



UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL DE PERNAMBUCO
PRÓ-REITORIA DE PESQUISA E PÓS-GRADUAÇÃO
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA
PROGRAMA DE MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA EM
REDE NACIONAL



JUAN EWERTON RAMOS BANDEIRA

**A HISTÓRIA DA QUÍMICA COMO UMA ABORDAGEM DIDÁTICA
PARA A CONSTRUÇÃO DO DESENVOLVIMENTO HISTÓRICO DO
CONCEITO DE ESTEQUIOMETRIA**

Recife – PE

2020

JUAN EWERTON RAMOS BANDEIRA

**A HISTÓRIA DA QUÍMICA COMO UMA ABORDAGEM DIDÁTICA
PARA A CONSTRUÇÃO DO DESENVOLVIMENTO HISTÓRICO DO
CONCEITO DE ESTEQUIOMETRIA**

Dissertação apresentada à
Universidade Federal Rural de
Pernambuco, como parte das
exigências do Mestrado Profissional
em Química em Rede Nacional, como
requisito necessário à obtenção do
título de Mestre em Química.

Orientadora: Profa. Dra. Maria Angela Vasconcelos de Almeida

Coorientadora: Profa. Dra. Verônica Tavares Santos Batinga

RECIFE-PE

2020

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação
Universidade Federal Rural de Pernambuco
Sistema Integrado de Bibliotecas
Gerada automaticamente, mediante os dados fornecidos pelo(a) autor(a)

- B214h Bandeira, Juan Éwerton Ramos
 A HISTÓRIA DA QUÍMICA COMO UMA ABORDAGEM DIDÁTICA PARA A CONSTRUÇÃO DO
 DESENVOLVIMENTO HISTÓRICO DO CONCEITO DE ESTEQUIOMETRIA / Juan Éwerton Ramos
 Bandeira. - 2020.
 98 f. : il.
- Orientadora: Profa Dra Maria Angela Vasconcelos de Almeida.
 Coorientadora: Profa Dra Veronica Tavares Santos Batinga.
 Inclui referências.
- Dissertação (Mestrado) - Universidade Federal Rural de Pernambuco, Programa de Mestrado
 Profissional em Química (PROFQUI), Recife, 2020.
1. Estequiometria. 2. História da Química. 3. Ensino Médio. I. Almeida, Profa Dra Maria Angela
 Vasconcelos de, orient. II. Batinga, Profa Dra Veronica Tavares Santos, coorient. III. Título

Ficha de Aprovação
JUAN EWERTON RAMOS BANDEIRA

**A HISTÓRIA DA QUÍMICA COMO UMA ABORDAGEM DIDÁTICA PARA A
CONSTRUÇÃO DO DESENVOLVIMENTO HISTÓRICO DO CONCEITO DE
ESTEQUIOMETRIA**

Dissertação apresentada à
Universidade Federal Rural de
Pernambuco, como parte das
exigências do Mestrado Profissional
em Química em Rede Nacional, como
requisito necessário à obtenção do
título de Mestre em Química.

Aprovado em: ____/____/____

COMISSÃO EXAMINADORA

Prof^a. Dra. Maria Angela Vasconcelos de Almeida (Orientadora)
Universidade Federal Rural de Pernambuco – UFRPE

Prof^a. Dra. Veronica Tavares Santos Batinga (Coorientadora)
Universidade Federal Rural de Pernambuco – UFRPE

Prof. Dr. José Euzebio Simões Neto (Avaliador Interno)
Universidade Federal Rural de Pernambuco – UFRPE

Prof^a. Dra. Flávia Cristiane Vieira da Silva (1^o Avaliador Externo)
Universidade Federal Rural de Pernambuco – UFRPE

Prof. Dr. Lucas dos Santos Fernandes (2^o Avaliador Externo)
Universidade Federal do Vale do São Francisco – UNIVASF

Dedico aos meus pais, que são minha base e fortaleza, à minha avó Anna Hilda, à tia Carminha, que sempre me deram muita força e orientação!

AGRADECIMENTOS

À Deus pelo dom da vida, por sua presença, por tudo que tem me proporcionado, pela força nos momentos difíceis, pelas bênçãos e proteção, principalmente, durante esses dois anos de curso, com viagens todo final de semana.

Aos meus pais, Marciano e Sonja, pela educação que deram a mim e também para meus irmãos, com todo sacrifício que temos conhecimento.

À minha orientadora Dra. Maria Angela Vasconcelos de Almeida e à minha coorientadora Dra. Verônica Tavares Santos Batinga, pela paciência, pela motivação, pela compreensão, pelo enorme conhecimento, pelas orientações, pelo carinho e cuidado. Sempre disponíveis e me apoiando em todas as etapas deste curso.

Ao professor Dr. Euzebio Simões pela atenção e pelo cuidado em ajudar a encontrar minha linha de pesquisa e pelo conhecimento compartilhado nas aulas.

Aos amigos e amigas companheiros da turma 2017.2 do curso (PROFQUI), pelos excelentes debates, reflexões e troca de experiências, que sem dúvida, me enriqueceram muito como profissional. Pelos momentos compartilhados, pelas palavras e gestos de estímulo, diante dos obstáculos que se apresentaram.

Aos docentes do curso do Mestrado Profissional em Química, campus UFRPE pelo compartilhamento de tanto conhecimento e experiências.

Aos alunos, direção, coordenação, auxiliares e equipe de apoio do Colégio Motivo Petrolina, que tornaram possível a aplicação desta pesquisa.

E a todos que contribuíram direta e/ou indiretamente para que realização deste curso e desta pesquisa fosse possível.

RESUMO

A presente pesquisa tem como objetivo desenvolver uma Sequência Didática para abordar o conteúdo Estequiometria, fundamentada na História da Química e que busque contemplar as dificuldades dos alunos relacionadas às três dimensões do conhecimento químico: fenomenológico, teórico e representacional. Uma das formas de utilizar a História da Ciência (HC) para melhorar o ensino envolve fazer uma análise histórica da gênese de determinado conhecimento científico, passando por sua construção e tendo noção das dificuldades e obstáculos enfrentados pelos cientistas. Pensando nisso, iremos desenvolver o tema estequiometria associado ao contexto histórico do seu desenvolvimento, como uma possibilidade para uma melhor participação e interação dos alunos, bem como para despertar neles um maior interesse pela química e maior compreensão dos conhecimentos relacionados ao campo conceitual da estequiometria. Uma Sequência Didática aborda duas grandes dimensões: epistemológica e pedagógica. Na primeira dimensão vamos lançar luz sobre os eventos históricos que levaram a construção do conceito de estequiometria durante os séculos XVIII até o século XX. Na dimensão pedagógica vamos utilizamos a teoria sócio-histórica e uma ferramenta metodológica para dar conta das discussões em sala de aula. A Sequência Didática foi preparada para ser aplicada no primeiro ano do Ensino Médio, constando de dez encontros de 50 minutos.

Palavras – chave: Estequiometria, História da Química, Ensino Médio.

ABSTRACT

This research aims to develop a Didactic Sequence to approach the Stoichiometry content, based on the History of Chemistry and that seeks to contemplate the difficulties of students related to the three dimensions of chemical knowledge: phenomenological, theoretical and representational. One of the ways to use the History of Science (HC) to improve teaching involves making a historical analysis of the genesis of certain scientific knowledge, going through its construction and being aware of the difficulties and obstacles faced by scientists. With this in mind, we will develop the stoichiometry theme associated with the historical context of its development, as a possibility for a better participation and interaction of students, as well as to awaken in them a greater interest in chemistry and a greater understanding of the knowledge related to the conceptual field of stoichiometry. A Didactic Sequence addresses two major dimensions: epistemological and pedagogical. In the first dimension, we are going to shed light on the historical events that led to the construction of the concept of stoichiometry during the 18th to the 20th century. In the pedagogical dimension, we will use socio-historical theory and a methodological tool to handle the discussions in the classroom. The Didactic Sequence was prepared to be applied in the first year of high school, consisting of ten 50-minute meetings.

Keywords: Stoichiometry, History of Chemistry, High School.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1: Aspectos do Conhecimento Químico	18
Figura 2: Símbolos dos Elementos Químicos desenvolvidos por Dalton.....	30
Figura 3: Símbolos dos Elementos Químicos desenvolvidos por Dalton.....	76

LISTA DE QUADROS

Quadro 1: Origem dos nomes antigos de algumas substâncias.....	25
Quadro 2: Pesos de Combinação de Richter.....	27
Quadro 3: Pesos atômicos segundo Dalton.....	33
Quadro 4: Pesos ou Massas Relativas de Berzelius.....	36
Quadro 5: Símbolos dos Elementos Químicos desenvolvidos por Berzelius	38
Quadro 6: Esquema didático para descrever o desenho de uma SD.....	50
Quadro 7: A estrutura analítica: uma ferramenta para analisar as interações e a produção de significados em salas de aula de ciências.....	56
Quadro 8: Intenções do professor.....	57
Quadro 9: Quatro classes de abordagem comunicativa	59
Quadro 10: Intervenções do professor	61
Quadro 11: Massas atômicas segundo Dalton.....	75
Quadro 12: As três condições para encontrar as massas atômicas relativas (fonte própria)	77
Quadro 13: Pesos ou Massas Relativas de Berzelius.....	80

LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS

HC - História da Ciência.....	4
HS - History of Science.....	5
Kg – Quilograma	38
g - Grama	39
ZDP - Zona de Desenvolvimento Proximal.....	43
SEAs - Sequências de Ensino e Aprendizagem	44
SD - Sequência Didática.....	45
mL – Mililitros	59

SUMÁRIO

RESUMO	7
ABSTRACT.....	8
LISTA DE FIGURAS.....	9
LISTA DE QUADROS.....	10
LISTA DE ABREVIATURAS E SIGLAS	11
1.INTRODUÇÃO.....	14
1.1. Objetivo Geral.....	20
1.2. Objetivos Específicos.....	20
2. FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	21
2.1 – O Desenvolvimento Histórico do Conceito Estruturador de Estequiometria.....	21
2.1.1 A origem da estequiometria 	22
2.1.2 A Contribuição de Antoine Laurent Lavoisier (1743 – 1794).....	22
2.1.3 A Contribuição de Joseph Louis Proust (1754 – 1826).....	25
2.1.4 A Contribuição de Jeremias Benjamin Richter (1762 – 1807).....	26
2.1.5 A Contribuição de John Dalton (1766 – 1844).....	28
2.1.6 A Contribuição de Jöns Jacob von Berzelius (1779 – 1848).....	35
2.1.7 A Construção do Conceito de Mol.....	39
2.2 O Ensino de Química e Vygotsky.....	45
2.2.1 O processo de aprendizagem segundo Vygotsky.....	45
2.2.2 O processo de formação de conceitos de Vygotsky.....	47
3. METODOLOGIA	49
3.1 A Sequência Didática.....	49
3.2 Identificando as concepções alternativas dos estudantes sobre os conceitos que compõem a Sequência Didática.....	51
3.3 Apresentação da estrutura analítica para a análise da dinâmica discursiva em sala de aula.....	54

4. SEQUÊNCIA DIDÁTICA	62
4.1 Contexto e Participantes.....	62
4.2 Etapas da sequência didática.....	62
4.3 Descrição das etapas da sequência didática.....	63
 CONSIDERAÇÕES FINAIS.....	 88
 REFERÊNCIAS	 89

1 - INTRODUÇÃO

Como professor de Química do Ensino Médio e Pré – Vestibular nos últimos 20 anos, entrei em contato com diferentes realidades em sala de aula. Ao longo desse período deparei – me com vários aspectos relacionados a arte do ensino e da aprendizagem, verificando diferentes maneiras de trabalhar os conteúdos desta disciplina.

