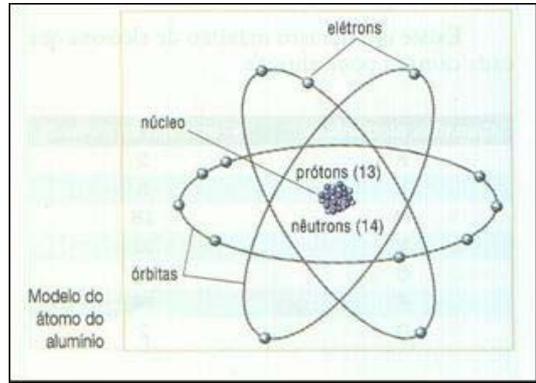
Figura 16. Recortes dos livros D e F, que mostram o uso do modelo de Dalton.

Com esse modelo os livros D e F também exploram a simbologia, a nomenclatura e as fórmulas usadas na linguagem química.

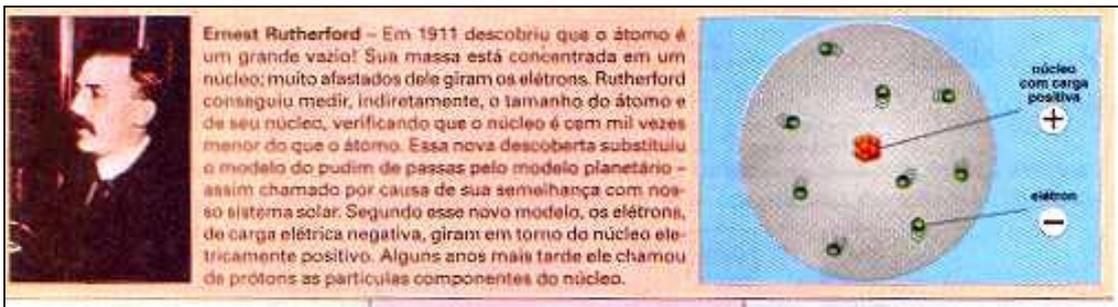
A maioria dos livros passa rapidamente pelo modelo de Dalton e percorrem o modelo de Thomsom apenas com o intuito de esclarecer a descoberta dos elétrons. Quando entram no modelo de Rutherford, os autores explicam rapidamente a descoberta do núcleo como uma proposição e outros têm como base o experimento com partículas alfa, mas a maioria ilustra o átomo de Rutherford e Rutherford-Bohr como aparece na figura 17.



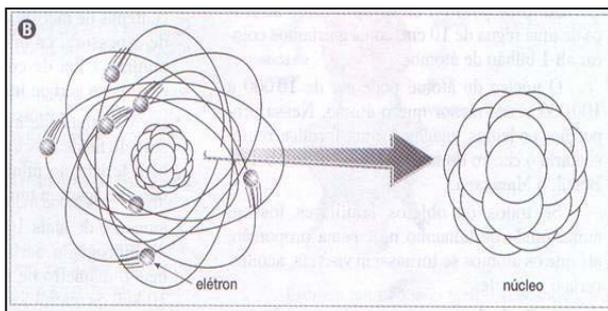
1



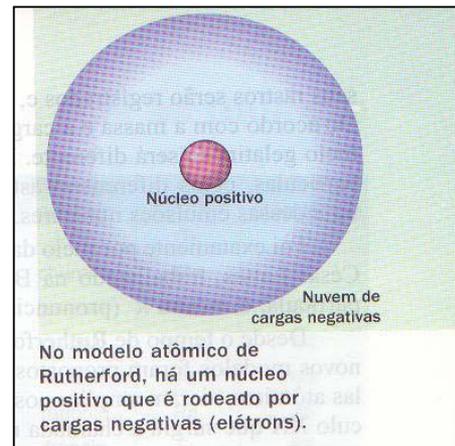
2



3



4



5

Figura 17. Várias representações para o modelo atômico proposto por Rutherford.

Cada livro demonstra o modelo de Rutherford e de Rutherford-Bohr de uma maneira diferente, mas os conteúdos são semelhantes. Na figura 17, as ilustrações mostram que os modelos propostos são caracterizados por um núcleo e uma eletrosfera e que os elétrons estão girando em regiões definidas ao redor de um núcleo positivo. Pode-se observar que os quadros 3 e 5, mostram a idéia de uma região circular ao redor do núcleo, na qual estariam os elétrons.

Como se vê na figura 17, os quadros 1,2 e 4, mostram um modelo atômico baseado na presença de um núcleo central e os elétrons girando ao redor desse núcleo descrevendo órbitas elípticas, conhecido como “*modelo do sistema solar*” (32). Além disso, eles comentam que o diâmetro da eletrosfera é muito maior que o diâmetro do núcleo, portanto a maior parte do átomo pode ser considerada de espaços vazios.

Há uma curiosidade na figura 17. Todos os casos onde há um movimento (quadros 1 e 4), os elétrons giram sempre no sentido horário.

Não há uma ilustração adequada que retrate a idéia dos elétrons estarem numa região não definida, ao redor do núcleo. Uma possibilidade de ilustração que representaria o modelo atômico de Rutherford é a da figura 18.

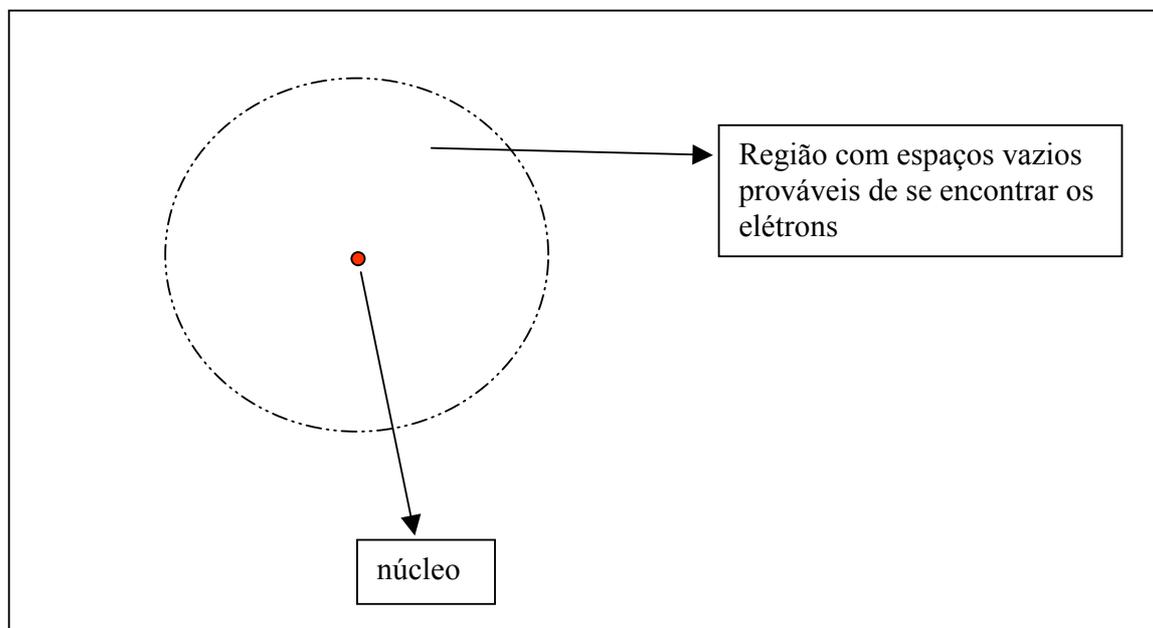
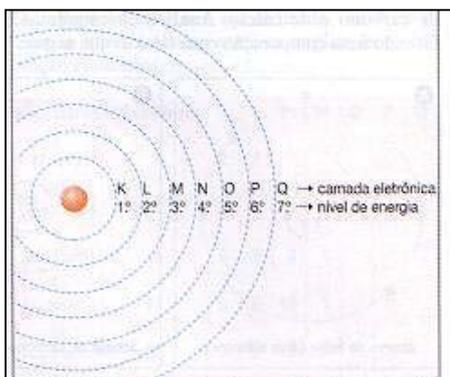


Figura 18. Ilustração que pode representar o modelo do átomo proposto por Rutherford.

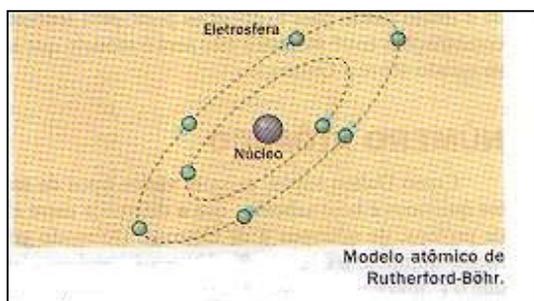
A figura 18 retrata de forma mais clara as idéias de Rutherford, mostrando uma região de pouca densidade e relativamente grande, formada por espaços vazios, sendo provável encontrar os elétrons. Há uma outra região mais concentrada e relativamente menor, contendo o núcleo.

Após o estudo dos modelos atômicos, os autores iniciam uma discussão sobre a organização dos elétrons no átomo. Basicamente eles usam o modelo de Bohr, como um alicerce para a explicação, usando regras que “*facilitam*” seu entendimento. A figura 19 mostra algumas ilustrações encontradas nos livros A, B e D, em relação a esta “*distribuição eletrônica*”.



Cada uma das camadas eletrônicas tem um número máximo de elétrons, conforme você pode ver no quadro abaixo:

TABELA DE DISTRIBUIÇÃO DE ELÉTRONS	
Camada eletrônica	Número máximo de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2



Camada	Número máximo de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2

A distribuição eletrônica

Para fazer a distribuição eletrônica, proceda da seguinte maneira:

- Siga a seqüência das camadas (K, L, M,...), preenchendo seus números máximos de elétrons. No último nível, não coloque mais de 8 elétrons.
- Caso um nível permita 18 ou 32 elétrons como número máximo e ele seja o último de sua distribuição, proceda assim:
 - Se você colocar um número de elétrons maior que 8 e menor que 18, distribua nesse nível apenas 8 elétrons; o restante, passe para o nível seguinte.

Veja a distribuição eletrônica de potássio, que possui 19 elétrons:

	K	L	M	N
Nº máximo de elétrons possíveis	2	8	18	32
Distribuição inicial dos elétrons do potássio	2	8	9	
Distribuição final dos elétrons	2	8	8	1

Veja que, na distribuição inicial dos elétrons do potássio, a camada M teria 9 elétrons. Na distribuição final, colocam-se 8 elétrons na camada M e o restante ($9 - 8 = 1$) é colocado no nível seguinte (N = 1).

- Se você colocar um número de elétrons maior que 18 e menor que 32, distribua nesse nível apenas 18 elétrons; o restante, passe para o nível seguinte.

Veja a distribuição eletrônica da prata, que possui 47 elétrons:

	K	L	M	N	O
Nº máximo de elétrons possíveis	2	8	18	32	32
Distribuição inicial dos elétrons da prata	2	8	18	19	
Distribuição final dos elétrons	2	8	18	18	1

Note que na distribuição inicial dos elétrons da prata a camada N tem 19 elétrons. Na distribuição final, colocam-se 18 elétrons na camada N; o restante ($19 - 18 = 1$) é colocado no nível seguinte (O = 1).

Figura 19. Modelos e regras para a distribuição dos elétrons nos átomos

De acordo com a figura 19, os livros explicam a organização dos elétrons nos átomos com base em camadas eletrônicas e o número máximo de elétrons possíveis por camada. Para um átomo neutro, o número de prótons deve ser igual ao número de elétrons, ou seja, o número de cargas positivas presentes no núcleo deve ser igual ao número de cargas negativas presentes na eletrosfera, garantindo assim, a neutralidade do átomo.

Nos livros analisados, a distribuição eletrônica não foi baseada no diagrama de Linus Pauling, mas sim em uma regra mais palatável, que é a distribuição em função da estabilidade dos gases nobres. Para a organização destes elétrons, os autores normalmente usam a regra dos 8 e 18 elétrons.

Mesmo sendo mais fácil, provavelmente esta regra torna-se uma ferramenta mecânica para os alunos, pois apenas aprendem a preencher as camadas, não tendo base conceitual para entender o significado de níveis de energia.

Com os conceitos de *prótons*, *nêutrons* e *elétrons*, os livros explicam algumas propriedades importantes dos átomos. O *número atômico* é comparado à identidade dos átomos, assim como, num átomo neutro, ele deve ser igual ao número de elétrons. Sugere-se também que o número atômico é a quantidade de prótons existentes no núcleo do átomo. O *número de massa* de um átomo pode ser calculado como sendo a soma dos prótons e nêutrons presentes no núcleo. Os elétrons não são utilizados no cálculo do número de massa, pois afirmam que a massa deles pode ser desprezível em relação à massa dos prótons e dos nêutrons (Figura 20).

O **número de massa (A)** é a soma do número de prótons e do número de nêutrons de um átomo.

Matematicamente, podemos escrever:
número de massa = número de prótons + número de nêutrons
 $A = Z + n$

Número de massa

Chama-se *número de massa* à soma dos prótons (p) e dos nêutrons (n) de um átomo, isto é, à soma das partículas fundamentais que se acham no núcleo do átomo.

Além do número atômico, o número de massa também pode servir para identificar um átomo. O número de massa de um átomo é representado pela letra A .

Dessa forma, temos:

$$A = p + n$$

Como p é o número atômico, podemos dizer que:

$$A = Z + n$$

A tabela abaixo relaciona os números de prótons, de nêutrons e de massa de alguns átomos:

Átomo	nº de prótons	nº de nêutrons	nº de massa
Hidrogênio	1	0	1
Hélio	2	2	4
Enxofre	16	16	32
Ferro	26	30	56

Você deve ter reparado que os elétrons não são considerados no cálculo do número de massa. Isso porque sua massa é desprezível em relação à massa do próton e do nêutron. Lembre que a massa do elétron é 1 836 vezes menor!

Figura 20. Recortes dos livros A e D, mostrando o conceito e o cálculo do número de massa.

Os livros A, B e D comentam o conceito de massa atômica. O livro D, explica que a massa atômica é um valor médio dos números de massa de um elemento químico, considerando-se as proporções dos isótopos na natureza.

Os livros A e B explicam a idéia da utilização de um padrão, no caso o carbono-12. Os autores explicam que os cientistas imaginaram o átomo do carbono-12 dividido em 12 partes iguais e consideraram uma dessas partes como sendo *uma unidade de massa atômica (u)*. Portanto se um átomo de hélio tiver

massa igual a 4, isto significa que a massa dele é 4 vezes maior do que 1/12 da massa do carbono-12. Além disso, estes autores afirmam que os valores de massas atômicas são praticamente iguais ao número de massa, em módulo.

È razoável pensar que, para o ensino fundamental, não se deve trabalhar com o conceito de *massas atômicas*, pois os estudantes não têm base matemática e química suficientes para entender a idéia de média ponderada e a de átomo-padrão, o que pode ser deixado para ser estudado mais tarde, no ensino médio. Já o conceito de *número de massa* é mais palatável, pois se trabalha apenas com uma matemática simples (adição e subtração) de átomo para átomo e os conceitos químicos envolvidos são mais elementares.

A maioria dos livros relaciona o conceito de *número de massa* atribuindo aos prótons e nêutrons uma *massa relativa* igual a 1. Já para os elétrons eles atribuem uma *massa relativa* como sendo aproximadamente 1/1836 e completam afirmando que esta massa pode ser desprezível em relação aos prótons e aos nêutrons. Portanto, para se efetuar o cálculo do *número de massa* pode-se considerar apenas a soma do número de prótons com o número de nêutrons.

Outro fato que deve ser levado em consideração é a idéia sobre *cargas elétricas*. Os autores definem que um próton tem carga relativa positiva, um elétron tem carga relativa negativa e um nêutron não tem carga. A tabela 2 ilustra as diferenças entre os valores de massa e carga presentes nas partículas sub-atômicas. Esta tabela foi construída a partir dos conteúdos analisados nos livros didáticos.

Tabela 2. Representação arbitrária de massas e cargas das partículas fundamentais.

Partículas	Massa relativa	Carga relativa
Próton	1	1+
Nêutron	1	0
Elétron	1/1836	1-

De acordo com a tabela 2, há uma separação de valores entre as massas e as cargas relativas. É provável que o estudante acabe se confundindo ou misturando os conceitos de *massa relativa*, *número de massa* e *carga relativa*. Na maioria dos livros, os autores não explicam que a *massa relativa* das partículas sub-atômicas deve ser empregada na idéia de pesagem, no sentido de medida da massa dos átomos. Portanto, a idéia de *massa relativa* pode ser confundida com a idéia de *número de massa*. Um está relacionado à medida da massa, o outro está relacionado a quantidades, a contagem de prótons e de nêutrons.

A idéia de *carga relativa* é apresentada com uma abordagem muito abstrata. Os livros se apóiam em valores que são mostrados na tabela 2 como definições usadas pelos cientistas. Apenas o livro F, inicia o estudo da natureza elétrica da matéria apresentando uma experiência muito simples, com bastões de vidros sendo eletrizados em um pedaço de lã.

Nos livros analisados, a idéia de *carga relativa* é usada para a definição de átomo eletricamente neutro e formação de íons. Num átomo eletricamente neutro, a somatória das cargas dos prótons e elétrons deve ser igual a zero, ou seja, o número de prótons deve ser igual ao número de elétrons. Como os nêutrons não têm carga, estes não participam do cálculo. Já na formação de íons, os autores explicam que os átomos podem ganhar ou perder elétrons, apenas elétrons, mantendo sempre os prótons no núcleo. Portanto, eles comentam que, se um átomo perder ou ganhar elétrons ele pode se tornar um íon, no qual a soma das cargas dos prótons e dos elétrons dará um número diferente de zero. Com isso há a definição de cátions (íons positivos) e ânions (íons negativos).

Dois livros entram no conceito de íons, apenas citando que a perda de elétrons, resulta na formação de cátions e o ganho de elétrons, resulta na formação de ânions. Os demais livros comentam esse assunto no capítulo de ligações químicas.

A definição de elemento químico é abordada com sendo um conjunto de átomos que possuem o mesmo número atômico. O livro A traz um recorte interessante sobre a fusão nuclear que ocorre no sol, explicando que a fusão de

hidrogênio pode formar o hélio. Com isso o autor pretende ressaltar que, quando se muda o número de prótons do núcleo, muda-se também o elemento químico.

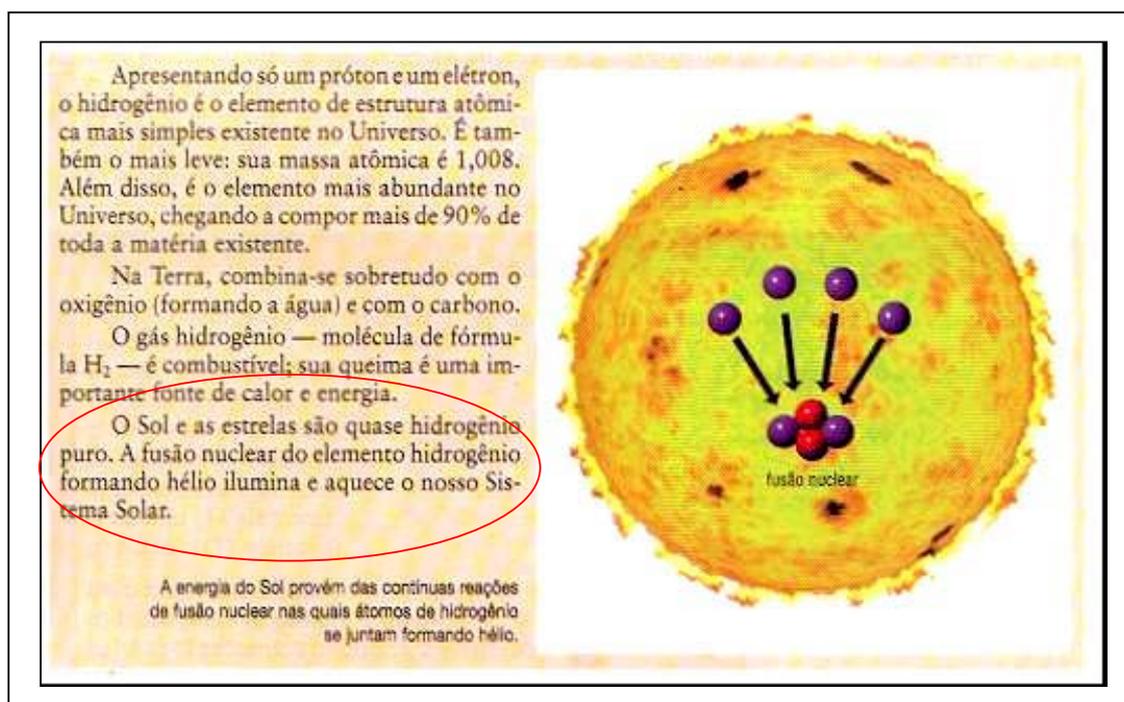


Figura 21. Ilustração que representa a formação de hélio por fusão nuclear.

A intenção do autor, na figura 21 é mostrar um esquema simplificado sobre a fusão nuclear, acompanhado de um texto explicativo. Mas nessa figura podem ser encontradas várias inadequações dos conceitos químicos. Inicialmente o autor mostra uma figura em que os modelos de átomos representados são desproporcionais em relação ao Sol. No texto, ele explica que o hidrogênio é o elemento de estrutura mais simples existente no Universo, tendo uma massa atômica de 1,008. O autor não usa unidades de medida. Quando fala que na Terra o hidrogênio se combina com o oxigênio para a formação da água, ele deveria esclarecer que é o gás oxigênio e não o elemento oxigênio. Além disso, ele não cita os compostos que são formados com o carbono. No círculo vermelho,

ele diz que a fusão do hidrogênio forma o hélio, mas o que ocorre é a formação de núcleos de hélio, o que não é mostrado adequadamente na figura.

O texto traz pequenas inadequações que podem confundir o estudante e as informações trazidas nele revelam apenas curiosidades sobre o hidrogênio.

Os demais autores também trabalham nesta mesma linha, com definições bem sucintas sobre os elementos químicos.

Logo após o conceito de elemento químico os autores apresentam a simbologia usada em química para a representação dos elementos. Os livros trazem o mesmo padrão de representação, isto pode ser visto na figura 22, seguindo as recomendações da IUPAC. **(33)**

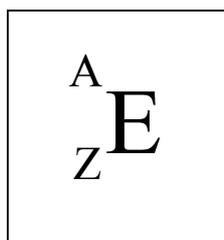


Figura 22. Esquema geral para a representação simbólica dos elementos químicos.

O *número de massa* é representado por **A** e o *número atômico* é representado por **Z**.

Os últimos conceitos sobre a estrutura da matéria se referem as semelhanças entre átomos: *isótopos*, *isótonos* e *isóbaros*.

De maneira geral, os autores usam alguns recursos como fotos ou desenhos que retratam de um modo simplificado as semelhanças entre os átomos. Eles explicam que os isótopos são átomos de um mesmo elemento químico que possuem o mesmo número atômico (ou número de prótons) e diferem nos números de massa e de nêutrons. Não há uma abordagem histórica deste

assunto em nenhum livro. Os isótonos são átomos de elementos diferentes que possuem o mesmo número de nêutrons e diferem quanto ao número de prótons e elétrons. Por fim os isóbaros são átomos de elementos diferentes que possuem o mesmo número de massa, mas diferentes números de prótons e nêutrons. Nenhum livro aborda o conceito de átomos isoeletrônicos.

Os livros B, C, E e F, explicam apenas o conceito sobre isótopos e os livros A e D, explicam o conceito de isótopos, isótonos e isóbaros, enfatizando principalmente os isótopos. Os exemplos mais citados são os isótopos de hidrogênio e de oxigênio, o que pode ser visto na figura 23.

Isótopos num simples copo de água



Quando dizemos que os isótopos pertencem ao mesmo elemento químico (pois possuem o mesmo Z), estamos dizendo que eles possuem as mesmas propriedades químicas.

Assim, por exemplo, os átomos de hidrogênio que existem numa molécula de água, H₂O, podem ser qualquer um de seus isótopos. O átomo de oxigênio também pode ser qualquer um de seus isótopos.

Isótopos do hidrogênio: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ ou ${}^3_1\text{H}$
 Isótopos do oxigênio: ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$ ou ${}^{18}_8\text{O}$

Todos os isótopos de um certo elemento, por possuírem as mesmas propriedades químicas, podem tomar parte na composição das mesmas substâncias.

A abundância dos isótopos (a quantidade de cada um deles que existe na natureza) é normalmente diferente. Assim, por exemplo, de cada 10.000 átomos de oxigênio, os químicos concluíram que 9.976 são de ${}^{16}_8\text{O}$, 4 são de ${}^{17}_8\text{O}$ e 20 são de ${}^{18}_8\text{O}$.

Num simples copo de água, existem três isótopos diferentes de hidrogênio e três de oxigênio.

1

Isótopos

Os átomos de um mesmo elemento químico têm sempre o mesmo número atômico, mas podem possuir diferentes números de massa, porque podem ter nêutrons em quantidades distintas. É como uma pessoa que tem um único RG, mas diversas contas bancárias.

Esse fenômeno natural é denominado **isotopia**. **Isótopos são átomos com mesmo número atômico, mas diferentes números de massa.**

O hidrogênio, por exemplo, tem três isótopos. O mais comum deles é o ${}^1_1\text{H}$, também conhecido como prótio ou hidrogênio leve. Os outros isótopos do hidrogênio, muito menos freqüentes na natureza, são o ${}^2_1\text{H}$ (deutério) e o ${}^3_1\text{H}$ (trítio).

O oxigênio também apresenta isótopos. De cada mil átomos de oxigênio, 998 são do isótopo ${}^{16}_8\text{O}$. Os restantes são dos isótopos ${}^{17}_8\text{O}$ e ${}^{18}_8\text{O}$. Compare o número de nêutrons nos isótopos do oxigênio:

${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$
8 prótons	8 prótons	8 prótons
8 nêutrons	9 nêutrons	10 nêutrons

2

Átomos isótopos: o que é isso?

Vimos neste capítulo que:

- um elemento químico é constituído por átomos que têm o mesmo número atômico;
- átomos de um mesmo elemento químico podem apresentar números de massa diferentes.

Esses átomos recebem o nome de **isótopos**. Portanto, *isótopos são átomos de um mesmo elemento químico que têm diferentes números de massa (A).*

Veja alguns exemplos:

isótopos do oxigênio: ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$
 isótopos do cálcio: ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, ${}^{42}_{20}\text{Ca}$, ${}^{44}_{20}\text{Ca}$
 isótopos do hidrogênio: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$

3

Figura 23. Abordagem usada por alguns livros para explicar o conceito de isotopia.

A figura 23 mostra a abordagem mais comum nos livros. Os autores apenas apresentam a definição conceitual sobre os isótopos e fornecem alguns exemplos. No quadro 1, o autor define os isótopos corretamente, mas no exemplo citado, que faz referência à presença de isótopos num copo de água, ele deixa a impressão de que as moléculas de água formadas por diferentes isótopos também têm as mesmas propriedades químicas. Sabe-se que a água pesada (D_2O) tem propriedades químicas diferentes da água (H_2O) como, por exemplo, a massa molar. Outra observação que ele faz no texto refere-se a abundância dos isótopos, afirmando que a abundância dos isótopos é normalmente diferente e que a cada 10000 átomos de oxigênio, 9976 são de oxigênio 16, 4 são de oxigênio 17 e 20 são de oxigênio 18. Ele não deixa claro se essa diferença é de lugar para lugar ou entre os elementos. Esta inadequação da linguagem nos textos faz com que o estudante possa ter uma interpretação equivocada sobre o fenômeno. O círculo vermelho, marcado no quadro 2, mostra o autor fazendo uma comparação dos isótopos à uma pessoa que possua um único RG e várias contas bancárias. A analogia utilizada é inadequada, pois os isótopos são constituídos de átomos diferentes de um mesmo elemento químico. O quadro 3, mostra uma definição sucinta e conceitual, sem muitas observações.

Os livros também exploram uma imagem interessante quando tratam de isotopia. Eles comentam sobre os isótopos radioativos existentes e aproveitam para descrever alguns processos nucleares. Alguns exemplos são: a fusão e a fissão nuclear, as bombas atômicas e suas destruições ao longo da história, os efeitos da radioatividade, a energia nuclear como fonte alternativa de energia, etc. Isto pode ser observado na figura 24.

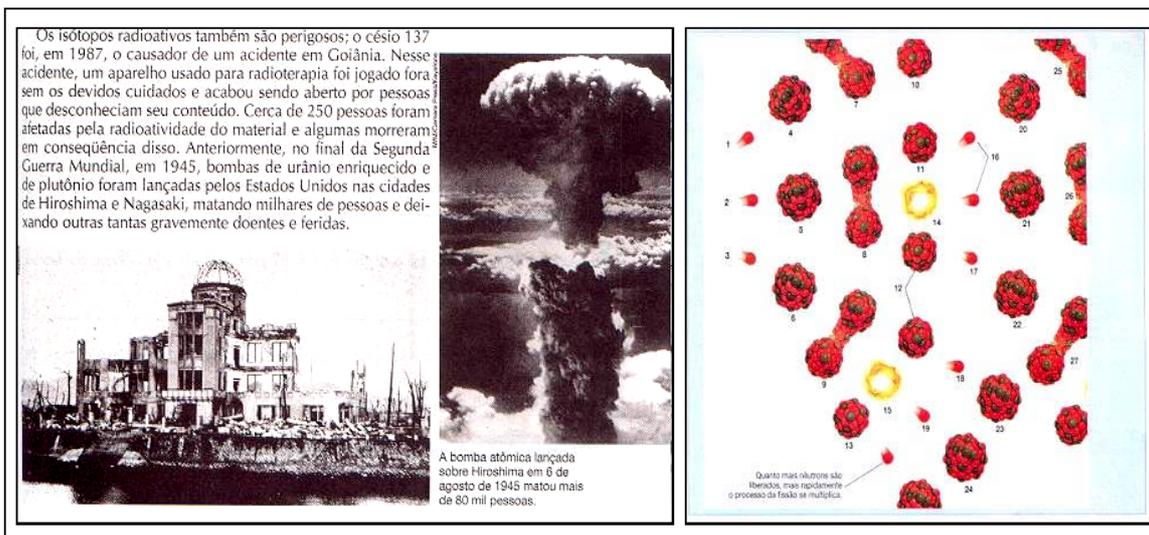


Figura 24. Ilustrações sobre a radioatividade.

