

UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS

Faculdade de Educação - FAE

Centro de Ensino de Ciências e Matemática - CECIMIG

Especialização em Ensino de Ciências por Investigação - ENCI

**ANÁLISE DAS CARACTERÍSTICAS INVESTIGATIVAS EXPRESSAS EM UMA
SEQUÊNCIA DIDÁTICA SOBRE ESTEQUIOMETRIA**

Adriana Francielly Soares Pereira

Montes Claros

2016

Adriana Francielly Soares Pereira

**ANÁLISE DAS CARACTERÍSTICAS INVESTIGATIVAS EXPRESSAS EM
UMA SEQUÊNCIA DIDÁTICA SOBRE ESTEQUIOMETRIA**

Monografia apresentada ao Curso de Especialização ENCI-UAB do CECIMIG FaE/UFMG como requisito parcial para obtenção de título de Especialista em Ensino de Ciências por investigação.

Orientador: Prof. Dr. Santer Alvares de Matos

Montes Claros

2016

AGRADECIMENTOS

Gostaria de agradecer primeiramente a Deus, que me manteve forte e perseverante nesse período tão difícil e importante da minha vida. A minha mãe Eva que se manteve presente e sempre de abraços abertos para me acolher, meus irmãos Cristiane, Cíntia e Júnior pelo carinho, as minhas grandes amigas Carla e Zirley, pessoas especiais que me incentivaram a continuar, ao meu querido esposo Denis, pela paciência, companheirismo e amor.

Em especial agradeço ao professor Santer Alvares de Matos, meu orientador de monografia, pessoa abençoada que contribuiu efetivamente no meu aprendizado e sempre se dispôs a ajudar-me. São seres humanos como você que fazem desse mundo um lugar melhor para se viver. A direção do CECIMIG e a professora Vânia pelos ensinamentos repassados durante o período de estudo. Aos colegas de curso pelos momentos que compartilhamos ideias, conhecimentos e sonhos.

Enfim agradeço a todos que contribuíram de forma direta ou indireta na realização de mais um objetivo que muito acrescentará na minha formação profissional.

RESUMO

A forma como ensinar é uma questão antiga, que já foi e continua sendo debatida e estudada. Podemos ensinar de várias formas: aula expositiva, aula dialogada, problematização, estudo dirigido, ensino baseado em problemas, sequência didática, pedagogia de projetos e outras formas. Este trabalho apresenta como objeto de estudo a sequência didática (SD), um instrumento didático que propõe a otimização do ensino e aprendizagem. Nosso objetivo será analisar as características investigativas presentes em uma sequência didática sobre a temática estequiometria, um conteúdo ministrado na disciplina de Química para alunos do segundo ano do Ensino Médio. O estudo inicia-se com pesquisas para a constituição do referencial teórico e, na sequência analisaremos as características investigativas expressas na sequência didática. Os resultados obtidos demonstraram o potencial da atividade como instrumento didático com caráter investigativo. Nas considerações finais, apresentamos algumas implicações da presente pesquisa, bem como possibilidades de continuidade para pesquisas futuras.

Palavras-chave: Ensino por investigação. Sequência didática. Estequiometria. Tecnologias de Informação e Comunicação.

Sumário

1. INTRODUÇÃO	5
2. REFERENCIAL TEÓRICO	7
2.1 Ensino de Ciências por investigação	7
2.2 As características das atividades investigativas	8
2.3 Estequiometria	9
2.4 Sequência didática (SD).....	10
2.5 Tecnologias de informação e comunicação no ensino de Química.....	12
3. METODOLOGIA	14
3.1 Descrição da sequência didática	14
3.1.1 Discussão a respeito da Lei de Lavoisier.....	14
3.1.2 Representação das reações químicas.....	16
3.1.3 Quanto vale um mol?	18
3.1.4 Experimentação simulada por computador (Reagentes, produtos e excessos).	21
3.1.5 Atividades escritas presentes nos livros didáticos	24
4. CONSIDERAÇÕES FINAIS	25
REFERÊNCIAS	27
APÊNDICE A	30

1 INTRODUÇÃO

O ensino de Química nas escolas públicas estaduais não tem sido atrativo provocando desinteresse e insatisfação dos alunos (SILVEIRA; NUNES & SOARES, 2013). Isso decorre da falta de recursos apropriados para desenvolvimento das aulas. A maioria das escolas não dispõe de laboratórios de química e materiais como vidrarias, reagentes, dentre outros para execução de experimentos e outras atividades que poderiam auxiliar na aprendizagem dos alunos. Propõe-se como alternativa para minimizar tais dificuldades o uso das tecnologias de informação e comunicação (TICs). Dentre estas podemos destacar o computador, o celular, o tablet e a internet.

Segundo Valente (1999), o computador pode ser um importante recurso para promover a passagem da informação ao usuário ou facilitar o processo de construção do conhecimento. Para Gregório, Oliveira e Matos (2016) o uso dessa ferramenta no ambiente escolar oferece a possibilidade de simular, manipular e visualizar processos que na prática seriam difíceis ou impossíveis de serem observáveis, potencializando a compreensão dos conteúdos.

Uma forma de ensinar inovadora que tem sido utilizada por docentes como estratégia para diversificar sua prática no cotidiano escolar tem sido o ensino por meio da investigação. Essa forma de ensino busca por respostas a várias questões do cotidiano e da Ciência, desenvolvendo a capacidade de resolver problemas e levantando hipóteses, baseados nos conceitos científicos (MOREIRA, 2015).

Observando-se o grande potencial das tecnologias de informação e comunicação (TICs) aliadas ao ensino por investigação surgiu o interesse em construir uma monografia alinhada ao uso das TICs no ambiente escolar de forma investigativa. Assim, a presente monografia, apresentada ao Curso de Especialização em Ensino de Ciências por Investigação tem como objetivo refletir sobre as características investigativas expressas em uma sequência didática sobre a temática estequiometria.

Os processos de ensino e aprendizagem de conteúdos abstratos são complexos, uma vez que os conteúdos estão distantes do que é concreto e, muitas vezes, os estudantes não conseguem construir uma visão do que está sendo ensinado (GREGÓRIO; OLIVEIRA & MATOS, 2016). O tópico estequiometria é um exemplo de conteúdo abstrato que exige a utilização de recursos didáticos que propiciem a construção do conhecimento e o desenvolvimento da aprendizagem dos alunos.

Ensinar conteúdos abstratos utilizando somente quadro negro e giz, não tem sido uma alternativa viável, uma vez que tais conteúdos fogem a realidade do aluno e apresentam grande complexidade para serem explicados somente com símbolos e palavras. Estudos têm mostrado que a inserção de recursos tecnológicos, por exemplo, os

simuladores de computador, podem contribuir de forma efetiva no ensino e aprendizagem de conteúdos abstratos como estequiometria. Para Souza (2004, p. 489), “a utilização de recursos computacionais nas aulas de Química representa uma alternativa viável, pois pode contribuir no processo educacional e na tentativa de contextualizar a teoria e prática”.

Os espaços virtuais fazem com que o aluno ultrapasse o seu foco disciplinar. O computador deixa de ser um aparato que ensina para proporcionar condições de aprendizagem. Isto significa que o professor deve deixar de ser o repassador do conhecimento - o computador pode fazer isto e o faz muito mais eficientemente do que o professor - e passa a ser o criador de ambientes de aprendizagem e o facilitador do processo de desenvolvimento intelectual do aluno. (VALENTE, 1993).

Esse trabalho justifica-se pelas inúmeras possibilidades de enriquecimento do ensino e aprendizagem na disciplina de Química, especialmente no tópico estequiometria, quando se utiliza as tecnologias de informação e comunicação no ambiente escolar, sendo estas potencializadas quando aliadas ao ensino investigativo.

O presente trabalho foi estruturado em quatro capítulos. O primeiro capítulo aborda a introdução, onde se apresenta o objeto de estudo e a justificativa. No segundo o referencial teórico dividido nos seguintes tópicos: ensino de ciências por investigação, as características das atividades investigativas, estequiometria, sequência didática (SD) e tecnologias de informação e comunicação no ensino de Química. No terceiro capítulo apresentamos a metodologia adotada para obtenção e análise dos dados e no quarto capítulo apresentamos as considerações finais, sintetizando os resultados obtidos.

2 REFERENCIAL TEÓRICO

2.1 Ensino de Ciências por investigação

Segundo Munford e Lima (2007) o ensino de Ciências por investigação é novidade no Brasil, e ainda é pouco discutido, ao contrário de países da América do Norte e Europa onde esse tipo de abordagem é quase senso comum. No entanto, aqui, o interesse vem crescendo, sendo que pesquisadores e educadores voltam-se para a questão (E.G., AZEVEDO, 2004; BORGES & RODRIGUES, 1998; CARVALHO, PRAIA & VILCHES, 2005).

Quando se fala em ensino de Ciências por investigação propõem-se novas formas de abordagem dos conteúdos ministrados em salas de aula, diferentes daquelas adotadas frequentemente no cotidiano escolar, tais como aulas mais interativas que estimulem momentos de discussões e debates, favorecendo a argumentação, onde os alunos se tornam os protagonistas do próprio aprendizado.

Sá (2009) relata em seus estudos realizados com professores e tutores de um curso de Especialização em Ensino de Ciências por Investigação que os sentidos atribuídos ao ensino por investigação podem ser organizados em duas categorias principais: (i) objetivos de ensino; (ii) estratégias para o ensino. Segundo a mesma autora:

O processo de significação do conteúdo ensinado está intimamente relacionado aos objetivos do ensino de ciências. No entanto, os propósitos do ensino aparecem vinculados à maneira com que o professor, principal agente da aprendizagem dos alunos, contextualiza os conteúdos, mostrando a sua utilidade. Assim, o ensino de ciências deve preparar para a vida, para a cidadania, possibilitando a aplicação do conteúdo em situações reais, práticas, utilitárias, e na resolução de problemas do dia-a-dia. Além disso, deve-se ensinar ciências para transmissão de conhecimentos que levem o aluno a entender e interagir com o ambiente em que está inserido. A mesma ainda expõe que o ensino de ciências se apresenta com objetivos instrumentais, afastando-se de um ensino mais específico que promova a compreensão da produção do conhecimento nas ciências, como propõe o ensino por investigação (Sá, 2009).

As atividades de caráter investigativo são uma estratégia, entre outras, que o professor pode utilizar para diversificar sua prática docente. Tal estratégia engloba quaisquer atividades, que, basicamente centradas no aluno, possibilitam o desenvolvimento da autonomia e da capacidade de tomar decisões, de avaliar e de resolver problemas, apropriando-se de conceitos e teorias das ciências da natureza (LIMA; MARTINS, 2013).