Percebi que os alunos ficavam mais atentos na aula quando citava curiosidades dos conteúdos, dos fenômenos, dados dos autores, fatos históricos da época, ou seja, quando procurava fazer uma contextualização para depois introduzir o conteúdo de fato, procurando sempre estabelecer uma correlação com o cotidiano do aluno.

Como desde a escola sempre gostei de História e seus impactos no cotidiano, estabelecer essa relação com a química foi algo que passei a fazer sempre que o conteúdo permitia.

No Brasil a química passou a ser ensinada a partir das primeiras décadas do século XX, como resultado da Reforma Francisco Campos em 1931, e que na época já apontava sobre a importância da História da Ciência em articulação com o ensino (SANTOS, 2017). Contudo, a visão da História da Ciência estava fundamentada num viés positivista, considerando apenas os grandes nomes que supostamente sozinhos contribuíram para a evolução científica. Apenas em 1988 há uma melhor compreensão da necessidade de mudanças na História da Ciência que passou a ser mais valorizada, buscando uma nova historiografia na medida em que considera o conhecimento científico como uma construção humana, envolvendo conflitos e debates na comunidade científica. (SANTOS, 2017).

Utilizar a história da química ao mesmo tempo em que motiva e atrai os alunos, humaniza a matéria, promove uma melhor compreensão dos conceitos científicos, favorece a compreensão de que a ciência é uma construção da humanidade e, portanto, mutável e instável, se opondo a ideologia científicista.

Nessa perspectiva está assentada nossa proposta de Sequência Didática (SD) que pretende discorrer sobre o processo de evolução histórica da Química, apresentando diferentes contribuições dos cientistas, ocorrido entre o final do

século XVIII e início do século XIX, dando ênfase a rede conceitual da Estequiometria.

Pesquisa realizada por Niaz e Montes (2012) sugere que a estequiometria é um dos conteúdos que mais trazem obstáculos para aprendizagem dos alunos, pois é tido como um dos assuntos mais difíceis, sendo que isso se agrava pelo fato de que a rede conceitual de Estequiometria está relacionada com os fundamentos que contribuíram com para concepção de Química como ciência.

Esse estudo mostra as dificuldades dos alunos no Ensino Médio e na graduação, para compreender estequiometria, tais como: identificação de átomo/elemento/substância, conservação da massa, fórmulas químicas, equações químicas, balanceamento das equações químicas, número de Avogadro, mol, lei das proporções constantes, lei das proporções múltiplas, entre outros. Dada a diversidade de conteúdos necessários para sua adequada compreensão, o entendimento de estequiometria fica muitas vezes comprometido. O desempenho dos alunos é, em geral, abaixo do esperado, demonstrado por dificuldades que vão desde a interpretação dos dados qualitativos e quantitativos, como as dificuldades em compreender a unidade de grandeza química mol, as transformações de unidades, razão, proporção, representação e notação científica. Para vários desses alunos, esses obstáculos podem se tornar intransponíveis na medida em que os livros textos e os professores enfatizam técnicas em resolver problemas baseados exclusivamente em algoritmos (NIAZ; MONTES, 2012).

A escassa compreensão prejudica o crescimento do conhecimento químico do aluno, pois é algo que impacta a aprendizagem de outros conteúdos estudados em química relacionados aos aspectos quantitativos, além de ter papel relevante no cotidiano, seja na indústria de alimentos, na cozinha, na indústria farmacêutica, entre outros (SANTOS, 2019).

Química enquanto ciência da natureza tem como objeto a matéria, suas transformações e propriedades, mas a metodologia muitas vezes usada ainda na maioria das escolas é o modelo de ensino tradicional que está baseado na Psicologia Behaviorista, que nega a ação e a atividade do discente que aprende, fazendo dele (a) um simples coletor de dados ou fatos que foram previamente organizados pelo professor (VILLA, 2003).

Essa prática desconsidera que existem três tipos principais de conteúdos conceituais que são: fatos, conceitos e princípios. O fato (dado) representa uma cópia literal que é aprendido pelo esforço de repetir, sendo adquirido de uma única vez e é rapidamente esquecido, mas para conhecer um fato é preciso relacioná-lo numa rede de significados, isto é, requer conceitos. O conceito é aprendido estabelecendo relações com conhecimentos prévios já existentes, sendo adquirido gradualmente por compreensão (significado). Em relação aos princípios que são conceitos muito gerais denominados estruturadores.

Já houve um tempo quando os discentes tinham de aprender listas de fórmulas e símbolos, ou mesmo decorar a tabela periódica sem levar em consideração que fatos, embora sejam necessários, não se justificam por si mesmos se não promovem conhecimentos significativos. Para facilitar a aprendizagem significativa, isto é, aprendizagem que faça sentido, é preciso compreender os demais tipos de conceitos que estão relacionados dentro de uma rede conceitual. (POZO e CRESPO, 2009).

Segundo Pozo; Crespo (2009, p. 81) “se os alunos têm dificuldade para compreender os conceitos básicos da ciência, tem ainda mais dificuldade para lembrar os dados que não compreendem”.

O processo de aprendizagem cuja ênfase esteja centrada nos fatos acaba comprometendo assim a verdadeira aprendizagem de determinado conteúdo, tendendo a tornar as aulas de Química desmotivadoras (COSTA *et al.*2005).

Pesquisadores, citam que os alunos, muitas vezes demonstram capacidade de resolver questões envolvendo cálculos estequiométricos, porém sem a devida compreensão dos conceitos qualitativos e quantitativos encontrados na resolução, buscando majoritariamente generalizar e criar um padrão único de resolução, ou seja, o aluno repete os exercícios propostos pelos professores e os transformam em algoritmos a serem memorizados. (COTES e COTUÁ, *apud* SANTOS, 2019).

Para Dressler e Robaina (2012), é tarefa do professor desenvolver estratégias que estimulem os alunos para aprender e interagir na sala de aula.

Objetivando a melhoria do ensino e aprendizagem da estequiometria, várias pesquisas já foram realizadas com uso de diferentes recursos e estratégias tais como: a) a utilização de modelos moleculares para o ensino de estequiometria direcionado aos alunos do Ensino Médio realizado por Migliato (2005); b) Santos (2013) reconhecendo as dificuldades de aprendizagem por parte dos alunos, utilizou uma proposta alternativa de ensino voltada para as dificuldades dos estudantes para facilitar a compreensão da transformação química na perspectiva de um processo global de conservação das massas e c) o estudo realizado por Machado *et al.*,(2013) direcionado aos alunos do Ensino Médio de duas escolas públicas em relação ao tema cálculo estequiométrico, cuja abordagem foi realizada de forma contextualizada, por meio da utilização de rótulos e experimentos voltados para a área dos medicamentos, mostrando que esse procedimento contribuiu para diminuir as dificuldades de aprendizagem por parte dos alunos e tornando as aulas mais ativas e dinâmicas.

Com os trabalhos de Migliato (2005), Santos (2013) e Machado *et al.*,(2013), é importante perceber que embora a tarefa, em relação ao ensino e aprendizagem de estequiometria, esteja permeada de dificuldades, é possível desenvolver métodos, estratégias alternativas e experimentos adequados para diminuir essas dificuldades dos estudantes.

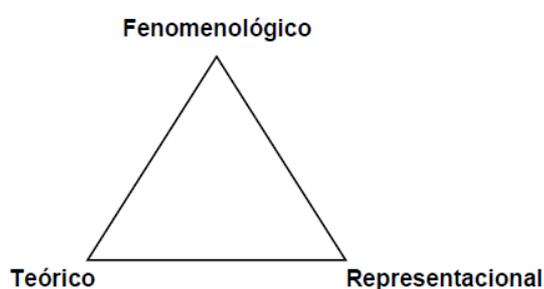
Pesquisas na área de Didática das Ciências mostram que o ensino e a aprendizagem de química estão relacionados com a compreensão de três níveis de conhecimento químico. Nessa direção, Johnstone (1982, *apud* MELO,2015) propõe em seu artigo: “*Macro and micro-chemistry*” que a química deve ser compreendida a partir das seguintes dimensões: (1) descritivo e funcional, (2) atômico e molecular e (3) representacional.

O nível descritivo estaria relacionado com a parte observável e quantificável a partir de propriedades físicas e organolépticas, identificadas pelos órgãos do sentido; o segundo nível, atômico e molecular, estaria relacionado com a explicação teórica do evento analisado sob a ótica das espécies químicas como átomos, íons, moléculas, elétrons, ligações interatômicas e intermoleculares, por exemplo; no último nível, representacional, teria relação com a linguagem científica

específica da química utilizada na sua comunicação tais como os diferentes símbolos e equações químicas.

Pesquisadores brasileiros como Mortimer, Machado e Romanelli (2000) também discutem sobre os diferentes níveis de conhecimento químico, baseado em Johnstone (1982), distinguindo os três aspectos desse conhecimento, a saber: (1) fenomenológico, (2) teórico e (3) representacional, de acordo com a figura 1.

Figura 1: Aspectos do Conhecimento Químico



Fonte: Mortimer, Machado e Romanelli (2000, p. 277).

O fenomenológico estaria relacionado aos aspectos visíveis e concretos percebidos a partir da observação do fenômeno associado ao nível descritivo de JOHNSTONE (1982). O teórico estaria relacionado ao nível atômico e molecular de JOHNSTONE (1982), envolvendo, dessa maneira, explicações baseadas em modelos abstratos voltados para o mundo submicroscópico das espécies químicas. E o representacional estaria relacionado ao nível representacional de JOHNSTONE (1982), englobando a linguagem química alfanumérica para fórmulas, equações e demais símbolos.