As ilustrações na figura 24 são um exemplo de que o assunto radioatividade ganha destaque em alguns livros. Os textos fazem referência aos males causados pela radiação ou tratam apenas com uma informação num contexto histórico. Talvez este não seja o melhor caminho para alcançar a atenção do estudante. Retratar as coisas ruins pode dar a impressão de que a química é uma ciência que causa prejuízos a sociedade. Além disso, as ilustrações sobre as reações nucleares são complexas para este nível de escolaridade, provavelmente é uma imagem sem muitos significados para o estudante, a não ser no sentido negativo.

III.4. Análise Sobre o Estudo da Tabela Periódica Presente nos Livros Didáticos.

A maioria dos livros inicia o estudo da Tabela Periódica tendo como base a história e o desenvolvimento da classificação dos elementos feita por Mendeleev. Após uma breve introdução histórica, os livros comentam sobre os trabalhos de Mosley e a organização dos elementos químicos na Tabela Periódica em ordem crescente de seus números atômicos.

A idéia de periodicidade também é explorada pelos autores. Alguns tentam explicar a periodicidade fazendo algumas analogias com as estações do ano, as notas musicais a freqüência dos alunos nas escolas, etc.

Os livros mostram uma explicação bem detalhada sobre a posição dos elementos na Tabela Periódica, permitindo aos estudantes ter as informações para classificar um determinado elemento, descrevendo sua posição, simbologia, número atômico, número de massa, distribuição eletrônica, número de elétrons no nível de valência, se é um metal, se é um não metal, etc. A figura 25 mostra a abordagem usada nos livros.

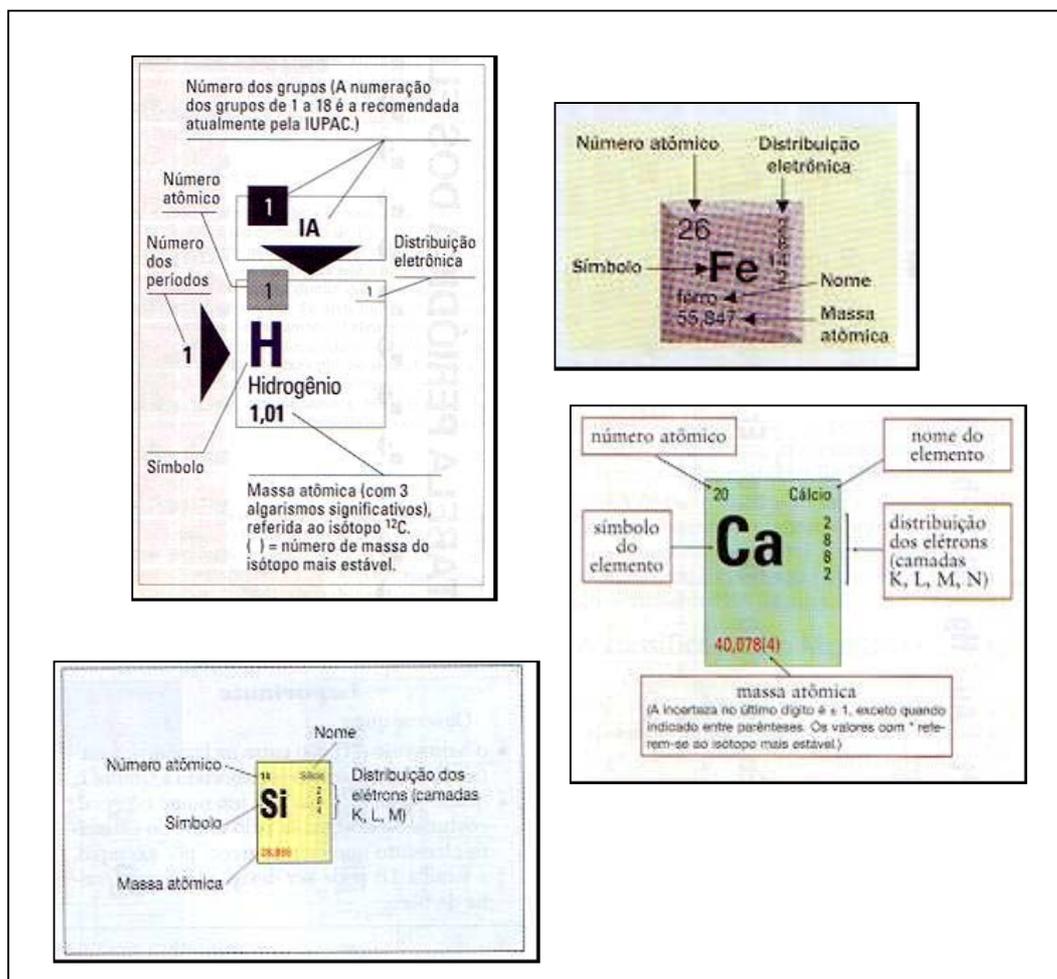


Figura 25. Alguns exemplos de como se ler as informações sobre os elementos na Tabela Periódica.

A partir daí os autores começam a explicar as subdivisões de classificação na Tabela Periódica: metais, não metais, semi-metais, gases nobres, famílias, períodos, etc.

Os metais são classificados como uma classe de elementos que apresentam brilho característico, na temperatura ambiente são sólidos (exceto o mercúrio), são bons condutores de calor e eletricidade, são resistentes, etc. Os não metais ou ametais, são classificados como uma classe de elementos que não apresentam brilho característico, exceto iodo e carbono, na forma de diamante,

não conduzem bem o calor e a eletricidade e geralmente possuem mais de 4 elétrons na camada de valência. Também explicam que os semi-metais é uma classe de elementos que se comportam como metais, e outras vezes, como não metais.

No estudo dos períodos, explicam que cada um está ligado ao número de camadas eletrônicas nos átomos. Por exemplo: Um elemento que está no quarto período, possui 4 camadas eletrônicas (K, L, M, N).

No estudo das famílias ou grupos, o número de cada família, principalmente do grupo A, indica que seus elementos possuem algumas propriedades químicas e físicas semelhantes. Além disso, os autores nomeiam estas famílias, como:

- 1A: Família dos Metais Alcalinos.
- 2A: Família dos Metais Alcalinos Terrosos.
- 3A: Família do Boro.
- 4A: Família do Carbono.
- 5A: Família do Nitrogênio.
- 6A: Família dos Calcogênios.
- 7A: Família dos Halogênios.
- 8A ou 0: Família dos Gases Nobres.

Alguns autores explicam que o número de cada família do grupo A representa o número de elétrons presentes na última camada da eletrosfera do átomo. Por exemplo: o sódio (Na, família 1A) tem 1 elétron na última camada. Esta é a idéia de camada de valência. Isto está detalhado melhor no capítulo de ligações químicas, mas é deixado nas entrelinhas de alguns livros, no estudo da Tabela Periódica.

Por fim os autores usam como recurso algumas imagens ou desenhos, enfatizando a aplicação e utilidades de alguns elementos como: o alumínio, o neônio, o hidrogênio, o mercúrio e outros elementos.

Substâncias simples formadas por:

A metais: alumínio (papel-alumínio), ferro (pregos), cobre (fio);

B não-metais: enxofre (pó amarelo), carbono (os dois pedaços de grafite na ponta das molas) e iodo;

C gases nobres: a bexiga está preenchida com hélio e o bulbo da lâmpada contém argônio; e

D semimetal: silício, misturado a pequenas quantidades de outros materiais; empregado em células fotovoltaicas (transformam energia luminosa em energia elétrica; usadas por exemplo em calculadoras portáteis).



Cristal de silício.



Maçaneta de antimônio.

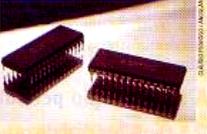
O gás neônio é comumente utilizado em iluminações especiais, como as dos luminosos de propaganda; o gás xenônio é usado na confecção de lâmpadas para *flash* eletrônico; o gás hélio, muito leve, é usado para inflar (encher) balões, entre outras utilidades.



Vista noturna da cidade de Las Vegas (EUA), onde predominam os painéis luminosos de gás neônio.

O hidrogênio é um elemento que apresenta propriedades singulares. Sua forma estável é a molécula H_2 , que é um gás combustível, incolor, inodoro, insípido e pouco solúvel em água. Por esse motivo, na classificação periódica dos elementos (apresentada adiante) o hidrogênio é considerado um elemento à parte, constituindo um quarto grupo.

Por ser um bom condutor de eletricidade, o silício é um elemento químico que serve de base para a microeletrônica. O *microchip* é em geral uma pequena peça de silício que controla o funcionamento de aparelhos eletrônicos. O silício é o segundo elemento mais abundante na crosta terrestre.



Microchip

- geralmente possuem mais de 4 elétrons na última camada eletrônica, o que torna possível sua transformação em ânions, no caso de recebimento de elétrons.

Bromo, único não-metal líquido. A 22 °C e sob pressão normal o bromo evapora com facilidade, produzindo vapores vermelho-escuros. Sua maior aplicação ocorre na indústria fotográfica, em preparados químicos para a revelação de filmes.



Hidrogênio

O hidrogênio constitui um caso à parte. Esse elemento apresenta propriedades muito particulares e diferentes das propriedades de qualquer outro elemento, a começar por ter apenas 1 elétron na última (e única) camada, a camada K; todos os outros elementos têm 2 átomos na camada K.

O gás hidrogênio (H_2) é uma substância formada por dois átomos do elemento hidrogênio. É incolor, inodoro, combustível e pouco solúvel em água.



O hidrogênio é um combustível empregado sobretudo nos foguetes espaciais.

Figura 26. Ilustrações presentes em alguns livros mostrando o uso prático de alguns elementos.

Na figura 26, as ilustrações mostram que a Tabela Periódica contém alguns elementos de uso prático importante, o que para o aluno, pode ser uma motivação para que se interesse pelo assunto.

A Tabela Periódica não é apenas uma tabela que contém uma série de elementos químicos. É possível que o primeiro contato com a Tabela Periódica signifique olhar para ela e, simplesmente levantar algumas questões: *O que é isso? Para que serve?*

É provável que os alunos do ensino fundamental também tenham as mesmas perguntas quando o professor apresentar a Tabela Periódica e mostrar sua organização. Como sugestão, a Tabela Periódica poderia ser desmistificada e usada apenas como tabela, neste nível escolar. A principal função da Tabela Periódica seria mostrar onde se localizam os elementos químicos e que existem elementos que são mais importantes no dia a dia do que outros.

O professor poderia começar tratando a questão da densidade dos sólidos que é um assunto mais palatável ao estudante, comentando os aspectos práticos disso, como a construção de estruturas e seu peso, na construção de meios de transporte, etc.

Como é inevitável falar de partículas sub-atômicas, a questão dos elétrons, sua transferência (formação de íons) poderia ser tratada tendo como base as variações de quantidades que podem ser transferidas e previstas pelo simples olhar na Tabela Periódica.

Neste aspecto é possível continuar e falar alguma coisa sobre o tamanho atômico e iônico. Um exemplo interessante é a presença de íons Na^+ e K^+ na bomba celular e Na^+ e Ca^{2+} na contração muscular.

Embora a questão da reatividade seja muito complexa, o fato de alguns metais serem mais reativos com a água e o oxigênio do que outros, como: Fe, Al, Zn, pode ser um bom motivo para se discorrer sobre seus usos.

É importante que cada informação dada seja compartilhada com o conhecimento prévio dos alunos. Também é necessário que a apresentação seja criativa e colaborativa, nunca informada como se fosse um “noticiário jornalístico”, o aluno precisa ser estimulado.

III.5. Conclusões.

Os livros didáticos possuem algumas inadequações nos textos e nas figuras que talvez possam interferir no aprendizado dos alunos. Os modelos atômicos abordados são apresentados em uma linha histórica e muitas vezes são adaptados para facilitar o entendimento. Alguns autores cometem alguns erros quando abordam, equivocadamente, os modelos atômicos e, muitas vezes, criam seus próprios modelos para facilitar as explicações.

As caixas de texto que acompanham as explicações teóricas mostram que alguns textos possuem inadequações na linguagem, e que a intenção do autor em aprimorar os conceitos, acaba tornando os textos, apenas, informativos.

No estudo da Tabela Periódica, a maioria dos autores se preocupa em oferecer o maior número de informações possíveis sobre a classificação dos elementos. Eles comentam sobre as propriedades, as curiosidades, as aplicações e outras coisas que, possivelmente, para os alunos são informações distantes de suas realidades.

Portanto, o livro texto tem como preocupação a apresentação do conteúdo. Os professores deveriam ser os responsáveis pela seleção adequada dos tópicos. Entretanto, pelo que se verifica isto não é feito e, os muitos problemas com os livros textos, relativamente ao bom processo de aprendizagem, acabam aparecendo.

IV. ATIVIDADES PRÁTICAS REALIZADAS.

IV.1. Atividade 1: “ *Para lidar com coisas muito grandes ou muito pequenas*”

Nos livros didáticos analisados, de maneira geral, a introdução ao estudo do átomo aparece de forma conteudista e com várias ilustrações que “*fortalecem*” a importância do estudo da química e dos modelos atômicos. As figuras e desenhos observados impõem uma “*certa verdade*” sobre o assunto átomo, dando pouca importância ao aspecto conceitual.

O uso de analogias inadequadas, possivelmente faz com que o aluno tenha uma idéia concreta sobre o que é o átomo, e não sinta a necessidade de usar ou desenvolver um modelo abstrato que o auxilie no entendimento do mesmo.

Os livros trazem tabelas com diversas informações sobre as dimensões dos átomos, uma delas é o raio atômico. Possivelmente os alunos devem se questionar: como se pode medir o raio de um átomo?

Em alguns livros o texto é um pouco técnico e na maioria das vezes a linguagem empregada nem sempre é adequada, dificultando a aprendizagem do estudante. Será que é tão abstrato introduzir a idéia de modelo atômico no ensino fundamental? Será que os alunos não conseguem entender o que é um modelo?

O processo utilizado nos livros-textos no caso dos modelos atômicos tem a tendência de discorrer sobre vários modelos para o átomo, de tal forma que o último modelo anula os anteriores. Provavelmente os alunos se questionam: Por que não nos ensinam o modelo correto?

O estudo inicial sobre a constituição da matéria ficou marcado pela visão de “*fora para dentro*”, ou seja, houve a transferência de aspectos macroscópicos para o mundo microscópico. Apenas a divisão dos materiais em átomos não foi o suficiente, o homem teve que admitir a co-existência de átomos e espaços vazios (11).

O simples fato do modelo de Dalton evidenciar que os átomos possuíam massa, não foi suficiente para o estudo dos outros constituintes do átomo. Foi

preciso interferir destrutivamente para identificar suas sub-partes: os elétrons, os prótons, os nêutrons e organização dessas partículas no átomo.

Esse avanço científico e tecnológico fez com que se criassem diversos modelos para o átomo e, na tentativa de ver essa partícula, várias distorções do que é realidade e a interpretação da realidade apareceram. Vários autores de livros iniciam o estudo da atomística com uma provável foto do átomo, tirada por instrumentos de pesquisa muito avançados. O mesmo ocorre com revistas e jornais populares, que publicam a “*fotografia do átomo*” (34).

As imagens divulgadas são manifestações do comportamento do elétron sob a ação de um instrumento. A interferência causada pelo instrumento pode perturbar o estado natural da entidade que se busca detectar e conseqüentemente a foto ou a imagem formada na tela de um computador reflete a natureza agredida pelo modo que foi medida. Assim, ela pode não ser a mesma que existe, sem a nossa interferência.

O mundo sub-atômico é uma interminável conciliação de idéias e formulações matemáticas sugeridas pelos cientistas. Certamente nos artigos científicos encontram-se várias discussões e equações que tentam explicar vários modelos referentes ao átomo, mas a linguagem utilizada não está no nível de escolaridade de estudantes e possivelmente a explicação dos fenômenos naturais está longe do alcance e da percepção deles, fazendo parte de uma outra realidade. (34)

Assim, está sendo proposta uma atividade que pode ser realizada em duas etapas: a primeira os estudantes devem usar suas experiências adquiridas nas séries anteriores para pensar “*o que é uma coisa muito grande e o que é uma coisa muito pequena*” e na segunda usam uma porção de argila para desenvolver a idéia de algo muito pequeno, de modo a facilitar a introdução do conceito de átomo.

IV.1.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da 1ª parte da Atividade 1 em Sala de Aula.

Esta atividade consiste no trabalho em grupo. Estes grupos podem ser formados por quatro ou cinco alunos.

Cada grupo recebe uma folha de papel branco, onde serão anotadas as informações requeridas pela atividade.

A atividade é iniciada explicando-se que, a qualquer coisa muito pequena ou muito grande, é difícil atribuir uma escala de grandeza que seja convincente e que esteja de acordo com as grandezas originais. Assim, sugere-se que os grupos se reúnam para discutir e escolher, três coisas que julguem ser as maiores possíveis e três coisas que julguem ser as menores possíveis. Para cada conjunto, os estudantes devem ter a justificativa da sua escolha.

Isto faz com que eles se acostumem com a idéia de que o conhecimento deve ter um significado, uma explicação.

IV.1.1.2. Resultados e Discussão da 1ª parte da Atividade 1.

No início da atividade, os alunos fizeram um exercício de imaginação, anotando as três maiores e menores coisas possíveis em seu julgamento. Alguns resultados podem ser observados na figura 27.

3 coisas maiores possíveis

Mundo
sol
sistema solar

3 coisas menores possíveis

formiga
moléculas
bactérias

Maiores

A estatua da Liberdade
Cristo redentor
Pão de açúcar

Menores

Abelha
Mosquito
Pernalonga

3 coisas maiores possíveis

sol
sistema solar
galáxia

3 coisas menores possíveis

microbios
moléculas
átomos

3 coisas maiores possíveis

1 edifício
A Torre Eiffel
Sol

3 coisas menores possíveis

1 grão de areia
1 formiga de doce
1 pedrinha

Células
moléculas
vírus

Balão azul
elefante
morcego

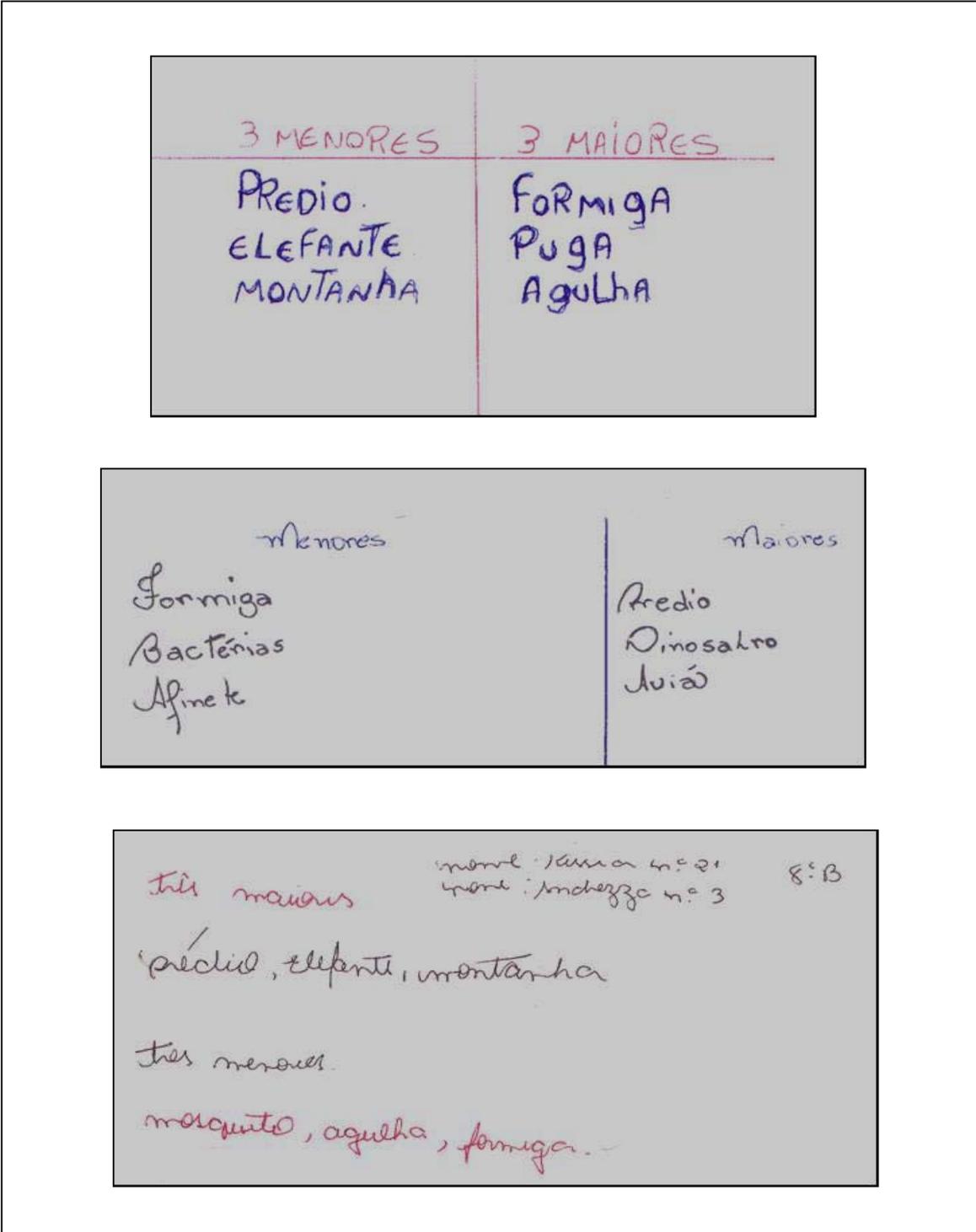


Figura 27. Alguns exemplos apontados pelos alunos sobre o que poderiam ser as maiores e as menores coisas.

A análise dos resultados mostrou que os alunos têm idéias parecidas em relação as possíveis “coisas” maiores e menores.

Em relação às três coisas maiores, os grupos citaram animais, objetos concretos (prédios, elefantes, Terra), planetas, galáxias e estrelas. As coisas maiores representadas pelos alunos demonstraram que a idéia de altura e distância podem ser traduzidas como muito grandes, inatingíveis por eles. Os alunos tinham a idéia do que pode ser grande e demonstraram que as “coisas grandes” podiam ser observadas, vistas por eles em programas de TV, jornais ou revistas e com isso possivelmente associavam algo que já viram nestes meios de comunicação ou de suas próprias experiências de vida, como sinônimos de “coisas grandes”.

Em relação às três coisas menores, observou-se que apareciam palavras como: moléculas, vírus, células, micróbios, átomos, etc. Isto se deve ao fato de que eles já haviam estudado alguma coisa em biologia ou que, já teriam ouvido algum professor mencionar estas palavras em aula, mas alguns alunos também citaram outras coisas observáveis diretamente como: formigas, grão de areia, agulha, mosquitos e outros.

De acordo com a figura 27, os alunos não organizaram em ordem as coisas maiores, intermediarias e menores, em nenhum dos conjuntos. Provavelmente acreditaram que coisas muito grandes podiam ter dimensões próximas. Um exemplo foi a do grupo que o escreveu: “sol, sistema solar e galáxia”. A impressão que se tem é que tanto o sol, como sistema solar e as galáxias têm o mesmo tamanho. O outro exemplo é o dos grupos que escreveram; “baleia azul, elefante e meteoro” e “prédio, dinossauro e avião”.

Para as coisas menores, os resultados foram parecidos, sendo provável que, por serem pequenas, são praticamente iguais em relação ao tamanho, não existindo uma seqüência lógica, colocando-se, por exemplo, as dimensões de uma bactéria e a de uma molécula, de uma célula e a de uma molécula, a de um micróbio e a de um átomo ou uma molécula numa mesma ordem de grandeza,

além de assemelhá-las a coisas observáveis, como pulga, formiga, abelha ou mosquito.

Observam-se, também, alguns erros de grafia, evidenciando certas dificuldades no aprendizado, que se prolongaram no decorrer das séries anteriores.

Nesta atividade inicial, notou-se que cerca de 30 % dos alunos tinha alguma abstração, sendo que a maioria relatou “coisas” ligadas ao senso comum, tanto para as coisas maiores como para as menores. Estes resultados podem evidenciar que a maioria dos alunos tinha dificuldades em abstrair, sendo esta capacidade de abstração uma base importante para o entendimento do átomo. Esta atividade serviu como um diagnóstico, de modo que as atividades subseqüentes fossem aplicadas com um certo “*cuidado*”, para não se tornarem apenas atividades mecânicas.

IV.1.2. Organização, Materiais e Desenvolvimento da 2ª parte da Atividade 1 em Sala de Aula.

Os grupos formados na 1ª parte da atividade 1, devem ser mantidos para o desenvolvimento da 2ª parte .

Os materiais necessários são os seguintes:

- *Uma porção de argila (mais ou menos 300 g) molhada.*
- *Jornal velho.*
- *2 Réguas de plástico de 20 cm ou 30 cm.*
- *1 folha para anotações.*

Após a distribuição dos materiais para cada grupo e a organização desses materiais, deve-se relatar um procedimento a ser adotado:

- *Forrar as carteiras com jornal velho.*
- *Tomar uma porção de argila e modelá-la no formato esférico.*
- *Cortar a esfera ao meio, modelando duas outras esferas menores.*
- *Uma esfera deve ser guardada e a outra deve ser cortada ao meio sendo dividida em mais duas esferas. Uma é guardada e a outra cortada novamente ao meio.*
- *Assim consecutivamente, até não ser mais possível dividi-la.*
- *Medir os diâmetros das esferas construídas e anotar em uma folha separada.*

Após a apresentação da proposta de trabalho, os grupos começam a 2ª parte da atividade 1. Neste momento, é preciso uma interação entre o professor e os alunos, já que muitas dúvidas podem surgir.

O auxílio é fundamental, principalmente para o cálculo do diâmetro das esferas, já que, como se sabe, os alunos têm dificuldades com geometria.

No final da atividade, os grupos devem estimar quantas vezes deveriam dividir a menor esfera de argila obtida para que se atinjam as dimensões de um átomo de ferro, (diâmetro de 252×10^{-10} cm) **(35)**. A ajuda do professor é primordial nesta parte da atividade.

IV.1.2.1 Resultados e Discussão da 2ª parte da Atividade 1.

Seguindo o desenvolvimento descrito em IV.1.2, os grupos produziram de 13 a 18 esferas com a argila fornecida, modelando-as e alinhando-as formando uma escala decrescente, como se observa na figura 28.



Figura 28. Fotos mostrando os alunos modelando as esferas de argila e alinhando-as em escala decrescente.

Durante a confecção das esferas (figura 28), vários alunos levantaram questões sobre até onde era possível dividir as esferas. Alguns fizeram tentativas e as respostas eram parecidas, referindo-se principalmente ao fato de que as menores esferas não poderiam nem ser medidas.

O fato de terem construído uma escala da maior esfera, para a menor esfera (figura 28), fez com que alguns alunos comentassem sobre a existência de átomos e questionassem seu tamanho. Por que o aluno compararia o tamanho da menor bolinha com o possível tamanho de um átomo? Mesmo alguns integrantes dos grupos respondendo que o átomo poderia ser umas cem ou mil vezes menor, isto poderia levar a crer que existem alunos com dificuldades entre a comparação

do que pode ser extremamente pequeno com as esferas que podem ser observáveis. Estas observações mostraram que os alunos já teriam alguma introdução ao assunto “átomo”.

Exemplos de alguns diálogos que se estabeleceram:

Grupo 1.

Aluno – “Professor, a última bolinha é uma grão de areia?”.

Pesquisador – “Será que um grão de areia é maior ou menor?”.

Aluno – “Sei lá, pode ser menor, né?”.

Pesquisador – “Se for menor, vocês acham que é maior do que o átomo?”.

Grupo – “Nãoooo!, o átomo deve ser menor!”.

Pesquisador- “Menor quanto?”.

Grupo – “Ah! Umas dez vezes menor ou cem, sei lá”.

Pesquisador – “Será que dá para calcular?”.

Grupo 2.

Aluno – “O átomo é menor que essa bolinha, né?” – referindo-se a esfera menor.

Pesquisador – “O que você acha?”.

Aluno – “Eu acho que é menor”.

Pesquisador – “Menor quanto?”.

Grupo – “Ah! Umas mil vezes, não, umas dez mil vezes”.

Pesquisador – “Então como se poderia obter um átomo?”.

Aluno – Dividindo, dividindo, dividindo até chegar no átomo”.

Os alunos demonstraram muita curiosidade em relação às possíveis dimensões do átomo. O diálogo com os dois grupos, mostrou que eles têm idéia de que o átomo é muito pequeno, mas não fazem idéia de sua dimensão.

De maneira geral, os estudantes inferiram quantas vezes dividiriam a menor esfera para chegar ao tamanho do átomo, mas não faziam idéia de como podiam calcular o número de vezes que dividiriam e nem se isso era possível ou impossível.

O primeiro passo para essa estimativa foi anotar os diâmetros das esferas confeccionadas pelos grupos, após medi-los com o auxílio de uma régua. (Figura 29)



Figura 29. Fotos dos alunos medindo o diâmetro das esferas feitas de argila

Alguns grupos, como mostra a foto da figura 30, colocaram as esferas de argila sobre o papel de anotações e as circularam com o lápis ou a caneta. Posteriormente com o auxílio de uma régua, mediram o diâmetro do círculo feito no papel. Neste tipo de procedimento sugeriu-se que se segurasse a esfera com o dedo e que o círculo fosse feito com o lápis ao seu redor como na figura 30.



Figura 30. Foto de um aluno circulando o diâmetro da esfera de argila enquanto que um dos integrantes do grupo a segura com o dedo.

O trabalho era cooperativo, alguns mediam, outros anotavam os resultados (figura 31), entretanto as medidas não tinham um grande rigor, nem era necessário para os propósitos da atividade.