Mas qual seria a importância do Ensino de Ciências por Investigação no ambiente escolar? Estudos relatam que há um grande distanciamento entre a ciência praticada nas escolas e a ciência praticada pelos cientistas. Para Munford e Lima (2007) ***“na escola os conceitos são apresentados de forma abstrata e distanciados do contexto que lhe deram origem. Ocorre assim uma separação entre o que é aprendido do modo como esse conhecimento é aprendido e utilizado” (Brown et al., 1989: 32).***

Para os mesmos autores, **“as atividades dos estudantes são centradas em uma forma de raciocínio estruturada a partir de leis, baseadas na manipulação de símbolos para resolver problemas bem definidos, produzindo significados fixos e conceitos imutáveis”**. Já os cientistas considerados autênticos praticantes da ciência, raciocinam com base em modelos causais, examinando situações para resolver problemas menos definidos produzindo significados negociáveis e gerando uma compreensão socialmente construída **(Brown et al.,1989, p.35)**. Para Driver *et al.* (1999):

[...] aprender ciências não é uma questão de simplesmente ampliar o conhecimento dos jovens sobre os fenômenos – uma prática talvez mais apropriadamente denominada estudo da natureza – nem de desenvolver e organizar o raciocínio do senso comum dos jovens. Aprender ciências requer mais do que desafiar as idéias anteriores dos alunos mediante eventos discrepantes. Aprender ciências envolve a introdução das crianças e adolescentes a uma forma diferente de pensar sobre o mundo natural e de explicá-lo; tornando-se socializado, em maior ou menor grau, nas práticas da comunidade científica, com seus objetivos específicos, suas maneiras de ver o mundo e suas formas de dar suporte às assertivas do conhecimento (Driver *et al.*, 1999, p.36).

Acredita-se que as abordagens investigativas podem trazer para a escola aspectos inerentes a prática dos cientistas, condição essencial para que o conhecimento científico seja realmente consolidado.

2.2 As características das atividades investigativas

É comum as pessoas associarem as atividades investigativas somente às atividades práticas e experimentais. No entanto, estudos mostram que nem sempre uma atividade experimental apresentará características investigativas e que atividades que não são práticas podem ser até mais investigativas do que aquelas experimentais, dependendo da situação. Não existe uma atividade que seja naturalmente investigativa, existem características que proporcionam a estas o caráter investigativo. (MUNFORD; LIMA, 2007).

Segundo Carvalho *et al.* (2004), uma atividade investigativa não pode se reduzir a uma mera observação ou manipulação de dados – ela deve levar o aluno a refletir, a discutir, a explicar e a relatar seu trabalho aos colegas.

Sá *et al.* (2007) abordam as características que uma atividade deve apresentar para se tornar investigativa:

- A primeira delas seria a construção de um problema que instigue e oriente o trabalho do estudante e do professor, ou seja, é necessário que haja uma problematização que seja autêntica e significativa para os alunos, desencadeando discussões e debates, levando-os a terem uma variedade de pontos de vista sobre como resolvê-la.
- A segunda característica refere-se à necessidade de que os resultados precisam ser sustentados por evidências, tais atividades devem convidar os alunos a levantarem hipóteses sobre possíveis respostas ao

problema proposto, e também sobre possíveis procedimentos para se chegar a uma solução satisfatória.

- Uma terceira característica refere-se à criação de situações em que esse conhecimento possa ser aplicado e avaliado na solução de situações-problema. As atividades investigativas criam situações onde os estudantes são levados a apropriação e aplicação do conhecimento científico na solução de problemas.
- E por último, as atividades investigativas devem possibilitar múltiplas interpretações de um mesmo fenômeno. A diversidade de perspectivas e expectativas que podem ser mobilizadas em uma atividade de investigação permite múltiplas interpretações de um mesmo fenômeno, e o processo de produção de consensos e negociação de sentidos e significados dá lugar a uma apropriação mais crítica e estruturada dos conhecimentos da ciência escolar (SÁ, *et al.*, 2007 p. 9).

De acordo com Lima & Martins (2014) em uma abordagem de ensino baseada na investigação, essas características não precisam aparecer, simultaneamente, em uma única atividade. Pode-se admitir, entre outras possibilidades, que uma atividade enfoque a habilidade de planejamento, outra que vise ao desenvolvimento de argumentos e assim por diante. As mesmas autoras ainda destacam como exemplo de atividades com caráter investigativo as práticas experimentais, de campo e de laboratório; demonstrações; pesquisas; atividades para exploração de filmes, simulações em computador; atividades com bancos de dados; avaliação de evidências; de elaboração verbal e escrita de um plano de pesquisa, entre outros.

2.3 Estequiometria

A palavra estequiometria (do grego *stoicheon*, elemento e *metron*, medida) foi introduzida por Jeremias Benjamin Richter em 1792 referindo-se às medidas dos elementos químicos nas substâncias. Atualmente, a estequiometria compreende as informações quantitativas relacionadas a fórmulas e equações químicas. Baseia-se principalmente nas leis ponderais, a lei da conservação da massa e lei das proporções constantes (CAZZARO, 1999).

A lei da conservação das massas ou lei de Lavoisier pode ser enunciada como **“a massa final de um recipiente fechado, após ocorrer dentro dele uma reação química, é sempre igual à massa inicial”**. Já a lei das proporções constantes ou lei de Proust pode ser enunciada como **“a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual sua origem”** (PERUZZO; CANTO, 2010).

Segundo Cazzaro (1999) **“as leis ponderais, importantes para o estabelecimento da química como ciência, estão subjacentes à teoria atômica de Dalton, que é a base da explicação das relações ponderais nas reações químicas”**.

Uma reação química pode ocorrer em pequena escala, como nas atividades

experimentais realizadas nos laboratórios e em diversas situações observadas no ambiente doméstico, ou em grande escala, como nas indústrias químicas. Independentemente da quantidade empregada, a proporção entre reagentes e produtos é a mesma nos dois casos. Essa proporção constante permite relacionar as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em um processo químico por meio de cálculos estequiométricos (ANTUNES, 2013). O cálculo estequiométrico permite realizar cálculos das quantidades de substâncias que participam de uma reação química a partir das quantidades de outras substâncias.

Para Feltre (2004), o cálculo estequiométrico é uma ferramenta fundamental utilizada em muitos tipos de problemas em várias áreas da Química (Termoquímica, Cinética e Equilíbrios químicos, Eletroquímica, etc.). Por esse motivo ele se torna indispensável em muitas questões dos vestibulares.

Sabe-se que para muitos alunos não é fácil compreender ideias sobre as quantidades nas transformações químicas, mol e cálculos estequiométricos. Essas ideias evocam uma forma de pensar mais sistemática, a noção de proporcionalidade e a execução de cálculos, aspectos que eles muitas vezes não dominam (MORTIMER; MACHADO, 2011). Alguns pesquisadores têm estudado e relatado as dificuldades encontradas pelos estudantes quanto à estequiometria. Os resultados mostram que as maiores dificuldades encontradas pelos alunos estão em problemas envolvendo notação científica e também a relação microscópica (COSTA & ZORZI, 2008). Os mesmos autores propõem que tais dificuldades se dão pela falta de recursos apropriados para ministrar as aulas, e a maioria dos docentes ainda aderem à forma tradicional de ensino usando apenas quadro negro e giz.

Estudiosos apontam que a utilização de modelos, analogias e gráficos computacionais em situações estruturadas de ensino seja produtiva para os estudantes se apropriarem das formas de pensamento químico (COSTA E ZORZI, 2008).

2.4 Sequência didática (SD)

A sequência didática (SD), também conhecida como módulo ou unidade didática, vem sendo tema de interesse da área de educação há bastante tempo. Inicialmente a preocupação com o tema se dava no contexto do planejamento de ensino e essa preocupação ainda prevalece segundo autores mais recentes. Internacionalmente a SD vem sendo estudada no contexto da Didática Francesa, no Ensino de Matemática, e no contexto de *Teaching-Learning-Sequencies* (TLS), principalmente no Ensino de Física (GIORDAN; GUIMARÃES & MASSI, 2011).

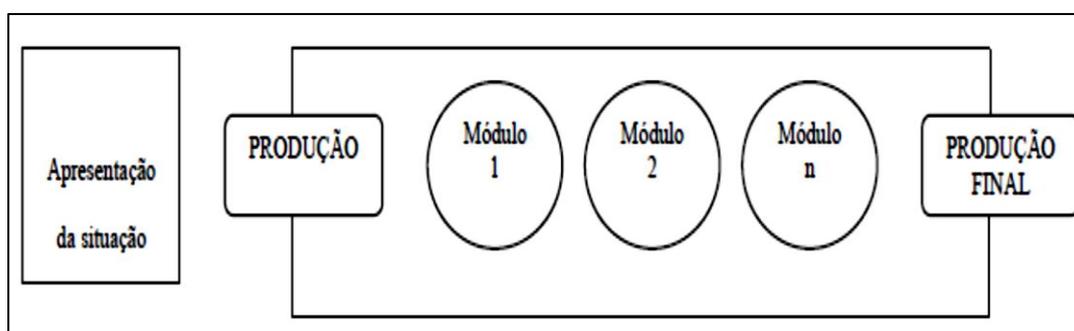
Define-se como sequência didática um conjunto de propostas ou atividades

ligadas entre si, planejadas para ensinar um determinado conteúdo, com etapas bem definidas, organizadas de acordo com os objetivos que o professor quer alcançar para a aprendizagem de seus alunos. Elas envolvem atividades de aprendizagem e avaliação (AMARAL, 2015).

Segundo Zabala (2010) o objetivo principal das sequências didáticas é otimizar ensino e aprendizagem. Ensinar para o professor e aprender para o aluno significam desenvolver conhecimentos, **“componentes das competências de caráter concreto ou abstrato que se refere a fatos, conceitos, princípios e sistemas conceituais”**. O mesmo autor ainda recomenda que as sequências didáticas envolvam todos os tipos de conteúdos: factuais, conceituais, procedimentais e atitudinais.

Para Alves (2013) a escolha das etapas a serem estabelecidas em uma sequência didática obedece a uma ordem de atividades que se acredita ser a melhor para desenvolver aquele(s) conteúdo(s) específico(s) para o(s) qual(is) a sequência está sendo construída. Conforme Moreira (2015) a estrutura básica de uma SD se resume a um início, um desenvolvimento e uma finalização (figura 1).

Figura 1: Esquema de sequência didática



Fonte: (SOUZA e REIS, 2014).

Para compreender o valor pedagógico e as razões que justificam uma sequência didática é fundamental identificar suas fases, as atividades que a constitui e as relações que estabelecem com o objeto de conhecimento, visando atender as verdadeiras necessidades dos alunos. Para que uma sequência didática obtenha sucesso é necessário seguir alguns passos:

- Apresentação do projeto: o professor apresenta aos alunos a tarefa e os estudos que irão realizar.
- Produção inicial: os alunos são convidados a expor o que sabem e pensam sobre o assunto por meio de produção de textos, conversas, etc. A produção inicial trata-se de uma avaliação prévia e é através dela que o professor irá conhecer as dificuldades dos alunos e obter meios de estabelecer quais atividades serão empregadas na sequência didática.

- Os módulos são as atividades (exercícios e pesquisas) planejadas metodicamente, com a finalidade de desenvolver as capacidades do aluno. Os módulos devem ser direcionados às dificuldades encontradas na produção inicial dos alunos e visando a superação dessas dificuldades.
- A produção final consiste na avaliação do que os alunos conseguiram aprender no decorrer da sequência didática. Faz-se uma comparação entre produção inicial e produção final (BATISTA, 2013).