Para Mortimer, Machado e Romanelli (2000), um dos problemas do ensino e aprendizagem de Química é a ênfase no aspecto representacional em detrimento dos demais, isso acaba fazendo com que os alunos terminem tendo uma visão estática das transformações da matéria, desmotivando-os com o caráter estático de uma área da ciência tão dinâmica, preocupando-se em memorizar modelos teóricos, fórmulas e acreditando que, de fato, o aspecto representacional é único e “real”.

É importante ressaltar que os professores devem aprender esses três níveis durante sua formação e transitar neles durante suas aulas, utilizando diferentes estratégias que possam ser adequadas ao contexto escolar onde estão inseridos. O que acaba acontecendo é o aluno não acompanhar com a mesma desenvoltura e aí começam os problemas que vão culminar com a dificuldade na aprendizagem do conteúdo abordado, como explicitado por Rosa e Schnetzler (1998) sobre o conceito de transformação química.

Parece ser consenso entre os (as) pesquisadores(as) que a manifestação de concepções de alunos(as) afastadas da visão cientificamente aceita torna-se acentuada devido à ausência de discussões sobre ciência nas aulas, à ênfase na visão empiricista do conhecimento e à falta de relacionamento explícito entre os níveis micro e macroscópico do conhecimento químico em processos de ensino tradicionais (ROSA e SCHNETZLER, 1998, p. 33).

O grande desafio é fazer com que os alunos consigam também se movimentar entre os diferentes níveis de conhecimento para se apropriar de forma adequada sobre o conceito abordado.

Outra pesquisa realizada por Santos e Silva (2013), aponta que estequiometria é o campo que lida com as relações quantitativas das transformações químicas que estão representadas nas fórmulas das substâncias e nas equações químicas e que são utilizadas para demonstrar as transformações da matéria. Essas equações são expressões alfanuméricas simbólicas utilizadas para refletir as relações quantitativas ao nível macroscópico e qualitativas ao nível submicroscópico. Sendo assim, para aprender estequiometria é necessário compreender a representação das transformações químicas em seus três níveis: fenomenológico, teórico e representacional.

Portanto o professor precisa desenvolver de forma intencional, em suas salas de aula, os três aspectos da Química, isto é, os aspectos: macroscópico (fenomenológicos) que corresponde aos fenômenos que são possíveis observar, medir, pesar, comparar por meio dos sentidos humanos; submicroscópicos (teóricos), que são as entidades racionais; átomo, moléculas, íons, que buscam explicar a partir de teorias, que são abstrações, os fenômenos macroscópicos; e o nível simbólico (representacional), que corresponde a linguagem sofisticada da química para representar as equações, fórmulas e reações (ROSA e

SCHNETZLER, 1998; MORTIMER, MACHADO e ROMANELLI, 2000; SANTOS e SILVA, 2013).

Na rede conceitual da estequiometria iremos explorar o foco fenomenológico (Leis Ponderais de Lavoisier e de Proust), o foco teórico (Teoria Atômica de Dalton, conceito de mol, constante de Avogadro) e o foco representacional (Berzelius, suas fórmulas, equações químicas e demais simbologias associadas à linguagem própria da química). Diante do exposto delimitamos os objetivos de pesquisa a seguir:

1.1 Objetivo Geral

Desenvolver uma Sequência Didática que contemple ao mesmo tempo uma dimensão epistemológica, fundamentada na história da química, e uma dimensão pedagógica, fundamentada no socio interacionismo, favorecendo a construção da rede conceitual que fundamenta o princípio de estequiometria.

1.2 Objetivos Específicos:

Propor sequência de aulas que se fundamenta no desenvolvimento histórico e epistemológico do conceito estruturante da estequiometria.

Desenvolver os conceitos históricos em articulação com o construtivismo sociointeracionista favorecendo a aprendizagem dos estudantes.

Vamos apresentar os fundamentos teóricos que dão sustentação a nossa proposta de uma Sequência Didática que são: a dimensão epistemológica na perspectiva histórica e a dimensão pedagógica na perspectiva do sócio interacionismo.

Esta dissertação contempla os seguintes capítulos: fundamentação teórica que aborda a evolução histórica e epistemológica da Química que constituem a teia conceitual da estequiometria e a teoria de Vigotsky sobre a construção dos conceitos científicos. O capítulo a seguir discorre sobre a metodologia abordando as concepções alternativas e apresentando uma ferramenta metodológica que favorece o diálogo em sala de aula. No capítulo final é apresentada a Sequência Didática, seguido de considerações finais.

2 - FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Como já apontamos, o conteúdo estequiometria tem se revestido de inúmeras dificuldades para os discentes, provavelmente porque, embora tal conteúdo esteja articulado por dentro de uma rede conceitual, muitas vezes os conceitos que compõem a rede não são apresentados em articulação. Nesse sentido, consideramos que a abordagem histórica favorece a construção de uma rede conceitual que gradualmente vai sendo desenvolvida iniciando no século XVIII com o trabalho de Lavoisier e que se segue nos séculos seguintes, até o século XX. Utilizar a história da química ao mesmo tempo em que motiva e atrai os alunos, humaniza a matéria, promove uma melhor compreensão dos conceitos científicos, favorece a compreensão de que a ciência é uma construção da humanidade e, portanto, mutável e instável, se opondo a ideologia cientificista (Matthews, 1995).

2.1 O Desenvolvimento Histórico do Conceito Estruturador de Estequiometria.

Embora a Química exista como disciplina, no sentido de matéria a ser ensinada, a partir do século XVII, estava estritamente ligada à medicina e práticas como metalurgia e perfumaria, utilizando uma linguagem compreensível apenas para os iniciados, permanecendo difícil, senão impossível, divulgar o conhecimento químico. Contudo, no século XVIII, mas especificamente no seu final, a química passa a ser uma ciência autônoma, que se fundamenta sobre bases sólidas e que contribui com aplicações úteis para a sociedade. Embora não sem resistência, é forte a tendência de considerar o papel fundamental de Lavoisier, em especial com a divulgação do seu livro *Traité Élémentaire de Chimie* (Tratado Elementar de Química) e o *Methode de Nomenclature* (Método de Nomenclatura), que tornou possível a substituição de palavras exóticas e obscuras dos séculos anteriores para representar as substâncias e favoreceu a divulgação e o ensino da Química. Alfonso-Goldfarb e Ferraz (1993) consideram que a Química moderna surge no século XVIII com Lavoisier.

Quando comecei a fazer, pela primeira vez, um curso de Química, fiquei surpreso ao ver quanta obscuridade cercava a abordagem desta ciência,

muito embora o professor que eu escolhera passasse a ser o mais claro, o mais acessível aos principiantes, e ele tomasse infinitos cuidados para se fazer entender. (LAVOISIER, 1785 *apud* CHASSOT, 1993, p. 21)

2.1.1 - A origem da estequiometria

Para Ferreira (1987), no século XVIII, os métodos quantitativos ganham cada vez mais relevância na Química, destacando-se duas grandes correntes: os estudos sobre o “ar fixo” (CO₂) de Black (1728 - 1799), o qual abrigava os químicos interessados nos gases e na composição da atmosfera e que levou Lavoisier (1743-1794) a ressignificar a teoria da composição química em termos de elementos, e outra corrente, que tinha como representante Torbern Bergman (1735 – 1784), que defendia o método de análise por via húmica e que enfatizava de forma quantitativa a questão dos pesos equivalentes.

Do ponto de vista da evolução histórica da Química como ciência, a palavra estequiometria foi introduzida por Jeremias Benjamin Richter (1762-1807), em 1792, referindo-se às medidas dos elementos químicos nas substâncias. A palavra estequiometria tem origem grega: **stoikheion = elemento / estequiometria = “medida de elementos”** (VIDAL,1970, *apud* MIGLIATO 2005, p.3). Posteriormente, passou a abranger as informações qualitativas e quantitativas associadas às fórmulas das diferentes substâncias e suas reações químicas representadas por equações químicas. Os pilares da estequiometria estão fundamentados nas leis ponderais, sobretudo na lei da conservação da massa (LAVOISIER) e na lei das proporções fixas ou definidas (PROUST *apud* CAZZARO, 1999).

2.1.2 - A Contribuição de Antoine Laurent Lavoisier (1743 – 1794)

Frequentemente relaciona-se o princípio da conservação das massas ou princípio da conservação da matéria ao nome de Lavoisier. Segundo Meyerson (1951, *apud* MARTINS e MARTINS, 1993), Lavoisier não foi o primeiro cientista a afirmar esse princípio, nem foi quem o fundamentou experimentalmente. A Lei da Conservação das Massas foi publicada pela primeira vez em 1760, em um ensaio do químico russo Mikhail Lomonosov. No entanto, sua obra não teve repercussão na Europa Ocidental, cabendo ao francês Antoine Laurent Lavoisier o papel de

tornar mundialmente conhecido o que hoje se chama Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier (FARIAS, 2013).

Lavoisier na sua obra *Traité Élémentaire de Chimie* (Tratado Elementar de Química) apresenta de forma didática seus trabalhos, trazendo uma nova abordagem teórica e metodológica para a Química. Vidal et al (2007) destacam três aspectos do trabalho de Lavoisier, apresentado no livro Tratado Elementar de Química, que podem ser úteis ainda hoje no contexto do Ensino da Química em nível médio: (1) conservação da massa; (2) definição operacional de elemento químico; e (3) nova nomenclatura química. Neste livro Lavoisier apresenta experiências sobre a combustão de substâncias como fósforo e o álcool, experiências com fermentação e identificação utilizando em todas o método quantitativo, na medida em que utiliza a balança como um de seus principais instrumentos nas atividades de laboratório (MARTINS; MARTINS, 1993).

Na sua época, na França, os filósofos naturais utilizavam predominantemente a filosofia empirista, ou seja, a partir da observação do fenômeno buscava-se explicar os novos dados fundamentados em teorias já existentes, a exemplo da teoria do flogístico que dominou por mais de setenta anos o conhecimento químico da época. Para os defensores desta teoria a água era a combinação do flogístico com o ar desflogisticado. Lavoisier se destacou na medida em que rompe com a teoria do flogístico dando uma nova interpretação para a combustão a partir da teoria do oxigênio, passando a água a ser constituída da reação entre dois gases: hidrogênio e oxigênio (MARTINS; MARTINS, 1993).

Segundo Vidal, Cheloni e Porto,(2007):

Os livros também sugerem que a lei da conservação da massa teria sido induzida a partir de uma série de observações experimentais. A leitura da obra de Lavoisier, entretanto, nos mostra um panorama bem diferente. A conservação da massa não foi induzida, mas postulada (VIDAL; CHELONI; PORTO, 2007, p. 30).