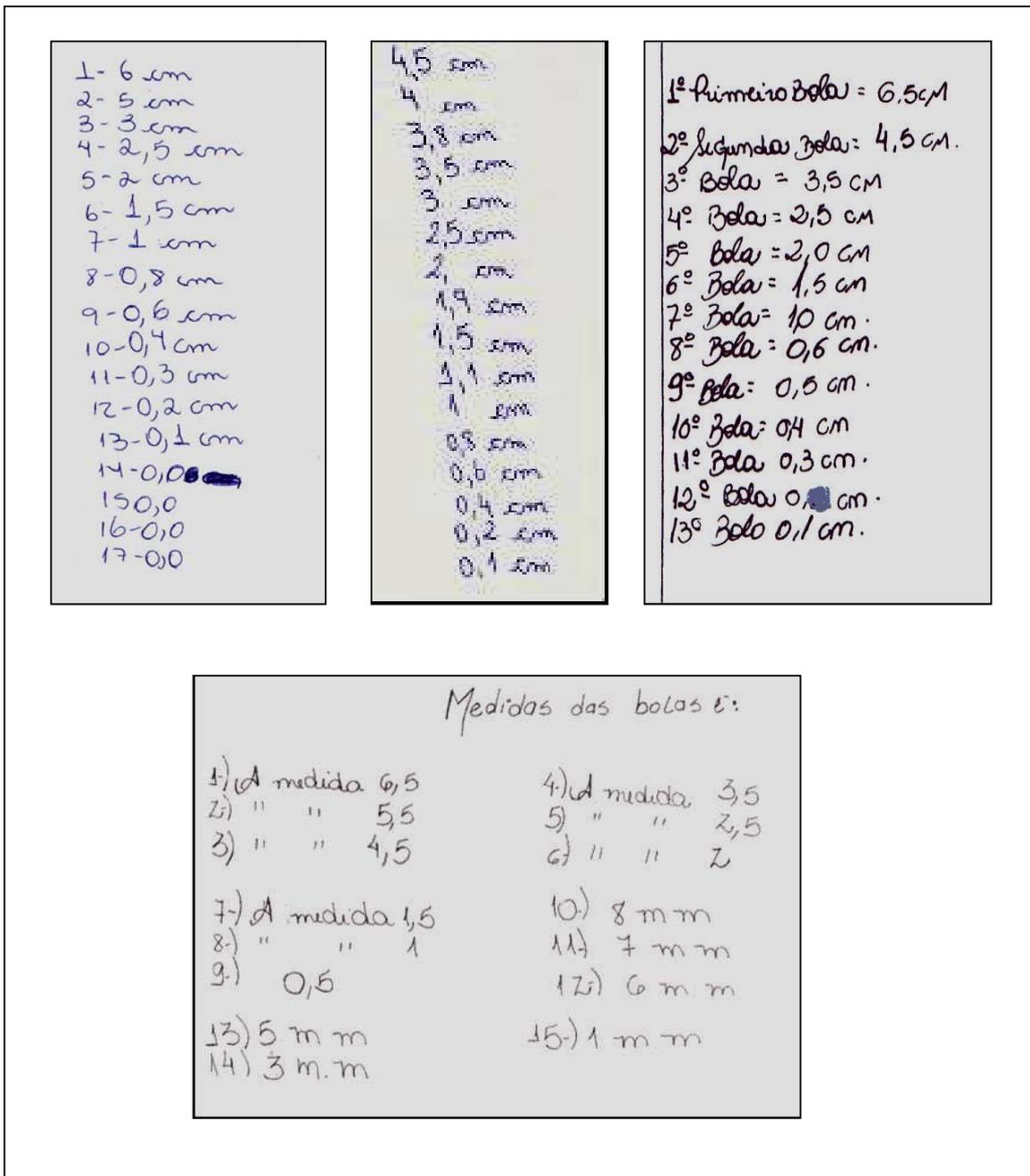


Figura 31. Alguns exemplos de medidas dos diâmetros das esferas feitas com argila.

Pode-se observar pela figura 31, que há uma dificuldade na medida das esferas menores. Isto se deve ao fato de que alguns fizeram esferas menores do que 0,1 cm de diâmetro e conseqüentemente não foi possível medir com uma régua comum. Algumas perguntas, afirmações e observações feitas pelos alunos durante a atividade foram:

“Professor é possível medir o átomo?”

“Como se mede um átomo?”

“Ô professor, sem condição de medir pô!”

Mas também houve algumas reflexões como:

“Ô professor, não dá para medir o átomo, né?”

“O átomo não se mede com a régua, porque é pequeno demais.”

A curiosidade sobre o que é o átomo e como se pode medi-lo, foram levantados por vários estudantes que queriam “ver”, “pegar”, “manipular” os átomos. Será que achavam que mesmo sendo muito pequeno, não seria possível vê-lo num instrumento de pesquisa adequado? Se a régua não era eficiente para medir a menor esfera de argila, seria eficiente para medir o átomo? Como poderia medir um átomo?

Esta curiosidade não foi satisfeita completamente pela dificuldade em se explicar certos aspectos de estudo mais avançados, além do que, o aumento da curiosidade poderia estimular os estudantes na busca de soluções a partir desta atividade.

Com algum cálculo matemático, procurou-se mostrar como seria possível ter uma idéia do tamanho de um átomo, partindo-se dos resultados anteriores (medidas dos diâmetros das esferas de argila).

Inicialmente, foi apresentada a relação matemática entre o volume da esfera e o seu raio:

$$V = \frac{4}{3} \pi R^3$$

Equação 1.

Como era esperado, a apresentação da equação causou uma certa inquietação, mas foi mostrado que, algumas vezes, é necessário usar algumas ferramentas da matemática para a obtenção de outros resultados.

O segundo passo foi verificar a relação entre o volume da menor esfera de argila e o volume do átomo de ferro, um elemento presente no cotidiano dos alunos.

$$\frac{V_{esfera}}{V_{átomo}} = \frac{\frac{4}{3} \pi R^3}{\frac{4}{3} \pi r^3}$$

equação 2.

Simplificando a equação:

$$\frac{V_{esfera}}{V_{átomo}} = \frac{R^3}{r^3}$$

equação 3.

O raio mais aceito para o ferro é de $126 \times 10^{-10} \text{ cm}$ (35). Como a maioria das esferas menores mediu $0,1 \text{ cm}$ de diâmetro, portanto seu raio era de $0,05 \text{ cm}$. Ao aplicar a equação 3, dividindo $(0,05)^3$ por $(126 \times 10^{-10})^3$, achou-se o valor de $6,5 \times 10^{25}$. Isto mostra o quanto um átomo de ferro é menor do que a menor esfera

confeccionada por eles, em volume. Mostrar este cálculo foi um pouco trabalhoso, por envolver operações com potência. Também houve um pouco de desinteresse por parte de alguns alunos.

Por isso relatou-se que para chegarem ao tamanho de um átomo de ferro eles deveriam dividir a menor esfera que conseguiram fazer, aproximadamente, por mais 70 vezes. Parece que essa explicação foi mais fácil de convencê-los de que o átomo era extremamente pequeno, quando se certificaram de que o máximo que conseguiram dividir a metade da metade... da esfera de argila foi cerca de 15 a 18 vezes.

Isto permite evidenciar que se fosse desejado chegar às “*dimensões atômicas*” a primeira esfera de argila deveria ser dividida por cerca de 90 vezes, o que tornou evidente o fato de que o “*tamanho do átomo*” é muito pequeno. Este valor 90 foi arredondado para facilitar o entendimento.

A equação que permite verificar o número de vezes que uma esfera deve ser dividida ao meio, como feito na atividade, até se obter a outra é dada por:

$$\frac{1}{2^n} = \frac{V_{\text{esfera maior}}}{V_{\text{esfera menor}}}$$

Equação 4.

Na equação 4, n é o número de vezes, $V_{\text{esfera maior}}$ é o volume da esfera inicial que se quer dividir e $V_{\text{esfera menor}}$ é o volume da esfera a que se quer chegar.

Não foi dada ênfase aos cálculos, o objetivo central foi o de que seria impossível dividir as esferas até chegar à dimensão do átomo e que seu tamanho é muito pequeno.

Ao final da atividade, questionou-se sobre a constituição da lousa. Vários alunos foram à frente e tocaram a lousa, afirmando que era “*inteiriça*”, mas de acordo com a atividade realizada, alguns alunos acreditavam que no “*interior*” da lousa, existiam os átomos. Eles achavam que a lousa era feita de átomos “*átomos da lousa*” que eram esferas verdes, muito pequenas que estavam lado a lado. Entretanto, alguns alunos não conseguiram abstrair e imaginar este fato e desconsideraram a natureza descontínua da matéria.

Foi brevemente comentado a idéia do modelo atômico proposto pelos filósofos gregos Leucipo e Demócrito, explicando-se que a palavra átomo na língua dos filósofos significa “*não divisível*”, e que eles propunham que a matéria era descontínua e não contínua como propunha Aristóteles.

Foi explicado que hoje, com o avanço da ciência, é possível dividir o átomo, mas em homenagem a Leucipo e Demócrito, ainda se usa esta terminologia, e que no século XIX, um cientista chamado Dalton retomou as idéias dos filósofos gregos e propôs o átomo como sendo uma esfera indivisível e indestrutível sendo a menor parte constituinte da matéria.

Após a breve apresentação do modelo atômico de Dalton, foi mostrado que, atualmente, os átomos têm uma representação padronizada por símbolos. Há aproximadamente 110 átomos conhecidos e que, em quantidades gigantescas, formam o universo.

IV.1.3. Recomendações ao Professor.

Para usar essa atividade, alguns cuidados devem ser tomados:

1- A argila dever ser crua e nova, para a sua possível modelagem. Se estiver um pouco dura e quebradiça, adicionar um pouco de água e colocar num saco plástico. Após a atividade ela deverá ser descartada.

2- A argila é de fácil remoção. Apenas água e sabão são suficientes para a limpeza das mãos.

3- Para cortar a esfera de argila, usar uma régua plástica ou um barbante e fazer todos os procedimentos forrando as carteiras com jornal.

4- A parte matemática deve ser apenas inserida com o propósito de orientação, e não com o objetivo de resolução.

5- Não deixar, de maneira alguma, o aluno acreditar que as esferas de argila são átomos.

IV.1.4. Conclusões.

Esta atividade mostrou que houve grande interesse dos alunos, despertando a sua curiosidade sobre o átomo e seu tamanho.

É claro que entre este despertar de interesse e a concretização de um aprendizado eficiente sobre o modelo atômico vai uma grande distância. Entretanto, como ferramenta de partida, acredita-se que o caminho foi bem facilitado. É importante observar que a atividade foi desenvolvida estimulando-se a participação dos estudantes no processo. Opinar sobre coisas grandes e pequenas de seu universo, discutir quem é maior ou menor, operar um material concreto como argila, possibilitaram a aceitação de que se podem conceber coisas muito pequenas e que, embora não seja possível medi-las com instrumentos do dia a dia, ainda assim pode-se concebê-las e aceitar sua existência.

Os cálculos envolvidos na atividade estavam longe da percepção dos alunos. A tentativa de que eles fizessem alguns deles demonstrou vários erros conceituais básicos, como erros de potenciação e divisão de potências.

O resultado, como um todo, foi bom. Vários alunos conseguiram aceitar o fato das dimensões dos átomos serem extremamente reduzidas e também que o uso de modelos é de fundamental importância para o estudo da química.

Nesta etapa é importante que somente as idéias dos filósofos gregos e do modelo atômico sugerido por Dalton sejam apresentadas. É natural que na seqüência os alunos questionem as diferenças entre os tipos de átomos. Vale ressaltar que este deve, também, ser o objetivo do professor; induzir o aluno a

pensar neste sentido ao final da atividade. Em nossa opinião o Professor não deve antecipar este “*pensar*” no início e aplicar a atividade, mas apenas ao final, como uma preparação para a próxima atividade.

IV.2. Atividade 2. “*Para evidenciar o tamanho relativo dos átomos*”.

Freqüentemente os autores dos livros didáticos comentam as diferenças de tamanho entre os átomos usando ilustrações ou desenhos. Nos livros didáticos, as escalas de medida que são utilizadas para descrever as diferenças entre os átomos, possivelmente não estão de acordo com os raios atômicos que são encontrados em tabelas ou em livros técnicos.

Na maioria dos livros, os autores descrevem o modelo do átomo de hidrogênio como sendo o menor de todos e os demais átomos como sendo os maiores.

Assim, com certa freqüência, os autores representam os átomos por esferas de cores diferentes. Possivelmente os estudantes podem acreditar que os átomos de carbono e de oxigênio, realmente são esferas de cores diferentes, dando mais importância a cor do que as dimensões e as propriedades. A utilização desse recurso é uma alternativa para apresentar alguma diferença entre os átomos, mas não é a única. **(36)**

As diferenças entre as dimensões e as propriedades de um átomo estão associadas ao número de prótons, nêutrons, elétrons e a disposição dessas partículas no átomo. Uma propriedade importante que pode fortalecer as bases em relação a comparação entre átomos e as diferenças entre eles, é o raio de Van der Waals. **(26)**.

Esta atividade propõe a construção de modelos de átomos esféricos, usando argila, que demonstre seus tamanhos relativos em função de seus raios atômicos. Também propõe a montagem de alguns modelos de moléculas simples. Nesta atividade, anéis servirão de medidas de volume e para a construção de

modelos com as dimensões relativas para os átomos de: *hidrogênio, sódio, oxigênio, nitrogênio, carbono e cloro.*

IV.2.1. Comparações entre Raios Atômico e Volumes Atômicos.

As variações periódicas ligadas aos tamanhos atômicos, normalmente são avaliadas pelo raio atômico, que é um tópico importante em disciplinas introdutórias da química. Quando se pede ao estudante para identificar a variação desta grandeza, envolvendo escalas sub-microscópicas, torna-se algo difícil para ele imaginar tal grandeza, e uma das alternativas está em desenhar círculos, com o raio proporcional ao raio dos elementos diferentes, o que leva a ver o átomo como um círculo e não como uma esfera.

Verificar, por exemplo, que o raio de um átomo é duas vezes maior que o de outro, pode fazer o estudante não perceber de que o seu volume é *oito* vezes maior do que o do outro. Esta escala em volume é raramente compreendida pelos estudantes **(10)**.

A comparação dos tamanhos dos átomos pode ser inicialmente estabelecida em função dos raios e dos volumes relativos. Os livros comparam os tamanhos em função dos raios atômicos, mas para o estudante nesta fase de desenvolvimento, o volume (por ser visual) pode fazer com que o mesmo tenha uma visão mais apropriada destes "*tamanhos*".

A figura 32 mostra uma representação na qual o tamanho está diretamente associado ao volume de uma esfera.

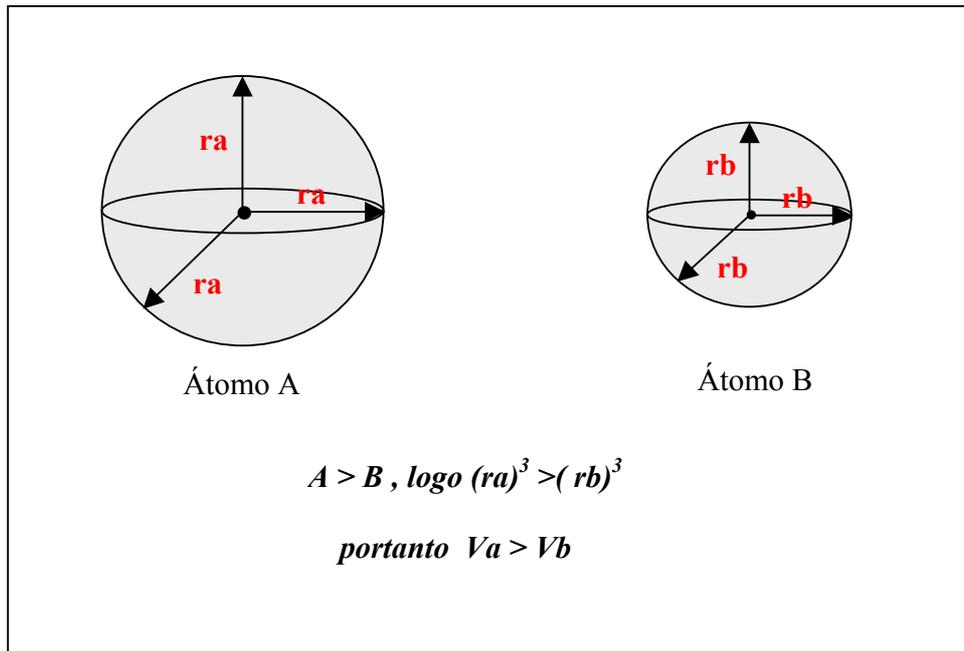


Figura 32. Comparação visual entre os tamanhos relativos entre dois átomos diferentes.

Para esta figura observa-se que a diferença entre volumes é mais clara que entre raios.

Do ponto de vista visual, lembrando o estágio de desenvolvimento de nosso estudante, o volume apresentado como desenho e não como número é muito mais didático. A apresentação dessas grandezas (raio e volume) deve ser feita de forma prática nesta fase. Sua apresentação em forma numérica deve vir numa etapa posterior de formação do estudante.

IV.2.2. Fabricação de Argolas de Tubos de Canetas BIC® e Argolas de Tubos de PVC.

A tabela 3 mostra a escala relativa de raios atômicos dos átomos dos grupos A da Tabela Periódica (35).

Tabela 3. Raios atômicos em picômetros (10^{-12} m) de alguns elementos representativos.

(35)

1	2	13	14	15	16	17	18
H = 37,1	Be = 112	B = 85	C = 77	N = 70	O = 73	F = 72	He = 31
Li = 152	Mg = 160	Al = 143	Si = 118	P = 110	S = 103	Cl = 100	Ne = 71
Na = 186	Ca = 197	Ga = 135	Ge = 122	As = 120	Se = 119	Br = 114	Ar = 98
K = 227	Sr = 215	In = 167	Sn = 141	Sb = 140	Te = 142	I = 133	Kr = 112
Rb = 248	Ba = 222	Ti = 170	Pb = 146	Bi = 150	Po = 168	At = ---	Xe = 131
Cs = 265							Rn = ---

Pode-se verificar que o hélio tem o menor raio de todos. Também se verifica que o cézio é o que tem o maior raio de todos ^{*}.

O hidrogênio foi tomado como referência neste trabalho. Inicialmente procurou-se estabelecer uma relação entre os tamanhos dos raios de Van der Waals para os elementos representativos da Tabela Periódica, tendo como base o raio do átomo de hidrogênio.

Uma relação matemática entre o raio do átomo de hidrogênio, que é a nossa referência, e os dos demais átomos da Tabela Periódica, pode ser obtida dividindo-se o raio atômico de qualquer outro átomo pelo raio atômico do hidrogênio. O valor calculado é um número *n*.

* Observação: A tabela 3 apresenta os raios relativos para os átomos neutros. Levar em conta os possíveis íons e também outros tipos de raios poderia ser complicado e desnecessário neste nível de escolaridade.

$$\text{Raio do elemento} / \text{Raio de H} = n$$

Equação 5.

A tabela 4 apresenta os valores de n para vários elementos, de acordo com os raios atômicos da tabela 3.

Tabela 4. Valores de n para os elementos do Grupo A da Tabela Periódica.

1	2	13	14	15	16	17	18
H = 1	Be = 3,03	B = 2,30	C = 2,08	N = 1,89	O = 1,97	F = 1,94	He = 0,83
Li = 4,10	Mg = 4,32	Al = 3,86	Si = 3,16	P = 2,97	S = 2,78	Cl = 2,70	Ne = 1,92
Na = 5,03	Ca = 5,32	Ga = 3,65	Ge = 3,30	As = 3,24	Se = 3,21	Br = 3,08	Ar = 2,65
K = 6,14	Sr = 5,81	In = 4,51	Sn = 3,81	Sb = 3,78	Te = 3,84	I = 3,59	Kr = 3,03
Rb = 6,70	Ba = 6,00	Tl = 4,59	Pb = 3,95	Bi = 4,05	Po = 4,54	At = ---	Xe = 3,54
Cs = 7,16							Rn = ---

De acordo com os valores da tabela 4 é possível identificar quantas vezes um átomo do grupo dos elementos representativos da Tabela Periódica têm o raio maior do que o hidrogênio, exceto o hélio

No caso da presente atividade, no entanto, optou-se por adotar o volume relativo entre os átomos, tendo-se o hidrogênio como referência. Embora os textos de química adotem os raios como padrões de comparação, nos caso específico do primeiro contato com esse assunto, acredita-se que o volume seja mais “palatável”.

Até esta fase do desenvolvimento, as comparações feitas pelos estudantes foram baseadas em critérios de altura, peso e volume. Ao se introduzir este novo assunto, átomo, conceitualmente complexo, principalmente pela abstração que envolve: muito pequeno, invisível ao olho humano, conceitualmente complexo,

além da questão do “*modelo*”, ficaria muito mais difícil, pedagogicamente, fazer-se comparações entre raios, uma outra grandeza que não envolve uma comparação visual direta. Inicialmente o aluno teria que entender o que é o raio e também como obtê-lo. No caso do volume a comparação é direta.

Assim optou-se por utilizar o volume relativo do átomo de hidrogênio como o volume de um tubo de uma caneta BIC[®] de um centímetro de altura. O procedimento para se obter os moldes adequados de PVC (canos hidráulicos) para os diversos átomos, é exemplificado para o hidrogênio e o carbono.

Para o hidrogênio, tomou-se o suporte de carga de uma caneta BIC[®], cujo diâmetro da parte interna, oposta a ponta é de 0,5 cm, portanto o raio é de 0,25 cm. Cortou-se, com o auxílio de uma serra, um tubo de 1cm de altura, formando um pequeno cilindro, que foi utilizado como referência para o volume do modelo do átomo de hidrogênio, conforme mostra a figura 33. As escalas de medida representadas no desenho são reais.

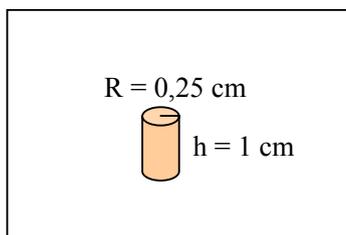


Figura 33. Esquema do tubo de caneta BIC[®] utilizado como molde para o volume do modelo do átomo de hidrogênio.

No procedimento experimental preenche-se o cilindro da figura 33 com argila, retirando-se as sobras com uma régua. Retira-se o conteúdo de dentro do cilindro e modela-se à mão, uma esfera, representando o átomo de hidrogênio como mostra a figura 34.



Figura 34. Foto ampliada da esfera modelada em argila para o átomo de hidrogênio.

O volume do cilindro é o mesmo que o da esfera, portanto ele pode ser obtido pelo volume do cilindro ou pelo volume da esfera (equação 6).

$$V_{esfera} = V_{cilindro} = \pi (r)^2 h$$

equação 6.

Neste caso específico, tomando-se o volume do cilindro através da equação 6, têm-se:

$$V_{cilindro\ de\ referência} = V_H \hat{=} 0,2\ cm^3$$

equação 7.

Este volume (V_H) passa a ser referência para os outros átomos. Desta forma, na atividade aqui proposta, o volume atômico do átomo de hidrogênio, tendo como referência o raio de Van der Waals, é de $0,2\ cm^3$.

Utilizando-se os dados da tabela 4, obtêm-se os cilindros que servirão de base para formar os outros modelos de átomos. Como o átomo de hidrogênio é muito pequeno em relação aos outros átomos, foi necessário usar tubos de PVC para se obter os outros elementos.

Pela tabela 4 vê-se que o raio do carbono é 2,08 vezes o do hidrogênio, assim o volume do átomo de carbono (V_C) é :

$$V_C = (2,08)^3 V_H$$

equação 8.

Então:

$$V_C = 1,80 \text{ cm}^3$$

equação 9.

Para um tubo de PVC de 1,5 cm de diâmetro vale a relação:

$$V_C = 3,14 r_{PVC}^2 h$$

equação 10.

$$1,80 = 3,14 (0,75)^2 h$$

Portanto:

$$h = 1,01 \text{ cm}$$

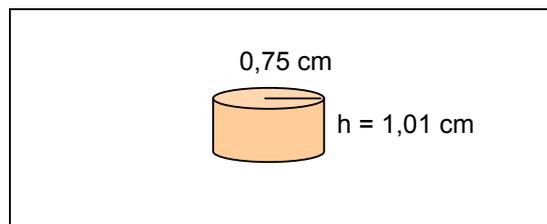


Figura 35. Esquema de como deve ser o molde para construção do modelo do átomo de carbono, usando um tubo de PVC de 0,75 cm de raio.

Assim, corta-se cerca de 1 cm de altura do tubo. Efetuando-se os cálculos para todos os átomos da tabela 4, pode-se ter uma idéia de quais tubos podem ser usados e qual a altura de cada tubo para a montagem dos modelos.

Os resultados dos cálculos para alguns elementos são mostrados na tabela 5.

Tabela 5. Alguns exemplos de anéis para diferentes átomos.

Família	Símbolo do Elemento	Raio / (pm)	Volume / (cm ³)	n	Altura do cilindro / (cm)	Raio interno do tubo de PVC / cm
1	Li	152	13,8	4,10	1,40	1,75
1	Na	186	25,3	5,02	2,60	1,75
1	K	227	46,3	6,14	4,80	1,75
2	Mg	160	16,1	4,32	1,70	1,75
2	Ca	197	30,1	5,32	3,10	1,75
13	Al	143	11,5	3,86	1,20	1,75
14	C	77	1,80	2,08	1,01	0,75
14	Si	118	6,50	3,19	3,70	0,75
15	N	70	1,35	1,89	0,76	0,75
15	P	110	5,20	2,97	3,00	0,75
16	O	73	1,50	1,97	0,87	0,75
16	S	103	4,30	2,78	2,40	0,75
17	F	72	1,50	1,95	0,84	0,75
17	Cl	100	3,90	2,70	2,2	0,75

Para a atividade 2, foram construídas apenas as argolas para os átomos: *sódio, oxigênio, cloro, nitrogênio, carbono e hidrogênio*. Mas a tabela 5 apresenta os valores para alguns outros elementos que aparecem mais frequentemente nos livros de ciências.

IV.2.3. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.

A atividade consiste na divisão dos alunos em grupos de 4 ou 5. Os grupos receberam um manual de instruções que servirá de base para a realização da atividade. O manual aplicado é apresentado no apêndice 1.

Os materiais utilizados na atividade são os seguintes:

- 1- Uma porção de ½ litro de argila.*
- 2- Jornais velhos.*
- 3- Lápis e borracha.*
- 4- Manual contendo as instruções para a execução da atividade.*
- 5- Régua.*
- 6- Anéis para a confecção das esferas representando os átomos dos elementos.*

O manual de instruções (apêndice 1) deve ser lido e discutido com os alunos antes do início da atividade.

Os alunos podem ter dúvidas sobre a execução da atividade, como o preenchimento e retirada da argila. A primeira esfera que é confeccionada refere-se ao modelo do átomo de hidrogênio. A argila, no caso do hidrogênio, deve ser retirada com um palito de fósforo. Para os outros moldes a retirada da argila é facilitada, pois os diâmetros são maiores. Cada aluno pode confeccionar individualmente cada uma das esferas.

No desenvolvimento da atividade, alguns grupos pedem auxílio para “olhar” se o que fizeram está certo ou errado. Apenas há a interferência, no raciocínio sobre as proporções, mas as montagens das estruturas são organizadas pelos próprios integrantes do grupo.

Por fim, cada grupo mostra a montagem que fez, discutindo algumas possibilidades ou enganos sobre a constituição das moléculas.

IV.2.4. Resultados e Discussão.

A participação nos grupos pode ser observada na foto 1 da figura 38. Os integrantes trabalharam em equipe; enquanto um retirava a argila dos moldes, outros modelavam as esferas ou organizavam os modelos de acordo com cada átomo. Isto pode ser observado nas fotos 2, 3, 4 da figura 38.

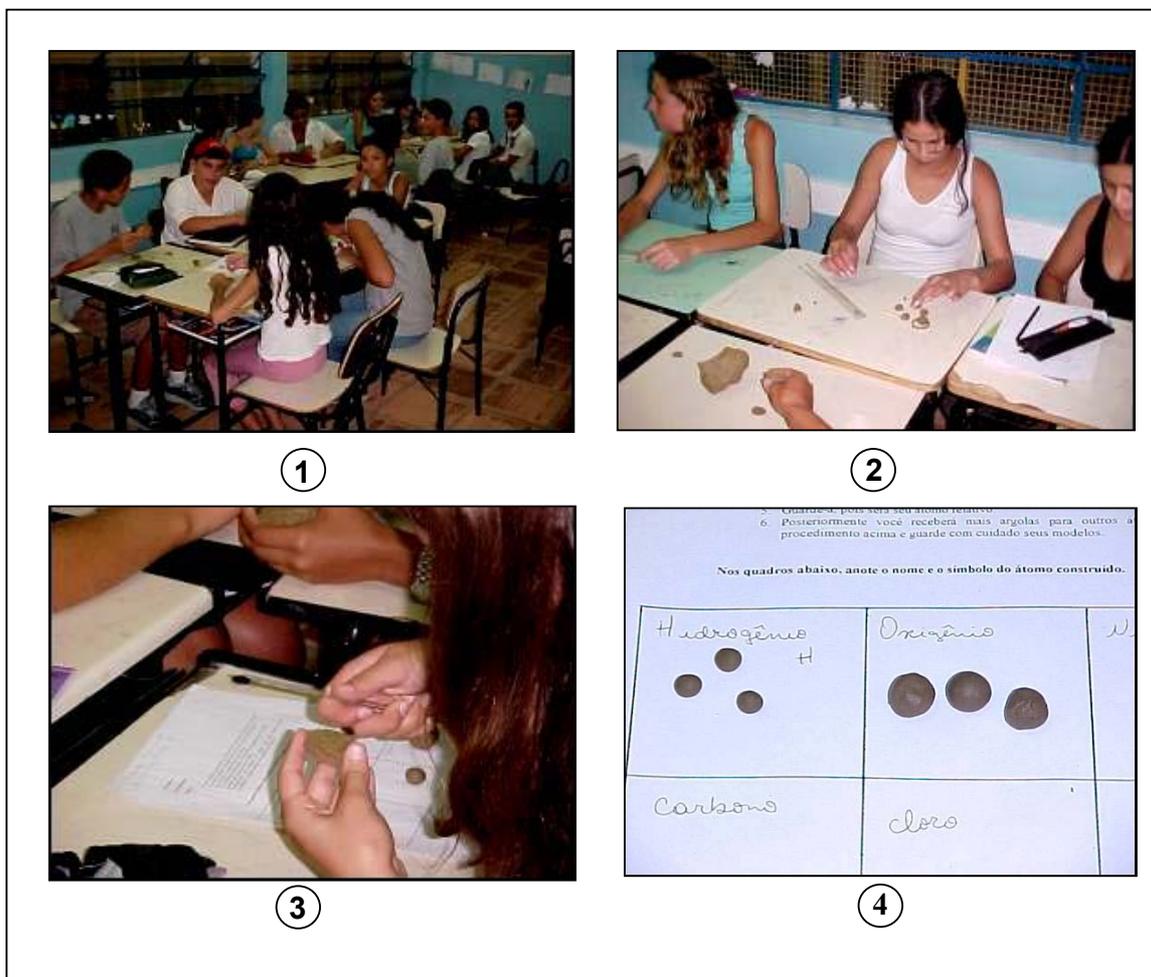


Figura 38. Fotos dos alunos construindo os modelos de átomos com argila.