Estudos têm mostrado a necessidade de criar contextos de produção precisos e atividades variadas que visem a atender aos diferentes estilos individuais dos aprendizes e que os levem a se apropriar das diferentes técnicas e dos instrumentos necessários para a aprendizagem (SOUZA & REIS, 2014). Nesse contexto a SD mostra-se uma importante ferramenta a ser introduzida na sala de aula, pois se trata de uma metodologia eficiente que muito pode contribuir no trabalho docente, possibilitando a estruturação das aulas.

2.5 Tecnologias de informação e comunicação no ensino de Química

A sociedade atual vive um período de mudança. Tais mudanças implicam profundas alterações em praticamente todos os segmentos da sociedade, afetando a maneira como atuamos e pensamos. Esse novo paradigma demanda uma nova postura dos profissionais e requer um repensar dos processos educacionais, principalmente daqueles que estão diretamente relacionados com a formação de profissionais e os processos de aprendizagem (VALENTE, 1999).

Sabe-se que nesse contexto globalizado onde as novas mídias e tecnologias invadem nosso cotidiano torna-se necessário diversificar e reciclar as formas de ensino, incluindo novos recursos didáticos. As TICs tornaram-se importantes ferramentas a serem introduzidas no ambiente escolar. O uso dessas tecnologias tem favorecido a aprendizagem dos alunos tornando as aulas mais atrativas e dinâmicas (SANTOS; WARTHA; FILHO, 2010).

Uma alternativa usada por professores de Química na tentativa de favorecer a compreensão de conteúdos, aproximando teoria e prática tem sido a experimentação simulada por computador. De acordo com Silveira, Nunes e Soares (2013) a contribuição que os recursos tecnológicos, em especial a informática, têm trazido ao ensino de Química, por exemplo, por meio das simulações, é a reversão de uma situação de afastamento desenvolvida por parte dos alunos em relação ao monólogo do professor, treinando macetes e dicas de como decorar fórmulas e nomes de substâncias.

Para Benite (2008):

A possibilidade do professor se apropriar dessas tecnologias integrando-as com ambiente de ensino-aprendizagem de química poder gerar um ensino de química mais dinâmico e mais próximo das constantes transformações

que a sociedade tem vivenciado, contribuindo para diminuir a distância que separa a educação básica das ferramentas modernas de produção e difusão do conhecimento (Benite, 2008, p. 15).

Alguns autores como Gregório, Oliveira e Matos (2016), Lima, Varelo e Nascimento (2012) e Barão (2006) relatam em seus trabalhos que as tecnologias de informação são ferramentas que auxiliam professores e alunos no processo de ensino e aprendizagem, potencializando a compreensão dos conteúdos. Portanto torna-se importante a implantação dessas tecnologias no ambiente escolar.

3 METODOLOGIA

A sequência didática (SD) foi elaborada pela pesquisadora, no intuito de introduzir as tecnologias de informação e comunicação (TICS) no ensino de Química, aliadas a uma abordagem investigativa. Esta encontra-se dividida em cinco etapas, que são correspondentes a cinco aulas de cinquenta minutos. Assim a sequência didática é o objeto no qual os dados da pesquisa foram produzidos.

A SD com o tema estequiometria foi elaborada para ser aplicada para alunos do segundo ano do Ensino Médio, na disciplina de Química. Os objetivos pedagógicos propostos pela sequência tinham a intenção de levar o aluno a compreender a lei de conservação das massas, a lei das proporções definidas, o balanceamento de equações químicas, o conceito de mol e reconhecer em uma reação química a existência de reagentes em excesso e reagentes limitantes.

Como recursos didáticos foram propostos datashow e pendrive para execução dos vídeos dos experimentos, computador com acesso à internet para uso do simulador intitulado “Reagentes, produtos e excessos”, livro didático para consulta de termos científicos e textos relacionados ao tema, caderno, lápis e caneta esferográfica para realização de atividades escritas como textos e exercícios, quadro negro e giz para sistematização do conteúdo e xerox para realização de prova escrita.

Quanto à avaliação, os alunos serão avaliados por meio da postura investigativa que assumirem durante as atividades, realização de exercícios, textos e prova escrita.

Por uma questão de tempo para desenvolvimento da pesquisa, a sequência didática não foi aplicada em sala de aula.

3.1 Descrição da sequência didática

3.1.1 Discussão a respeito da Lei de Lavoisier, ou Lei da Conservação das Massas.

A proposta da sequência didática se dá inicialmente lembrando a lei da conservação da massa ou lei de Lavoisier propondo-se uma discussão acerca do experimento Química: uma ciência “conservadora”?

Os conhecimentos prévios necessários para a realização dessa atividade são o balanceamento das reações químicas e as leis ponderais e volumétricas.

Os alunos receberão um roteiro com algumas questões para serem respondidas após assistirem o vídeo do experimento. Para finalizar a aula, propõe-se a discussão de um texto que sistematiza os aspectos trabalhados nessa atividade.

1ª ETAPA: Discussão a respeito da Lei de Lavoisier, ou Lei da Conservação das Massas.

Essa lei considera que, quando ocorre uma reação química, a massa total dos materiais envolvidos se conserva, ou seja, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos. Essa compreensão é essencial para o entendimento das relações entre as quantidades envolvidas nas reações químicas.

Para abordar esse assunto, será proposta uma discussão a partir do experimento Química: uma ciência “conservadora?”.

- O experimento será exibido através de um vídeo.
<http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/handle/mec/24300>
- Os alunos receberão um roteiro do experimento com algumas questões para discussão. Estas questões deverão ser respondidas após execução do vídeo.
http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_1_Roteiro.docx

Questões para discussão

1. Que evidência(s) permite(m) afirmar que houve uma reação química?
 2. Após as medidas de massa, antes e após a reação, o que foi possível constatar?
 3. A que você atribui a diferença observada?
- Para finalizar a aula, propõe-se a discussão do texto abaixo que sistematiza os aspectos trabalhados nessa atividade:
http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_1_Texto_fin.docx

Texto 1 – Sistematizando o que foi trabalhado

Ao misturarmos bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) e ácido clorídrico (HCl), irá ocorrer uma reação química, em que serão formados água (H_2O), cloreto de sódio (NaCl) e gás carbônico (CO_2).

Na primeira parte do experimento, realizado com o sistema aberto, medimos a massa da garrafa PET antes e após a reação e percebemos que, após o fenômeno, houve uma diminuição da massa. Observando os produtos formados, podemos constatar que houve a formação de um gás (CO_2), evidenciada pela efervescência - formação de bolhas. Como a garrafa estava aberta, o gás pode escapar do recipiente, resultando em uma diminuição da massa do sistema. Em seguida, realizamos o experimento com a garrafa fechada. Neste caso, percebemos que não houve alteração na massa do sistema. A garrafa, agora fechada, impediu que o gás formado se dispersasse.

A experiência realizada nos permitiu demonstrar a “Lei de conservação das massas”, ou Lei de Lavoisier, que diz que em uma reação química a massa é conservada. Os átomos que constituem os reagentes da reação são os mesmos que constituem os produtos. Durante a reação, os átomos se rearranjam para formar novas substâncias.

A conservação da massa é uma forte evidência a favor da ideia de que nas reações químicas a matéria não é criada nem destruída, mas apenas se transforma por meio de rearranjo dos átomos que a constituem.

Na primeira aula (1ª etapa) observa-se duas características investigativas propostas por Sá *et al.* (2007): a construção de um problema que desencadeará discussões e debates e a sustentação dos resultados por evidências. A primeira delas é observada quando a SD propõe a discussão e o debate acerca da lei da conservação das massas após

a exibição do experimento e no final da aula com a leitura do texto para sistematizar o que foi trabalhado. A segunda característica é observada quando o aluno é convidado a assistir o vídeo do experimento, e em seguida responder as questões propostas no roteiro, podendo evidenciar concretamente o que é exposto na teoria.

3.1.2 Representação das reações químicas.

Na segunda aula (2ª etapa) propôs-se um estudo sobre a representação das reações químicas. Para abordar o assunto, será proposta uma discussão a partir do experimento “A massa se conserva”, exibido através de um vídeo.

A atividade será iniciada levantando-se algumas questões que retomam as ideias da aula anterior, aplicadas a uma situação problema. Em seguida os alunos receberão um roteiro do experimento e responderão as perguntas do roteiro após assistirem ao vídeo do experimento. Para finalizar a aula, propõe-se a discussão de um texto que sistematiza os aspectos trabalhados.

2ª ETAPA: Representação das reações químicas.

Uma forma muito importante de se representar uma reação química é por meio das equações químicas. Uma conclusão que podemos tirar da Lei de Conservação das Massas é que os átomos que estavam presentes nos reagentes devem estar presentes, também, nos produtos. Para que uma equação química represente corretamente uma transformação química, ela deve estar balanceada. Para abordar isso, será proposta uma discussão a partir do experimento “A massa se conserva”.

A atividade será iniciada levantando-se algumas questões que retomam as ideias da aula anterior, aplicadas a uma situação problema.

Questões iniciais

1. Suponha que você coloque fogo em uma lâ de aço.
 - a) Após colocar fogo na lâ de aço, você espera que aconteça alguma modificação com o material?
 - b) Esta queima é uma reação química? Caso a queima seja uma reação química, o que lhe permite fazer essa afirmação?
 - c) Considerando suas conclusões da aula anterior, em que você trabalhou com a lei de Lavoisier, você pode afirmar que ela se aplica ao fenômeno observado com a lâ de aço?
2. Suponha agora que você coloque fogo em um pedaço de papel.
 - a) Após a queima do papel, você pode afirmar que ocorreu alguma modificação com o material?
 - b) Esta queima é uma reação química? Caso a queima seja uma reação química, o que lhe permite fazer essa afirmação?
 - c) Se a queima do papel for uma reação química, você poderá afirmar que a lei de Lavoisier se aplica ao fenômeno observado com o papel?

- Os alunos receberão um roteiro do experimento. http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_2_Roteiro.docx
- Após a discussão das questões iniciais assiste-se ao vídeo do experimento. <http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/handle/mec/24457>

➤ Será solicitado aos alunos que respondam as questões propostas no roteiro. Essas questões podem ser respondidas após a execução do vídeo.

Questões para discussão (Queima da lã de aço)

1. Considerando que a lã de aço é formada praticamente por ferro metálico (Fe), quais são os reagentes da queima da lã de aço? E quais são os produtos?
2. Represente, utilizando bolinhas, os reagentes e os produtos desta transformação.
3. Quantas bolinhas de cada átomo é necessário escrever para que a massa seja conservada nessa transformação?
4. Agora, escreva, utilizando os símbolos de cada elemento, a equação química referente à queima da lã de aço. A equação que você escreveu demonstra a conservação da massa?

Questões para discussão (Queima do papel)

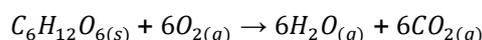
1. Considerando que o papel é constituído em sua maior parte por celulose (polímero formado por várias unidades de glicose, $C_6H_{12}O_6$), quais são os reagentes dessa queima? E quais são os produtos?
2. Usando a fórmula molecular de cada espécie participante da reação, escreva a equação química balanceada referente à queima do papel.