Conforme Lavoisier (1790):

Podemos afirmar, como um axioma incontestável, que, em todas as operações da arte e da natureza, nada é criado; uma quantidade igual de matéria existe antes e depois do experimento; a qualidade e a quantidade dos elementos permanecem precisamente as mesmas; e nada ocorre

além de mudanças e modificações na combinação desses elementos. Desse princípio depende toda a arte de realizar experimentos químicos. Devemos sempre supor uma exata igualdade entre os elementos do corpo examinado e aqueles dos produtos de sua análise (LAVOISIER, 1790, p. 130-131).

Para Vidal, Cheloni e Porto, (2007) na lei da conservação das massas também se percebe que existe uma conservação dos elementos. E Lavoisier traz um novo olhar para a definição de elemento que alimenta discussões desde a Antiguidade:

Se, pelo termo elementos quisermos expressar aqueles átomos simples e indivisíveis dos quais a matéria é composta, é extremamente provável que nada saibamos sobre eles. Entretanto, se aplicarmos o termo elementos [...] para expressar nossa ideia do último ponto que a análise é capaz de alcançar, devemos admitir, como elementos, todas as substâncias nas quais somos capazes, por quaisquer meios, de reduzir os corpos por decomposição [...]. E nunca devemos supô-las como compostas, até que o experimento e a observação provem que são (LAVOISIER, 1790, p. 24).

Nessa época, a nomenclatura dos elementos ou substâncias também trazia uma série de transtornos aos cientistas, pois estaria relacionada à forma de obtenção, propriedade característica, origem. Lavoisier juntou-se a outros químicos franceses para elaborar uma metodologia de nomenclatura construída por regras que facilitassem sua utilização e publicaram o *Méthode de Nomenclature Chimique*, cujo objetivo era sistematizar a nomenclatura química, consistindo em tomar por base a composição da substância a partir de seu nome (VIDAL; CHELONI; PORTO, 2007). No quadro 1 apresentamos a origem dos nomes de algumas substâncias químicas.

Quadro 1. Origem dos nomes antigos de algumas substâncias.

Nome antigo	Origem do nome	Nome atual
Cáustico lunar	Propriedade (cáustico - que queima); origem e composição (analogia entre a prata e a Lua)	nitrito de prata
Açúcar de Saturno	Propriedade (sabor adocicado); origem e composição (analogia entre o chumbo e o planeta Saturno)	acetato de chumbo (II)
Ar fixo	Propriedade (constituente de corpos fixos, isto é, não voláteis)	gás carbônico
Régulo de antimônio	Idéia de metal como um composto	antimônio elementar
Sal de Glauber	Pessoa e método de obtenção (preparado pelo químico germânico Johann R. Glauber)	sulfato de sódio

Fonte: Vidal, Cheloni e Porto (2007).

Em relação aos trabalhos de Lavoisier, para dar suporte a nossa pesquisa, vamos considerar a importância da Lei da Conservação da Massa e a sistematização da nomenclatura para as substâncias, o que facilita a representação das reações químicas. Por exemplo: a reação da síntese da água passa a ser representada pela equação química:



2.1.3 - A Contribuição de Joseph Louis Proust (1754 – 1826)

De acordo com Partington (1945), Joseph Louis Proust, químico francês, realizou inúmeras pesquisas a respeito da composição de compostos minerais de origem natural e artificial, havendo demonstrado que vários metais podem formar mais de um óxido, tendo descoberto o óxido cuproso em 1799. Em 1797, Proust enunciou a Lei das Proporções Constantes: *“uma substância, qualquer que seja sua origem, apresenta sempre a mesma composição em massa”*. Naquela época a aceitação não foi imediata, pois existia uma forte oposição de cientistas como Berthollet (1748 – 1822), que em 1803, na sua obra *Statique Chimique*, negava a lei das proporções constantes, pois considerava as reações químicas como dependentes da massa, ou seja, se as massas dos reagentes estivessem em

excesso o produto também seria um composto de composição variada. Ainda que Proust e outros químicos tivessem mais tarde, reconhecido que dois elementos poderiam se combinar em mais de uma proporção, não conseguiram estabelecer a relação matemática entre eles, em certas situações os dados empíricos não eram confiáveis para evidenciar uma justificativa racional. Na medida em que as análises químicas tornam-se cada vez mais precisas, a Lei das Proporções Definidas de Proust vai sendo aceita.

2.1.4 - A Contribuição de Jeremias Benjamin Richter (1762 – 1807)

Com muitas pesquisas enfatizando o lado quantitativo das transformações químicas surge o químico e matemático Jeremias Benjamin Richter, que foi aluno do filósofo Immanuel Kant e havia se graduado em 1789 com uma dissertação sobre “O uso da Matemática na Química”. Richter acreditava que a Química era um ramo da Matemática aplicada e se dedicou a encontrar regularidades entre as proporções das substâncias que se combinavam. Em 1791 encontrou que, ao precipitar tartarato de cálcio, usando uma solução de tartarato de potássio (sal ácido), tratando-a com acetato de cálcio (sal básico), o sistema resultante é neutro, percebendo que: “o que está demonstrado experimentalmente que este feito se verifica em todas as decomposições por dupla afinidade, sempre que os compostos usados nessas decomposições sejam neutros” (PARTINGTON, 1945, p.176).

Segundo León e Diaz Marrero (1987), nas pesquisas com ácidos e as bases (ou álcalis), Richter observou que se as soluções de ácidos e bases fossem misturadas, elas eram neutralizadas, isto é, a mistura resultante não apresentava propriedades ácidas ou básicas. Ele estudou esse fenômeno e mediu a quantidade exata de ácidos diferentes necessários para neutralizar certa quantidade de uma base específica e vice-versa. Por meio de medições cuidadosas, ele descobriu que quantidades fixas e exatas eram necessárias. A partir de seus inúmeros experimentos e análises, ele deduziu a chamada Lei dos Pesos Equivalentes, que foi enunciada em 1792: “Os pesos de duas substâncias combinadas com um peso conhecido de outra terceira substância são quimicamente equivalentes entre si”

(PARTINGTON, 1945). No quadro 2 apresentamos os pesos de combinação segundo Richter.

Quadro 2. Pesos de Combinação de Richter.

Bases		Ácidos			
Nome da substância	Fórmula Química	Peso equivalente	Nome da substância	Fórmula química	Peso equivalente
Alumina	Al_2O_3	525	Hidrofluórico	HF	427
Amônia	NH_3	672	Carbônico	H_2CO_3	577
Cal	CaO	793	Muriático	HNO_3	712
Soda	NaOH	859	Oxálico	$H_2C_2O_4$	755
Potassa	KOH_3	1605	Sulfúrico	H_2SO_4	1000
Barita	BaO	2222	Nítrico	H_2NO_3	1404

Fonte: Partington (1945).

Segundo León e Diaz Marrero, (1987):

A vantagem desses cálculos é que eles permitiram prever as quantidades de substâncias que reagiriam totalmente umas com as outras; por exemplo, na tabela 1 observa-se que 1 605 partes de potássio (KOH) são neutralizadas por 427 partes de ácido fluorídrico (HF), de acordo com a nomenclatura da época, ou 577 de ácido carbônico. Como você pode imaginar, a possibilidade de prever a quantidade de substância que reagiria com tal quantidade de outra substância era muito adequada para a ciência e para a nascente indústria química. Esses pesos combinados são conhecidos hoje como pesos equivalentes. O peso equivalente de um elemento (ou composto) é a quantidade que é combinada ou substituída – quimicamente equivalente – a 8.000 partes de oxigênio ou 1.008 partes de hidrogênio. É também chamado de equivalente químico (LEÓN e DIAZ MARRERO, 1987).

Numa perspectiva positiva, como podemos perceber, o conhecimento científico era apoiado em dados, sujeitos a comprovação através de experimentos e observações, as teorias científicas, nessa época, estavam diretamente associadas ao empirismo e não a opiniões, suposições ou preferências pessoais e é isso que lhe assegurava a confiabilidade no conhecimento científico (CHALMERS,1993).

2.1.5 - A Contribuição de John Dalton (1766 – 1844)

Conforme consta em Viana e Porto (2007), John Dalton (1766-1844) nasceu em Eaglesville (Inglaterra) e foi educado como membro da Sociedade dos Amigos (grupo protestante conhecido como Quakers). Dalton era matemático, meteorologista, físico e químico, tendo sido influenciado pelo pensamento Newtoniano que era corpuscularista, isto é, a matéria é constituída de corpúsculos que sofrem ação de forças atrativas e forças repulsivas, as forças atrativas ocorrem quando os corpúsculos estão próximos, sugerindo uma extrapolação da física gravitacional para a química. (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992). Newton acreditava que a função da ciência era descobrir as leis universais e enunciá-las de forma precisa e racional, influenciando Dalton na realização de sua obra científica.

Para Ferreira (1987), o interesse maior e constante de Dalton foi a meteorologia, incentivado pelo local onde morava, em Kendal na Inglaterra, região cheia de montanhas e um clima muito instável, com nevoeiros e ventanias. Quando Dalton se mudou para Manchester tomou conhecimento da máquina a vapor dominando a incipiente indústria e economia da época.

Dalton passa então a se dedicar ao estudo da solubilidade dos gases na água, com a expansão do vapor em função do calor e com o vapor d'água presente na atmosfera (LEAL, 2001):

Conforme uma análise de manuscritos de Dalton, realizada por Henry Roscoe e Arthur Harden e publicada em 1896, a teoria atômica de Dalton foi intuída por ele a partir de seus estudos das diferentes solubilidades dos gases na água. Desde 1803, Dalton considerava a natureza atômica da matéria. Após uma repercussão muito favorável de conferências realizadas em 1807, Dalton publicou, no ano seguinte, *A new system of chemical philosophy* (Um novo sistema de filosofia química). Os postulados da teoria atômica de Dalton apresentados nesse livro

permitiram a compreensão racional dos resultados conhecidos sobre as transformações e a constituição das substâncias (organizados nas leis ponderais). Além disso, a adoção da teoria de Dalton permitiu um grande avanço na compreensão de fórmulas químicas e pesos atômicos (LEAL, 2001, p.9).

Dalton propôs em 1803, uma série de postulados reunidos em uma publicação denominada de Teoria Atômica Clássica, trazendo, entre outras, as seguintes ideias:

- 1- A matéria é constituída de partículas indivisíveis chamadas átomos;
- 2- Todos os átomos de um mesmo elemento têm as mesmas propriedades [...] as quais diferem das propriedades de todos os outros elementos;
- 3- Uma reação química consiste [...] num rearranjo dos átomos de um conjunto de combinações para outro (BRADY e HUMISTON, 1986, p. 21).