Observou-se nesta atividade que os alunos perceberam a diferença de tamanhos entre o modelo do átomo do hidrogênio e os outros elementos. Alguns alunos concluíram que os anéis para a montagem do carbono e do oxigênio eram iguais, mas uma análise mais detalhada mostrou que as alturas eram sutilmente diferentes e com isso, os volumes seriam diferentes. Com uma medição mais precisa da altura das argolas, eles conseguiram observar estas diferenças.

Abaixo segue um diálogo entre um aluno e o pesquisador:

Aluno: *“Estas duas argolas são iguais?”*

Pesquisador: *“Por que você acha que são iguais?”*

Aluno: *“Os buracos das argolas são os mesmos!”*

Pesquisador: *“Se os diâmetros das argolas são os mesmos, e você moldou esferas diferentes, então não são iguais, certo! Portanto analise melhor as argolas e procure identificar alguma diferença entre elas”*.

Outro aluno do grupo: *“Ah! A altura da argola do oxigênio é diferente da do carbono”*.

Pesquisador: *“Então, se os diâmetros são os mesmos e as alturas são diferentes, o que isto implica?”*

Aluno: *“Cabe mais argila numa do que na outra e isso faz com que o tamanho seja diferente”*.

Pesquisador: *“Na verdade, esses tamanhos diferentes indicam que os volumes são diferentes”*.

Alguns alunos, como no exemplo do anterior, tinham dificuldades em comparar a altura e o raio com o volume das argolas. Explicações adicionais foram necessárias para os alunos que não conseguiram estabelecer estas comparações.



Figura 39. Fotos dos alunos comparando os tamanhos das esferas com o auxílio de uma régua.

A figura 39 mostra alguns alunos medindo os diâmetros das esferas produzidas, o que levou os mesmos a verificar que: quanto maior o diâmetro ou o raio, maior era a esfera, ou seja, maior era seu volume.

A partir de diálogos que se estabeleceram, como o acima exemplificado, e o fato de que os alunos puderam montar esferas de diferentes tamanhos, medir seus diâmetros, representá-las em duas dimensões, é possível afirmar que o objetivo da atividade foi plenamente atingido. Em momento algum foram fornecidas informações prontas, a não ser a apresentação dos moldes, os quais já vinham alicerçados na atividade anterior, já que os alunos ali manifestavam curiosidade sobre as diferenças entre possíveis átomos.

As possibilidades de investigação neste tópico específico são imensas e a adoção de um ou outro procedimento pode ser igualmente válido, mas pode não abranger, necessariamente, a ferramenta aqui utilizada para a introdução do assunto na oitava série.

IV.3. Atividade 3. “Noções sobre uma sociedade atômica”.

A natureza particulada da matéria está longe de ser um modelo de fácil aceitação. Quando se sai do nível macroscópico para o microscópico ou vice-versa, o caminho é longo, não é o único e tem muitos obstáculos. A organização da matéria no nível microscópico vai além da nossa aceitação da existência de átomos, moléculas e aglomerados destes. Esta “*sociedade*” atômica ou molecular é complexa em suas múltiplas facetas.

Para começar poder-se-ia questionar qual seria o melhor caminho a ser seguido: uma sociedade de átomos ou uma sociedade de moléculas. Este texto, como será visto, exime-se desta questão no momento em que deixa de lado esta sociedade e só se preocupa com seus indivíduos particulares.

Dessa forma abordaram-se assuntos como a divisão da matéria, a concepção do modelo atômico e as diferenças entre os tamanhos relativos dos possíveis elementos.

Nesta atividade procurou-se evidenciar a possibilidade de aglomerados atômicos (moléculas): as proporções entre átomos, a disposição dos mesmos, etc.

O objetivo central desta atividade foi possibilitar ao aluno uma certa vivência com a montagem de possíveis modelos moleculares a partir do conhecimento adquirido nas atividades anteriores e com novas proposições.

IV.3.1. Montagem das Moléculas.

Aos grupos da atividade anterior foi pedido que fizessem montagens de aglomerados de átomos conforme um manual de instruções (Apêndice 2).

Pelo manual, os alunos tinham que montar aglomerados atômicos (moléculas) conforme instruções. O manual, como se vê, tinha locais apropriados para se colocar as moléculas montadas além de algumas informações sobre o procedimento. Na primeira fase as informações eram incompletas ou mal definidas já que o objetivo era que os alunos pudessem, a partir das dúvidas sugeridas, questionar aspectos como: disposição espacial dos átomos, seqüências, etc.

Esta atividade fortaleceu a idéia de que, na natureza existem átomos de diferentes tamanhos que podem ser representados por esferas, e que ocupam uma certa região no espaço (Figura 39). O conceito de densidade não foi trabalhado neste momento, pois depende de outra propriedade.

Eles tinham idéia que uma molécula é um agregado de átomos, mas não sabiam ou confundiam como era a disposição desses átomos. Logicamente foi pedido que representassem com as esferas, alguns modelos de moléculas bem simples, como: a água, o dióxido de carbono, o gás oxigênio, a amônia, o metano e o gás cloro. No final tinham que indicar a fórmula química da substância estudada.

IV.3.2. Resultados e Discussão.

No decorrer da atividade foram registradas algumas perguntas feitas por alguns alunos:

“Pode enfileirar tudo, professor?”

“Um para três indica a proporção dos átomos, né?”

“Quem vai no meio, a bolinha maior ou a menor?”

“A água é H O H, né?”

Estas perguntas evidenciam que os alunos tinham idéia das proporções, mas não estabeleceram regras para a montagem das moléculas. Para eles, o simples fato das esferas estarem juntas, já era suficiente para se ter uma molécula.

A molécula de água e a de gás carbônico foram feitas sem muitos problemas, mas no caso da molécula de metano e amônia, alguns grupos seguiram ordens diferentes, não respeitando à idéia de átomo central, o qual não foi propositalmente explicada.

A foto 2, da figura 40 e a foto 2, da figura 41, mostraram que o modelo da molécula de água influenciou o modelo do dióxido de carbono. Os grupos que modelaram a molécula de água respeitando a geometria angular, também modelaram a molécula de gás carbônico respeitando a mesma geometria. Os grupos que modelaram a molécula de água linearmente, também repetiram a mesma geometria para o gás carbônico.

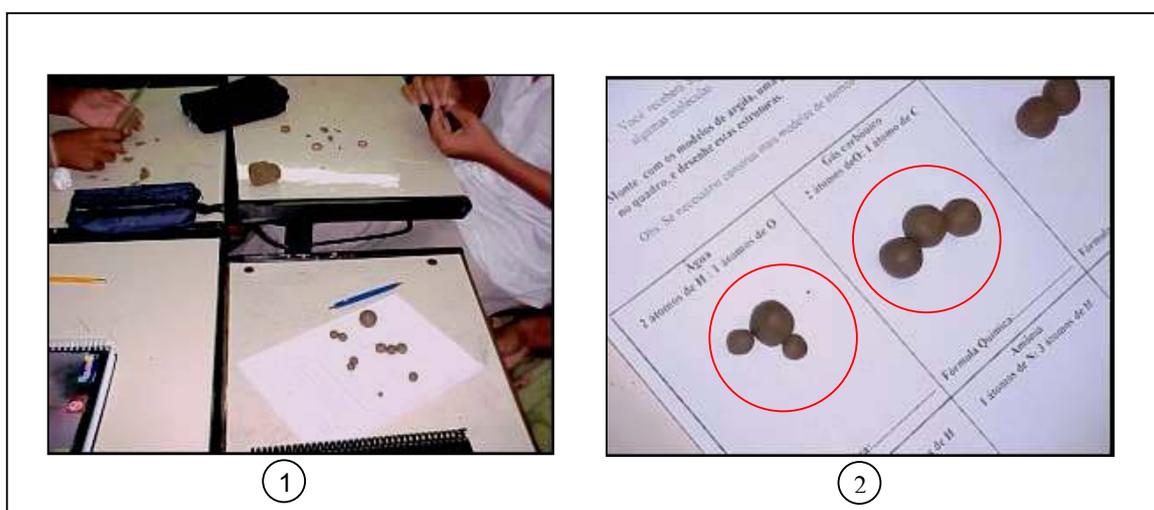


Figura 40. Fotos da montagem de moléculas, a direita a foto de montagem das moléculas de água e de gás carbônico.

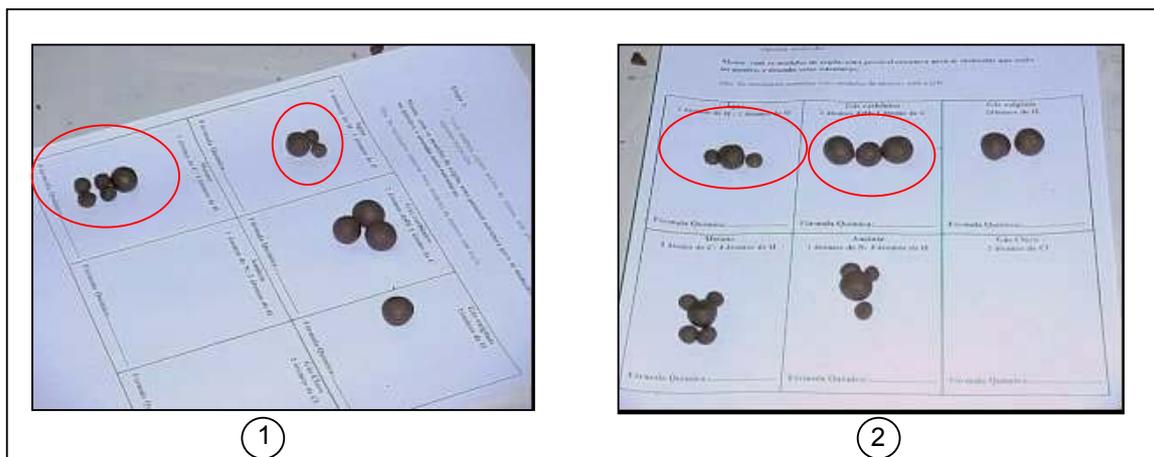


Figura 41. Fotos dos modelos feitos com argila, com representações não adequadas para algumas moléculas, como na foto 1 para a molécula de metano e a foto 2 para a molécula de água.

A semelhança na organização dos átomos para diferentes moléculas pode ser devida a diversos fatores, os quais não foram adequadamente investigadas.

Praticamente todos os grupos acertaram as proporções, mas a maioria não representou corretamente todos os modelos de moléculas.

A foto 1 da figura 41, é um bom exemplo para mostrar que as proporções (moléculas circuladas) dos átomos na representação da molécula de água e de metano estão corretas. O modelo da molécula de água evidencia uma certa angularidade, mas o curioso é que a mesma disposição dos átomos de hidrogênio pode ser vista, em dobro, no modelo da molécula de metano.

Mesmo que a maioria dos grupos tivesse dificuldade na montagem dos modelos, ora por desinteresse ora por dificuldade, de um modo geral as montagens feitas por alguns grupos seguiram uma linha de raciocínio: os átomos em maior quantidade, normalmente rodeavam o de menor quantidade. Isto pode ser verificado das figuras 40, 41 e 42.

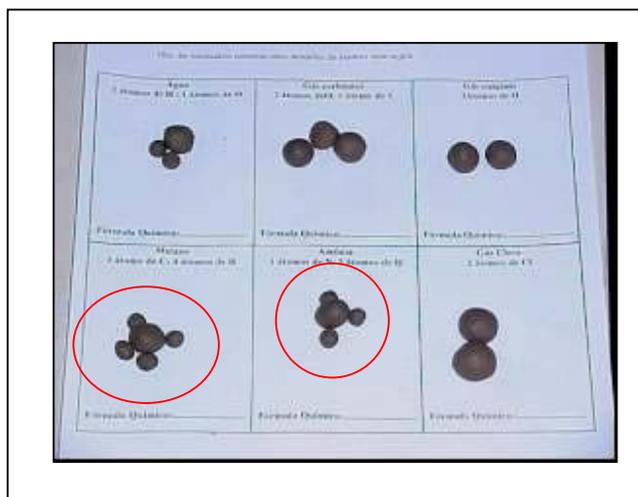


Figura 42. As esferas maiores foram representadas, no caso do metano e da amônia, como átomos centrais.

Intuitivamente eles organizaram as moléculas de modo que os maiores átomos ficassem no centro e os menores nas pontas, no caso o menor era o modelo do átomo de hidrogênio, (figura 42). Aqueles em maior quantidade podem se distribuir ao redor dos de menor quantidade ou os átomos maiores ficam no centro rodeados pelos menores.

Do ponto de vista qualitativo, o manuseio de modelos feitos com argila, promoveu um bom contato dos alunos com a montagem de algumas moléculas sem os traumas normalmente associados à introdução deste assunto.

Geralmente, os livros didáticos, mostram vários desenhos usando esferas, que demonstram a formação de uma substância pela união de vários átomos. As ilustrações que aparecem nos livros são muito abstratas para este nível de escolaridade e, possivelmente, os alunos não interiorizam tais imagens com o entendimento do conceito. **(36)**

Tal contextualização é fundamental para aumentar a racionalização, a respeito de um fenômeno químico, entre o que é concreto e o que é abstrato. A

utilização de vídeos didáticos e de programas computacionais podem ser outras fontes de recursos que auxiliarão o entendimento **(37)**.

A atividade, além de ser visual, trabalhou outros sentidos, como o tato, o olfato e certamente fortaleceu a idéia de modelo que explica a existência de partículas submicroscópicas.

O objetivo desta atividade não foi fazer com que os estudantes elaborassem estruturas e fórmulas químicas e sim usar um material concreto para representar modelos de átomos e moléculas.

IV.4. Atividade 4. “Representando moléculas com desenhos e fórmulas moleculares”.

Ao menos nos últimos cem anos, a Química se desenvolveu em torno de um grande e fundamental conceito unificador: *a estrutura molecular*. O químico é como que um profissional das moléculas, e quando “*pensa*” nelas, ele tem como objeto um arranjo tridimensional muito bem definido dos átomos que constituem cada molécula em particular no espaço **(38)**.

A montagem de estruturas moleculares pode ser aplicada no ensino fundamental se for utilizada uma linguagem adequada. A linguagem pode distorcer ou fortalecer algumas idéias que os alunos fazem sobre estruturas e fórmulas moleculares, mas também pode assumir um papel fundamental e central, configurando-se como mediadora da compreensão dos conceitos, a linguagem assume um caráter constitutivo na elaboração conceitual, e não apenas o papel comunicativo ou de instrumento **(39)**.

O papel desta atividade é fazer o estudante entender quais são as proporções entre os átomos que formam uma molécula e como a escrita destas proporções pode auxiliá-lo na montagem de alguns modelos básicos, como a: *água, metano, amônia, gás carbônico, gás oxigênio e gás cloro*.

Esta atividade é dividida em duas etapas: a primeira etapa é condicionada à aplicação do mesmo procedimento descrito no manual (Apêndice 2), mas sem usar a argila. Os alunos devem desenhar moléculas e escrever as fórmulas de algumas substâncias apresentadas, respeitando as proporções entre os átomos

(Apêndice 3). A segunda etapa consiste em repetir esta atividade, mas a linguagem utilizada para descrever as proporções entre os átomos é aperfeiçoada, de modo a evidenciar que existem “*certas regras*” ao se representar uma molécula, qualquer que seja a linguagem utilizada (Apêndice 4).

IV. 4.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.

A atividade pode ser realizada em grupos ou individualmente. Ela consiste de duas etapas: na primeira o aluno ou grupo recebe o primeiro manual (Apêndice 3) e na segunda outro manual (Apêndice 4).

O primeiro manual, é menos completo, apresenta informações menos restritivas, dando ao estudante possibilidades de escolhas bem amplas. A idéia é aceitar o maior número possível de respostas alternativas, que poderão permitir uma discussão mais abrangente sobre as representações de moléculas, de modo que o segundo manual sirva para mostrar aos estudantes que a representação em Química exige o cumprimento de algumas regras pré-estabelecidas.

Contrariamente ao que os livros textos propõem, aqui se permite inicialmente esta “*liberdade de expressão*” num primeiro momento, possibilitando o questionamento “*qual é o certo? qual é o errado?*” para depois mostrar que a Ciência estabelece sua linguagem e representações com algumas regras, justamente para evitar estas dúvidas.

Ao entregar o primeiro manual o Professor deve explicar como deve ser feita a atividade. Reparem que há um espaço para se desenhar as moléculas (lembrando da atividade anterior) e um espaço para se representar sua fórmula molecular. O Professor devem dar inicialmente os símbolos dos elementos, não sendo necessário, nesta atividade, explicar como se escreve a fórmula corretamente. As diversas formas como poderão aparecer escritas, enriquecerão a próxima etapa da atividade.

Após de realizada esta etapa o Professor deve permitir que os alunos apresentem suas respostas e possam discutí-las.

Recolhem-se os manuais e entrega-se o segundo manual repetindo todo o andamento dado à primeira parte.

IV.4.2. Resultados e Discussão.

IV.4.2.1. Etapa 1.

Os alunos não tinham, em mãos, os modelos de argila confeccionados anteriormente, e apresentaram certa dificuldade na diferenciação entre o que é um átomo e uma molécula. Eles montaram as moléculas seguindo a intuição de acordo com o enunciado, outros desenharam os átomos separados para formar a molécula ou simplesmente seguiram o modelo que estava escrito no enunciado. A seguir vamos discutir os casos mais comuns.

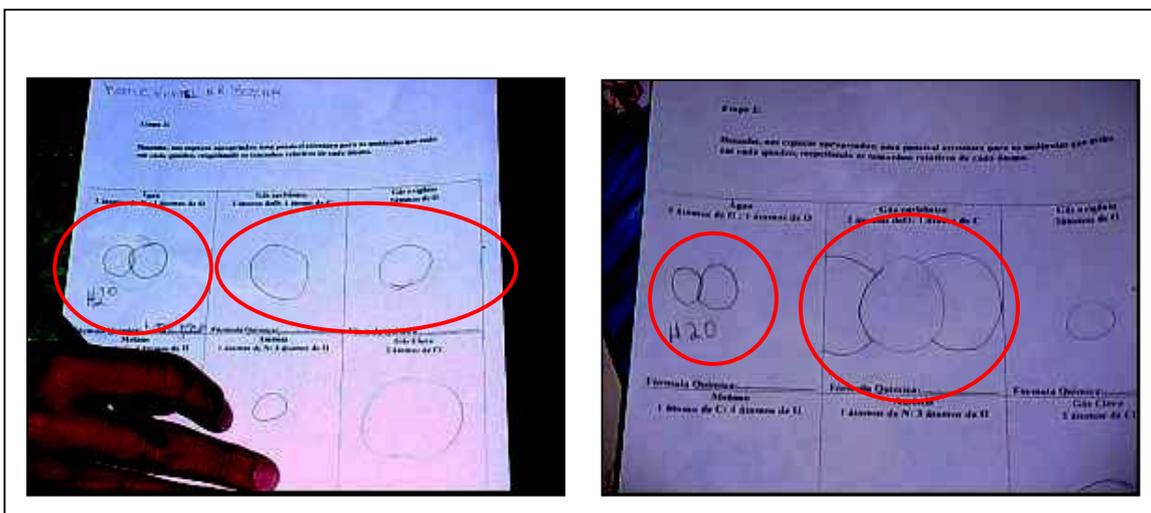


Figura 43. Fotos de exemplos de montagem das moléculas feitas por dois alunos.

Na figura 43, estão os resultados de dois alunos de salas diferentes, que tiveram o mesmo raciocínio para a montagem das moléculas de água, não

levando em consideração as proporções e ignorando o tamanho dos átomos. É provável que não se recordaram dos modelos construídos na atividade anterior, na qual foi trabalhada a idéia de tamanhos em função dos volumes dos átomos, usando esferas de argila. A falta de memorização para alguns átomos, principalmente o modelo do átomo de hidrogênio, implicou na representação não esperada das moléculas.

No geral, para a água as fórmulas químicas escritas são as aceitas, mas para as outras moléculas, houve uma confusão na interpretação do enunciado em relação ao que é molécula e o que é átomo. Os estudantes provavelmente não entenderam a linguagem das proporções descritas no manual referente à etapa 1. A idéia de escrever a proporção, por exemplo: 2:1 ou 3:1, não foi claro para os alunos. Os dois pontos indicavam as quantidades de átomos de um para outro.

As duas turmas onde se desenvolveram as atividades tinham em média 70 alunos e por volta de 50 % destes alunos cometeram algum tipo de erro parecido com o descrito acima, não necessariamente na construção da molécula de água, mas para as outras moléculas. A figura 44 mostra alguns exemplos vistos.

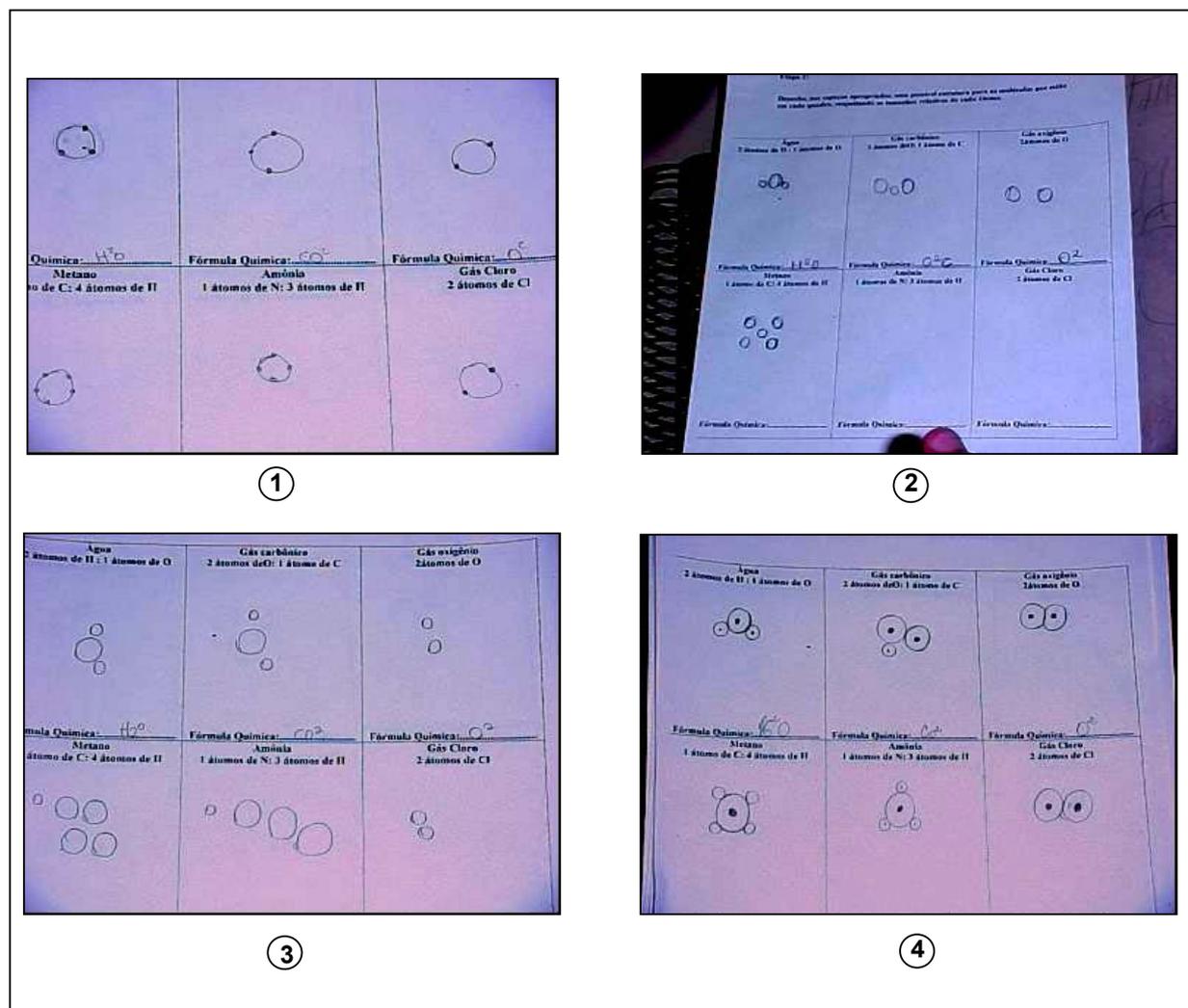


Figura 44. Alguns exemplos de representações de moléculas e fórmulas moleculares.

Na figura 44, pode-se observar que as representações são diferentes para cada caso. Na foto 1, o aluno criou uma forma de desenhar as moléculas, ligando os átomos por um círculo. Nota-se que a interpretação das proporções pode ser aceita, mas as estruturas desenhadas não correspondem ao que foi feito na atividade 3, usando-se argila. Na foto 2, o estudante apenas representou corretamente a molécula de água. Os desenhos para as demais moléculas não

faziam sentido, evidenciado que este aluno não entendeu a linguagem das proporções. Na foto 3 praticamente a idéia de átomo e molécula não existe. O aluno entendeu parcialmente a idéia de proporção, desenhando exatamente os átomos como descrito no manual. Por exemplo, onde estava 1:4, ele desenhou um círculo menor ao lado de quatro outros círculos maiores, além de confundir o tamanho relativo do átomo de hidrogênio com os outros. Na foto 4 o aluno representou o núcleo dos átomos, mostrando que o mesmo já teve uma idéia de átomo nucleado e também uma interpretação correta da linguagem em termos de proporções.

Um fato comum que aparece nestas 4 fotos e em mais algumas outras é que na representação das fórmulas moleculares, o índice aparecia acima dos elementos como: H^2O .

Numa conversa com o professor de matemática, descobriu-se que ele estava trabalhando com os estudantes, o *conceito de potenciação*. Possivelmente, os alunos acreditaram que poderia existir alguma relação entre potenciação e as fórmulas moleculares. Como a aula de matemática era anterior a aula de química, este julgamento faz sentido.

Já outros alunos representaram corretamente a fórmula da água: H_2O . É provável que estes aproveitaram melhor os conteúdos sobre classificação de substâncias, aplicados em aulas anteriores pelo Professor, como mostram as fotos da figura 45.

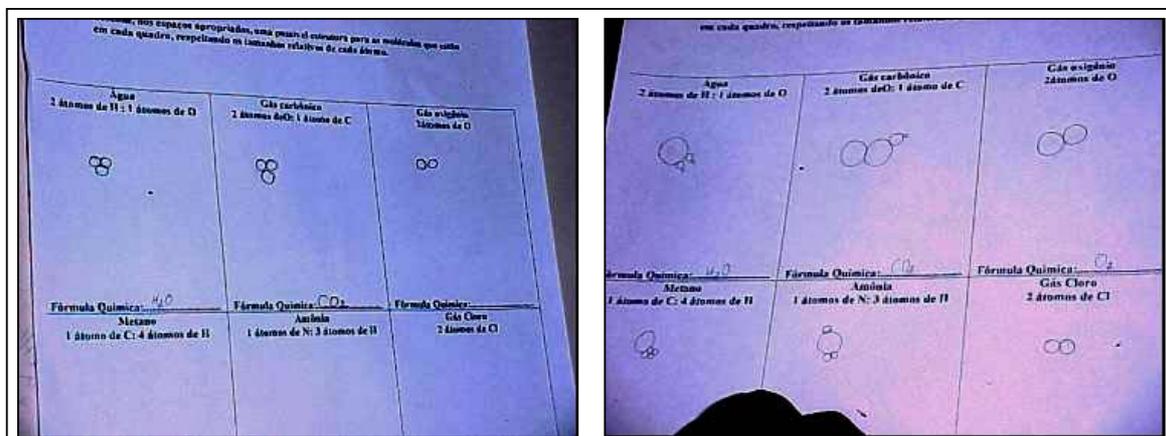


Figura 45. Exemplos que ilustram desenhos com certos equívocos mas com fórmulas corretas.

A figura 45 mostra o que a maioria dos estudantes fez nesta etapa. Muitos erraram em algum detalhe o desenho das moléculas, mas acertaram integralmente ou parcialmente a escrita das fórmulas químicas.

Isto evidencia que algumas substâncias que são comuns aos estudantes, podem ser facilmente lembradas e transcritas para o papel. Já a representação ou o desenho destas moléculas não tem nenhuma ligação com suas fórmulas (figura 45). Os estudantes “acharam” estar certos de que, se apenas seguissem a “receita” da linguagem das proporções, conseguiriam desenhar o modelo das moléculas corretamente.

A idéia de tamanho em função do volume dos átomos, a organização dos átomos na molécula, o formato do desenho são fatores fundamentais, que foram abordados na atividade 3. Certamente estes alunos, não correlacionaram uma atividade com a outra.

Uma parcela reduzida dos estudantes conseguiu entender que a linguagem das proporções, associada à atividade 3, poderia ser usada para identificar as quantidades de um para outro e com isso tiveram sucesso nos desenhos (figura 46).