➤ Para finalizar a aula, propõe-se a discussão do texto abaixo que sistematiza os aspectos trabalhados: http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_2_Texto_fin.docx

Texto 2 – Sistematizando o que foi trabalhado

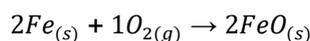
A lã de aço é formada praticamente apenas por ferro metálico. Ao queimá-la, pode-se observar que a massa do sistema foi aumentada. Ao contrário do que ocorreu com papel, que teve a sua massa diminuída após a queima.

O papel é constituído principalmente por celulose, material que entra em combustão facilmente. A maioria das combustões envolve a participação do gás oxigênio (O_2), chamado de comburente, presente em grandes quantidades na atmosfera. Quando queimamos o papel, a celulose ali presente reagiu com o oxigênio do ar, resultando em produtos gasosos, gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Observe a equação química:



Considerando que a reação ocorreu em sistema aberto, os gases formados saíram do sistema. Por isso, a massa final do sistema foi menor que a massa inicial.

Considerando agora a queima da lã de aço, observe a equação química:



A reação entre o ferro e o oxigênio do ar tem como produto o óxido de ferro II (FeO). Como a reação ocorreu em sistema aberto, o oxigênio do ar (cuja massa não foi considerada na pesagem do sistema inicial) foi incorporado ao sistema e a massa final foi aumentada.

Deve-se observar que a queima da lã de aço assim como a queima do papel, não contraria a lei de conservação das massas. A soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos, mas, nesse caso, só poderíamos constatar a conservação da massa em sistemas fechados, uma vez que nessas reações estão envolvidas substâncias gasosas. Uma importante consequência dessa constatação é que: a massa

se conserva porque os átomos dos elementos químicos envolvidos na transformação se conservam.

Considere, ainda, a equação da queima da lã de aço. Podemos observar que antes da notação do ferro sólido e do óxido de ferro II, foi colocado o número dois e antes da notação do oxigênio gasoso foi colocado o número um. Esses números são chamados de coeficientes estequiométricos e são utilizados para indicar as proporções de cada espécie participante da reação. Essa equação pode ser lida da seguinte forma: 2 átomos de ferro reagem com uma molécula de oxigênio formando duas partículas de óxido de ferro II. Interpretando a equação, é possível concluir que o número de átomos antes e após a reação é o mesmo. Vale ressaltar que quando o coeficiente estequiométrico é igual a um não é necessário escrevê-lo. Portanto, o mesmo número de átomos de um determinado elemento químico existente nos reagentes deve constar também nos produtos. Por isso quando representamos uma reação por uma equação, o número de átomos que constituem os reagentes deve ser igual ao número de átomos que constituem os produtos. A operação associada a esse princípio é chamada de balanceamento da equação química, que é importante para avaliar as quantidades de reagentes e produtos em uma reação.

Na segunda aula propõe-se a retomada das ideias da aula anterior. Partindo-se de uma situação-problema, busca-se explorar as ideias prévias que os alunos têm a respeito do assunto (momento de discussão e debates). Assim a característica construção de um problema que instigue e oriente o trabalho do estudante e do professor desencadeando discussões e debates proposta por Sá *et al.* (2007) foi observada quando a SD propõe algumas questões para serem respondidas no início da aula (questões iniciais) e também no final da aula com a leitura do texto sistematizando o que foi trabalhado. Observa-se ainda que a atividade propicia mais uma vez a obtenção e avaliação de evidências que sustentam os resultados obtidos, característica também proposta pelos mesmos autores, que pode ser evidenciada quando a SD propõe que os alunos assistam ao vídeo do experimento e em seguida respondam as questões propostas no roteiro, levando-os a confrontar suas ideias prévias com os acontecimentos reais.

3.1.3. Quanto vale um mol?

A terceira aula (3ª etapa) terá como tema mol e massa molar, dois conceitos de grande relevância no ensino de estequiometria. A atividade inicia-se com discussões propostas pelas questões iniciais contidas no roteiro que será entregue aos alunos no início da aula. Em seguida assiste-se ao vídeo do experimento. Após a execução do vídeo será solicitado aos alunos que respondam as questões de discussão. Para finalizar a aula, propõe-se que seja realizada a leitura comentada de um texto que sistematiza os aspectos trabalhados.

3ª ETAPA: Quanto vale um mol?

Duas ferramentas muito importantes para os químicos são as ideias

de mol e massa molar. Elas são essenciais para uma boa compreensão das quantidades envolvidas nas transformações químicas. Por outro lado, a compreensão dessas ideias não é simples. É comum que os estudantes entendam o mol apenas como um número, sem nenhum tipo de significado real. Para auxiliá-los nessa compreensão, será proposta uma discussão a partir do experimento “Quanto vale um mol?”.

➤ A atividade será iniciada com as discussões propostas pelas questões iniciais contidas no roteiro que será entregue ao aluno.

http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_3_Roteiro.docx

Questões iniciais

1. Consulte uma tabela periódica e observe os dados informados para cada elemento. Um desses dados é um valor referente à massa atômica do elemento (a unidade desse valor é o u, ou u.m.a., a unidade de massa atômica). O que você acha que a massa atômica de um elemento representa?

2. A fórmula molecular da água é H_2O . Procure na tabela periódica o valor de massa atômica do hidrogênio e o valor da massa atômica do oxigênio. Faça uma soma desses valores, considerando a massa do hidrogênio duas vezes e a massa do oxigênio uma vez (de acordo com a fórmula da molécula de água). Como você interpreta o valor final encontrado?

3. Repita o procedimento anterior, mas considere o cloreto de sódio (sal de cozinha), que tem fórmula NaCl.

➤ Em seguida assiste-se ao vídeo do experimento.

<http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/handle/mec/24263>

➤ Será solicitado aos alunos que respondam as questões de discussão. Essas questões podem ser respondidas após a execução do vídeo.

Questões para discussão:

1. Compare o valor da massa medida de água com o valor encontrado a partir das somas das massas atômicas para a molécula de água, de acordo com a questão inicial 2. Esses valores são iguais? E para o cloreto de sódio, calculado na questão inicial 3? Como você diria que esses valores se relacionam (lembre-se que os valores calculados nas questões iniciais 2 e 3 são dados em u, e as massas de água e cloreto de sódio medidas são dadas em gramas).

2. Como os valores de massas medidas para cada substância nessa atividade estão relacionados?

3. Você já ouviu falar na unidade mol? Uma única molécula de água possui massa igual a 18 u, aproximadamente. Um mol de moléculas de água tem massa igual a 18 g. É possível medir diretamente, com uma balança, a massa de apenas uma molécula de água? Quantas moléculas de água você acha que existem em um mol de água? Justifique suas respostas.

4. Por meio de experimentos, o cientista Amedeo Avogadro determinou que 12 g de átomos de carbono (com massa atômica igual a 12 u) representavam um total de $6,0221421 \times 10^{23}$ (602 sextilhões!) de átomos de carbono. A esse valor, foi dado o nome de mol. Portanto, quando dizemos 1 mol de moléculas de água, estamos dizendo $1 \times 6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água. O valor da massa de um elemento apresentado na tabela periódica, se lido em u, representa a massa de 1 átomo do elemento, mas, se lido em gramas, representa a massa de 1 mol de átomos do elemento. A partir dessas informações, indique quantos mols de cada substância foram medidos na atividade.

5. O que você entende por massa molar? A partir da atividade, indique a massa molar das substâncias medidas na atividade.

- Para finalizar a aula, propõe-se que seja realizada a leitura comentada do texto abaixo que sistematiza os aspectos trabalhados:
http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_3_Texto_fin.docx

Texto 3 – Quanto vale um mol

Mesmo as menores amostras com as quais trabalhamos no laboratório contêm enormes quantidades de átomos, íons ou moléculas. Por exemplo, uma colher de água (aproximadamente 5 mL) contém cerca de 2×10^{23} moléculas de água, um número tão grande que dificulta a compreensão. Por isso, estabeleceu-se uma unidade de contagem apropriada para quantificar átomos e moléculas, o mol.

Um mol de um elemento equivale a um número de unidades de átomos desse elemento igual ao número de átomos presentes em exatamente 12 g de ^{12}C isotopicamente puro. A partir de experimentos, Amedeo Avogadro determinou que esse número equivale a $6,0221421 \times 10^{23}$. Esse valor ficou conhecido como número de Avogadro.

Você já deve ter ouvido falar nas quantidades dezena e dúzia, que correspondem a 10 e a 12 unidades, respectivamente. Da mesma forma, o mol corresponde a $6,0221421 \times 10^{23}$ unidades. Ou seja:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} &= 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C} \\ 1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{O} &= 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O} \\ 1 \text{ mol de íons NO}_3^- &= 6,022 \times 10^{23} \text{ íons NO}_3^- \end{aligned}$$

Novamente, fazendo uma analogia com a ideia de dúzia, uma dúzia de ovos tem uma massa diferente de uma dúzia de maçãs, mas, mesmo assim, em ambos os casos, estamos falando de 12 unidades de cada objeto. Da mesma forma, um mol de diferentes substâncias terá diferentes massas. E para definirmos a massa molar (massa de um mol) de uma substância de fórmula conhecida, podemos utilizar a tabela periódica. Na tabela, é informada a massa de um átomo de cada elemento. Essa massa é medida em unidades de massa atômica (u). Mas, se considerarmos, em vez de uma unidade do átomo, um mol de átomos, podemos utilizar o valor de massa informado na tabela periódica e dizer que 1 mol de átomos de um elemento tem massa igual a esse valor, medido em gramas. Por isso, a massa atômica de um átomo de carbono é 12 u, mas a massa molar (M) de um mol de átomos de carbono é 12 g. Dessa forma, para sabermos a massa molar de uma substância de fórmula conhecida, basta somarmos os valores de massa apresentados na tabela periódica para os elementos que a constituem, considerando suas respectivas proporções, e representarmos o valor em gramas. Por exemplo, vejamos o caso da sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), principal constituinte do açúcar:

Massas molares dos elementos que constituem a sacarose:
 C = 12 g/mol H = 1 g/mol O = 16 g/mol

Fórmula da sacarose:
 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Cálculo da massa molar da sacarose:
 $M = 12 \times (12 \text{ g/mol}) + 22 \times (1 \text{ g/mol}) + 11 \times (16 \text{ g/mol}) = 342 \text{ g/mol}$

Agora vamos considerar os valores de massa medidos na atividade. Observe que a massa de açúcar medida foi de 342 g, o mesmo valor da massa molar da sacarose. Nas questões de discussão, citamos que a massa molar da água é 18 g, que é a quantidade de massa que medimos. E se formos realizar os cálculos para cada substância com que trabalhamos, perceberemos que as massas medidas são iguais às massas molares de cada substância. Ou seja, apesar de, aparentemente, as massas medidas não terem nenhuma relação e os valores parecerem aleatórios, o que fizemos foi medir um mol de cada uma das substâncias.