Dalton também considerou que as moléculas são tão simples que quando os átomos se combinam com outros átomos, o fazem sempre obedecendo a razão de 1 para 1, regra da máxima simplicidade, ou seja, o composto é binário, AB (MAHAN e MYERS, 1993, p. 3). Quando existe duas substâncias constituídas dos mesmos elementos, A e B, a regra de máxima simplicidade considera que existe uma substância do tipo AB, composto binário, e outra do tipo AB₂ ou A₂B, composto ternário, e assim por diante e assim por diante.

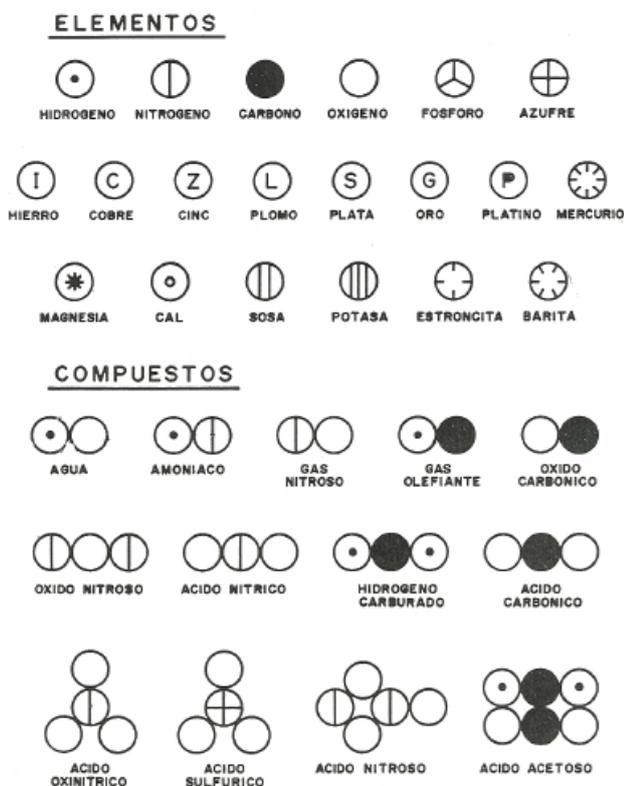
Segundo Farias (2004), as ideias de Dalton sobre o comportamento físico dos gases não tiveram uma grande repercussão. Porém, as consequências químicas de suas concepções atomísticas, mudariam os rumos da ciência química de forma profunda e definitiva. O atomismo dos filósofos gregos, era de natureza intelectual, obtido por meio de especulações. Por outro lado, o atomismo de Dalton incorporou a experimentação, quantificação e a coleta dos dados obtidos, capaz de tornar mais racional várias informações conhecidas a respeito das reações químicas. Dessa maneira, Dalton fez a junção do atomismo filosófico de Demócrito e Leucipo com o aspecto quantitativo dessas reações, enfatizado por Lavoisier.

Dalton foi antagonizado por outros cientistas, como Gay-Lussac, fundamentado na sua lei volumétrica das combinações químicas: Em uma reação química, os volumes gasosos, medidos nas mesmas condições de temperatura (T)

e pressão (P), estão numa proporção de números inteiros e pequenos (NETTO, 1989), cujo resultado experimental mostrava que 2 volumes de H (estamos usando o símbolo atual) se combina com 1 volume de O (idem para o oxigênio) formando 2 volumes de água (idem para H_2O) (LEAL, 2001). Na realidade estamos antecipando a representação de Berzelius, pois é fato que Dalton propôs símbolos (círculos) e fórmulas para identificar os diferentes átomos nos compostos, mas seus símbolos foram posteriormente substituídos pelos de Berzelius. Dalton, por sua vez não aceitou a lei volumétrica de Gay-Lussac que tinha base experimental, o único argumento que Dalton podia usar para refutá-la é que Gay-Lussac tinha se equivocado em suas medições (HERNÁNDEZ *et al.*, 1997; LEAL, 2001).

Peinado (2016 *apud* TRANCOSO 2016) mostra alguns dos símbolos e fórmulas empregados por Dalton, representados como elementos e compostos, conforme apresentados na Figura 2.

Figura 2: Símbolos dos Elementos Químicos desenvolvidos por Dalton.



Fonte: Extraído de Peinado (2016, *apud* TRANCOSO, 2016, p. 23).

Posteriormente Amedeo Avogadro, em 1811, tentando compatibilizar a Lei de Dalton com a Lei dos Volumes de Combinação de Gay Lussac, enuncia a seguinte hipótese: “*Sob as mesmas condições de temperatura e pressão, volumes iguais de quaisquer gases (substâncias simples, compostas ou misturas) contêm o mesmo número de partículas*” (HERNÁNDEZ ET AL., 1997, p. 176, tradução livre). Para justificar seus resultados experimentais, Avogadro admitiu que moléculas de certos elementos seriam formadas por dois átomos, isto é, admitia a formação de moléculas do tipo A_2 , B_2 , e assim por diante, o que não foi aceito por Dalton, pois havia postulado que átomos do mesmo tipo se repelem (LEAL, 2001).

Para Mahan e Myers (1993), Dalton obteve as fórmulas corretas para CO , CO_2 , NO e NO_2 , mas insistia que a fórmula da água deveria ser HO e não H_2O . É possível entender por que Dalton insistia que a água é uma molécula binária, pois ele só conhecia a substância água constituída dos elementos hidrogênio e oxigênio. Assim, pelas regras de máxima simplicidade, ele assume água como sendo HO . Em relação aos demais gases aqui citados, Dalton chegou as fórmulas corretas para os gases, monóxido e dióxido de carbono e monóxido e dióxido de nitrogênio, usando sua regra de máxima simplicidade, um dos gases de carbono e oxigênio seria de composição binária e o outro de composição ternária e conseguiu identificar as fórmulas corretas a partir do conhecimento das suas densidades.

Segundo Farias (2003), a hipótese de Avogadro, inicialmente, teve pouca repercussão no meio científico, Dalton, por exemplo, rejeitou-a e foi igualmente ignorada por Berzelius, pois fundamentado na sua teoria eletroquímica, consequência da descoberta da pilha de Volta, defendia que as reações químicas ocorrem entre átomos que possuem cargas opostas, não podendo, portanto, aceitar que por exemplo as fórmulas O_2 , H_2 , para representar os gases oxigênio e hidrogênio, por exemplo. Segundo Avogadro, dois átomos de hidrogênio poderiam se combinar para formar um composto diatômico, e devido ao exposto acima acabou não tendo uma boa aceitação. É válido salientar que o “número de Avogadro”, não foi determinado pelo próprio Avogadro e a ideia de “mol”, só foi introduzida bem depois de sua hipótese.

Ainda de acordo com Hernández *et al.* (1997), Dalton rejeitava a ideia de que amostras gasosas com o mesmo número de átomos de diferentes elementos ocupam volumes iguais, negando a Hipótese de Avogadro.

A recusa da hipótese de Avogadro vigorou entre a maioria dos químicos, durante quase cinquenta anos, não favorecendo a determinação dos pesos atômicos (estamos preservando o termo peso utilizado na época) (MAHAN; MYERS, 1993; LEAL, 2001). Para Neves e Farias (2011, p.65), “a hipótese de Avogadro parecia ser a solução para que se pudesse esclarecer de fato, os pesos relativos dos elementos ou substâncias no estado gasoso, embora ainda não se tivesse a correta distinção entre átomos e moléculas”.

Surgiu, então, a primeira tabela de pesos atômicos relativos em 1803 e que posteriormente foi suplantado por Berzelius, comprovando que Dalton estava equivocado em relação às regras da máxima simplicidade. Segundo Filgueiras (2004, p.43):

Sua primeira “tabela de pesos relativos das partículas últimas dos corpos gasosos e outros”, de 1803, está reproduzida no Quadro 3. Esta ainda era muito primitiva, refletindo a falta de acurácia das determinações de então. No *New System of Chemical Philosophy* ele apresenta uma nova tabela, bastante expandida e aperfeiçoada, que dá conta dos pesos relativos de substâncias simples e compostas. As unidades fundamentais dessas substâncias são todas denominadas *átomos*, uma vez que o conceito de molécula, como o conhecemos, ainda não existia. Dalton mostrou também como os diferentes átomos se combinavam para formar as substâncias compostas, usando seu complicado sistema de notação. Este viria mais tarde a ser suplantado pelo sistema do químico sueco Jons Jakob Berzelius (1779-1848), que usamos até hoje, no qual o símbolo de um elemento é dado pela inicial ou por uma combinação desta mais uma outra letra do nome latinizado do elemento.(FILGUEIRAS,2004,p.43).

A seguir apresentamos o quadro 3 que se refere à primeira tabela de pesos atômicos apresentada oralmente por Dalton em 1803 e publicada como artigo nas *Memoirs of the Philosophical Society of Manchester* (2nd series, v. 1, p. 271-287, 1805). O padrão é o átomo de hidrogênio, cujo peso atômico foi considerado unitário. A coluna da direita apresenta parte de sua segunda tabela, publicada no livro *A New System of Chemical Philosophy*, em 1808 (FILGUEIRAS, 2004, p.43).

Quadro 3. Pesos atômicos segundo Dalton.

Espécie química	Pesos atômicos (sic)	
	1805	1808
Hidrogênio	1	1
Azoto	4,2	5
Carbono	4,3	5
Amônia	5,2	6
Oxigênio	5,5	7
Água	6,5	8
Fósforo	7,2	9
Hidrogênio fosforetado (PH ₃)	8,2	-
Gás nitroso (NO)	9,3	12
Éter	9,6	-
Óxido gasoso de carbono (CO)	9,8	12
Óxido nitroso (N ₂ O)	13,7	17
Enxofre	14,4	13
Ácido nítrico (NO ₂)	15,2	19
Hidrogênio sulfuretado (H ₂ S)	15,4	16
Ácido carbônico (CO ₂)	15,3	19
Álcool	15,1	16
Ácido sulfuroso (SO ₂)	19,9	-
Ácido sulfúrico (SO ₃)	25,4	34
Hidrogênio carburetado da água estagnada (CH ₂)	6,3	7
Gás olefiante (C ₂ H ₄)	5,3	6

Fonte: Filgueiras (2004, p.43).

Para alcançar os seus resultados Dalton fez uso das análises químicas já disponíveis na época e propôs como unidade de referência o hidrogênio, por ser entre os gases conhecidos o mais leve. Vamos utilizar alguns exemplos para melhor esclarecer como Dalton chegou as suas massas atômicas relativas.