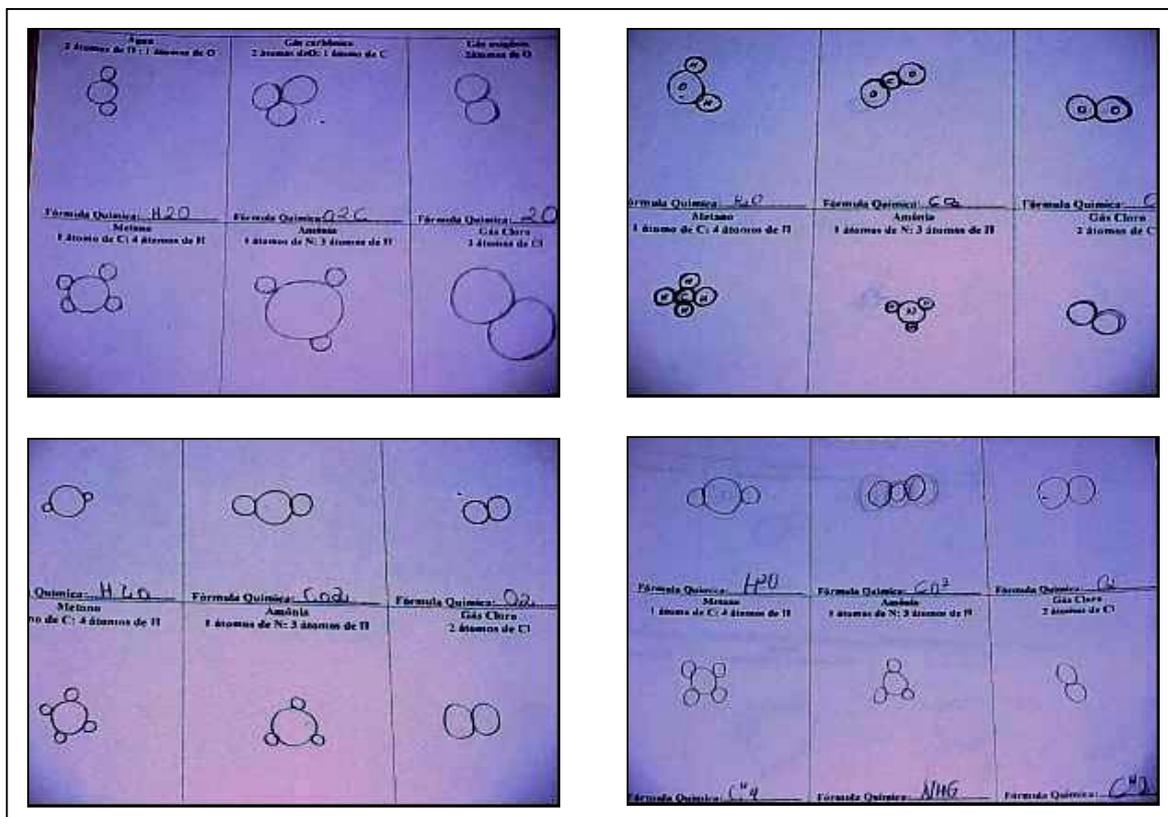


Figura 46. Ilustrações que mostram alguns desenhos mais apropriados de moléculas.

A figura 46 mostra que alguns estudantes apresentaram alguns tipos de erros aceitáveis na escrita das fórmulas químicas como: H_2o , H_2O , O_2C , $2O$, CO^2 , etc. Possivelmente eles traduziram a linguagem das proporções para a escrita das fórmulas moleculares, simplesmente seguindo de maneira linear a apresentação das informações.

As figuras (46-47) mostram que boa parte dos estudantes representou o átomo de hidrogênio como sendo o menor de todos, talvez porque, inconscientemente a atividade 3 tenha ficado gravada. Como os outros átomos não tinham uma diferença visual muito grande em volume, isso pode ter colaborado para que assim eles os representassem.

Nesta atividade, dos 70 estudantes, cerca de 20 % dos alunos acertaram as representações (os desenhos) e por volta de 10 % fizeram as representações e as fórmulas corretas. O restante cometeu algum erro de interpretação da linguagem ou na tradução desta linguagem para o papel.

IV.4.2.2. Etapa 2.

Como na etapa 1, na etapa 2 verificaram-se algumas dificuldades na escrita das fórmulas, bem como nos desenhos. Alguns alunos foram melhores nesta etapa, pois as proporções estavam escritas de forma mais clara no enunciado. A figura 47, mostra alguns resultados da etapa 2.

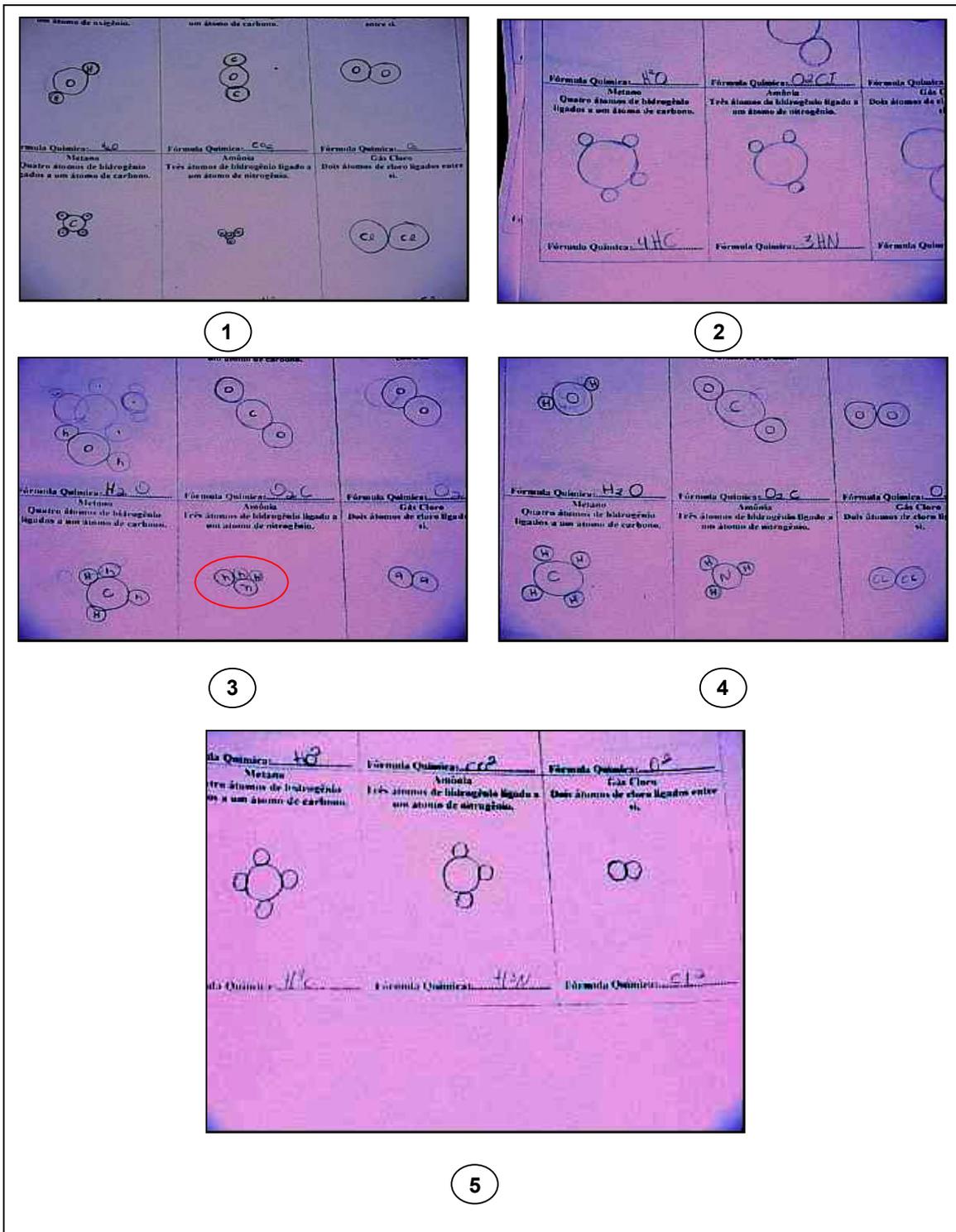


Figura 47. Ilustração de alguns resultados típicos, observados na etapa 2 da atividade.

Nesta etapa, como mostra a figura 47, os alunos seguiram o enunciado minuciosamente para fazer os desenhos. O quadro 1, da figura 47, é o exemplo de um aluno que interpretou corretamente o que foi pedido, demonstrando até com os símbolos, cada átomo formador da molécula. Dos 70 alunos, cerca de 38% fizeram como nos quadros 1, 3 e 4. O restante conseguiu traduzir o enunciado e montar as moléculas, só não representaram as fórmulas químicas totalmente corretas. Este erro na fórmula química, deve-se principalmente a tradução da leitura do enunciado, isto fica claro nos quadros 2 e 5 da figura 47.

Alguns estudantes, ao fazerem a leitura do manual referente à etapa 2, acreditaram que a linguagem mostrada das proporções, como: *três átomos de hidrogênio ligados a um átomo de nitrogênio*, poderia dar a idéia de que se deveria ligar do mesmo lado os três átomos de hidrogênio ao nitrogênio. Isto pode ser observado no destaque circulado no quadro 3 da figura 47.

Vários alunos seguiram este mesmo raciocínio, acertando o desenho da molécula na etapa 1 e errando o desenho na etapa 2. Talvez a linguagem usada nesta etapa tenha facilitado o entendimento para uns, e induzido outros ao erro, mas o número de acertos foi de 18 % maior que na etapa 1.

A interpretação do manual também influenciou na escrita das fórmulas moleculares. Muitos estudantes representaram a fórmula molecular utilizando a seqüência do enunciado, assim quando liam quatro hidrogênios ligados a um átomo de carbono, escreviam *4HC*.

Cerca de 55 % dos alunos apresentou certa dificuldade em interpretar o que estava sendo pedido no manual, bem como o que significa a proporção.

Alguns alunos não conseguiram extrair do manual da etapa 1 as informações para montar as fórmulas moleculares, mas no manual da etapa 2 o uso da palavra **ligado**, por exemplo, possibilitou o melhor desempenho, sendo mais clara, direta e específica a informação para a montagem das moléculas. Algumas perguntas dos estudantes durante a atividade ilustram algumas dificuldades encontradas:

“Professor, devo seguir meu raciocínio ou o texto?”

“Molécula e átomo não são a mesma coisa, são?”

“Dois para um é proporção?”

“Ligado, significa unido, né?”

A atividade mostrou que a interpretação do texto foi fundamental para a execução da atividade.

Ao final da atividade, foi mostrado como se deve escrever as fórmulas moleculares e o que significam os índices das moléculas. Relatou-se que a fórmula molecular é um tipo de linguagem que os químicos usam para poder se comunicar. Também foi dito que a escrita destas fórmulas depende de algumas regras e o estudo dessas regras seria discutido com mais detalhes no ensino médio.

Para eles, o conhecimento de algumas substâncias (as mais freqüentes no ensino de Ciências) é suficiente para um primeiro contato com a Química.

IV.4.3. Conclusões.

A atividade 4 teve como objetivo analisar se a confecção dos modelos de moléculas proposta na atividade 3, poderia ser novamente aplicada sem usar argila, verificando, até que ponto os alunos seriam capazes de transpor aquele conhecimento para uma outra situação. Observou-se que os alunos tiveram grandes dificuldades em se adaptar ou usar conhecimento anteriormente trabalhado, para a nova atividade. Os alunos mostraram algumas dificuldades no uso das informações da atividade 3, relativamente ao tamanho do átomos. Os

dados sobre as interpretações dos estudantes em relação aos desenhos das moléculas estão na tabela 6.

Tabela 6. Dados referentes a montagem das moléculas feitas pelos estudantes na etapa 1 e 2.

	Etapa 1	Etapa 2
Número de alunos que interpretaram corretamente acertando o desenho das moléculas.	14	27
Número de alunos que interpretaram corretamente cometendo algum erro no desenho.	36	29
Número de alunos que não interpretaram, anulando o desenho das moléculas.	17	10
Número de alunos que não fizeram a atividade.	3	4

A tabela 6 mostra que a etapa 2 apresentou um melhor resultado em relação a etapa 1. As informações presentes estavam mais claras e isso resultou em mais acertos.

Pela tabela 6 percebe-se um grande número de alunos que cometeram algum engano, tanto na etapa 1 como na etapa 2. Provavelmente eles não entenderam o que estava sendo pedido ou não tinham base conceitual suficiente para elaborar suas respostas.

Pode-se observar na tabela 6 que dos 70 alunos, 17 alunos não conseguiram resolver o problema, interpretando as informações do manual da etapa 1 e somente 14 obtiveram sucesso no desenho das moléculas. Na etapa 2, 10 alunos não entenderam as informações presentes no manual e 27 alunos obtiveram sucesso no desenho das moléculas. Pode-se concluir que a informação mais detalhada na etapa 2 foi mais eficiente, pois o número de alunos que cometeu algum engano caiu de 36 para 29.

Os valores comparativos da tabela 6 podem ser observados no gráfico 1.

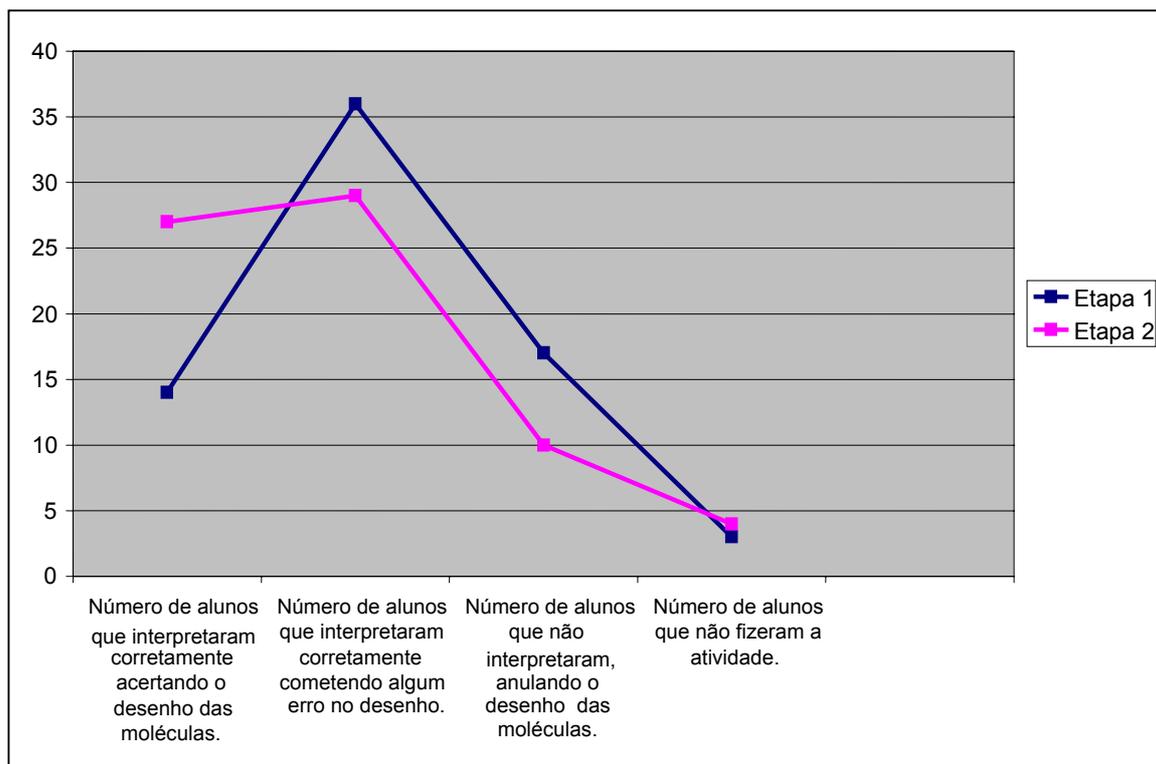


Gráfico 1. Comparação entre a etapa 1 e 2 a partir da tabela 6.

Outro ponto que deve ser levado em consideração é a escrita das fórmulas moleculares. A tabela 7 mostra os resultados observados.

Tabela 7. Acertos e erros ao escrever as fórmulas moleculares a partir das informações dos manuais das etapas 1 e 2.

	Etapa 1	Etapa 2
N ^o de alunos que acertaram as fórmulas químicas.	<i>10</i>	<i>12</i>
N ^o de alunos que erraram as fórmulas químicas.	<i>60</i>	<i>58</i>

Percebe-se que tanto na etapa 1 como na etapa 2, o número de acertos das fórmulas moleculares foi muito reduzido. Isto mostra que os alunos fizeram uma leitura descompromissada com a representação da fórmula molecular e suas regras. De certa forma, estes resultados apontam para um resultado positivo na aplicação da atividade proposta. O objetivo central de tal atividade era despertar o interesse do aluno para o assunto, sem a preocupação de estabelecer regras rígidas do formalismo científico.

A simbologia usada por eles na escrita das fórmulas químicas, demonstrou que muitas vezes os próprios estudantes criam algumas regras baseadas em conhecimentos análogos em outras disciplinas. Mas de certa maneira, o Professor deverá insistir que em química, tem-se um tipo de linguagem diferente que é seguida de acordo com as normas estabelecidas.

No geral, os alunos deram uma resposta favorável ao estudo inicial de modelos. Os resultados evidenciaram que, mesmo tendo dificuldades na apresentação das fórmulas, os alunos foram capazes de diferenciar átomo de molécula.

IV.5. Atividade 5. “*Estudo das sub-partículas fundamentais do átomo*”

A estrutura atômica é um tópico importante no ensino de química, mas os conceitos envolvidos são abstratos e os estudantes têm certas dificuldades na sua compreensão. A experiência de muitos professores tem sinalizado que, quando se usa algum tipo de analogia, preferencialmente que faça parte da realidade do estudante, ajuda-se o mesmo no entendimento de alguns conceitos científicos.

(40)

O ensino de estrutura atômica, na maioria das vezes, resume-se ao giz, à lousa e à fala do professor. Esta atividade propõe um experimento, com base no experimento de Rutherford, que permite ao estudante verificar que um modelo nada mais é que um conjunto de idéias que oferece uma explicação razoável a algo que não vemos, para explicar os resultados experimentais. **(41)**

A experiência de Rutherford constitui em bombardear uma fina lâmina de ouro com partículas alfa, observando os ângulos de desvio destas partículas, como manchas brancas numa tela fluorescente (figura 10)

Qualitativamente, a atividade proposta apresenta uma certa analogia com o experimento de Rutherford. Bolinhas de gude são projetadas sobre parafusos em uma caixa de madeira, tendo diversos tipos de trajetórias, dependendo do tipo de choque que sofrem com estes parafusos. A figura 48 mostra o que é o dispositivo utilizado no experimento.

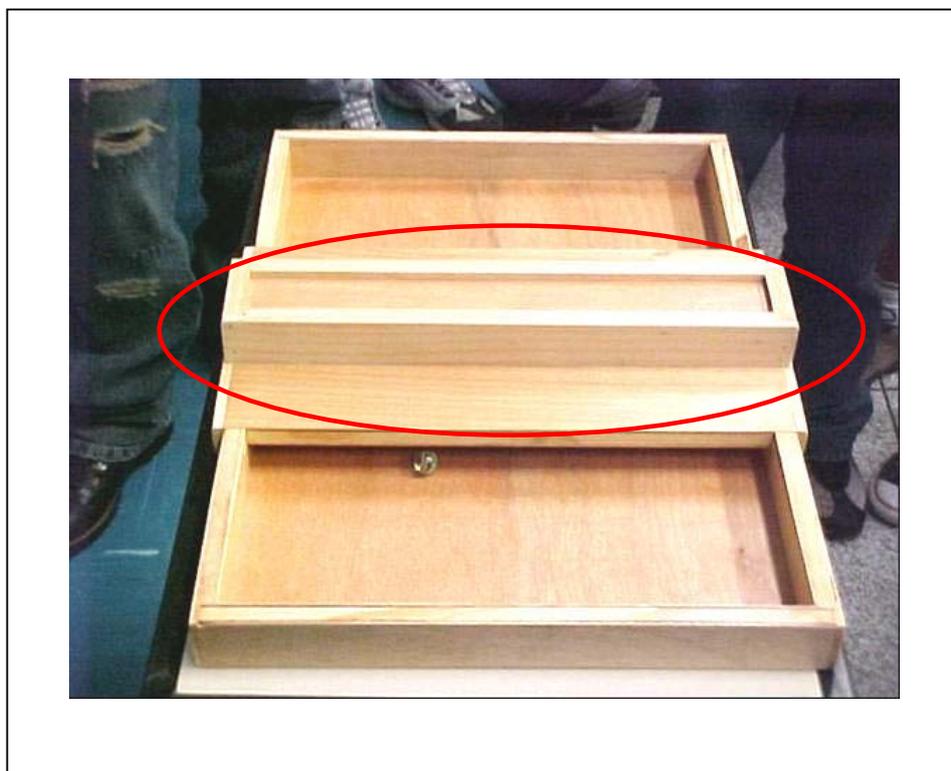


Figura 48. Caixa de madeira usada na aplicação do experimento.

O círculo em vermelho indica o local onde estão os parafusos. Os estudantes não podem saber que são parafusos, e também seu número e posições.

A idéia do experimento é fazer com que os estudantes construam um modelo que justifique as diversas trajetórias da bolinha de gude. Deve-se jogar várias vezes a bolinha de gude, até que se tenha um número razoável de medidas. Através da observação das trajetórias das bolinhas de gude, os alunos tentarão imaginar o que faz a trajetória ser retilínea ou não, e conseqüentemente, expor suas idéias de como poderia ser um modelo, para tal observação.

O experimento funciona como um jogo, e foi criado para facilitar a introdução do modelo atômico de Rutherford a partir dos seus resultados.

IV.5.1. Construção do Dispositivo.

O dispositivo é constituído por uma caixa com as seguintes dimensões: 53 cm de comprimento, 38 cm de largura e 4 cm de altura, como na figura 49.

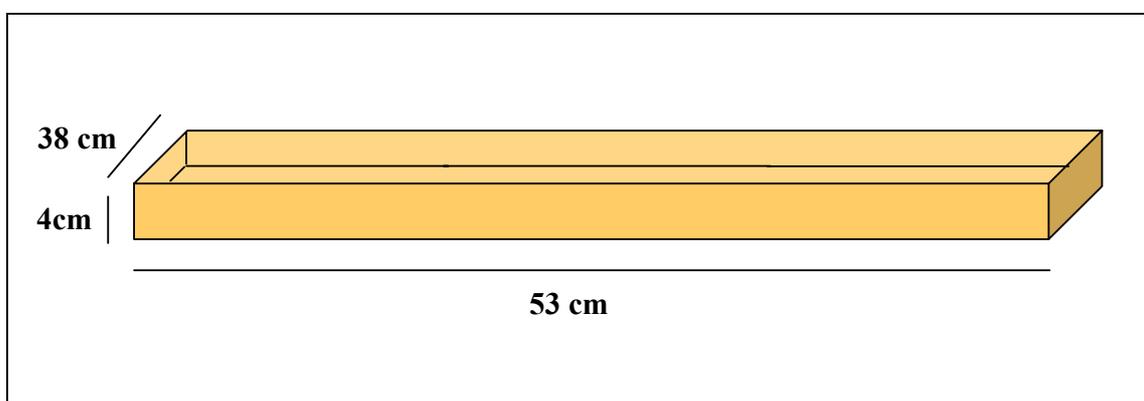


Figura 49. Dimensões para a construção da parte inferior do dispositivo.

Uma tampa com 13 furos distantes entre si em 2,7 cm do centro da tampa. Nestes furos são encaixadas 13 porcas metálicas de 0,5 cm, conforme a figura 50.

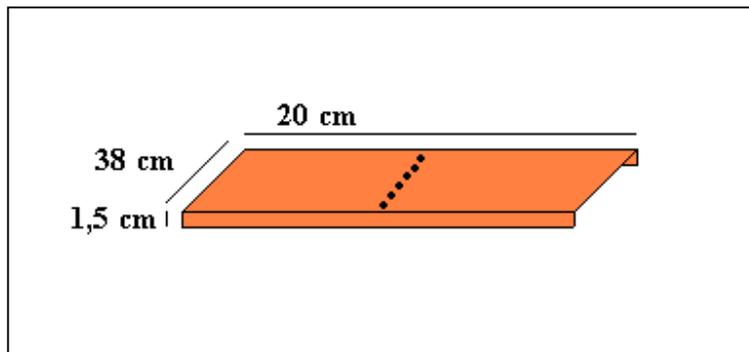


Figura 50. Esquema da tampa, com os furos para os parafusos.

Uma gaveta serve para encobrir os furos e os parafusos conectados as porcas anteriormente mencionadas, conforme a figura 51.

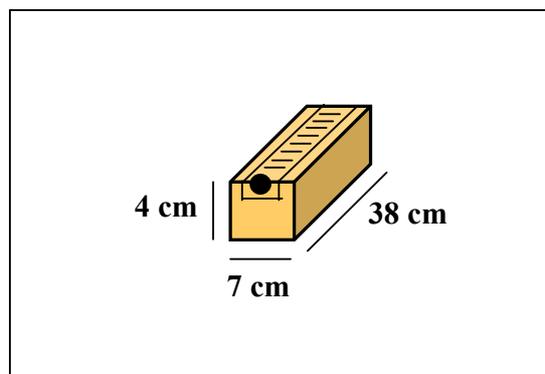


Figura 51. Gaveta para encaixar na tampa da figura 50 e esconder os parafusos.

Assim, encaixa-se a gaveta sobre a tampa, para encobrir os parafusos e suas posições, conforme figura 52.

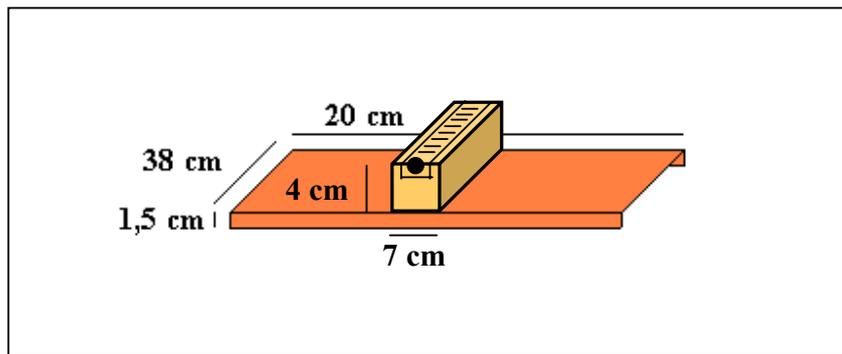


Figura 52. Desenho da gaveta sobre a tampa, que será colocada sobre a caixa da figura 50.

O conjunto, tampa mais gaveta, é colocado sobre a caixa da figura 49, como se vê na figura 53.

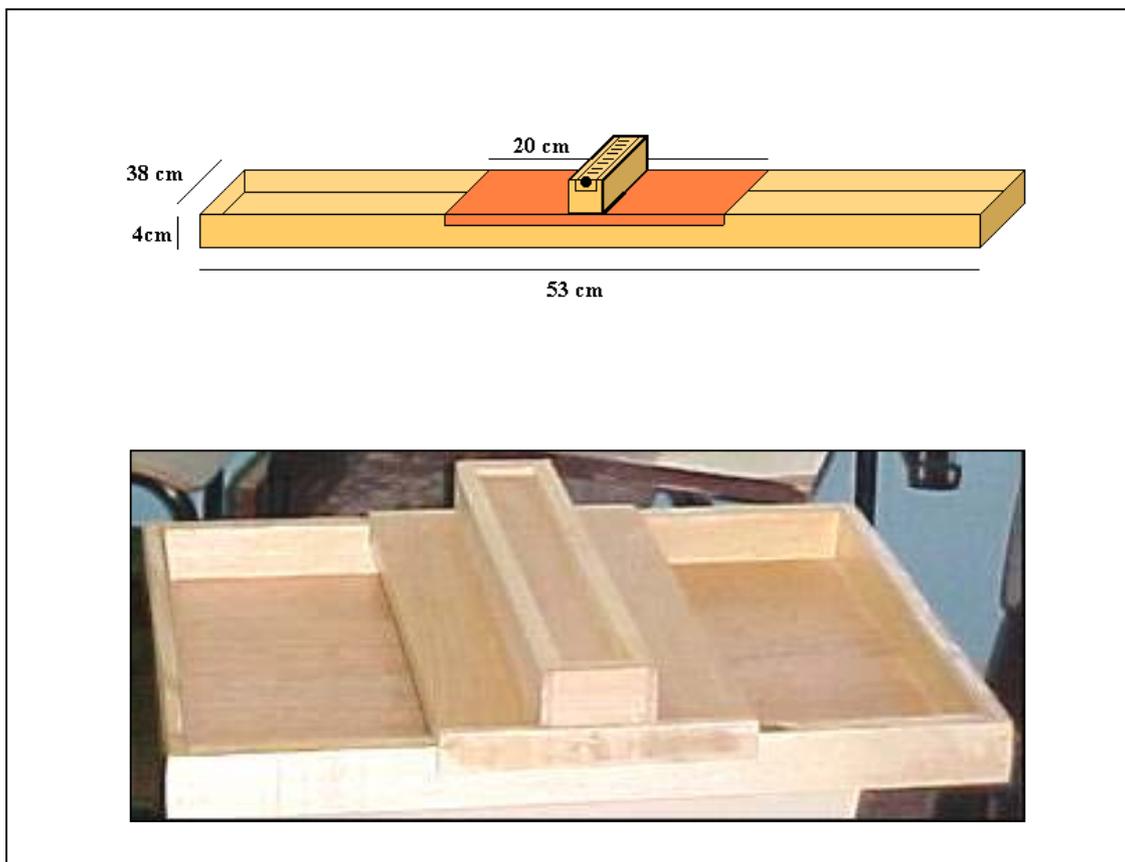


Figura 53. Desenho e foto do dispositivo pronto.

A figura 54 mostra a gaveta frontalmente, já sobre a tampa e feito o encaixe das porcas para o posterior rosqueamento dos parafusos.