A valorização do debate e da argumentação encontra-se novamente presente. Assim a característica problematização desencadeando discussões e debates proposta por Sá *et al.* (2007) foi observada quando a SD propõe algumas questões iniciais para fazer um levantamento das ideias prévias dos alunos a respeito do assunto e ao final da aula com a leitura e discussão do texto que sistematiza o que foi trabalhado. Outra característica proposta pelos mesmos autores também se mantém presente, a sustentação dos resultados por evidências. Evidencia-se tal fato em um segundo momento, após os alunos assistirem ao vídeo do experimento quando os mesmos confrontarão suas ideias prévias com os acontecimentos reais observados durante o experimento. As observações os levarão a avaliar as evidências e tirar conclusões sobre o assunto.

3.1.4 Experimentação simulada por computador (Reagentes, produtos e excessos).

Na quarta aula (4ª etapa) faremos uso da simulação computacional intitulada “Reagentes, produtos e excessos” disponível no projeto Tecnologia no Ensino de Física (PhET) da Universidade do Colorado.

Os alunos serão levados a sala de informática da escola e o professor dará as informações necessárias para o uso do simulador. Será entregue aos alunos um roteiro com algumas questões que deverão ser respondidas durante a execução da atividade no simulador. Em um segundo momento será proposto um debate com os alunos, onde estes poderão expor suas respostas aos procedimentos presentes no roteiro.

4ª ETAPA: Experimentação simulada por computador (Reagentes, produtos e excessos).

Nesta atividade será proposta o uso de uma simulação computacional intitulada “Reagentes, produtos e excessos” disponível no projeto Tecnologia no Ensino de Física (PhET) da Universidade do Colorado.

A partir do preparo de sanduíches, a simulação faz uma analogia com uma reação química real, que permite discutir os conceitos de reagente em excesso e reagente limitante.

A simulação é dividida em três abas: “Sanduíches”, “Moléculas” e “Jogo”. A aba “Sanduíches” tem a finalidade de ilustrar para o estudante as proporções existentes nas reações químicas por meio de uma analogia com a proporção existente em uma receita de sanduíche. A simulação permite ao usuário criar uma receita para o sanduíche. Permite ainda que sejam selecionadas as quantidades disponíveis de cada ingrediente.

As “Moléculas”, na segunda aba, irão ilustrar para o estudante as proporções de cada reagente de uma reação química. As moléculas são representadas utilizando-se o modelo de Dalton. A simulação permite que o usuário selecione a quantidade de cada reagente antes da reação e, então, exibe o produto formado e os excessos, após a reação.

A aba “Jogo” oferece um desafio para que os estudantes balanceiem várias equações químicas em um tempo determinado.

- Os alunos serão levados a sala de informática da escola e o professor dará as informações necessárias para o uso do simulador.
- Os alunos receberão um roteiro com algumas questões que deverão ser respondidas durante a execução da atividade no simulador.
http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_3_Roteiro.docx
- Em um segundo momento será proposto um debate com os alunos, onde estes poderão expor suas respostas aos procedimentos presentes no roteiro.

Roteiro

Nesta atividade, você vai usar uma simulação que abordará aspectos relativos às quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química.

Acesse o link <http://phet.colorado.edu/en/simulation/reactants-products-and-leftovers>

Loja de sanduíches

Utilizando a simulação, selecione a aba da loja de sanduíches. Responda o seguinte questionário utilizando a simulação como instrumento para elaborar suas respostas.

Questões:

1. Clique na aba loja de sanduíches e proponha uma receita para misto quente que contenha duas fatias de pão, duas de queijo e uma de presunto.
 - a) Qual a proporção entre os ingredientes do sanduíche?
 - b) É possível fazer uma analogia entre a receita de sanduíche e uma reação química?
 - c) Dispondo de 6 fatias de pão, 2 fatias de presunto e 6 fatias de queijo, quantos sanduíches (produtos) é possível preparar? Qual ingrediente é o limitante? Haverá algum excesso?
2. Ainda na aba “loja de sanduíches”, selecione a opção “sanduíche de queijo” e proponha a seguinte receita: duas fatias de pão e duas fatias de queijo.
 - a) Caso tenham disponíveis uma fatia de pão e 2 fatias de queijo, será possível montar o sanduíche proposto?
 - b) Nessa situação, qual seria o ingrediente limitante?

Reações Reais

Utilizando a simulação, selecione a aba de reações reais e responda o seguinte questionário utilizando a simulação como instrumento para as respostas.

Questões:

1. Selecione a opção ‘produzir água’. Qual a proporção entre reagentes e produtos nessa reação?
2. No espaço “Antes da reação”, adicione quatro mols de hidrogênio e dois mols de oxigênio. Responda:
 - a) Quantos mols de água serão formados?
 - b) A proporção entre reagentes e produto permanece a mesma da reação balanceada? Qual é essa proporção?
3. Considere, agora, que estão disponíveis oito mols de hidrogênio e oito mols de oxigênio.
 - a) Quantos mols de água serão formados?
 - b) Qual reagente está em excesso?
4. Suponha que antes da reação existam quatro mols de hidrogênio e um mol de oxigênio.
 - a) Quantos mols de água serão formados?

b) Qual será o reagente limitante?

5. Responda essa questão sem utilizar a simulação ou modelos.

a) Para que sejam formados oito mols de água, quantos mols de oxigênio e quantos mols de hidrogênio serão necessários?

b) Qual a massa de água produzida?

c) A massa dos reagentes (H_2 e O_2) será igual à massa do produto formado?

6. Estando disponíveis 4 g de hidrogênio e 16 g de oxigênio, responda:

a) Quantos mols de água serão formados?

b) Qual é o reagente limitante?

c) Se houver algum reagente em excesso, qual será esse excesso em quantidade de matéria?

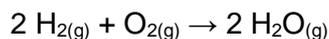
➤ Para finalizar a aula, propõe-se que seja realizada a leitura comentada do texto abaixo que sistematiza os aspectos trabalhados:

http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_4_Texto_fin.docx

Texto 4 – Sistematizando o que foi trabalhado

As atividades feitas com o auxílio da simulação nos permitiram fazer uma analogia entre os ingredientes de um sanduíche e as reações químicas. A receita de um sanduíche é: duas fatias de pão, duas fatias de queijo e uma fatia de presunto. Considerando que estejam disponíveis dez fatias de pão, oito fatias de queijo e cinco fatias de presunto, poderão ser preparados quatro sanduíches, sobrando duas fatias de pão e uma fatia de presunto. Portanto, a quantidade de queijo limita a quantidade de sanduíches que podem ser preparados.

Uma situação parecida ocorre em reações químicas quando um dos reagentes é consumido completamente antes dos outros. A reação termina, tão logo algum dos reagentes seja totalmente consumido, deixando o reagente em excesso como sobra. Suponha, por exemplo, que tenhamos uma mistura de 10 mols de moléculas de H_2 e 7 mols de moléculas de O_2 que reagem para formar água. Pela estequiometria da reação



percebemos que para serem formados 2 mols de moléculas de água, são necessários 2 mols de moléculas de hidrogênio e 1 mol de moléculas de oxigênio, sem sobra de reagentes. Assim, para cada 10 mols de H_2 seriam necessários 5 mols de O_2 . Já que estão disponíveis 7 mols de oxigênio, quando todo o hidrogênio for consumido, restarão, ainda, dois mols de moléculas de O_2 .

O reagente completamente consumido em uma reação é chamado de reagente limitante, porque ele determina, ou limita, a quantidade de produto formada. Os outros reagentes são chamados de reagentes em excesso. Em nosso exemplo, o H_2 é o reagente limitante, o que significa que, uma vez que todo o H_2 tiver sido consumido a reação termina. O O_2 é o reagente em excesso, e sobra quando a reação termina.

Na quarta aula o debate e a argumentação também são valorizados. Assim a característica problematização desencadeando discussões e debates proposta por Sá *et al.* (2007) foi observada quando a SD propõe momentos em que os alunos são convidados a expor suas ideias como nas respostas dadas as questões presentes no roteiro e durante a leitura e interpretação do texto usado para finalizar a aula. A simulação computacional também propicia a aplicação e avaliação de teorias científicas, característica investigativa proposta pelos autores citados anteriormente. Tal característica é observada quando a SD

faz uma comparação entre a montagem de sanduíches e as reações reais, possibilitando ao aluno relacionar fatos do cotidiano com evidências científicas. Propicia também a obtenção e avaliação de evidências, outra característica proposta por Sá *et al.* (2007) fato evidenciado quando os alunos manipulam a aba “reações reais”.

3.1.5 Atividades escritas presentes nos livros didáticos

Na quinta aula (5ª etapa) propõe-se a realização de atividades discursivas e fechadas presentes nos livros didáticos dos autores Fonseca (2013), Peruzzo & Canto (2006).

A característica múltiplas interpretações de um mesmo fenômeno proposta por Sá *et al.* (2007) encontra-se presente na quinta etapa da SD quando se propõe atividades escritas, discursivas e fechadas acerca do conteúdo estudado. As atividades poderão ser realizadas individualmente ou em grupo.

A sequência didática completa pode ser observada no apêndice A.

4 CONSIDERAÇÕES FINAIS

A proposta deste trabalho se dá na análise de uma sequência didática visando caracterizá-la como atividade com caráter investigativo. A sequência didática com o tema estequiometria foi dividida em cinco etapas que correspondem a cinco aulas de cinquenta minutos, tendo como público alvo alunos do segundo ano do Ensino Médio.

Percebe-se em todas as etapas da sequência uma valorização expressiva do debate e argumentação, tanto no início com as questões iniciais como no fim com o texto que sistematiza o que foi estudado. As atividades iniciam-se em grande parte reservando momentos que levam os estudantes a exporem suas ideias prévias acerca do assunto. Em seguida propõe-se um experimento que pode ser visualizado por meio de um vídeo. Ao assistirem ao vídeo do experimento suas ideias iniciais são confrontadas com as observações reais. O aluno observa e tira suas próprias conclusões, construindo desta forma seu próprio conhecimento. O experimento demonstrado conduz a resultados que podem ser sustentados por evidências, fazendo com que os mesmos sobrevivam às críticas.

A simulação computacional, importante ferramenta no processo de ensino aprendizagem de conceitos abstratos, foi inserida na sequência didática para abordar conceitos relacionados às reações químicas como reagente limitante, produtos e excessos. A simulação faz uma analogia entre os ingredientes de um sanduíche e uma reação química. Para facilitar o uso do simulador e direcionar os estudantes durante a simulação, conta-se com um roteiro que propõe algumas questões para serem respondidas durante a atividade. Assim como as outras etapas da sequência, essa também apresenta características investigativas. A discussão e o debate se apresentam como pontos fortes, a simulação propicia a aplicação e avaliação de teorias científicas, isso se torna visível quando se faz a comparação entre a montagem de sanduíches e as reações reais, possibilitando ao aluno relacionar fatos do cotidiano com teorias científicas. A obtenção e avaliação de evidências também são características presentes, fato evidenciado quando os alunos manipulam a aba “reações reais”. As atividades escritas, propostas no final da sequência, possibilitam as múltiplas interpretações de um mesmo fenômeno, outra característica investigativa.