Para a água, ele conhecia a análise de Lavoisier que consistia em 85% de oxigênio e 15% de hidrogênio em massa, representando as leis ponderais de Proust e Lavoisier. Dalton assumiu pela regra de máxima simplicidade que a fórmula da água apresentava a relação 1:1, entre os átomos, fazendo a relação 85/15 encontrou o valor de 5,6 para o peso relativo do oxigênio. Assumindo que o hidrogênio tem massa atômica igual a 1, o peso atômico do oxigênio seria 5,6 vezes maior do que o peso atômico tomada como padrão. O mesmo raciocínio pode ser utilizado para explicar como ele chegou a determinar 4 como a massa atômica relativa do nitrogênio em relação ao padrão. Pela análise da época se sabia que a 80g (80%) de nitrogênio reage com 20g (20%) de hidrogênio. Considerando que Dalton somente conhecia a substância amônia constituída dos

elementos hidrogênio e nitrogênio ele assume igualmente a relação 1:1 e chega a conclusão que $80/20 = 4/1$, isto é, um átomo de nitrogênio é quatro vezes mais pesado que um átomo de hidrogênio.

Utilizando sua regra de máxima simplicidade e de posse das análises químicas da época, ele chegou a sua tabela de massas atômicas relativas ao hidrogênio. “(...) “O peso atômico de cada elemento é a quantidade ponderal que se une com um grama de hidrogênio para formar a combinação mais estável” (BENSAUDE-VINCENT e STENGERS, 1992, p. 165). O maior problema para alcançar os “verdadeiros” pesos atômicos seria encontrar as fórmulas corretas dos diferentes compostos nos diferentes estados físicos. Dalton apresentou sua tabela utilizando apenas gases, mas o problema permaneceu, pois, parte significativa das substâncias são sólidas ou líquidas. Então como chegar aos pesos atômicos? Além disso, apoiado apenas na sua regra de máxima simplicidade, apresentado no seu *New System of Chemical Philosophy*, de 1808, sofreu severas críticas de Berthollet denunciando a arbitrariedade das regras de máxima simplicidade. As dificuldades de Dalton em apresentar uma teoria mais ampla repercutiu negativamente na aceitação da sua Teoria Atômica, que foi sendo abandonada por muitos dos químicos que tinham anteriormente apoiado. Nesse cenário surge Berzelius que, ao tomar conhecimento da Teoria Atômica reconheceu sua importância e se dedicou a corrigir os pesos atômicos de Dalton.

De acordo com Neves e Farias (2011, p.63), “Cannizzaro ressuscita a hipótese de Avogadro, provando que a fórmula molecular correta para um determinado composto poderia ser calculada a partir da densidade do vapor desse composto”, por meio do conhecimento das proporções dos elementos constituintes. Demonstrou também que a hipótese de Avogadro era de grande valor na determinação dos pesos atômicos dos elementos, desde que as substâncias pudessem ser vaporizadas. A partir da divulgação dos trabalhos de Cannizzaro, durante a realização do Primeiro Congresso de Química, realizado em 1860, na cidade de Karlsruhe na Alemanha, a hipótese de Avogadro teve sua importância reconhecida (NETTO, 1989; OKI, 2007; MAHAN; MYERS, 1993; LEAL, 2001).

Utilizando a hipótese de Avogadro, Cannizzaro, em 1860, calculou uma massa de 16 para o átomo de oxigênio, sendo que dessa forma, o “peso” do

hidrogênio seria de 1/16 do peso do oxigênio e não 1/7, como havia sido proposto por Dalton. Em 1865, Loschmidt, a partir da utilização combinada dos dados de densidade dos líquidos, viscosidade dos gases aliada com a teoria cinética dos gases, estabeleceu o “tamanho” aproximado das moléculas gasosas, e desse estudo, determinou o número de moléculas existente em 1 cm³ de um gás: o “número” ou constante de Avogadro (FARIAS, 2003).

Gay – Lussac, em suas experiências, observou que as substâncias gasosas combinavam – se de forma que os volumes que reagiam e os volumes dos produtos mantinham, entre si, uma relação que poderia ser representada por números inteiros e pequenos. Por exemplo, 3 volumes de hidrogênio se combinavam com um volume de nitrogênio produzindo dois volumes de amônia.

Dessa maneira, a hipótese de Avogadro era a parte teórica que faltava para tornar coerentes os resultados experimentais de Gay – Lussac e a Teoria Atômica de Dalton (NEVES e FARIAS 2011, p.63).

2.1.6 - A Contribuição de Jöns Jacob von Berzelius (1779 – 1848)

De acordo com Ramos, Izolani e Téllez (2011), foi Jöns Jacob von Berzelius, médico e químico de profissão, quem contribuiu de forma decisiva para o desenvolvimento da teoria atômica de Dalton, empenhando – se durante anos na correção dos pesos atômicos (as atuais massas atômicas). Na sua carreira como químico, analisou aproximadamente dois mil compostos, em um período de dez anos, criando um sistema moderno de símbolos químicos a partir da introdução do uso de letras como símbolos dos elementos. Sendo também pioneiro em usar o elemento oxigênio como referência para determinação dos pesos atômicos relativos, conseguindo determinar as massas de aproximadamente 43 elementos. Berzelius também estabeleceu as fórmulas químicas de inúmeras substâncias e é considerado um dos fundadores da química moderna. Ao tomar conhecimento do trabalho de Gay – Lussac sobre os volumes dos gases, Berzelius sabia que dois volumes de hidrogênio se combinavam com um volume de oxigênio, propondo a fórmula correta da água, ou seja, a composição química da água passou a ser H₂O.

Berzelius escreveu em 1845:

Convenci-me por meio de novas experiências, de que faltava aos números de Dalton a exatidão necessária para a aplicação prática de sua teoria. Reconheci então, para que a nova luz iluminasse a ciência inteira, que se deveria determinar em primeiro lugar e com a maior exatidão possível os “pesos atômicos” do maior número de elementos, sobretudo dos mais usuais, e simultaneamente descobrir as proporções nas quais os átomos se combinam entre si. (RHEINBOLDT,1988, p.76).

Macnevin (1954, *apud* RAMOS,IZOLANI e TÉLLEZ,2011, p. 49).classifica as reações utilizadas por Berzelius como vem a seguir: redução de óxidos, oxidação de metais, decomposição por ignição, reações de precipitação, reações de substituição, reações de adição, reações de redução de complexos formados por metais nobres.

Em 1814, Berzelius apresentou sua primeira tabela de “pesos atômicos” contendo 43 elementos, e em 1818 a estendeu para 45 elementos com um anexo da composição percentual e do peso – fórmula de cerca de dois mil compostos, declarando-se contrário ao padrão de Dalton, o hidrogênio, pois ele raramente formava compostos inorgânicos, sendo que o “oxigênio reúne todas as vantagens em si próprio, e dessa forma, é o oxigênio o centro ao redor do qual gira toda a química” (RAMOS, IZOLANI e TÉLLEZ , 2011, p. 49). A seguir apresentamos o quadro 4 que traz a relação de elementos com ou pesos ou massas relativas de Berzelius.

Quadro 4: Pesos ou Massas Relativas de Berzelius

Elemento	1814 (86)	1818 (87)	1826	1826 (88)	valor atual (89)
cobre	129,04	126,02	395,695	63,31	63,54
ferro	110,98	108,55	339,213	54,27	55,85
chumbo	415,53	414,24	1294,498	207,12	207,21
zinco	129,03	129,03	403,226	64,52	65,38
estanho	235,29	235,29	735,294	117,65	118,70
prata	430,11	432,51	1351,697	216,26	107,88
tungstênio	387,88	193,23	1183,200	189,31	183,86
manganês	113,85	113,85	355,787	56,93	54,94
alumínio	54,72	54,72	171,167	27,39	26,98
sódio	92,69	93,09	290,897	46,54	22,99
potássio	156,48	156,77	489,916	78,39	39,10
cálcio	81,63	81,93	256,019	40,96	40,08
magnésio	50,47	50,68	158,353	25,34	24,32

Fonte: Maar (2011, p.317).

É interessante observar como os pesos atômicos sofreram mudanças com o tempo. Assim, Berzelius traça um programa em 1818 e executa durante toda a sua carreira, buscando corrigir os pesos atômicos de Dalton. Dessa forma, a sua tabela de pesos atômicos é revista e atualizada. Berzelius utiliza diversas leis para enquadrar seus dados experimentais, a primeira lei é a já comentada e formulada lei de Gay Lussac, a segunda lei é a de Dulong e Petit sobre calores específicos fundamentado na seguinte conclusão: os átomos de todos os corpos têm a mesma capacidade calorífica, favorecendo uma verificação do peso atômico, na medida em que permite escolher um valor entre vários valores possíveis de um elemento. Também utilizou a lei do isomorfismo de Mitscherlich que estuda corpos de composição química diferente que cristalizam de formas muito semelhantes ou mesmo idênticas. Assim, é possível prever a fórmula de um composto comparando sua estrutura cristalina com a estrutura de outro composto cuja fórmula é conhecida (BENSAUDE-VICENT - STENGERS, 1992).

Berzelius também aperfeiçoou a análise gravimétrica, fato que possibilitou validar as leis ponderais e corrigir as massas atômicas de Dalton. Os valores das massas atômicas fornecidas por Berzelius são próximos aos valores atuais, sendo que vale a pena ressaltar que naquela época não se conheciam as técnicas de separação isotópica (RAMOS, IZOLANI e TÉLLEZ, 2011).

Berzelius, fez fortes críticas a Dalton e declarou:

Parece que este eminente cientista partiu neste trabalho, de pouca experiência; talvez não tenha procedido com suficiente precaução na aplicação da nova hipótese ao sistema químico. Pareceu – me que se poderia notar, algumas vezes, no pequeno número das análises dadas por ele, a intenção do operador de se conseguir um certo resultado; e justamente disso se deve tomar o maior cuidado quando se procuram provas a favor ou contra uma teoria antecipada. (BERZELIUS, 1836, *apud* RAMOS, IZOLANI e TÉLLEZ, 2011).

Para NEVES e FARIAS (2011, p.70), “uma das maiores contribuições de Berzelius está na maneira moderna de notação ou representação química, de forma que os diferentes elementos químicos deveriam ser representados por letras, uma metodologia bem mais simples que a adotada por Dalton”. Em 1818, Berzelius publica em Estocolmo uma obra em que propôs a notação de representação dos

elementos químicos que se usa até hoje, ao substituir os círculos e pontos da simbologia desenvolvida por Dalton usando letras. Ele codificou os elementos usando a primeira letra do nome do elemento em latim agregando uma segunda letra quando havia a necessidade de diferenciar dois elementos cujos nomes começavam com a mesma letra, ou seja, C para carbono, Ca para cálcio, Cd para cádmio etc., conforme o quadro 5 a seguir.