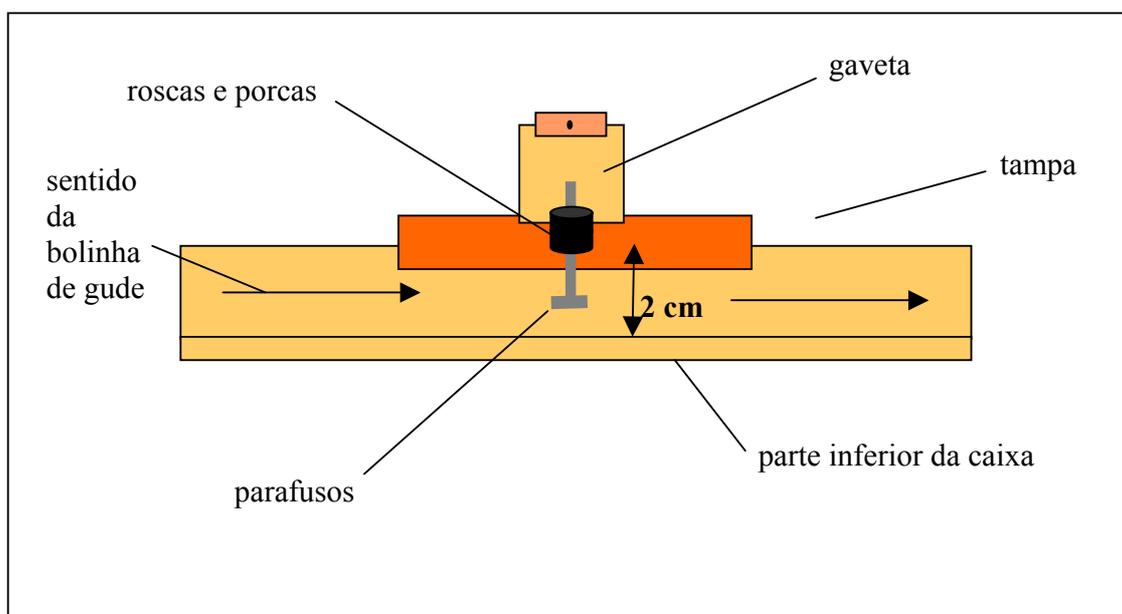


Figura 54. Esquema lateral do dispositivo, mostrando o parafuso de cabeça para baixo, conectado à tampa.

O parafuso pode ser rosqueado a alturas variadas. Se preferir que todas as bolinhas de gude lançadas, passem sem sofrer nenhum desvio, os parafusos devem estar rosqueados até a base da tampa, mas se preferir que nenhuma passe, deve-se desrosquear os parafusos até ficarem próximos à base da caixa. A distância entre os furos vizinhos deve ser ligeiramente menor que o diâmetro das bolinhas, caso se deseje que nenhuma bolinha passe.

A regulagem da altura dos parafusos permite situações variadas para a passagem das bolinhas de gude de um lado para o outro, o que permitirá, na seqüência da atividade, uma apresentação mais palatável do modelo de Rutherford. Cabe ao Professor abrir a gaveta e regular a altura dos parafusos, para modificar os resultados. A omissão da existência de parafusos e porcas é fundamental para o resultado pedagógico do experimento.

IV.5.2. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.

Colocou-se sobre uma carteira, à frente da sala de aula, o dispositivo anteriormente descrito. Alguns parafusos são desrosqueados na parte central da caixa, tomando-se o cuidado para que os alunos não vejam a regulagem.

Os alunos são chamados um a um, para que joguem a bolinha de gude de um lado para o outro na caixa, como ilustra a figura 55. De acordo com os eventos, os resultados experimentais são anotados no quadro, utilizando-se indicações como: desvia, não desvia, em relação à posição que a bolinha é atirada. Isso possibilitará uma posterior analogia entre o experimento de Rutherford e este, inclusive evidenciando que a “*explicação*” envolve o conhecimento de fatos e a elaboração de um “*modelo*”, o qual explica os resultados e possibilita a previsão de outros.

Após o registro de vários resultados, de preferência cada aluno deve jogar uma vez, a classe como um todo deve ser “*instigada*” a dar uma explicação para os resultados.



Figura 55. Alunos participando da atividade em sala de aula, utilizando o dispositivo construído.

IV.5.3. Resultados e Discussão.

Esta atividade foi aplicada para que os alunos obtivessem, inicialmente, apenas uma observação experimental. Essa observação era a de que, quando jogadas, algumas bolinhas de gude passavam por debaixo da tampa sem sofrer desvio e outras eram desviadas. Em nenhum momento foi relatado que as bolinhas eram análogas aos raios alfa. Houve apenas a observação e o registro dos eventos, com os quais algumas conclusões, descritas adiante, puderam ser feitas. Os resultados eram anotados no quadro, como mostra a figura 56.



Figura 56. Resultados das trajetórias das bolinhas na sala 1 e na sala 2, como anotado no quadro.

Na sala 1 houve 5 desvios contra 15 não-desvios da bolinha de gude e na sala 2 houve 4 desvios contra 22 não desvios. A quantidade relativa de (desvios/não desvios) é que é significativa à discussão que se pretende. Após a atividade, foi aberta uma discussão com a seguinte questão:

1. “O que poderia explicar os resultados observados?”.

As explicações nas duas salas de aula foram parecidas em relação ao que provocava o desvio. As fotos 1 e 2 da figura 57, mostram algumas sugestões dadas pelos estudantes.

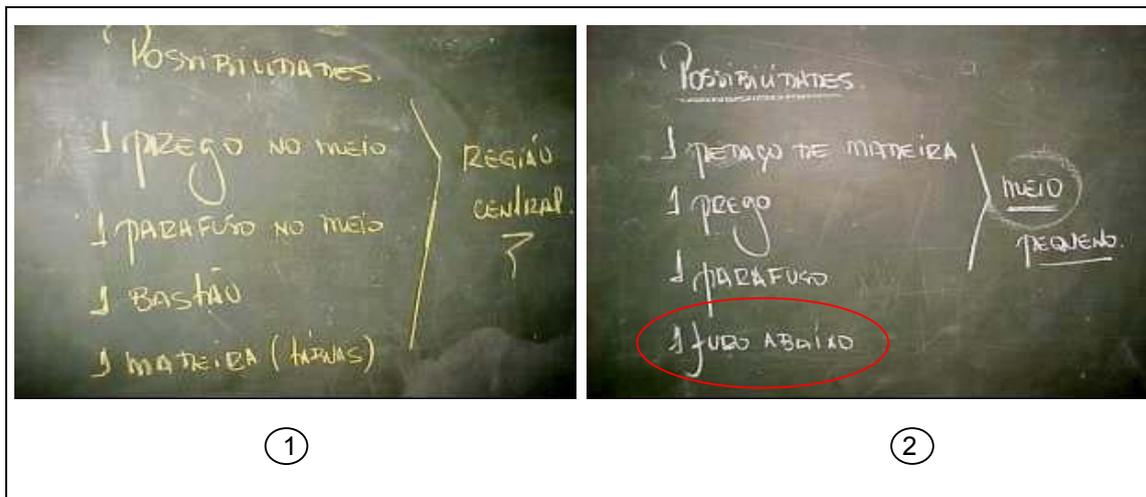


Figura 57. Resumo das respostas dos alunos sobre a questão 1, nas salas 1 e 2.

A figura 57 mostra um resumo das respostas dos alunos sobre o desvio das bolinhas de gude. Não foram anotadas no quadro todas as respostas, e sim as mais sugestivas, e que poderiam ser melhor aproveitadas para elucidar a discussão. As explicações das duas salas de aula foram parecidas, em relação ao que provocava o desvio. Na sala 1 várias hipóteses foram levantadas, mas todas elas convergiam para um objeto pequeno na região central da tampa. Na sala 2, as respostas foram parecidas com às da sala 1, só que, o que está em destaque em na foto 2 da figura 57, chamou a atenção, pois o aluno achava que existia um furo no piso da prancha, onde a bolinha poderia sofrer o desvio. Também a maioria concordou que poderia existir algum objeto que provocasse o desvio na região central.

Houve bastante discussão entre os alunos e algumas observações como:

“A bolinha não passa no meio.”

“Deve ser alguma coisa pequena no meio.”

“Tem um buraco no meio da caixa, por isso que ela desvia.”

“Tem um cano debaixo da tampa.”

“Acho que tem um prego grandão.”

Além destas observações procurou-se instigá-los para irem mais longe. Que posições poderiam estar os obstáculos? Quais seriam suas dimensões? Quando o parafuso não tem uma proteção (borracha) o barulho denuncia o modelo proposto. Não foi feito, mas é possível colocar elásticos de dinheiro entre os parafusos e com isso variar bastante os resultados. Uma vez estabelecida a explicação, o dispositivo foi aberto e mostrado aos alunos. Na seqüência foi mostrado o experimento de Rutherford, seus resultados e a concepção de seu modelo, junto com a seguinte questão:

2. “Seria possível fazer alguma comparação entre a caixa do jogo e o modelo que considera o átomo com uma pequena esfera?”.

Neste momento foi explicado aos alunos o experimento de Rutherford, mostrando numa transparência, a experiência com partículas alfa, como mostra a figura 58.

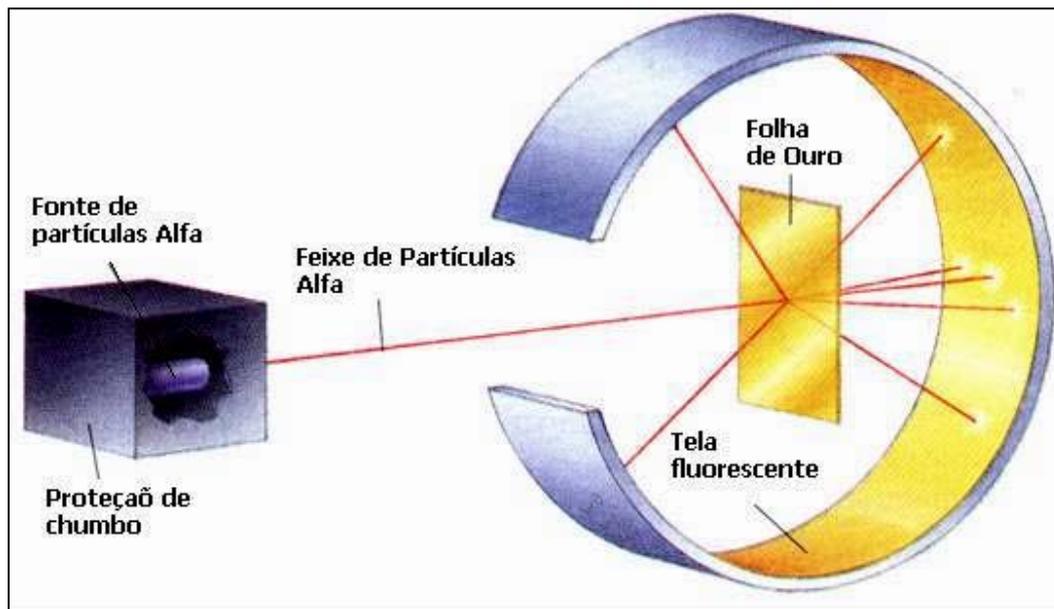


Figura 58. Transparência mostrada aos alunos, sobre o experimento de Rutherford.

A atividade desenvolvida e a análise dos resultados foram uma analogia ao experimento feito por Rutherford. As bolinhas de gude poderiam ser comparadas as partículas alfa, já que a maioria não sofria desvios e algumas eram desviadas com maior frequência quando passavam pelo centro da caixa.

Assim, mostrou-se uma transparência, que retratava a explicação de Rutherford e a concepção de seu modelo. (figura 59)

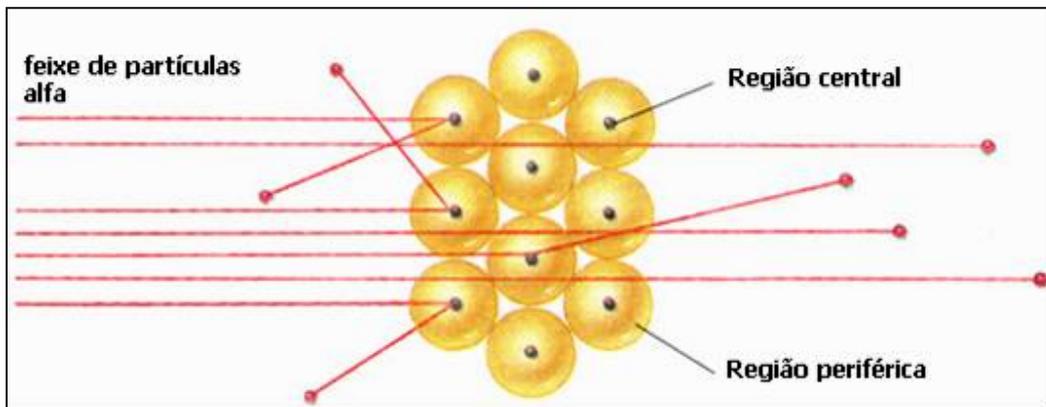


Figura 59. Desenho que retrata uma possível explicação para as passagens e os desvios de algumas partículas alfa quando atiradas sobre uma folha de ouro, bem como a idéia do modelo para o átomo, com uma região central e uma região periférica.

De acordo com a transparência (figura 59), explicou-se que a região central era denominada de núcleo e a região periférica era denominada de eletrosfera. Apresentou-se então mais uma transparência que mostrava o modelo atômico concebido por Rutherford, que pode ser visto na figura 18, do item 3.3, e explicou-se a constituição do núcleo e da eletrosfera. Esta explicação foi diferente daquela que se faz nos livros textos, já que a ponte feita entre os resultados experimentais e a concepção do modelo de explicação foi bem explicitada.

Apresentaram-se algumas figuras principais do modelo de Rutherford.

- *Núcleo: região central de maior densidade, constituída por sub-partículas denominadas: prótons e nêutrons.*

- *Prótons: sub-partículas de cargas positivas.*

- *Nêutrons: sub-partículas sem cargas.*

- *Eletrosfera: região periférica de menor densidade, constituída por sub-partículas denominadas: elétrons.*

- *elétrons: sub-partículas de cargas negativas.*

Explicou-se então, que no modelo concebido por Rutherford, o núcleo é cerca de 100.000 vezes menor do que a eletrosfera e neste modelo sugeriu-se que os elétrons estariam espalhados num espaço em torno do núcleo. Com isso, a probabilidade de uma partícula alfa atingir o núcleo, seria muito reduzida, exatamente como aconteceu com a atividade desenvolvida.

O estudo das sub-partículas constituintes do átomo, deu-se na direção de atribuir aos prótons, nêutrons e elétrons uma massa relativa e uma carga relativa. A tabela 8 foi adicionada a uma transparência e mostrada aos alunos.

Tabela 8. Massas e cargas das sub-partículas fundamentais.

Partícula	Massa em gramas / (g)	Massa relativa	Carga relativa
<i>Próton</i>	$1,672623 \times 10^{-24}$	1	1+
<i>Nêutron</i>	$1,674929 \times 10^{-24}$	1	0
<i>Elétron</i>	$9,109383 \times 10^{-28}$	1/1836	1-

A tabela 8 mostra a massa em gramas dos prótons, nêutrons e elétrons. Explicou-se aos alunos que estes valores foram calculados a partir de resultados experimentais feitos pelos cientistas que estudaram o comportamento destas sub-partículas na época. **(28)**

Explicou-se que, quando se divide a massa, em gramas, de um próton pela de um nêutron, ou vice versa, o resultado obtido é aproximadamente 1. Já quando se divide a massa de um próton ou a de um nêutron, pela de um elétron, o resultado obtido é 1836. Portanto, a massa de um próton, equivale, a massa de 1836 elétrons. Consequentemente, a massa de um elétron pode ser desprezível, comparada à de um próton ou à de um nêutron.

A *carga relativa* foi empregada com a finalidade de dar ao estudante, uma idéia de que as sub-partículas tem características diferentes entre si. Como já havia sido mostrada a idéia de massa relativa, os próprios estudantes entenderam

que os valores 1+, 0 e 1-, que aparecem na tabela 8, são valores numéricos relativos que indicam uma característica de cada sub-partícula.

Por fim, explicou-se o conceito de *átomo neutro*, o número de prótons é igual ao número de elétrons. O estudo mais detalhado destes conceitos está atividade 5.

IV.5.4. Conclusões.

O objetivo da atividade foi dar ao estudante uma idéia de como se desenvolve a criação de um modelo atômico. A analogia mostrada na atividade auxilia o entendimento do modelo atômico proposto por Rutherford, sinalizando a idéia de que um modelo desenvolvido tem como base a interpretação de resultados experimentais.

Antes da concepção do modelo, os estudantes haviam interpretado uma situação muito simples no jogo, que era a observação de quantas bolinhas de gude desviavam e quantas não desviavam. Com os resultados da observação, atribui-se que o desvio das bolinhas de gude, era ocasionado por alguma barreira no centro da caixa.

Quando foi mostrado o experimento de Rutherford (figura 58), os estudantes tiveram uma boa aceitação das proposições feitas pelo cientista e diante da transparência da figura 59, identificaram o “*porque*” do caminho tomado pelo cientista para a elaboração do modelo.

Os estudantes, possivelmente, aceitaram como poderia ser este “*novo modelo atômico*” e o estudo das sub-partículas do átomo foi uma consequência do entendimento anterior.

As sub-partículas constituintes dos átomos, foram explicadas como definições. Futuramente, podem-se empregar outras atividades para o melhor entendimento dessas definições. Esta atividade teve a finalidade de fazer uma comparação entre os resultados experimentais do jogo e o experimento de Rutherford, facilitando o entendimento do modelo atômico proposto por ele.

IV.6. Atividade 6. “Estudo das sub-partículas constituintes do núcleo atômico, usando feijões e grãos de bico como Analogias.”

Muitos estudantes que cursam o ensino fundamental apresentam certas dificuldades para consolidar o raciocínio *operatório-formal* (envolvendo abstrações). Quando uma analogia baseada numa observação é aplicada a um conceito abstrato, o entendimento do conceito é facilitado e acelera-se a passagem do nível concreto para o formal. A aplicação de uma analogia junto com uma demonstração visual auxilia o estudante a relembrar os conceitos estudados, aumentando a fixação do que foi aprendido na aula. (42).

A atividade aqui proposta consisti em se fazer uma analogia das partículas nucleares com feijões brancos e feijões pretos. O feijão preto é considerado como representando o próton e o feijão branco o nêutron. Espera-se, com isso, um melhor entendimento sobre as partículas do núcleo do átomo, e também dos conceitos de: número de massa, elemento químico e isotopia.

Também, é apresentada uma analogia para facilitar o entendimento da relação entre a massa de um elétron e a massa de um próton ou nêutron, usando-se grãos de bico. O objetivo dessa analogia é mostrar o “*porquê*” de se desprezar a massa do elétron, quando comparada com a massa do próton ou a massa do nêutron no cálculo da massa do átomo.

IV.6.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.

IV.6.1.1. Atividade Para se Aprender Sobre o Núcleo Atômico.

A atividade, com grãos de feijão, diz respeito ao estudo dos isótopos do carbono; carbono-12, o carbono-13 e o carbono 14.

Os materiais utilizados são:

- *Uma porção de feijões pretos.*
- *Uma porção de feijões brancos.*
- *1 metro de papel alumínio.*

O modelo atômico atribuí ao carbono-12 a existência de 6 prótons e 6 nêutrons em seu núcleo. Na analogia, cada feijão preto representa um próton, e cada feijão branco representa um nêutron. Separam-se 6 feijões brancos e 6 feijões pretos. Corta-se um quadrado de papel alumínio de aproximadamente 12x12 cm, e embrulha-se os feijões com o mesmo. Toma-se o cuidado para não deixar que se perceba a presença dos feijões dentro do papel alumínio. Este procedimento é repetido na confecção de outros conjuntos que representam o carbono-13 e do carbono-14, a saber: 6 feijões pretos e 7 feijões brancos para o carbono-13 e 6 feijões pretos e 8 feijões brancos para o carbono-14, figura 60.

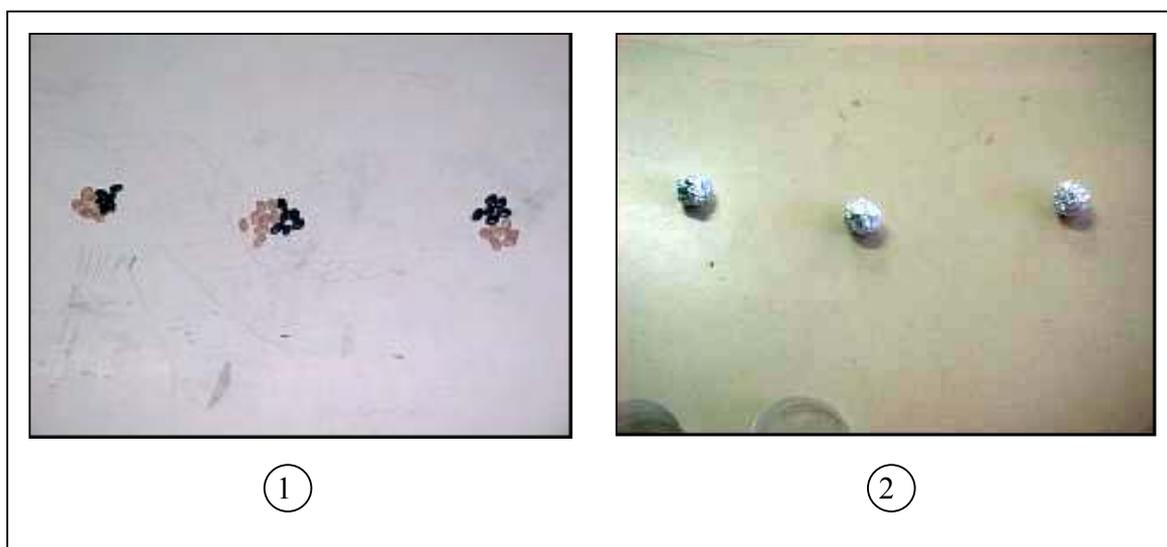


Figura 60. A foto 1 mostra as quantidades de feijões usadas e a foto 2 mostra os feijões embrulhados em papel alumínio, os quais representariam os núcleos dos três isótopos do carbono.

A cada grupo de quatro alunos é fornecido um embrulho que representa o núcleo do carbono-12. Aos alunos compete imaginar e sinalizar o que o embrulho contém. Não é permitido abrir o pequeno embrulho e também apertá-lo com muita pressão. Uma vez feitas as sugestões e anotadas no quadro, é permitido a abertura do embrulho e a verificação do seu conteúdo. Repete-se o procedimento para os embrulhos do carbono-13 e carbono-14, separadamente.

IV. 6.1.2. Atividade Para se Comparar a Massa do Elétron e a Massa do Átomo.

De acordo com a tabela 8, o elétron pode ter sua massa desprezível, quando comparada com a massa do próton ou a massa do nêutron. Para os alunos terem uma idéia do significa a palavra desprezível, uma analogia com grãos de bico é proposta.

Os materiais são:

- 1 pacote de 1 kg de grãos de bico.
- plástico magipack.
- tesoura.
- balança científica.
- calculadora.

Por pesagem de 10 sementes de grãos de bico estimou-se a massa média de uma semente. Com o auxílio da balança pesou-se a quantidade de sementes que poderiam ter a massa correspondente a 1836 grãos de bico. Isto foi feito para se evitar a contagem de tantas sementes.

No caso das sementes de grãos de bico o objetivo é simplesmente uma comparação “*semi-quantitativa*” da relação entre as massas de uma semente e de um pacote de sementes e a possível aplicação desta observação com o fato, didaticamente, de desconsiderar-se a massa do elétron na massa do átomo.

IV.6.2. Resultados e Discussão.

Inicialmente, mostrou-se aos alunos os 3 embrulhos de papel alumínio na seqüência apresentada no item anterior.



Figura 61. Três embrulhos de papel alumínio que representavam os núcleos dos isótopos do carbono.

Os embrulhos ficaram fechados sobre a carteira e os alunos discutiram o que havia de semelhanças e diferenças dentro e fora dos embrulhos. Os resultados foram escritos no quadro negro, como mostra a figura 62.

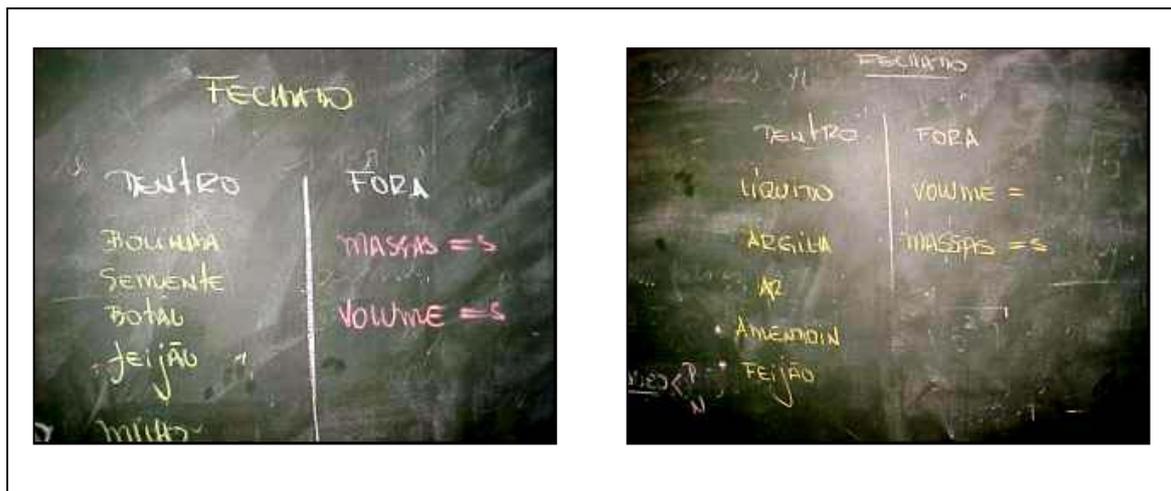


Figura 62. Algumas idéias sugeridas pelos alunos nas duas salas, respectivamente.

A figura 62 mostra algumas sugestões das semelhanças entre os embrulhos, quando fechados. Não houve sugestão em relação às diferenças, pois julgaram que os embrulhos eram idênticos.

Posteriormente os embrulhos foram abertos e os alunos observaram que eram constituídos de feijões pretos e feijões brancos, como mostra a figura 63.

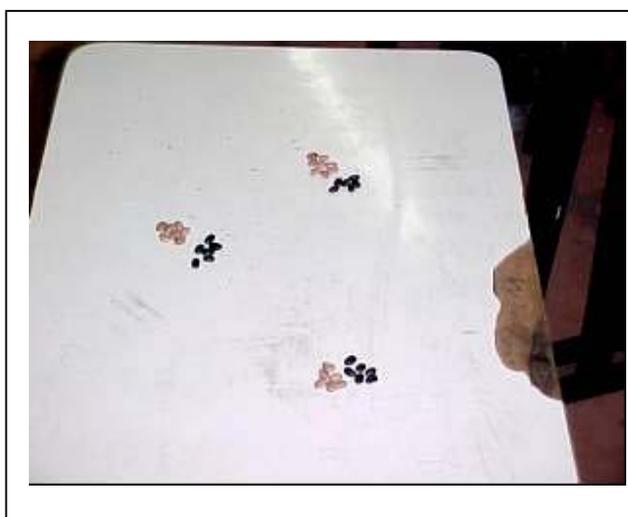


Figura 63. Feijões pretos e brancos que estavam dentro dos embrulhos de papel alumínio.

Os alunos sugeriram algumas semelhanças e diferenças entre os embrulhos, que foram anotadas no quadro negro. Houve uma discussão com a classe e chegou-se a conclusão de que os feijões pretos, após a realização de uma contagem, estavam em igual número nos três embrulhos, mas os feijões brancos não. Estes resultados estão organizados na tabela 9.

Tabela 9. Análise em relação às quantidades de feijões para cada embrulho de papel alumínio.

Número de Feijões de cada embrulho de papel alumínio	Semelhanças	Diferenças
6 feijões pretos e 6 feijões brancos	Todos possuem o mesmo número de feijões pretos	O número de feijões brancos vai aumentando
6 feijões pretos e 7 feijões brancos		
6 feijões pretos e 8 feijões brancos		

A partir dos resultados da tabela 9, houve uma discussão sobre o modelo do átomo nucleado, revisando o modelo proposto por Rutherford, estudado na atividade 5. Foi dito que, cada feijão preto poderia ser analogamente considerado como um próton e que cada feijão branco poderia ser analogamente considerado como um nêutron. Como os feijões tinham dimensões parecidas, inferiu-se que as massas de cada feijão, também poderiam ter valores próximos. Então, para cada feijão (preto ou branco) atribuiu-se uma massa relativa igual a 1.

A partir daí, explicou-se que os cientistas também atribuíram um número de massa relativa ao próton e ao nêutron: igual a 1. Eles atribuíram o valor 1, porque os estudos realizados, mostravam que as massas dos prótons e dos nêutrons eram praticamente iguais e muito semelhantes entre si. **(26)**

Para o elétron, os resultados observados de seu comportamento, indicavam que sua massa era muito pequena se comparada com a de um próton ou a de um nêutron. Os resultados indicavam que a massa relativa de um próton equivale a 1836 vezes a massa de um elétron, podendo então, ser desprezível.

Para reforçar a idéia da pequena contribuição da massa do elétron no cálculo da massa do átomo, mostrou-se a relação entre a massa de uma semente de grão de bico, como sendo analogamente um elétron, e por volta de 820 g de grãos de bico, que equivalem a aproximadamente 1836 grãos, enrolados em “plástico magipak”, como sendo a massa de um próton, como mostra a figura 64.

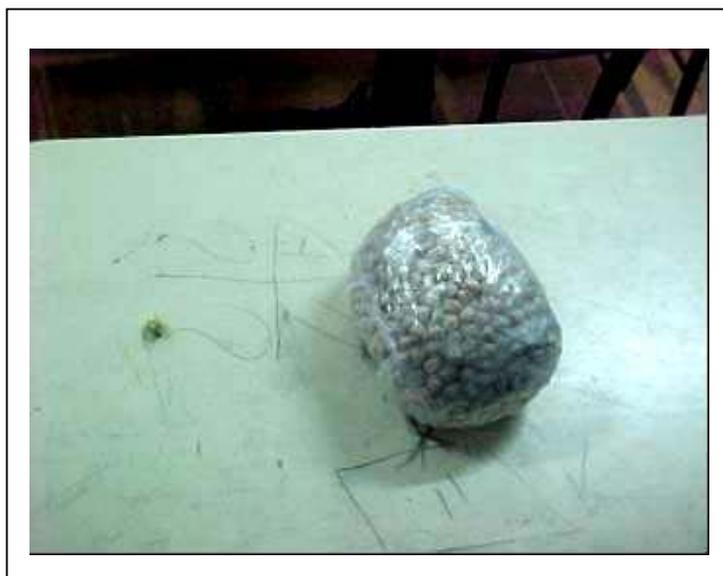


Figura 64. Comparação entre as massas do elétron e a do próton, usando-se grãos de bico como analogias.