A análise realizada na sequência didática demonstra que se trata de uma atividade com caráter investigativo por apresentar todas as características investigativas propostas por Sá *et al.* (2007). A primeira característica, problematização desencadeando discussões e debates encontra-se presente em quatro das cinco etapas da SD. As atividades são iniciadas e finalizadas reservando-se momentos para discussões e debates. A segunda característica que se refere à necessidade de que os resultados sejam

sustentados por evidências é observada em quatro das cinco etapas da SD. Após assistirem ao vídeo dos experimentos os alunos confrontam suas ideias prévias com acontecimentos reais. A terceira característica que se refere à criação de situações em que o conhecimento adquirido possa ser aplicado e avaliado na solução de situações-problema se faz presente na quarta etapa quando os alunos utilizam o simulador fazendo uma comparação entre a preparação de sanduíches e reações químicas reais. A quarta característica encontra-se presente nas atividades propostas na quinta etapa, onde os alunos são convidados a exporem seus pontos de vista, possibilitando múltiplas interpretações de um mesmo fenômeno.

Torna-se importante destacar que a postura adquirida pelo professor na realização das atividades propostas na sequência didática é essencial para que ela seja realmente investigativa. Espera-se que o docente desempenhe o papel de guia e de orientador das atividades, oportunizando aos alunos, de forma significativa a vivência de experiências, permitindo-lhes a construção de novos conhecimentos acerca do que está sendo investigado (LIMA & MARTINS, 2014). Segundo as mesmas autoras:

“[...] é o professor quem propõe e discute questões, contribui para o planejamento da investigação dos alunos, orienta o levantamento de evidências, auxilia no estabelecimento de relações entre evidências e explicações teóricas, possibilita a discussão e a argumentação entre os estudantes, introduz conceitos e promove a sistematização do conhecimento [...]” (p. 5, apostila 1º módulo).

Por fim, este trabalho não se finaliza aqui, dando margem a outras pesquisas, como aplicação da sequência didática, confirmando ou não as características investigativas.

REFERÊNCIAS

- ALVES, Leonardo Polese. **Sequência didática para validação geométrica e científica do modelo “Sistema em Solar em Escala”**. Revista eletrônica sala de aula em foco, v.02, n. 2, p. 28-36, 2013. Disponível em: <<http://ojs.ifes.edu.br/index.php/saladeaula/article/viewFile/103/134>>. Acesso em 06 jun. 2016.
- AMARAL, Heloísa. **Sequência didática e ensino de gêneros textuais**. Escrevendo o futuro, 2015. Disponível em: <<https://www.escrevendoofuturo.org.br/conteudo/biblioteca/nossas-publicacoes/revista/artigos/artigo/1539/sequencia-didatica-e-ensino-de-generos-textuais>>.
- ANTUNES, Murilo Tissoni (Ed). **Ser protagonista: Química- Volume 1**. 2 ed. São Paulo. 2013.
- BARÃO, Gladis C. **Ensino de química em ambientes virtuais**. Disponível em: <<http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br/portals/pde/arquivos/1702-8.pdf>> Acesso em: 02 nov. 2015.
- BENITE, A. M. C.; BENITE, C. R. M.: **O computador no Ensino de Química: Impressões versus Realidade**. Em foco as escolas da Baixada Fluminense. Universidade Federal de Goiás, 2008.
- CAZZARO, Flávio. **Um experimento envolvendo Estequiometria**. Química nova na escola, n. 10, p. 53-54, Nov. 1999. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc10/exper3.pdf>>. Acesso em 06 jun. 2016.
- COSTA, Eliana T. Hawthorne; ZORZI, Marilde B. **Uma proposta diferenciada de ensino para o estudo da estequiometria**. 2008. Disponível em: <<http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br/portals/pde/arquivos/2281-8.pdf>>. Acesso em: 10 jun. 2016.
- DRIVER, R., H. Asoko, *et al.* **"Construindo conhecimento científico na sala de aula."** Revista Química Nova na Escola, p. 31-40, 1999.
- FELTRE, Ricardo. **Química – Volume 1**. 6 ed. São Paulo. 2004.
- GIORDAN, Marcelo; GUIMARÃES, Yara A. F.; MASSI, Luciana. **Uma análise das abordagens investigativas de trabalhos sobre sequências didáticas: tendências no ensino de ciências**. Disponível em: <<http://www.nutes.ufrj.br/abrapec/viiienpec/resumos/R0875-3.pdf>>. Acesso em 09 jun. 2016.
- GREGÓRIO, Eliana Aparecida. **Uso de simuladores como ferramenta no ensino de conceitos abstratos de Biologia: Uma proposição investigativa para o ensino da síntese de proteína**. 2014. 71 f. Monografia (Especialização em Ensino de Ciências por Investigação) – Faculdade de Educação, Universidade Federal de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2014.
- GREGÓRIO, Eliana Aparecida; OLIVEIRA, Luíza Gabriela de; MATOS, Santer Alvares de. **Uso de simuladores como ferramenta no ensino de conceitos abstratos de Biologia: uma proposição investigativa para o ensino de Síntese Proteica**. 2015. 24 f. Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG), Belo Horizonte, 2015.

LIMA, Maria Emília Caixeta de Castro; MARTINS, Carmen Maria De Caro. Ensino de Ciências com caráter investigativo A. Belo Horizonte, 2013. (Apostila).

LIMA, Maria Emília Caixeta de Castro; MARTINS, Carmen Maria De Caro. Ensino de Ciências com caráter investigativo A. Belo Horizonte, 2014. (Apostila).

MARTINS, Carmen Maria De Caro; SILVA, Nilma Soares da. Ensino de Ciências com caráter investigativo B. Belo Horizonte, 2013. (Apostila).

MOREIRA, Edésio de Castro. **Análise das características investigativas expressas em uma sequência didática sobre alimentação**. 2015. 45 f. Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG), Belo Horizonte, 2015.

MORTIMER, Eduardo Fleury; MACHADO, Andréa Horta. **Química (Ensino Médio) I**. 1 ed. São Paulo. 2011.

MUNFORD, Danusa; LIMA, Maria Emília Caixeta de Castro e. **Ensinar ciências por investigação: em quê estamos de acordo?** ensaio@fae.ufmg.br, v. 9, n. 1, 2007. Disponível em: <<http://www.redalyc.org/articulo.oa?id=129516644007>>. Acesso em: 06 jun. 2016.

PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leite. **Química na abordagem do cotidiano**. 4 ed. São Paulo. 2010.

Portal do professor “**Sequência didática para o Ensino de Estequiometria**”. Desenvolvido por Gabriel Matos Vieira, 2013. Apresenta planejamento de aula para professores de Química que lecionam no Ensino Médio. Disponível em: <<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=54003>>

SÁ, E. F. de; PAULA, H. F. e; LIMA, M. E .C. de C.; AGUIAR, O. G. de. **As características das atividades investigativas segundo tutores e coordenadores de um curso especialização em ensino de ciências**. Belo Horizonte, p. 01-13, 2007.

SÁ, E. F. **Discursos de Professores sobre Ensino de Ciências por Investigação**. Faculdade de Educação da UFMG – Tese de Doutorado, 2009.

SANTOS, D. O.; WARTHA, E. J.; FILHO, J. C. S.; **Softwares educativos livres para o Ensino de Química: Análise e Categorização**. In: ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA, 15., 2010, Brasília. Disponível em: <<http://www.xvneq2010.unb.br/resumos/R0981-1.pdf>> Acesso em 02 nov. 2015.

SILVEIRA, L. F.; NUNES, P.; SOARES, A. C. **Simulações virtuais em química**. Revista de Educação, Ciência e Cultura (ISSN 2236-6377), Canoas, v. 18, n. 2, jul./dez. 2013. Disponível em: <<http://www.revistas.unilasalle.edu.br/index.php/Educacao/article/.../955/1025>> Acesso em 02 nov. 2015.

SOUZA, Scheilla Andrade de; REIS, Maria da Glória Magalhães dos. **Sequência Didática e Gêneros Textuais: uma proposta pedagógica**. SIGNUM: Estud. Ling., Londrina, v. 17, n. 2, p. 32-64, dez. 2014. Disponível em: <<http://www.uel.br/revistas/uel/index.php/signum/article/view/17532/15693>>. Acesso em 09 jun. 2016.

VALENTE, José Armando (Org.). **O computador na sociedade do conhecimento**. Campinas, SP: UNICAMP/NIED, 1999. 156p. Disponível em: <<http://www.nied.unicamp.br/oea/pub/livro1>>. Acesso em: 31 jan. 2016.

Vamos educar! Sequência didática, metodologia inovadora. Desenvolvido por João Batista, 2013. Disponível em: <http://joaosilva-educarpraserfeliz.blogspot.com.br/2013/07/sequencia-didatica-metodologia-inovadora.html>> Acesso em: 26 jul. 2016.

ZABALA, Antoni; ARNAU, Laia. **Como aprender e ensinar competências.** Porto Alegre: Artmed, 2010.

APÊNDICE A
SEQUÊNCIA DIDÁTICA
ESTEQUIOMETRIA

1- CONTEXTO DE UTILIZAÇÃO

A proposta de sequência didática será utilizada para pesquisa sobre “Análise das características investigativas presentes em uma sequência didática sobre estequiometria”.

A sequência didática será utilizada para o ensino de estequiometria.

2- OBJETIVOS

Após a realização das aulas, tem-se a expectativa que os alunos sejam capazes de:

- Compreender a lei de conservação das massas.
- Compreender a lei das proporções definidas.
- Compreender o balanceamento de equações químicas.
- Compreender o conceito de mol.
- Reconhecer a existência de reagentes em excesso e reagentes limitantes.

3- CONTEÚDO

- Reações químicas.
- Notações químicas.
- Cálculo estequiométrico.

4- TURMA

2º ano do Ensino Médio.

5- TEMPO ESTIMADO

Cinco aulas de 50 minutos

Texto 1 – Sistematizando o que foi trabalhado

Ao misturarmos bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) e ácido clorídrico (HCl), irá ocorrer uma reação química, em que serão formados água (H_2O), cloreto de sódio ($NaCl$) e gás carbônico (CO_2).

Na primeira parte do experimento, realizado com o sistema aberto, medimos a massa da garrafa PET antes e após a reação e percebemos que, após o fenômeno, houve uma diminuição da massa. Observando os produtos formados, podemos constatar que houve a formação de um gás (CO_2), evidenciada pela efervescência - formação de bolhas. Como a garrafa estava aberta, o gás pode escapar do recipiente, resultando em uma diminuição da massa do sistema. Em seguida, realizamos o experimento com a garrafa fechada. Neste caso, percebemos que não houve alteração na massa do sistema. A garrafa, agora fechada, impediu que o gás formado se dispersasse.

A experiência realizada nos permitiu demonstrar a “Lei de conservação das massas”, ou Lei de Lavoisier, que diz que em uma reação química a massa é conservada. Os átomos que constituem os reagentes da reação são os mesmos que constituem os produtos. Durante a reação, os átomos se rearranjam para formar novas substâncias.