Quadro 5: Símbolos dos Elementos Químicos desenvolvidos por Berzelius

símbolo	latim	português	francês	inglês	alemão	sueco
Au	aurum	ouro	or	gold	Gold	guld
Sb	stibium	antimônio	antimoine	antimony	Antimon	antimon
Fe	ferrum	ferro	fer	iron	Eisen	järn
K	kalium	potássio	potassium	potassium	Kalium	kalium
Na	natrium	sódio	sodium	sodium	Natrium	natrium
W(Tu)	wolframium	tungstênio	tungstène	tungsten	Wolfram	Volfram
Ag	argentum	prata	argent	silver	Silber	silver
Sn	stannum	estanho	étain	tin	Zinn	tenn
Cu	cuprum	cobre	civre	copper	Kupfer	koppar
Pb	plumbum	chumbo	plomb	lead	Blei	bly
P	phosphorus	fósforo	phosphore	phosphorus	Phosphor	fosfor

Fonte: Maar (2011, p.328)

É também de Berzelius a proposta de utilizar números (coeficientes) antes da fórmula química do elemento ou composto para indicar sua respectiva quantidade usada em uma determinada reação química. Dessa forma, a reação de formação de óxido cuproso a partir dos elementos seria representada por : $\text{Cu} + 2\text{O}$ (nessa época, era desconhecida a natureza diatômica do oxigênio). O uso de sobrescritos para indicar o número de átomos de um determinado elemento existentes em uma substância, foi também proposição de Berzelius: Cu^2O . Em 1834, a Associação Britânica para o Progresso da Ciência, publicou um estudo no qual recomendava a adoção de boa parte das notações propostas por Berzelius, mas mudando o sobrescritos para subscritos, assim, o óxido de cobre passou a ser escrito Cu_2O .

Então, já no século XIX a linguagem de Berzelius estava sendo utilizada, por exemplo, o elemento oxigênio passou a ser representado pelo O que também representa uma massa correspondente, isto é, a massa atômica relativa. Podemos generalizar dizendo que cada símbolos representa o elemento e, ao mesmo tempo, a massa atômica relativa do elemento em relação ao isótopo de carbono 12. Essa informação é importante porque vamos apresentar a construção do conceito de mol.

2.1.7 - A Construção do Conceito de Mol

Conforme afirma Rogado (2000), compreender um conceito científico não consiste apenas em conhecer sua definição, ainda mais em se tratando de um conceito tão controverso como o de mol, é importante que se conheça o contexto em que surge e suas relações com outros conceitos, semelhanças e diferenças. Desde o seu surgimento, o conceito de mol vem passando por modificações ao longo dos anos e sendo motivo de ásperas discussões em torno da interpretação e o significado do próprio conceito, associado a: unidade individual de massa (sinônimo de molécula – grama, fórmula – grama), porção de substância e número de Avogadro (MARTIN et al.,1990).

Uma das formas de utilizar a História da Ciência (HC) para melhorar o ensino envolve em fazer uma análise histórica da gênese de determinado conhecimento científico, passando por sua construção e tendo noção das dificuldades e obstáculos enfrentados pelos cientistas (OKI,2002).

O conceito de mol (unidade) e quantidade de matéria (sua grandeza), apresentam várias dificuldades de ensino e aprendizagem, uma das mais corriqueiras se refere à indistinção entre quantidade de matéria e massa (ROGADO, 2000).

Para Rogado (2000):

A literatura tem tratado desse problema, pronunciando que, ainda hoje, por desconhecimento, é muito comum definir-se e usar a ideia errônea de que o mol é a massa atômica ou molecular expressa em gramas, o que ocasiona problemas na transposição do universo macroscópico (fenômenos) para o microscópico (teórico-conceitual) (ROGADO,2000,p.64).

A gravidade do tema já começa pelo fato de as pesquisas mostrarem que a dificuldade já se manifesta por parte dos professores, dos autores de livros, de quem se esperaria certo domínio sobre o tema. Seja pela forma como o conteúdo é tratado, sem a adequada estratégia, sem o vínculo histórico necessário e sem a conveniente significação para quem recebe a mensagem, acarretando a geração de dificuldades para o entendimento de outros conceitos relacionados, como por exemplo o cálculo estequiométrico. (ROGADO, 2000).

A conceituação de mol foi introduzida em 1900, por Ostwald, sendo inicialmente associado à unidade individual de massa, devido ao fato que ele não acreditava, no início, na teoria atômica de Dalton. Ostwald definiu mol como o “peso normal ou molecular de uma substância expresso em gramas” (FURIÓ *et.al.*,1999 e 2000; LOURENÇO e MARCONDES,2003). Esse fato trouxe grandes discussões a respeito da sua interpretação e significado do conceito de mol e a seus referenciais (MARTIN *et al.*,1990).

Em 1958 a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), tentou unificar os critérios definindo mol como:

... a quantidade da substância que contém o mesmo número de moléculas (ou íons, ou átomos) que o existente exatamente em 16 g de O¹⁶. Definição que não terminaria a controvérsia, em face do caráter fortemente abstrato de “quantidade de substância (DIERKS,1981; MARTIN *et al.*,1990).

Para superar mais uma vez, os conflitos resultantes do conceito mais adequado para mol a IUPAC em 1967, propôs o conceito de mol como:

... a quantidade da substância de um sistema material que contém tantas entidades elementares como os átomos de carbono (C) existentes em 0,012Kg de ¹²C. Ao se usar o conceito de mol, as entidades elementares deverão ser especificadas, podendo utilizar os termos átomos, moléculas, íons, elétrons ou outras espécies químicas. (MARTÍN *et al.*, 1990).

De acordo com Rocha-Filho e Silva, (1991), em 1971, ocorreu uma atualização do conceito de mol como uma unidade básica do SI (Sistema Internacional de unidades) para a grandeza quantidade de matéria. Outra unidade básica para a matéria é a grandeza massa, cuja unidade é o quilograma.

Pesquisas que tratam do tema dizem que os conceitos teóricos são mais difíceis de aprender do que os conceitos empíricos e o conceito de mol estão entre os conceitos de mais difícil aprendizagem (GOWER *et al.*, 1977).

Duncan e Johnstone (1973), em sua pesquisa, constataram que um número considerável de alunos acreditava que as substâncias sempre reagiam numa proporção molar 1:1, sem levar em consideração as relações estequiométricas existentes em uma transformação química, verificando também que os alunos também demonstravam dificuldades no raciocínio proporcional, balanceamento de equações e costumam associar o mol como unidade de massa e não de quantidade de matéria (GARCIA *et al.*, 1990; LOURENÇO e MARCONDES, 2003).

Para Rogado (2000), depois da descoberta das leis fundamentais da Química, para melhorar a quantificação dos elementos químicos ou compostos, foram utilizadas unidades tais como: átomo – grama, molécula – grama, fórmula – grama etc. Essas unidades relacionavam-se com os “pesos atômicos e pesos moleculares”, que eram na verdade as massas relativas.

Na época, no tocante às relações quantitativas nas reações químicas, os cientistas se dividiam em equivalentistas (aqueles céticos em relação a teoria de Dalton e que baseavam seus estudos nos pesos equivalentes) e os atomistas (que valorizam a teoria de Dalton) pois apresentavam interpretações diferentes aos comportamentos das quantidades das substâncias em uma reação (PEREIRA e SILVA, 2018).

As percepções distintas de equivalentistas e atomistas quanto às relações quantitativas nas reações químicas levaram esses últimos a uma solução baseada no significado da reação, simbolizada numa equação química, na qual aparecem as fórmulas químicas dos átomos e moléculas das substâncias que participam na reação. Assim, as relações de pesos ou massas de combinação decorrem das hipóteses subentendidas no simbolismo utilizado, no qual há proporções de combinação entre as partículas dos reagentes e produtos de uma reação, indicadas pelos coeficientes que precedem as fórmulas químicas. Conhecidas as massas das partículas participantes na reação, deduz-se as relações ponderais de combinação. A tradução à massa, expressa em gramas, dessas quantidades no século passado originou a introdução de conceitos como átomo-grama, molécula-grama e massa fórmula-grama. Também se introduziu o conceito de peso (massa) equivalente-grama e se definiu, como valência ou capacidade de combinação de um elemento, a relação entre peso atômico e peso equivalente. Assim, buscava-se convergir as visões equivalentista e atomista sobre as reações químicas (KAPLAN, 1978; FURIÓ, C.; AZCONA, R. e GUIASOLA, J., 1999; *apud* ROGADO, 2000, p.65).

Com a consolidação da teoria atômico–molecular, a introdução da grandeza quantidade de matéria e a criação da sua unidade, estaria consolidada a solução do dilema das quantidades das substâncias nas reações químicas. A introdução da grandeza quantidade de matéria permite estimar em nível microscópico as entidades elementares da matéria a partir das massas ou volumes de combinação das substâncias participantes de uma transformação química (ROGADO, 2000).

Em termos operacionais, as quantidades de matéria dos diferentes participantes em uma reação informam as referidas proporções estequiométricas de cada um deles, sendo que isso irá impactar de forma decisiva as massas, os volumes e seus respectivos números de partículas elementares (ROGADO, 2000).

Daí a importância da compreensão do conceito correto de mol, pois está relacionada ao fato de permitir a adequada tradução de um mundo microscópico (invisível) para o mundo macroscópico (nossa realidade), possibilitando a apropriação das relações quantitativas existentes, em termos microscópicos e macroscópicos, entre as diferentes espécies químicas envolvidas em uma transformação química (LOURENÇO e MARCONDES, 2003).

Contudo, permanece a questão. Como trabalhar o conceito de pesos atômicos relativos, que fundamenta o mol, quando já se reconhece as dificuldades de aprendizagens para o Ensino Médio?

Muitos autores defendam a introdução do conceito de mol em seu aspecto “numérico”, pois facilitaria o desempenho nos cálculos estequiométricos nas reações químicas (DIERKS, 1981).

Reconhecendo as dificuldades de os estudantes compreenderem o conceito de mol a partir das massas atômicas relativas, vamos utilizar as massas atômicas absolutas, seguindo Planck (2012), ao afirmar que o peso atômico (massa atômica) pode ser medido em valor absoluto.

Para voltar ao peso atômico, tantas correspondências empíricas foram descobertas que a questão de seu valor absoluto logo ficou resolvida em sentido afirmativo. Limito-me a lembrar o desenvolvimento da teoria cinética dos gases e dos líquidos, as leis das radiações térmicas e luminosas, a descoberta dos raios catódicos (elétrons) e a radioatividade e a medida do quantum elementar de eletricidade (PLANCK, 2012, p. 176/177).

Nesse sentido, para o átomo de hidrogênio constituído de um próton no núcleo e de um elétron na eletrosfera, o átomo de hidrogênio corresponde em massa a soma da massa do próton e do elétron.

Massa do próton = $1,67 \times 10^{-27}$ Kg

Massa do elétron = $9,109 \times 10^{-31}$ Kg ou $0,0009109 \times 10^{-27}$ Kg.