No laboratório, 10 sementes de grãos de bico pesaram 4,4721 g. Na média, cada grão de bico pesa em torno de 0,4472 g. Como a massa de um próton equivale a aproximadamente 1836 elétrons, foi necessária uma massa de 821 g de grãos de bico, para representar a massa de um próton.

Após a realização dessas atividades, questionou-se sobre os possíveis números de massa para os três átomos de carbono representados na analogia. Os alunos não demonstraram dificuldades em atribuir os possíveis números de massa dos três isótopos, transformadas numa linguagem mais próxima da utilizada normalmente, como mostra figura 65.

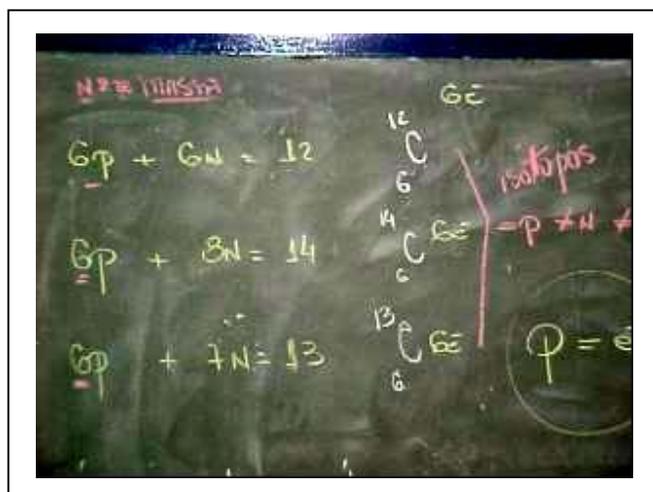


Figura 65. Algumas aproximações ente as observações dos alunos e o cálculo do número de massa, bem como a simbologia e o conceito de isótopos.

A tabela 10 ilustra o raciocínio utilizado na atividade.

Tabela 10. Organização dos feijões e os conceitos abordados.

Átomo	Nº de prótons (feijões pretos)	Nº de nêutrons (feijões brancos)	Nº de massa (soma de feijões pretos com feijões brancos)
Carbono -12	6	6	12
Carbono -13	6	7	13
Carbono -14	6	8	14

Explicou-se que o número de prótons, também poderia ser denominado de número atômico, e introduziu-se o conceito de elemento químico, como sendo um

conjunto de átomos tendo o mesmo número de prótons (número atômico); analogia aos feijões pretos. Por exemplo: os três átomos de carbono possuem o mesmo número de prótons, mas o número de nêutrons é diferente. Portanto, tem-se o *elemento químico carbono*, que pode ser formado por átomos com iguais números de prótons e diferentes números de nêutrons.

Aproveitou-se o momento para iniciar o estudo sobre os isótopos, que do grego, significa “*mesmo lugar*”, mostrando-se que, os átomos com o mesmo número atômico (pertencendo ao mesmo elemento químico), mas com diferentes números de massa, são chamados de *isótopos* de um elemento. Todos os isótopos de um elemento têm exatamente o mesmo número atômico; então, eles têm o mesmo número de prótons e elétrons.

Por fim, explicou-se a simbologia química, como mostra a figura 66.

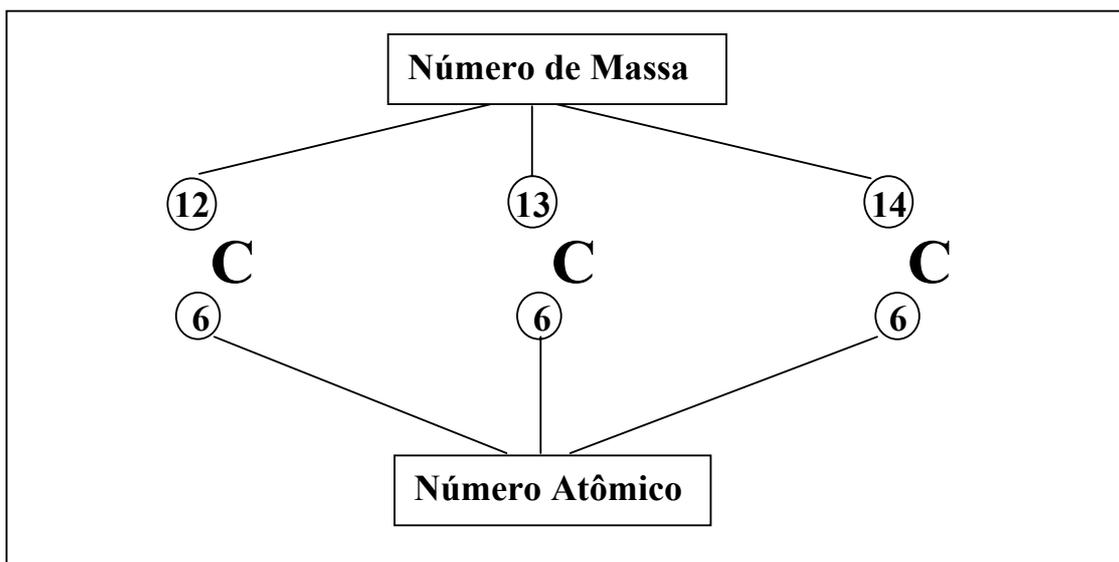


Figura 66. Esquema usado para explicar a simbologia química.

A simbologia usada na química tem algumas regras que devem ser seguidas. Mostrou-se aos alunos uma transparência (figura 66), explicando a escrita química, salientando que o número de nêutrons não deve ser representado, somente o número atômico e número de massa.

IV.6.3. Conclusões.

A atividade proporcionou uma visualização pictórica das sub-partículas constituintes do átomo, usando-se feijões e grãos de bico.

Pela atividade desenvolvida não se pode concluir nada sobre o processo ensino aprendizagem já que nenhuma avaliação foi realizada, muito menos uma comparação com a metodologia normalmente utilizada ao se ensinar este assunto. Entretanto, observou-se uma certa disponibilidade dos alunos em “encarar” o conteúdo, mostrando-se bem acessíveis.

Embora este seja um assunto muito árido e abstrato nesta fase de desenvolvimento, ele é de fundamental importância no entendimento do modelo atômico e está presente nos livros e textos consultados.

IV.7. Atividade 7. “Duas alternativas no estudo da tabela periódica”

A Tabela Periódica é uma das construções mais importantes em química. Seu desenvolvimento é um exemplo de como as descobertas científicas podem ser feitas pelo uso da perspicácia na organização de dados experimentais. Em 1869, Meyer e Mendeleev descobriram independentemente que um padrão regular de repetição das propriedades podia ser observado quando os elementos eram arranjados em ordem crescente de massa atômica. Um dos problemas de Mendeleev foi que alguns elementos pareciam estar fora de lugar. Por exemplo, quando o argônio foi isolado, não parecia ter a massa correta para a sua posição. Sua massa atômica de 40 u é a mesma que a do cálcio, mas o argônio é um gás inerte enquanto que o cálcio é um metal reativo. Estas anomalias levaram os cientistas a questionar o uso das massas atômicas relativas como base da organização dos elementos. Mosley examinou o espectro de raios X dos elementos no início do século XX, descobriu que todos os átomos de um mesmo elemento químico tinham a mesma carga nuclear e, portanto, o mesmo número de

prótons, que dão o número atômico do elemento. Então, descobriu-se que os elementos ficam em um padrão, uniformemente repetitivo da Tabela Periódica, e estão organizados na ordem crescente de número atômico. **(32)**

A lei periódica é considerada um marco no desenvolvimento da química, tendo a mesma importância da descoberta das partículas fundamentais e da teoria moderna da estrutura atômica. Assim, pode-se usar a lei periódica para desenvolver a aprendizagem dos modelos atômicos, ou, utilizar os modelos atômicos, já trabalhados, para explicar a classificação dos elementos químicos **(43)**. É proposta nesta atividade uma alternativa de ensino paralelo aos livros didáticos, pois se constatou que os capítulos dedicados ao tema, apresentavam a Tabela Periódica de maneira “*abrupta*”, abordando somente a representação atual e com tratamento descritivo, de tal maneira que o estudante se veria obrigado a memorizá-la.

Normalmente, na sala de aula, o estudante se depara com um quadro: A Tabela Periódica dos Elementos. O que o estudante pode ver? Possivelmente, ele vê vários boxes retangulares dispostos em colunas, onde cada box contém símbolos alfabéticos e alguns números sem muitos significados. **(44)**

Acredita-se que no ensino fundamental, os estudantes devem ter uma assimilação geral de algumas propriedades, como a classificação dos elementos em: *metais, semi-metais e ametais*. Também, espera-se ter um domínio sobre a classificação das famílias, essencialmente dos grupos dos representativos e os períodos da classificação periódica. Esta leitura básica da Tabela Periódica, bem como a interpretação dos símbolos químicos, a organização na ordem crescente de número atômico e a escrita simbólica dos elementos é uma preparação fundamental para o ensino médio.

IV.7.1. O Jogo de Bingo.

As formas mais antigas de sorteios de que se tem notícia são as Loterias e o Bingo. Já nos séculos XIII e XIV a Itália efervescia com jogos e loterias. Nesta época, o sistema de substituição dos membros da Câmara e do Senado, em Gênova, suscitou a aparição de um novo jogo: o Bingo.

Em Gênova, havia o costume de se substituir periodicamente os membros da Câmara e do Senado através de sorteio. Os nomes dos membros eram colocados em bolas, que eram retiradas de uma urna. Daí improvisou-se um jogo, depois levado à França pelos exércitos de Carlos VIII (1495). O jogo passou a ser brindado com prêmios a partir de 1539, com Francisco I. A renda dos jogos era revertida ao Tesouro. O exemplo foi seguido pelos principados alemães, pelos Países Baixos, pela Áustria e até pelos estados pontífices, ao tempo de Clemente XII.

O Bingo, palavra inglesa, originou-se do Loto ou Lotto italiano (uma loteria que surgiu em 1530 e conhecida como Gioco del Lotto del Italia) como uma brincadeira de criança, em 1778 na Inglaterra. **(45)**

Aqui, o jogo de bingo foi adaptado para a apresentação da classificação periódica, facilitando a aprendizagem de conceitos elementares sobre a Tabela Periódica, e também como uma ferramenta de motivação para o ensino. **(21)**

IV.7.1.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.

Para a confecção das cartelas, deve-se cortar um quadrado de 10x10 cm, e dividi-lo em pequenos quadrados de 2x2 cm, como mostra a figura 67.

		BINGO		

Figura 67. Exemplo da cartela de bingo.

No centro da cartela, deve-se escrever a palavra bingo (figura 67). Esta cartela é o modelo geralmente utilizado em jogos de bingo. Ela deve ser reproduzida de acordo com o número de alunos por sala de aula.

Consultando a Tabela Periódica, o estudante deve preencher os espaços em branco de sua cartela, com os símbolos dos elementos que achar conveniente, mas sem repeti-los. O preenchimento é feito à caneta, para evitar que apaguem ou mudem de elemento após o início do jogo.

Sugere-se que as séries dos Lantanídeos e dos Actinídeos sejam deixadas de fora do jogo.

As regras do jogo são:

- *O professor pode “cantar” alguns elementos ora dizendo o símbolo ora dizendo o nome ou a família e o período em que se encontra o elemento ou o seu número atômico.*
- *Cada elemento selecionado pelo professor deve ser assinalado numa tabela de controle, para que não seja repetido.*

- O estudante que preencher uma linha ou coluna pode receber um determinado prêmio como uma caneta, régua ou um confeito, de modo a motivar a participação.

IV.7.1.2. Resultados e Discussão da Atividade do Jogo de Bingo.

Cada estudante recebeu uma cartela do jogo em branco. Consultando uma Tabela Periódica, completou os espaços com os elementos que achou ser mais conveniente, como mostra a figura 68.



Figura 68. Fotos de alunos preenchendo as cartelas com elementos da Tabela periódica. Abaixo á direita, tem-se um exemplo de uma cartela preenchida por um aluno.

Após o preenchimento, feito à caneta, iniciou-se o jogo. O Professor tinha uma Tabela Periódica, que servia de controle. Conforme eram “cantados” os elementos, as marcações eram feitas.

No decorrer do jogo, foram cantadas não apenas o nome ou o símbolo, mas também a família ou o período dos elementos e outras informações. Alguns exemplos utilizados como “cantadas”:

- elemento de número atômico 20.
- elemento presente na família 1A e no período 6.
- Potássio.
- Sódio.
- Metal de cor amarela usado na fabricação de jóias.
- Menor elemento da Tabela.
- Gás nobre do período 3.
- elemento de massa atômica 35,5.

Estas várias formas fizeram com que os alunos usassem diferentes estratégias para descobrir o elemento e verificar se estava em sua cartela, sendo forçados a uma maior concentração no jogo e familiarização com a Tabela Periódica, o objetivo maior da atividade.



Figura 69. Alunos concentrados no jogo.

A figura 69 mostra os estudantes jogando, e com alta concentração. Ficou nítido que os alunos queriam ganhar os brindes, e por mais baratos que fossem, despertaram o interesse pela competição. Houve grande preocupação em “acertar” o elemento e isto fez com que os alunos consultassem a Tabela Periódica ou suas anotações no caderno.

A atividade foi bem dinâmica e teve uma ótima aceitação por parte dos alunos.

IV.7.1.3. Conclusões Sobre a Atividade do Jogo de Bingo.

A atividade mostrou que os estudantes, quando em momentos de competição, são capazes de procurar vários caminhos para acertar o que foi pedido. Muitos, não apenas ficaram presos à Tabela Periódica, mas também, pesquisaram em suas anotações, as possíveis respostas para marcar corretamente os elementos cantados.

Esta atividade fez com que os alunos enxergassem a Tabela Periódica como uma ferramenta e também serviu como um exercício de memorização. Basicamente todos os elementos do grupo dos representativos foram citados de forma que os alunos se familiarizassem com este grupo, que será de grande importância no estudo de ligações químicas.

Finalmente pode-se concluir que, quando a Tabela Periódica é apresentada de uma forma diferente, os alunos têm uma melhor aceitação deste conteúdo. Entretanto, esta atividade é apenas uma sugestão de aplicação de alguns conceitos fundamentais no estudo da Tabela Periódica, como uma alternativa de ensino.

È evidente que a Tabela Periódica não deve e não precisa ser memorizada e nem é esse o objetivo do jogo. Entretanto conhecer alguns detalhes da classificação periódica e as informações que ela nos fornece não deixa de ser algo desejável. È bem provável que o olhar puro e simples da Tabela Periódica e a sua leitura não desperte muito interesse em alguém que está iniciando seu caminho

dentro da Ciência, e o jogo pode facilitar grandemente o aparecimento deste interesse.

IV.7.2. Um Jogo Lúdico com a Tabela Periódica.

Os jogos de regras são caracterizados por uma atividade que propõe ao sujeito uma situação-problema, ou seja, o jogo deve ter um objetivo relacionado com o conteúdo, no caso, o estudo da Tabela Periódica.

Ao jogar, analisam-se as coordenações do jogo e o modo como o indivíduo as compreende para obter o melhor resultado, explora-se também a noção de probabilidades.

Os jogos de regras enfatizam objetivos direcionados aos aspectos cognitivos decorrentes de sua aplicação, favorecendo os processos que intervêm no ato de aprender. Também não se ignora o aspecto afetivo, que se encontra implícito no próprio ato de jogar. Portanto o aspecto afetivo manifesta-se na liberdade da sua prática, impondo um desafio, uma tarefa, uma dúvida, entretanto é o próprio indivíduo que se impõe a resolvê-los.

Assim, o ato de jogar não é uma imposição. O indivíduo quer participar do desafio, da tarefa. Perder ou ganhar no jogo é mais importante para ele mesmo do que para os outros, porque o próprio jogador se lança em desafios, desejando provar seu poder e sua força.

Utilizar jogos em contextos educacionais é eficaz para aumentar o interesse, a motivação e estar atuando a fim de possibilitar-lhes a construir ou aprimorar seus instrumentos cognitivos e favorecer a aprendizagem de conteúdos.

(16)

Esta atividade propõe um jogo de regras, baseado em um jogo infantil de tabuleiro **(21)**, de perguntas e respostas, onde o jogador usa dados, a sorte e o conhecimento para obter sucesso no jogo.

A proposta desta atividade é a aplicação deste jogo para facilitar a aprendizagem de conteúdos como: constituição da matéria, átomos, íons e Tabela Periódica.

IV.7.2.1. Organização, Materiais e Desenvolvimento da Atividade em Sala de Aula.

A diagramação da Tabela Periódica é usada como um tabuleiro, como mostra a figura 70.

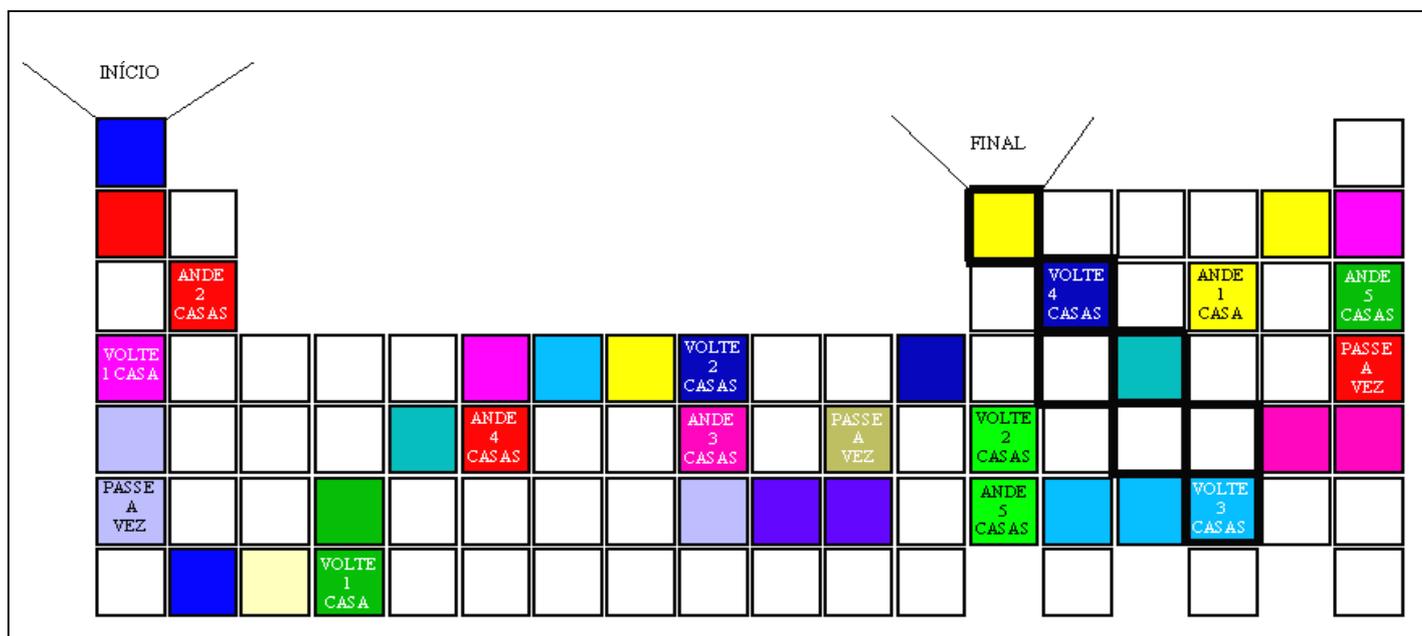


Figura 70. Tabuleiro confeccionado sobre as dimensões da Tabela Periódica.

De acordo com a figura 70, os espaços coloridos, são os caminhos que os peões dos jogadores deverão seguir. Nota-se que algumas casas contêm regras que devem ser respeitadas no decorrer do jogo.

Junto como o tabuleiro, elaboram-se 40 cartas, com perguntas e respostas, como mostram os quadros da figura 71.

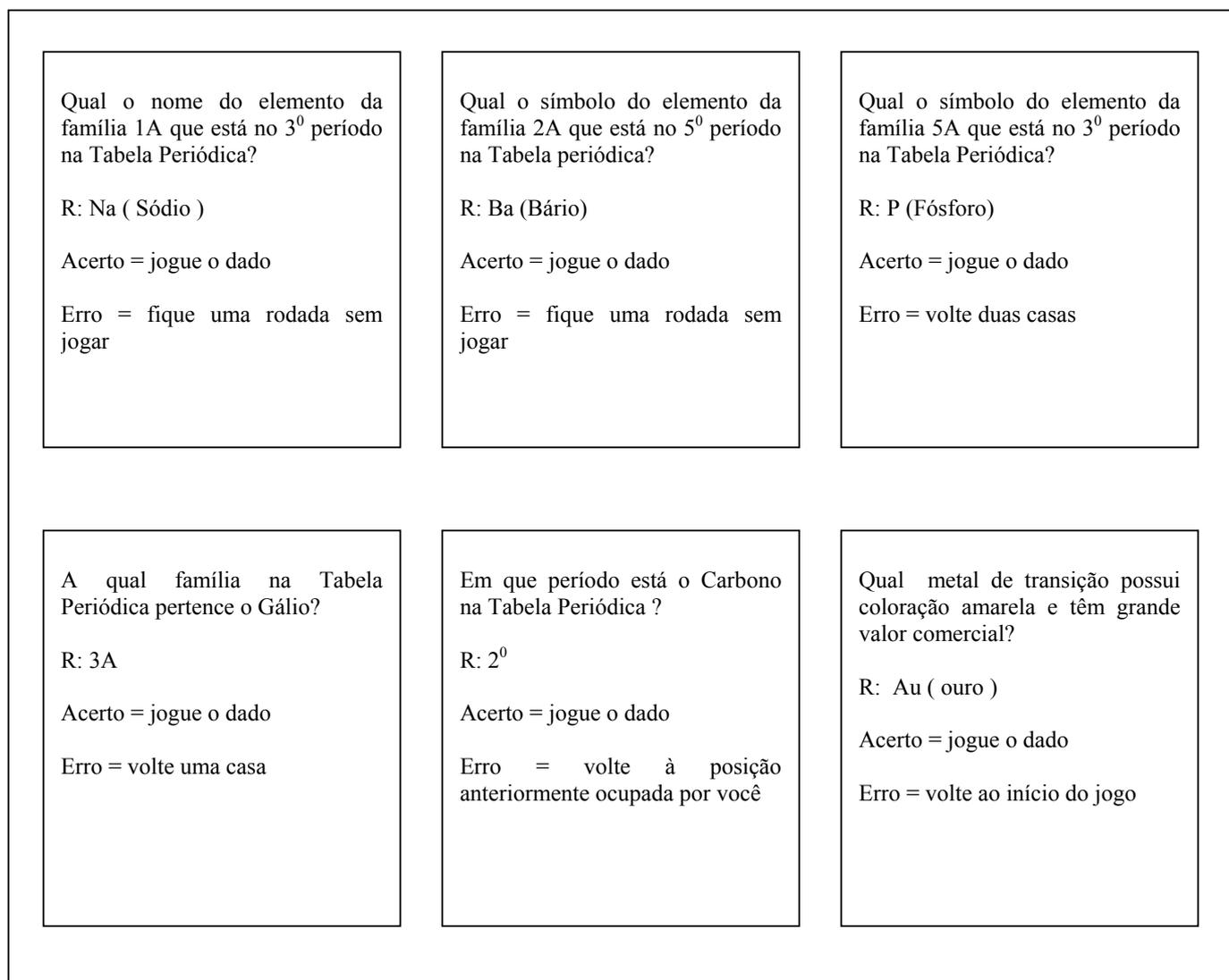


Figura 71. Exemplos de seis cartas, de quarenta, que acompanham o jogo.

Na figura 71, tem-se apenas um exemplo de seis cartas. Cada carta deve conter uma pergunta e uma resposta. As perguntas são variadas e criadas de acordo com o conteúdo estudado. Também é necessário um dado e quatro pedras coloridas.

Inicialmente, formam-se grupos de quatro ou cinco alunos. Cada grupo recebe um tabuleiro, um jogo de cartas, um dado e quatro miçangas coloridas (uma azul, uma amarela, uma laranja e uma verde), que servirão de marcadores.

As regras do jogo são:

- *um jogador é escolhido para ficar como “banca”.*
- *as cartas ficam sobre a mesa, do lado oposto à pergunta.*
- *cada jogador “compra” uma carta e passa ao estudante “banca”.*
- *A “banca” lê a carta perante o jogador.*
- *Se o jogador responder corretamente, ele “joga o dado” e anda o número e casas correspondentes ao número que mostrar o dado.*
- *Se o jogador não responder corretamente, ele automaticamente “passa a vez” a outro jogador do grupo.*
- *O jogador que chegar ao final do caminho do tabuleiro, ganha o jogo.*

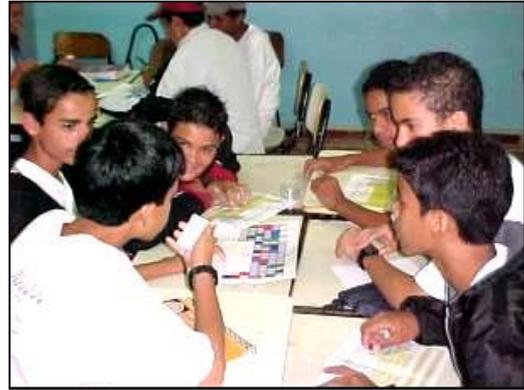
IV.7.2.2. Resultados e Discussão.

Como se trata de um jogo bem popular para essa idade, os alunos não tiveram dificuldade para entender as regras e jogar.

As perguntas feitas pela “banca” mostraram uma certa competição entre os alunos, e alguns que possuíam menos conhecimento, tiveram dificuldades para sair das casas iniciais. Em alguns casos houve consulta à Tabela Periódica para jogar e de acordo com as perguntas feitas, a Tabela Periódica tornava-se um instrumento necessário para o aluno buscar a resposta e continuar no jogo. A figura 72 mostra as fotos dos estudantes durante o jogo.



①



②



③



④



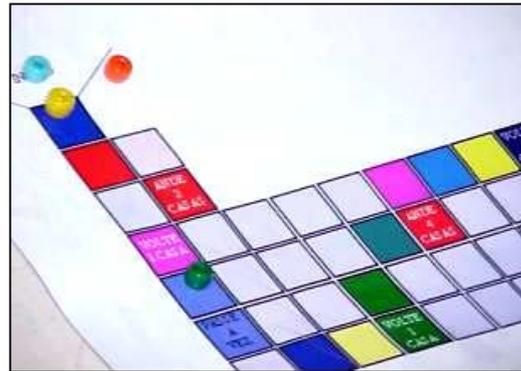
5



6



7



8

Figura 72. Fotos 1,2,3,4 e 5, alunos jogando. Fotos 6, 7 e 8, imagens do tabuleiro durante o jogo.

No momento em que os alunos jogavam, eles também pesquisavam em suas anotações e na Tabela Periódica a resposta correta. Alguns grupos jogaram várias vezes, revisando o aluno da “banca”. Esta é a idéia do jogo.

As fotos 1, 2, 3, 4 e 5 da figura 72, mostram que os alunos buscavam acertar a resposta da pergunta feita pela “banca”. As fotos 6, 7 e 8 da figura 72, mostram os tabuleiros no momento do jogo. As trilhas eram percorridas por miçangas coloridas, onde cada miçanga representava um jogador, foto 8 da figura 72.

O simples fato de precisarem ter alternativas para responder corretamente, ora pesquisando no caderno ou em tabelas ou conversando entre si, mostrou a eficiência da utilização do jogo. Enquanto competiam saudavelmente, estavam aprendendo ou memorizando alguns pontos fundamentais do conteúdo relativo a algumas propriedades periódicas ou a importância de certos elementos químicos no cotidiano, seus símbolos e nomes.

Alguns comentários durante o jogo:

“Este jogo é legal e ajuda a gente a aprender.”

“Toda aula de Ciências poderia ser assim!”

“Se eu não procurasse no caderno aquela pergunta, eu não ganharia o jogo.”

“Sem a Tabela Periódica, fica difícil de saber quem é o elemento.”

IV.7.2.3. Conclusões Sobre a Atividade do Jogo Lúdico.

O jogo foi uma alternativa de ensino bem aceita por parte dos estudantes. Como se trata de um jogo de regras, os grupos formados mostraram uma organização no próprio grupo. Os jogadores se revisaram na “banca” e se divertiram com algumas perguntas que eram mais elaboradas do que outras.

A idéia de se montar cartas com perguntas fáceis, médias e algumas difíceis, fez com que os estudantes procurassem vários meios para tentar respondê-las. Uns procuraram ajuda na Tabela Periódica, outros nas anotações do caderno, criando um ambiente de pesquisa, para acertar a pergunta e continuar no jogo.

Além do conhecimento sobre o conteúdo, também a sorte desempenhou um papel fundamental no sucesso do jogador. Acredita-se que este jogo pode fazer com que os alunos se interessem mais pelo estudo da química e que seja uma ferramenta para fortalecer os conteúdos aprendidos em aula.

É importante reparar que o aluno que funciona como banca, além de desenvolver um certo papel de líder, tem a oportunidade única de verificar as perguntas e as respostas o que, de certa forma, facilita seu aprendizado. Salienta-se, que a necessidade de vencer obriga o estudante a “estudar” para ter sucesso no jogo.

Deve-se ressaltar que ao errar, a resposta correta não deve ser dada. Além disso, todas as cartas devem voltar à mesa se o jogo não chegar ao final.

O professor pode usar a estratégia de fazer uma mesma pergunta de um assunto importante, procurando mudar a sua forma, o que deve reforçar a aquisição daquele conhecimento uma vez que “tal pergunta” fique “marcada”.

Finalmente, este é um jogo que pode ser utilizado para qualquer conteúdo, devendo, o professor, cuidar para que haja perguntas de vários níveis.

V. DISCUSSÃO FINAL.

As atividades propostas são sugestões de alternativas de ensino a serem aplicadas na antiga oitava série, agora nona série, do ensino fundamental. Estas atividades mostram que é possível tornar alguns conteúdos mais palatáveis. O uso das analogias, feitas com argila, feijões e grãos de bico, é de baixo custo, podendo ser acessível a qualquer instituição.