A conservação da massa é uma forte evidência a favor da ideia de que nas reações químicas a matéria não é criada nem destruída, mas apenas se transforma por meio de rearranjo dos átomos que a constituem.

2ª ETAPA: Representação das reações químicas.

Uma forma muito importante de se representar uma reação química é por meio das equações químicas. Uma conclusão que podemos tirar da Lei de Conservação das Massas é que os átomos que estavam presentes nos reagentes devem estar presentes, também, nos produtos. Para que uma equação química represente corretamente uma transformação química, ela deve estar balanceada.

Para abordar isso, será proposta uma discussão a partir do experimento “A massa se conserva”.

- A atividade será iniciada levantando-se algumas questões que retomam as ideias da aula anterior, aplicadas a uma situação problema.

Questões iniciais

1. Suponha que você coloque fogo em uma lâ de aço.
 - a) Após colocar fogo na lâ de aço, você espera que aconteça alguma modificação com o material?
 - b) Esta queima é uma reação química? Caso a queima seja uma reação química, o que lhe

permite fazer essa afirmação?

c) Considerando suas conclusões da aula anterior, em que você trabalhou com a lei de Lavoisier, você pode afirmar que ela se aplica ao fenômeno observado com a lã de aço?

2. Suponha agora que você coloque fogo em um pedaço de papel.

a) Após a queima do papel, você pode afirmar que ocorreu alguma modificação com o material?

b) Esta queima é uma reação química? Caso a queima seja uma reação química, o que lhe permite fazer essa afirmação?

c) Se a queima do papel for uma reação química, você poderá afirmar que a lei de Lavoisier se aplica ao fenômeno observado com o papel?

- Os alunos receberão um roteiro do experimento. http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_2_Roteiro.docx
- Após a discussão das questões iniciais assiste-se ao vídeo do experimento. <http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/handle/mec/24457>
- Será solicitado aos alunos que respondam as questões propostas no roteiro. Essas questões podem ser respondidas após a execução do vídeo.

Questões para discussão (Queima da lã de aço)

1. Considerando que a lã de aço é formada praticamente por ferro metálico (Fe), quais são os reagentes da queima da lã de aço? E quais são os produtos?
2. Represente, utilizando bolinhas, os reagentes e os produtos desta transformação.
3. Quantas bolinhas de cada átomo é necessário escrever para que a massa seja conservada nessa transformação?
4. Agora, escreva, utilizando os símbolos de cada elemento, a equação química referente à queima da lã de aço. A equação que você escreveu demonstra a conservação da massa?

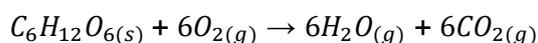
Questões para discussão (Queima do papel)

1. Considerando que o papel é constituído em sua maior parte por celulose (polímero formado por várias unidades de glicose, $C_6H_{12}O_6$), quais são os reagentes dessa queima? E quais são os produtos?
 2. Usando a fórmula molecular de cada espécie participante da reação, escreva a equação química balanceada referente à queima do papel.
- Para finalizar a aula, propõe-se a discussão de um texto que sistematiza os aspectos trabalhados. http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_2_Texto_fin.docx

Texto 2 – Sistematizando o que foi trabalhado

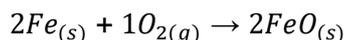
A lâ de aço é formada praticamente apenas por ferro metálico. Ao queimá-la, pode-se observar que a massa do sistema foi aumentada. Ao contrário do que ocorreu com papel, que teve a sua massa diminuída após a queima.

O papel é constituído principalmente por celulose, material que entra em combustão facilmente. A maioria das combustões envolve a participação do gás oxigênio (O_2), chamado de comburente, presente em grandes quantidades na atmosfera. Quando queimamos o papel, a celulose ali presente reagiu com o oxigênio do ar, resultando em produtos gasosos, gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Observe a equação química:



Considerando que a reação ocorreu em sistema aberto, os gases formados saíram do sistema. Por isso, a massa final do sistema foi menor que a massa inicial.

Considerando agora a queima da lâ de aço, observe a equação química:



A reação entre o ferro e o oxigênio do ar tem como produto o óxido de ferro II (FeO). Como a reação ocorreu em sistema aberto, o oxigênio do ar (cuja massa não foi considerada na pesagem do sistema inicial) foi incorporado ao sistema e a massa final foi aumentada.

Deve-se observar que a queima da lâ de aço assim como a queima do papel, não contraria a lei de conservação das massas. A soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos, mas, nesse caso, só poderíamos constatar a conservação da massa em sistemas fechados, uma vez que nessas reações estão envolvidas substâncias gasosas. Uma importante consequência dessa constatação é que: a massa se conserva porque os átomos dos elementos químicos envolvidos na transformação se conservam.

Considere, ainda, a equação da queima da lâ de aço. Podemos observar que antes da notação do ferro sólido e do óxido de ferro II, foi colocado o número dois e antes da notação do oxigênio gasoso foi colocado o número um. Esses números são chamados de coeficientes estequiométricos e são utilizados para indicar as proporções de cada espécie participante da reação. Essa equação pode ser lida da seguinte forma: 2 átomos de ferro reagem com uma molécula de oxigênio formando duas partículas de óxido de ferro II. Interpretando a equação, é possível concluir que o número de átomos antes e após a reação é o mesmo. Vale ressaltar que quando o coeficiente estequiométrico é igual a um não é necessário escrevê-lo. Portanto, o mesmo número de átomos de um determinado elemento químico existente nos reagentes deve constar também nos produtos. Por isso

quando representamos uma reação por uma equação, o número de átomos que constituem os reagentes deve ser igual ao número de átomos que constituem os produtos. A operação associada a esse princípio é chamada de balanceamento da equação química, que é importante para avaliar as quantidades de reagentes e produtos em uma reação.

3ª ETAPA: Quanto vale um mol?

Duas ferramentas muito importantes para os químicos são as ideias de mol e massa molar. Elas são essenciais para uma boa compreensão das quantidades envolvidas nas transformações químicas. Por outro lado, a compreensão dessas ideias não é simples. É comum que os estudantes entendam o mol apenas como um número, sem nenhum tipo de significado real.

Para auxiliá-los nessa compreensão, será proposta uma discussão a partir do experimento “Quanto vale um mol?”.

- A atividade será iniciada com as discussões propostas pelas questões iniciais contidas no roteiro que será entregue ao aluno.

http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_3_Roteiro.docx

Questões iniciais

1. Consulte uma tabela periódica e observe os dados informados para cada elemento. Um desses dados é um valor referente à massa atômica do elemento (a unidade desse valor é o u, ou u.m.a., a unidade de massa atômica). O que você acha que a massa atômica de um elemento representa?
2. A fórmula molecular da água é H_2O . Procure na tabela periódica o valor de massa atômica do hidrogênio e o valor da massa atômica do oxigênio. Faça uma soma desses valores, considerando a massa do hidrogênio duas vezes e a massa do oxigênio uma vez (de acordo com a fórmula da molécula de água). Como você interpreta o valor final encontrado?
3. Repita o procedimento anterior, mas considere o cloreto de sódio (sal de cozinha), que tem fórmula $NaCl$.

- Em seguida assiste-se ao vídeo do experimento.

<http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/handle/mec/24263>

- Será solicitado aos alunos que respondam as questões de discussão. Essas questões podem ser respondidas após a execução do vídeo.

Questões para discussão:

1. Compare o valor da massa medida de água com o valor encontrado a partir das somas das massas atômicas para a molécula de água, de acordo com a questão inicial 2. Esses valores são iguais? E para o cloreto de sódio, calculado na questão inicial 3? Como você diria que esses valores se relacionam (lembre-se que os valores calculados nas questões iniciais 2 e 3 são dados em u, e as massas de água e cloreto de sódio medidas são dadas em gramas).
2. Como os valores de massas medidas para cada substância nessa atividade estão relacionados?
3. Você já ouviu falar na unidade mol? Uma única molécula de água possui massa igual a 18 u, aproximadamente. Um mol de moléculas de água tem massa igual a 18 g. É possível medir diretamente, com uma balança, a massa de apenas uma molécula de água? Quantas moléculas de água você acha que existem em um mol de água? Justifique suas respostas.
4. Por meio de experimentos, o cientista Amedeo Avogadro determinou que 12 g de átomos de carbono (com massa atômica igual a 12 u) representavam um total de $6,0221421 \times 10^{23}$ (602 sextilhões!) de átomos de carbono. A esse valor, foi dado o nome de mol. Portanto, quando dizemos 1 mol de moléculas de água, estamos dizendo $1 \times 6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água. O valor da massa de um elemento apresentado na tabela periódica, se lido em u, representa a massa de 1 átomo do elemento, mas, se lido em gramas, representa a massa de 1 mol de átomos do elemento. A partir dessas informações, indique quantos mols de cada substância foram medidos na atividade.
5. O que você entende por massa molar? A partir da atividade, indique a massa molar das substâncias medidas na atividade.

- Para finalizar a aula, propõe-se que seja realizada a leitura comentada de um texto que sistematiza os aspectos trabalhados.

http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_3_Texto_fin.docx

Texto 3 – Quanto vale um mol

Mesmo as menores amostras com as quais trabalhamos no laboratório contêm enormes quantidades de átomos, íons ou moléculas. Por exemplo, uma colher de água (aproximadamente 5 mL) contém cerca de 2×10^{23} moléculas de água, um número tão grande que dificulta a compreensão. Por isso, estabeleceu-se uma unidade de contagem apropriada para quantificar átomos e moléculas, o mol.

Um mol de um elemento equivale a um número de unidades de átomos desse elemento igual ao número de átomos presentes em exatamente 12 g de ^{12}C isotopicamente puro. A partir de experimentos, Amedeo Avogadro determinou que esse número equivale a $6,0221421 \times 10^{23}$. Esse valor ficou conhecido como número de Avogadro.

Você já deve ter ouvido falar nas quantidades dezena e dúzia, que correspondem a 10 e a 12 unidades, respectivamente. Da mesma forma, o mol corresponde a $6,0221421 \times 10^{23}$ unidades. Ou seja:

$$1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de } \text{H}_2\text{O} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O}$$

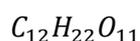
$$1 \text{ mol de íons } \text{NO}_3^- = 6,022 \times 10^{23} \text{ íons } \text{NO}_3^-$$

Novamente, fazendo uma analogia com a ideia de dúzia, uma dúzia de ovos tem uma massa diferente de uma dúzia de maçãs, mas, mesmo assim, em ambos os casos, estamos falando de 12 unidades de cada objeto. Da mesma forma, um mol de diferentes substâncias terá diferentes massas. E para definirmos a massa molar (massa de um mol) de uma substância de fórmula conhecida, podemos utilizar a tabela periódica. Na tabela, é informada a massa de um átomo de cada elemento. Essa massa é medida em unidades de massa atômica (u). Mas, se considerarmos, em vez de uma unidade do átomo, um mol de átomos, podemos utilizar o valor de massa informado na tabela periódica e dizer que 1 mol de átomos de um elemento tem massa igual a esse valor, medido em gramas. Por isso, a massa atômica de um átomo de carbono é 12 u, mas a massa molar (M) de um mol de átomos de carbono é 12 g. Dessa forma, para sabermos a massa molar de uma substância de fórmula conhecida, basta somarmos os valores de massa apresentados na tabela periódica para os elementos que a constituem, considerando suas respectivas proporções, e representarmos o valor em gramas. Por exemplo, vejamos o caso da sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), principal constituinte do açúcar:

Massas molares dos elementos que constituem a sacarose:

$$\text{C} = 12 \text{ g/mol} \quad \text{H} = 1 \text{ g/mol} \quad \text{O} = 16 \text{ g/mol}$$

Fórmula da sacarose:



Cálculo da massa molar da sacarose:

$$M = 12 \times (12 \text{ g/mol}) + 22 \times (1 \text{ g/mol}) + 11 \times (16 \text{ g/mol}) = 342 \text{ g/mol}$$

Agora vamos considerar os valores de massa medidos na atividade. Observe que a massa de açúcar medida foi de 342 g, o mesmo valor da massa molar da sacarose. Nas questões de discussão, citamos que a massa molar da água é 18 g, que é a quantidade de massa que medimos. E se formos realizar os cálculos para cada substância com que trabalhamos, perceberemos que as massas medidas são iguais às massas molares de cada substância. Ou seja, apesar de, aparentemente, as massas medidas não terem nenhuma

relação e os valores parecerem aleatórios, o que fizemos foi medir um mol de cada uma das substâncias.

4ª ETAPA: Experimentação simulada por computador (Reagentes, produtos e excessos).

Nesta atividade será proposta o uso de uma simulação computacional intitulada “Reagentes, produtos e excessos” disponível no projeto Tecnologia no Ensino de Física (PhET) da Universidade do Colorado.

A partir do preparo de sanduíches, a simulação faz uma analogia com uma reação química real, que permite discutir os conceitos de reagente em excesso e reagente limitante.

A simulação é dividida em três abas: “Sanduíches”, “Moléculas” e “Jogo”. A aba “Sanduíches” tem a finalidade de ilustrar para o estudante as proporções existentes nas reações químicas por meio de uma analogia com a proporção existente em uma receita de sanduíche. A simulação permite ao usuário criar uma receita para o sanduíche. Permite ainda que sejam selecionadas as quantidades disponíveis de cada ingrediente.

As “Moléculas”, na segunda aba, irão ilustrar para o estudante as proporções de cada reagente de uma reação química. As moléculas são representadas utilizando-se o modelo de Dalton. A simulação permite que o usuário selecione a quantidade de cada reagente antes da reação e, então, exibe o produto formado e os excessos, após a reação.

A aba “Jogo” oferece um desafio para que os estudantes balanceiem várias equações químicas em um tempo determinado.

- Os alunos serão levados a sala de informática da escola e o professor dará as informações necessárias para o uso do simulador.
- Os alunos receberão um roteiro com algumas questões que deverão ser respondidas durante a execução da atividade no simulador.
http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_3_Roteiro.docx
- Em um segundo momento será proposto um debate com os alunos, onde estes poderão expor suas respostas aos procedimentos presentes no roteiro.

Roteiro

Nesta atividade, você vai usar uma simulação que abordará aspectos relativos às quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química.

Acesse o link <http://phet.colorado.edu/en/simulation/reactants-products-and-leftovers>

Loja de sanduíches

Utilizando a simulação, selecione a aba da loja de sanduíches. Responda o seguinte questionário utilizando a simulação como instrumento para elaborar suas respostas.

Questões:

1. Clique na aba loja de sanduíches e proponha uma receita para misto quente que contenha duas fatias de pão, duas de queijo e uma de presunto.
 - a) Qual a proporção entre os ingredientes do sanduíche?
 - b) É possível fazer uma analogia entre a receita de sanduíche e uma reação química?
 - c) Dispondo de 6 fatias de pão, 2 fatias de presunto e 6 fatias de queijo, quantos sanduíches (produtos) é possível preparar? Qual ingrediente é o limitante? Haverá algum excesso?
2. Ainda na aba “loja de sanduíches”, selecione a opção “sanduíche de queijo” e proponha a seguinte receita: duas fatias de pão e duas fatias de queijo.
 - a) Caso tenham disponíveis uma fatia de pão e 2 fatias de queijo, será possível montar o sanduíche proposto?
 - b) Nessa situação, qual seria o ingrediente limitante?

Reações Reais

Utilizando a simulação, selecione a aba de reações reais e responda o seguinte questionário utilizando a simulação como instrumento para as respostas.

Questões:

1. Selecione a opção ‘produzir água’. Qual a proporção entre reagentes e produtos nessa reação?
2. No espaço “Antes da reação”, adicione quatro mols de hidrogênio e dois mols de oxigênio. Responda:
 - a) Quantos mols de água serão formados?
 - b) A proporção entre reagentes e produto permanece a mesma da reação balanceada? Qual é essa proporção?
3. Considere, agora, que estão disponíveis oito mols de hidrogênio e oito mols de oxigênio.
 - a) Quantos mols de água serão formados?
 - b) Qual reagente está em excesso?
4. Suponha que antes da reação existam quatro mols de hidrogênio e um mol de oxigênio.
 - a) Quantos mols de água serão formados?
 - b) Qual será o reagente limitante?

5. Responda essa questão sem utilizar a simulação ou modelos.
- Para que sejam formados oito mols de água, quantos mols de oxigênio e quantos mols de hidrogênio serão necessários?
 - Qual a massa de água produzida?
 - A massa dos reagentes (H_2 e O_2) será igual à massa do produto formado?
6. Estando disponíveis 4 g de hidrogênio de hidrogênio e 16 g de oxigênio, responda:
- Quantos mols de água serão formados?
 - Qual é o reagente limitante?
 - Se houver algum reagente em excesso, qual será esse excesso em quantidade de matéria?

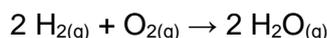
- Para finalizar a aula, propõe-se que seja realizada a leitura comentada de um texto que sistematiza os aspectos trabalhados.

http://pontociencia.org.br/aulas/estequiometria/Atividade_4_Texto_fin.docx

Texto 4 – Sistematizando o que foi trabalhado

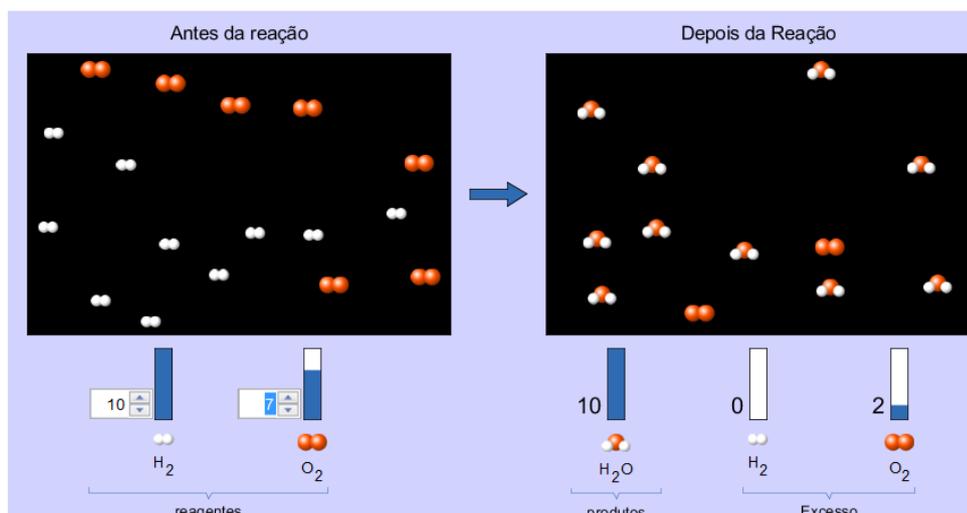
As atividades feitas com o auxílio da simulação nos permitiram fazer uma analogia entre os ingredientes de um sanduíche e as reações químicas. A receita de um sanduíche é: duas fatias de pão, duas fatias de queijo e uma fatia de presunto. Considerando que estejam disponíveis dez fatias de pão, oito fatias de queijo e cinco fatias de presunto, poderão ser preparados quatro sanduíches, sobrando duas fatias de pão e uma fatia de presunto. Portanto, a quantidade de queijo limita a quantidade de sanduíches que podem ser preparados.

Uma situação parecida ocorre em reações químicas quando um dos reagentes é consumido completamente antes dos outros. A reação termina, tão logo algum dos reagentes seja totalmente consumido, deixando o reagente em excesso como sobra. Suponha, por exemplo, que tenhamos uma mistura de 10 mols de moléculas de H_2 e 7 mols de moléculas de O_2 que reagem para formar água. Pela estequiometria da reação



percebemos que para serem formados 2 mols de moléculas de água, são necessários 2 mols de moléculas de hidrogênio e 1 mol de moléculas de oxigênio, sem sobra de reagentes. Assim, para cada 10 mols de H_2 seriam necessários 5 mols de O_2 . Já que estão disponíveis 7 mols de oxigênio, quando todo o hidrogênio for consumido, restarão, ainda, dois mols de moléculas de O_2 .

Página da simulação Reagentes, produtos e excessos – Reações reais



<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=54003>

O reagente completamente consumido em uma reação é chamado de reagente limitante, porque ele determina, ou limita, a quantidade de produto formada. Os outros reagentes são chamados de reagentes em excesso. Em nosso exemplo, o H_2 é o reagente limitante, o que significa que, uma vez que todo o H_2 tiver sido consumido a reação termina. O O_2 é o reagente em excesso, e sobra quando a reação termina.

5ª ETAPA: Realização de atividades discursivas e fechadas presentes nos livros didáticos dos autores Fonseca (2013), Peruzzo & Canto (2006).

8- AVALIAÇÃO

Os alunos serão avaliados por meio da postura investigativa que assumirem durante as atividades, exercícios avaliativos, textos e prova escrita.

Durante a aula, os alunos serão avaliados individualmente e em grupo, sendo documentada em ficha própria, tendo como critérios:

Critérios de avaliação de trabalho em equipe	Critérios de avaliação individual
Autossuficiência	Pontualidade
Capacidade de resolução de problemas	Interesse
Cooperação	Participação
Criatividade	Respeito
Envolvimento	Trabalho em equipe
Responsabilidade	Desenvolvimento da função
Respeito mútuo	Conhecimento técnico-científico
Organização	Qualidade do texto elaborado

9- REFERÊNCIAS

9.1 PROFESSOR:

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Química: Ensino Médio**. 1. ed. São Paulo: Ática, 2013.

PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leite do. **Química na abordagem do cotidiano**. 4. Ed. São Paulo: Moderna, 2006.

VIEIRA, G. M.; LEITE, D. S.; BRASILEIRO, L. B. **Sequência didática para o ensino de estequiometria**. Universidade Federal de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2013. Disponível em: <<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=54003>>. Acesso em: 14 mar. 2016.

9.2 ALUNO:

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Química: Ensino Médio**. 1. ed. São Paulo: Ática, 2013.

PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leite do. **Química na abordagem do cotidiano**. 4. Ed. São Paulo: Moderna, 2006.