Houve algumas atividades que demonstraram maior aceitação dos alunos do que outras. Também, pode-se destacar o aumento do interesse dos alunos, conforme iam se acostumando com este tipo de aula. Nas primeiras atividades, havia um desinteresse geral, já nas últimas atividades, o interesse foi bem mais acentuado.

Encerrado o trabalho de campo, foi passado aos alunos um questionário sobre: o desenvolvimento das atividades, em que as atividades serviram de motivação aos estudos, se estimulou a gostar mais de ciências e a se interessar mais pelo assunto, se o tipo de aula aumentou o interesse pela escola e pela sala de aula.

Os resultados deste questionário encontram-se nas figuras de 73 a 78.

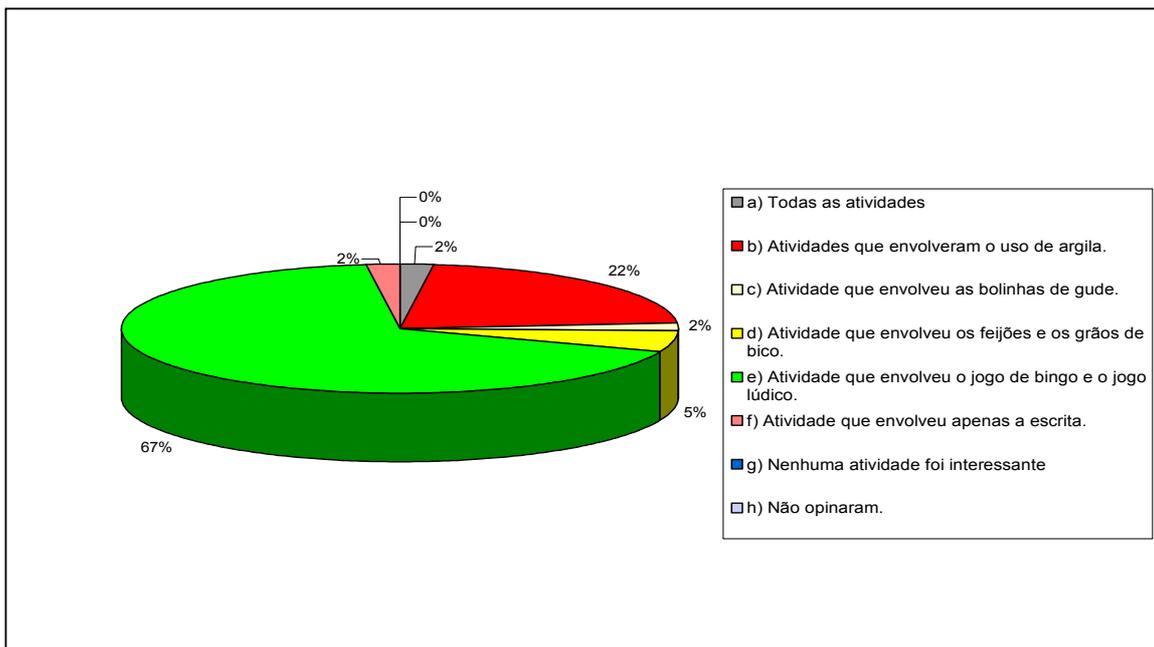


Figura 73. Resultados relativos à pergunta: que atividades foram mais interessantes em sala de aula?

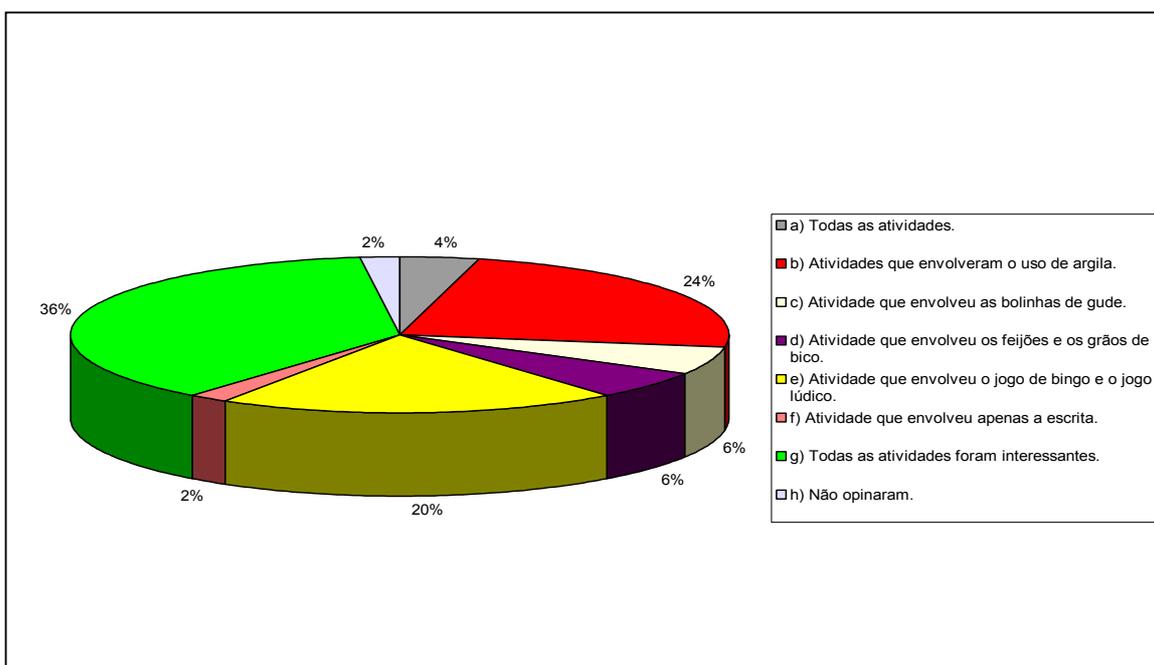


Figura 74. Resultados relativos à pergunta: que atividades foram menos interessantes em sala de aula?

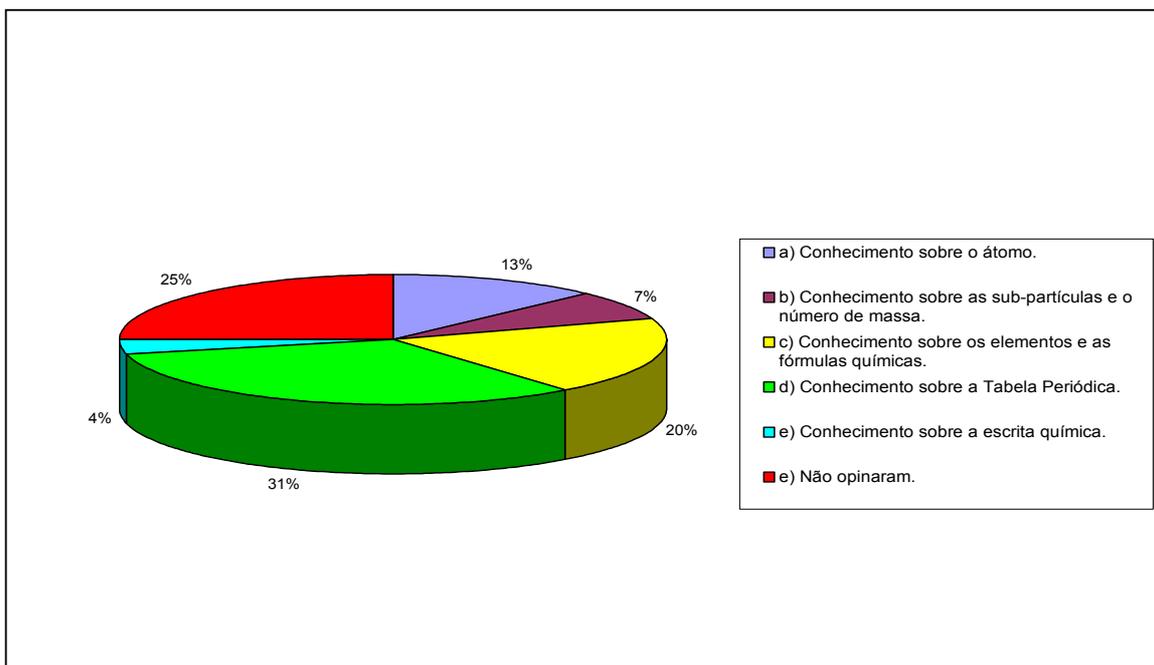


Figura 75. Resultados relativos à pergunta: que conhecimento científico as atividades proporcionaram ou reforçaram?

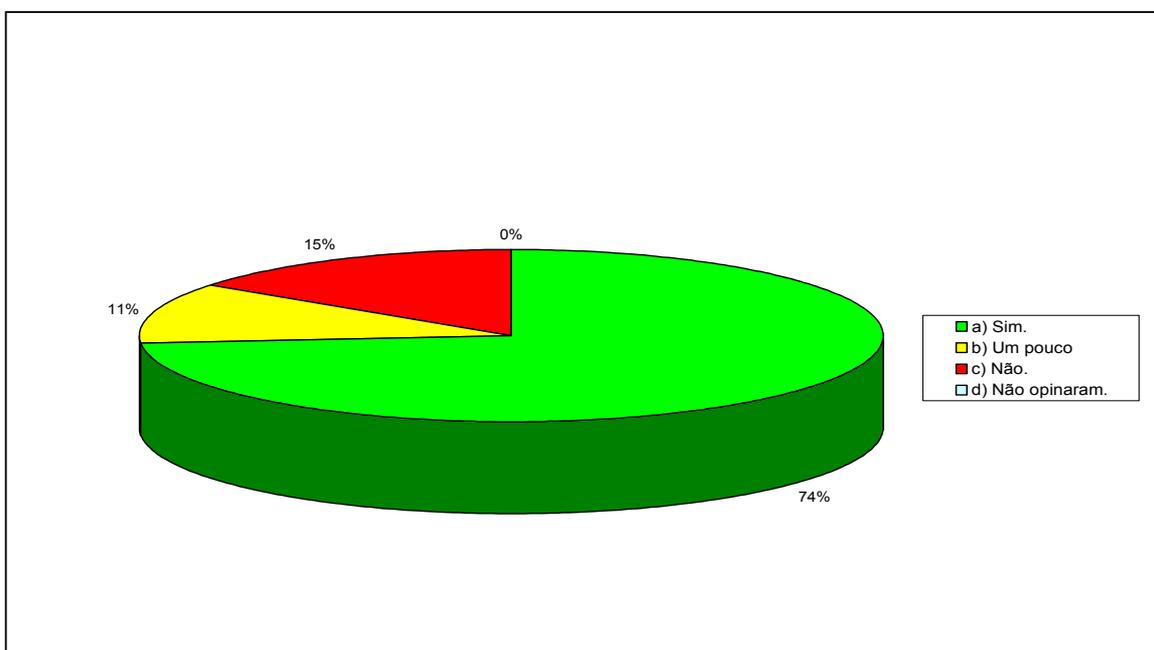


Figura 76. Resultados relativos à pergunta: as atividades e os jogos estimularam a gostar mais de ciências e a procurar saber mais sobre os assuntos?

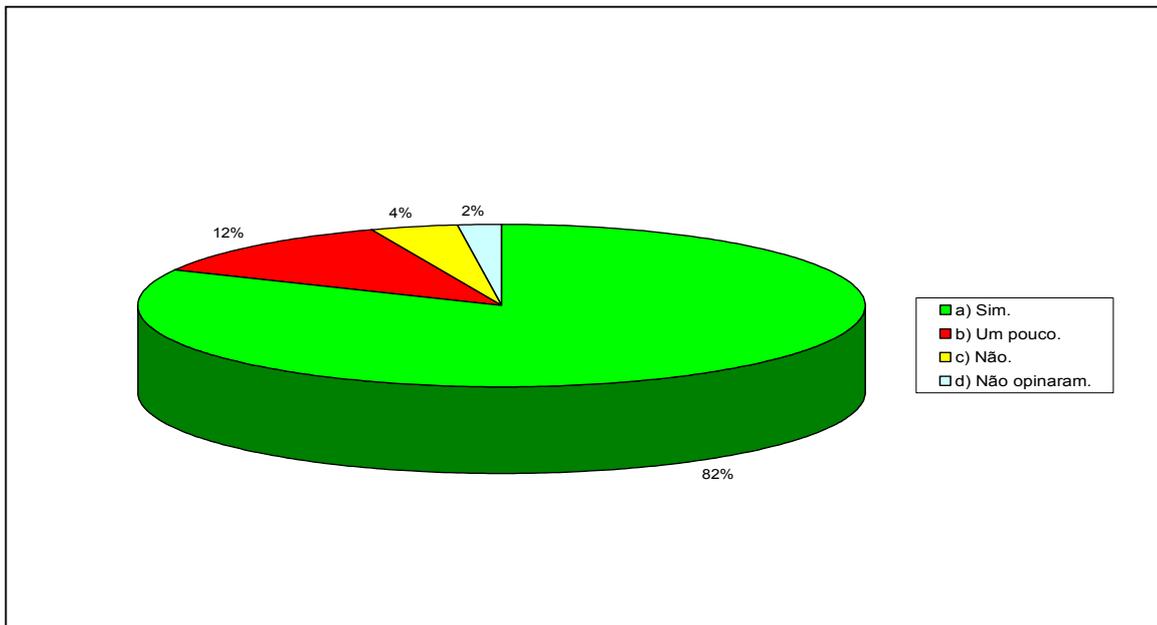


Figura 77. Resultados relativos à pergunta: este tipo de aula pode aumentar o interesse pela escola e pelos estudos?

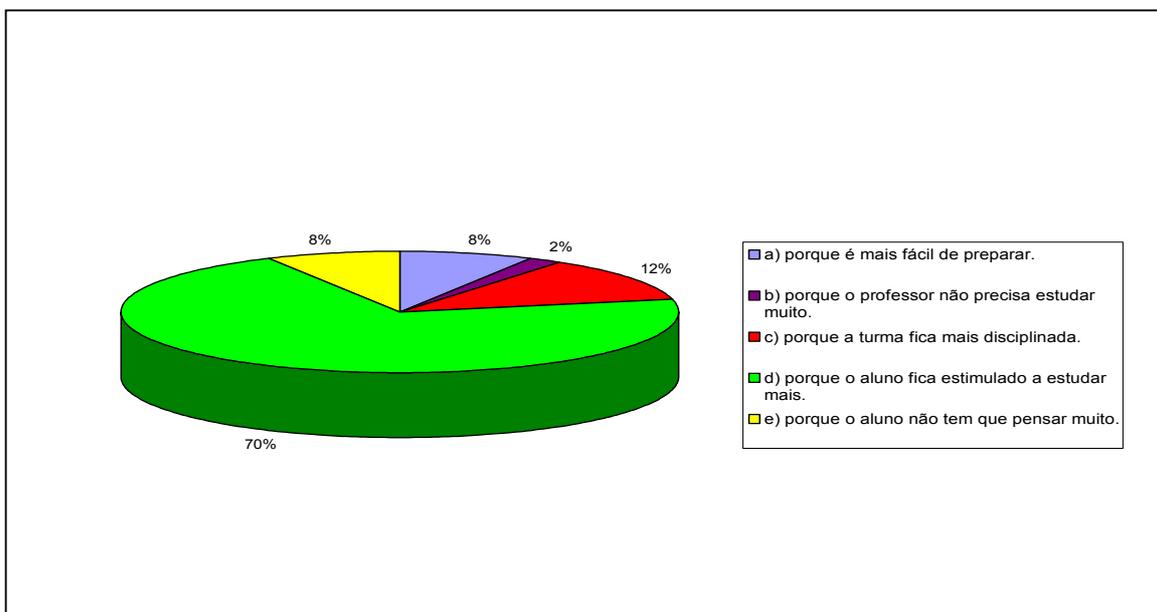


Figura 78. Resultados relativos à pergunta: porque este tipo de aula é desenvolvido?

De acordo com a figura 73, observa-se que 67 % dos estudantes tiveram uma melhor aceitação da atividade que envolveu jogos didáticos e 22 % gostaram das atividades que envolveram argila. Isto mostra que os jogos são um atrativo no desenvolvimento das aulas e dos conteúdos.

A figura 74 mostra que 36 % dos estudantes gostaram de todas as atividades, afirmando que foi uma maneira diferente de se estudar química. Mas 20 % acharam que os jogos não foram interessantes e 24 % não gostaram da atividade que envolvia argila. As justificativas foram que eles não entenderam as atividades e que não se envolveram na oportunidade oferecida.

Consequentemente, a figura 75 aponta que 31 % dos alunos afirmaram que os jogos proporcionaram ou reforçaram o conhecimento sobre a Tabela Periódica, nos quais 20 % opinaram que o conhecimento sobre os elementos químicos e as fórmulas químicas, foram facilitados.

A figura 76 apresenta que, as atividades e os jogos, fizeram com que 74 % dos alunos se interessassem mais por ciências e que pesquisassem mais sobre o assunto. Já 15 % relataram que as atividades e os jogos não os incentivaram a gostar mais de ciências, seja porque não gostam da matéria ou porque não estão habituados a estudar.

Os alunos tiveram uma boa aceitação sobre este tipo de aula, a figura 77 mostra que 82 % dos estudantes relataram que as aulas envolvendo atividades são mais prazerosas, e despertam mais o interesse pelos estudos e pela escola. Além de ser um tipo de aula que faça o aluno pensar, também o deixa a vontade para questionar e pesquisar sobre os conteúdos.

A figura 78 aponta que 70 % dos estudantes concordaram que este tipo de aula é mais estimulante, e 12 % afirmaram que a disciplina em sala de aula é favorecida, mas 8 % relataram que este tipo de aula é mais fácil de preparar e 8 % apontaram que o aluno não precisa pensar muito. Estas afirmações aferem que, alguns estudantes não aproveitaram as oportunidades oferecidas, ora por desinteresse, ora por inadequação aos estudos.

Os resultados obtidos mostram que é possível se trabalhar com ciências, utilizando alternativas de ensino, que facilitem ou auxiliem o estudante a se

familiarizar com os conteúdos elementares da química. Futuramente pode-se melhorar algumas atividades e sugerir outras, fazendo-se com que o estudo de ciências seja mais agradável no ensino fundamental.

VI. APÊNDICES.

VI.1. Apêndice 1.

Manual de Instruções.

- 1- *Você recebeu vários anéis que servirão de molde para a confecção de modelos de alguns átomos.*
- 2- *Apóie o anel na carteira forrada com jornal. Coloque argila no anel e aperte com os dedos. Com uma régua retire o excesso de argila raspando o anel.*
- 3- *Retire a argila do anel e faça uma esfera.*
- 4- *Com uma régua, meça o diâmetro e desenhe um círculo no manual representando a esfera e identifique-a com o nome do elemento.*
- 5- *Coloque a esfera sobre o manual na posição correta, pois será seu modelo de átomo.*
- 6- *Repita o procedimento acima para os outros anéis.*

Nos quadros abaixo, desenhe cada esfera, anotando o nome e o símbolo do modelo de átomo construído.

VI.1.2.Apêndice 2.

Monte com os modelos de argila, uma possível estrutura para as moléculas conforme se pede no quadro, e desenhe essas estruturas nos espaços apropriados.

Obs: Se necessário construa mais modelos de átomos com argila.

<p>Água. 2 átomos de H : 1 átomos de O</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p>Gás carbônico. 2 átomos de O: 1 átomo de C</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p>Gás oxigênio. 2átomos de O</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>
<p>Metano. 1 átomo de C: 4 átomos de H</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p>Amônia. 1 átomos de N: 3 átomos de H</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p>Gás Cloro. 2 átomos de Cl</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>

VI.3. Apêndice 3.

Etapa 1.

Desenhe nos espaços apropriados, uma possível estrutura para as moléculas que foram montadas com argila na atividade anterior e que estão em cada quadro, respeitando os tamanhos relativos de cada átomo, e dê uma representação escrita do desenho (fórmula).

<p>Água. 2 átomos de H : 1 átomos de O</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p>Gás carbônico. 2 átomos de O: 1 átomo de C</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p>Gás oxigênio. 2 átomos de O</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>
<p>Metano. 1 átomo de C: 4 átomos de H</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p>Amônia. 1 átomos de N: 3 átomos de H</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p>Gás Cloro. 2 átomos de Cl</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>

VI.4. Apêndice 4.

Etapa 2.

Desenhe nos espaços apropriados, uma possível estrutura para as moléculas que foram montadas com argila na atividade anterior e que estão em cada quadro, respeitando os tamanhos relativos de cada átomo, e dê uma representação escrita do desenho (fórmula).

<p style="text-align: center;">Água.</p> <p>Dois átomos de hidrogênio ligados a um átomo de oxigênio.</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p style="text-align: center;">Gás carbônico.</p> <p>Dois átomos de oxigênio ligados a um átomo de carbono.</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p style="text-align: center;">Gás oxigênio.</p> <p>Dois átomos de oxigênio ligados entre si.</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>
<p style="text-align: center;">Metano.</p> <p>Quatro átomos de hidrogênio ligados a um átomo de carbono.</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p style="text-align: center;">Amônia.</p> <p>Três átomos de hidrogênio ligados a um átomo de nitrogênio.</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>	<p style="text-align: center;">Gás Cloro.</p> <p>Dois átomos de cloro ligados entre si.</p> <p>Fórmula Molecular:.....</p>

VII. REFERÊNCIAS.

1. Parâmetros Curriculares Nacionais. 2. Ciências. B823p Brasil. Secretaria de Educação Fundamental. Disponível em:
<<http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/ciencias.pdf>>. Acesso em: 16 mar. 2006.
2. Margel, H.; Eylon, B.; Scherz, Z. "We Actually Saw Atoms with Our Own Eyes". Conceptions and Convictions in Using the Scanning Tunneling Microscope in Junior High School. **Journal of Chemical Education**, v. 81, n. 4, p. 558-566, abr. 2004.
3. Piaget, J.; Inhelder, B. **Da Lógica da Criança a Lógica do Adolescente**. Ed. Thomson Learning, 1976, p.249-260. (Biblioteca Pioneira de Ciências Sociais).
4. Sisto, F. F. **O Desenvolvimento Cognitivo da Criança na Teoria de Jean Piaget**. In: Sisto, F. F.; Oliveira, G. C.; Fini, L. D. T.; *Leituras de Psicologia para Formação de Professores*. Ed. Vozes. 2000. p. 70-84.
5. Nurrenbern, S. C.; Piaget's Theory of Intellectual Development Revisited. **Journal of Chemical Education**, v. 78, n. 8, p. 1107-1110, ago. 2001.
6. Bretz, S, L.; Novak's Theory of Education: Human constructivism and Meaningful Learning. **Journal of Chemical Education**, v. 78, n.8, p. 1107, ago. 2001.
7. Ausubel, D.P.; Novak, J.D.; e Hanesian, H. **Psicologia Educacional**. Rio de Janeiro: ed. Interamericana, 1980.
8. Roletto, E.; Albertazzi, P. G.; Regis, A. Concept Maps in Chemistry Education. **Journal of Chemical Education**, v. 73, n. 11, p. 1084-1088, nov. 1996.
9. Miller, M. L.; Nurrenbern, S. C.; Nakhleh, M. B.; Francisco, J. S. Assessing Student Understanding of General Chemistry with Concept Mapping. **Journal of Chemical Education**, v. 79, n. 2, p.248-257, fev. 2002.
10. Pinto, G. Using Balls of Different Sports to Model the Variation of Atomic Sizes. **Journal of Chemical Education**, v. 75, n. 6, p. 725-726, jun. 1998.
11. Jesus, H, P.; Maskill, R. Asking Model Questions. **Education in Chemistry**, v. 34, n.5, p.132-134, Sep. 1997.

12. Thiele, R. B. Teaching by Analogy. **Education in Chemistry**, v. 31, n.1, p. 17-18, Jan. 1994.
13. Macedo, L. **Os Jogos e Sua Importância na Escola**, Cadernos de pesquisa (n.93), p. 5-10, 1995.
14. Brenelli, R, P. **Uma Proposta Psicopedagógica com Jogos de Regras**. In. SISTO. F.F. (org.). Atuação Psicopedagógica e Aprendizagem Escolar, ed. Vozes, 3ª ed, p. 140-162, 1999.
15. Petty, A, L, S.; Passos, N, C. **Algumas Reflexões Sobre Jogos de Regras**. In. SISTO. F.F. (org.). Atuação Psicopedagógica e Aprendizagem Escolar, ed. Vozes, 3ª ed, p. 163, 1999.
16. Brenelli, R. P. **O Jogo Como Espaço para Pensar: A Construção de Noções Lógicas e Aritméticas**. ed, Papyrus, Campinas, p. 171-185, 1996
17. <<http://www.sciencekit.com>>
18. Deavor, J. P. Chemical Jeopardy. **Journal of Chemical Education**, v. 73. n. 5, p. 430, mar.1996.
19. Paslawsky, J. Card Game to Teach Symbols and Formulae. A Game for Review (HSF). **Journal of Chemical Education**. v. 53, p 780, 1976.
20. Tejada, S.; Palacios, J. Chemical Elements Bingo. **Journal of Chemical Education**, v. 72, n. 12, p. 1115, dez. 1995.
21. Russell, J. V. Using Games To Teach Chemistry. 2. CHeMoVEr Board Game. **Journal of Chemical Education**, v. 76, n. 4, p. 487, abr. 1999.
22. Schmitt, H. Molecule Madness and the Balancing Game: Examples of Classroom Games (HSF). **Journal of Chemical Education**, v. 53, p. 172, 1976.
23. Granath, P. L.; Russel, J. V. Using Games to Teach Chemistry. 1. The Old Prof Card Game. **Journal of Chemical Education**. v. 76, n. 4, p. 485, abr. 1999.
- 24- Chassot, A. Sobre Prováveis Modelos de Átomos. **Química Nova na Escola**, n. 3, p. 3, mai. 1996.
25. Figueiras, C. A. L. Duzentos Anos da Teoria Atômica de Dalton. **Química Nova na Escola**, n. 20, p. 38-44, nov. 2004.
26. Atkins, P. Jones, L. **Princípios de Química** . 1 ed. Bookman, Porto Alegre, 2001.

27. Bishop, C. B. Simulation of Rutherford's experiment. **Journal fo Chemical Education**, v. 67, p. 889-891, 1990.
- 28.<<http://pt.wikipedia.org/>>
29. Pauling, L. **Química Geral**. Rio de Janeiro, 1972. 1^o ed, Ed. Ao Livro Técnico S.A, Cap 2.
30. Santos, H. F.; Almeida, W. B. Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola. 2001. n. 4. p. 06-13.
31. Bohr, N. "The Structure of de Atom". 1992. Nobel Lecture, December 11. p 7-43.
32. Kotz, J. C.; Treichel, P. Jr. "Chemistry and Chemical Reactivity" 1999. 4^o ed. Saunders College Publishing.
33. www.iupac.org
34. Lilavate, I, R. **Concepções do Professor Sobre Seu Papel Mediador na Construção do Conhecimento do Conceito Átomo**. 1992, Tese (Doutorado em Educação) – Faculdade de Educação, Universidade Estadual de Campinas (Unicamp), Campinas.
35. <http://sbqe2.foco.fae.ufmg.br/interativo_tabela_periodica>.
36. Livros Didáticos Analisados na Dissertação, Quadro 1, p. 34.
37. Milne, R. W. Animating Reactions: A Low-Cost Activity for Particle Conceptualization at the Secondary Level. **Journal of Chemical Education**, v. 76, n. 1, p. 50-51, jan. 1999.
38. Tostes, J. G. Estrutura Molécula: O Conceito Fundamental da Química. **Química Nova na Escola**, n^o 7, p. 17-20, mai. 1998.
39. Machado, A. H.; Moura, A, L, A. Concepções Sobre o Papel da Linguagem no Processo de Elaboração Conceitual em Química. **Química nova na Escola**, n^o 2, p.27-30, nov. 1995.
40. Goh, N. K.; Chia, L. S.; Tan, D. Some Analogies for Teaching Atomic Structure at the High School Level (AA). **Journal of Chemical Education**, v. 71, n. 9, p. 7333-734, set. 1994.
41. Hau, T. K. A Simulation of Rutherford Experiment. **Journal of Chemical Education**, v. 59, n. 11, p. 973, nov.1982.

42. Fortman, J J. Analogical Demonstrations (AA). **Journal of Chemical Education**, v. 69, n.4, p.323-324. abr. 1992.
43. Melo, J. M. F.; Faria, R. B. 120 Anos da Classificação Periódica dos Elementos. **Química Nova**, v. 13, n.1, p. 53-58. 1990.
44. Campbell, J. A. Atomic Size and the Periodic Table. **Journal of Chemical Education**, v. 66, n. 9, p. 739-740, dez. 1989.
45. <<http://www.vanet.com.br/megabingo/historia.htm>>

VIII. REFERÊNCIAS CONSULTADAS E NÃO CITADAS.

1. Mortimer, E. F. Para além das Fronteiras da Química: Relações entre Filosofia, Psicologia e Ensino de Química. **Química Nova**, v. 20, n. 2, 1997.
2. 44. Del Pino, J. C.; Eichler. M.; Loguercio, R.Q. A Dinâmica de Analisar Livros Didáticos com os Professores de Química. **Química Nova**, v. 23, n.6. p. 835-840. 2000.
3. Roundy Jr, W.H. What is an Element? **Journal of Chemical Education**, v. 66, n. 9, p. 729-730, set. 1989.
4. Ringes, V. origin of the Names Chemical Elements. **Journal of Chemical Education**, v. 66, n.9, p. 731-738, set. 1989,
5. Peake, B. M. The Discovery of the Electron, Proton and Neutron. **Journal of Chemical Education**, v.66, n. 9, p. 738, set.1989.
6. Kippeny, T.C.; Leary, J. J. A Framework for Presenting the Modern Atom. **Journal of Chemical Education**, v. 76, n. 9, p. 1217-1218, set. 1999.
7. Crute, T. D. Classroom Nomenclature Games – Bingo. **Journal of Chemical Education**, v. 77, n. 4, p. 481-482, abr. 2000.
8. Brock. W. H. John Dalton – natural philosopher or chemist? **Education in Chemistry**, v. 31, n.3, p. 95-96, jul. 1994.
9. Milakofsky, L.; Patterson, h. O. Chemical Education and Piaget. **Journal of Chemical Education**, v.56, n. 2, p. 87-90, fev. 1979.
10. Herron, J. D. Piaget for Chemists. **Journal of Chemical Education**, v. 52, n. 3, p. 146-152, mar. 1975.