Podemos considerar desprezível a massa do elétron em relação a massa do próton, assumindo que a massa do átomo de hidrogênio corresponde a massa do próton. Quantos átomos de hidrogênio estão contidos em 1g de hidrogênio? A resposta nos leva ao valor $6,0 \times 10^{23}$ átomos aproximadamente.

Estendendo para a massa dos demais átomos, por exemplo, átomo de oxigênio contém 8 prótons e 8 nêutrons. Partindo da massa atômica do oxigênio 16g, podemos determinar quantos átomos de oxigênio estão contidos em 16g?

Considerando que “Um nêutron isolado, por exemplo, decai em aproximadamente 15 minutos num próton, num elétron e numa partícula mais exótica conhecida como antineutrino do elétron” (GLEISER, 2017, p.56), podemos considerar, portanto, que a massa do nêutron é aproximadamente igual a massa do próton e, nesse sentido, assumir que o átomo de oxigênio contém 16 prótons.

Se 1 átomo de oxigênio tem massa de $16 \times 1,67 \times 10^{-27}$ Kg. Quantos átomos de oxigênio estão contidos em 16g de oxigênio?

A resposta será a mesma encontrada para o átomo de hidrogênio, isto é, $6,0 \times 10^{23}$ átomos aproximadamente, e assim por diante.

Há uma relação simples entre as massas atômicas em gramas (visão fenomenológica) e o número $6,0 \times 10^{23}$ entidades microscópicas (visão teórica). Podemos, portanto, considerar que a massa (representacional) atômica absoluta de cada elemento contém $6,0 \times 10^{23}$ átomos assumindo tal valor como a unidade de grandeza da quantidade de matéria - 1 mol.

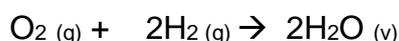
Podemos agora falar sobre as duas grandezas que representam a matéria. A primeira é a massa cuja unidade é o quilograma e a grandeza quantidade de matéria, cuja unidade é o mol que representava o número de átomos contido em 12g do isótopo de carbono 12 que também é conhecido como número de Avogadro, correspondendo a $6,02 \times 10^{23}$. Em 2018, a International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) atualizou a definição de mol considerando que um

mol contém exatamente $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementares, sendo que uma entidade elementar pode ser um átomo, uma molécula, um íon, um elétron, qualquer outra partícula ou grupo específico de partículas. Tal número é reavaliado à medida que novos métodos, mais precisos e exatos, são desenvolvidos. Atualmente, o **Committee on Data for Science and Technology (CODATA)** recomenda o valor para a constante de Avogadro como sendo: $6,02214076 \times 10^{23}$ (CODATA, 2018). Para efeito de simplificação dos cálculos iremos adotar o valor aproximado de 6×10^{23} para a constante de Avogadro.

Portanto, usando a linguagem de Berzelius e a relação entres as entidades macroscópicas (fenomenológicas) e microscópicas (teóricas) podemos esclarecer as relações estequiométricas.

Exemplificando as relações estequiométricas na reação de obtenção de água a partir do oxigênio e do hidrogênio.

Dimensão representacional.



Dimensão fenomenológica:

Conservação de massa

32g do gás oxigênio reage com 4g (2x2g) do gás hidrogênio produzindo 36g (2x16) de água.

Dimensão teórica

O gás oxigênio, constituídos de moléculas, reage com o gás hidrogênio, constituído de moléculas, que interagem produzindo vapor de água, constituído de moléculas de água.

Conservação dos átomos na reação.

Uma molécula de oxigênio reage com duas moléculas de hidrogênio produzindo duas moléculas de água.

$6,0 \times 10^{23}$ moléculas de oxigênio reagem com $2 \times 6,0 \times 10^{23}$ moléculas de hidrogênio para produzir $2 \times 6,0 \times 10^{23}$ moléculas de água.

A seguir vamos discutir a dimensão pedagógica do ensino de química fundamentado na abordagem sociointeracionista.

2.2 - O Ensino de Química e Vygotsky

Em relação ao Ensino de Química e os estudos de Vygotsky sobre sua Teoria Histórico–Cultural ou sociocultural do psiquismo humano, também chamada de abordagem sociointeracionista, tem sido bastante utilizada por diferentes autores como: Carvalho e Ribeiro (2007); Nascimento e Amaral (2012); Wenzel e Maldaner (2014); Antunes-Souza e Schnetzler (2015).

Para Nascimento e Amaral (2012):

[...] compreendemos que a abordagem vygotskiana enfatiza um sujeito do conhecimento não apenas passivo, moldado por regulações externas, e nem tampouco apenas ativo, moldado por regulações internas, mas, um sujeito interativo e dinâmico em suas escolhas e atitudes, cuja história de vida vai sendo construída à medida que, socialmente, integra-se a outras histórias de vida, incorporando valores, hábitos e experiências, assim como a própria linguagem daqueles com quem interage. Nesse sentido, a perspectiva sociointeracionista configura a aprendizagem num cenário no qual as relações sociais constituem o elemento fundamental do desenvolvimento e, por essa razão, a coletividade viabiliza um espaço para o diálogo e para a consolidação de práticas cotidianas, potencializando papéis e avanços cognitivos a cada um. (NASCIMENTO; AMARAL 2012, p.577 – Grifo nosso).

Diante do exposto, o aluno é visto como um sujeito ativo e capaz de interagir no ambiente da sala de aula com seus colegas e com o professor no processo de ensino e aprendizagem de determinado tema.

2.2.1 - O processo de aprendizagem segundo Vygotsky

Com o socio–construtivismo defendido por Vygotsky, na sala de aula o professor deve procurar agir como um mediador durante o processo de ensino e aprendizagem, por meio da utilização de signos e instrumentos, características

fundamentais para a apropriação conceitual do indivíduo, isto é , para que ocorra a adequada internalização do conhecimento ou conteúdo abordado.(CORRÊA,2017).

Em relação ao professor – mediador, Antunes-Souza e Schnetzler (2015, p.4-5.) dizem:

A primeira refere-se à orientação do pensamento do aluno na elaboração do conceito de transformações químicas por meio de um outro conceito científico (átomo). [...] isto caracteriza uma mediação, pois promove que o aluno conceitue transformações químicas como um processo [...]. Uma segunda mediação está ligada aos exemplos de transformações químicas (processo de fotossíntese e produção da amônia), pois ao explorá-los, ele orienta, deliberadamente, o pensamento do aluno a interpretar tais fenômenos a partir de um modelo científico (modelo atômico) e, deste modo, a atenção do aluno pode ser dirigida do conceito à experiência concreta. [...] terceira mediação se caracteriza pela introdução da linguagem química que também pode orientar o pensamento do aluno em níveis mais complexos de generalização e abstração [...]. (ANTUNES-SOUZA; SCHNETZLER, 2015, p.4-5. Grifo nosso)

A mediação pode ser caracterizada como passível de ser realizada em sala de aula e deve ser feita pelo professor mediante sua prática docente, de maneira conveniente com aquele contexto social em que se encontra inserido, munido dos sinais e a linguagem própria para a sua realização (CORRÊA,2017).Sobre esse tema, Antunes – Souza e Schnetzler afirmam:

Os modos de mediação de Pedro refletem seu propósito de orientar, deliberadamente, o pensamento do aluno em direção à formação de conceitos cada vez mais generalizantes e abstratos. [...] a mediação docente precisa promover o estabelecimento da experiência social concreta do aluno com o conhecimento químico escolar, objetivando a elaboração, por parte deste, de conhecimentos químicos que só podem ser apropriados na escola por intermédio do professor de química. (ANTUNES-SOUZA; SCHNETZLER, 2015, p.6-7).

Como um dos obstáculos à aprendizagem de Estequiometria, está relacionado ao conceito de mol e como este conceito é, em relação aos alunos entendido de forma confusa, o professor irá necessitar orientar o pensamento do aluno, por meio de práticas experimentais concretas levar o aluno a compreender de forma efetiva esse tema abstrato, para fazer o aluno apropriar-se de forma correta .

Wenzel e Maldaner (2014, p.316), dizem:

Entendemos com base em Vygotsky que, quando o estudante usa uma nova palavra, o processo de desenvolvimento conceitual está apenas iniciando e que apenas ao desenvolver internamente o seu significado,

pelo uso da palavra em diferentes contextos, num processo mediado pelo professor e outras formas discursivas como livros didáticos, textos de divulgação científica, situações do cotidiano, a palavra vai amadurecendo e ampliando os níveis de generalização. (WENZEL; MALDANER, 2014, p.316).

2.2.2 - O processo de formação de conceitos de Vygotsky

Vygotsky afirma que a questão principal quanto ao processo de formação de conceitos é a questão dos meios pelos quais essa operação é realizada, já que

“todas as funções psíquicas superiores são processos mediados, e os signos constituem o meio básico para dominá-las e dirigi-las. O signo mediador é incorporado à sua estrutura como uma parte indispensável, na verdade a parte central do processo como um todo. Na formação de conceitos esse signo é a palavra, que em princípio tem o papel de meio na formação de um conceito e, posteriormente, torna-se o seu símbolo” (VYGOTSKY, 1989, p.44).

A linguagem do grupo cultural onde a criança se desenvolve dirige o processo de formação de conceitos: a trajetória de desenvolvimento de um conceito já está predeterminada pelo significado que a palavra que o designa tem na linguagem dos adultos (OLIVEIRA, 1991).

Nos seus estudos sobre a aprendizagem de conceitos científicos, Vygotsky acreditava que existem dois tipos de conceitos: os pseudoconceitos ou conceitos do cotidiano e os conceitos científicos. Os pseudoconceitos seriam os conceitos que tem origem nos conhecimentos espontâneos que fundamentam nossa visão de mundo, frutos de nossas interações com o contexto social em que vivemos, são conceitos que se apoiam basicamente na nossa experiência pessoal adquirindo diversos sentidos relacionados ao contexto de aplicação. Já os conceitos científicos são exemplos de palavras que apresentam significados bem definidos independentes do contexto de aplicação. (BRUNER, 1985; FINO, 2001; VYGOTSKY, 1978).

Durante suas pesquisas sobre a aprendizagem, Vygotsky considera que existem coisas que o estudante já sabe fazer sozinho sendo considerado como conhecimento do aluno na zona de desenvolvimento real, enquanto que a Zona de Desenvolvimento Proximal (ZDP) representa as coisas que o estudante só pode fazer com a orientação do professor ou em colaboração com companheiros mais

experientes, que representa o conhecimento em potencial que o aluno pode desenvolver.

Vygotsky percebeu que os conceitos do cotidiano e os conceitos científicos se influenciam mutuamente, pois considera que a fraqueza do conceito do cotidiano reside na sua incapacidade para a abstração e a do conceito científico reside no seu verbalismo, na insuficiente relação com a realidade concreta. A aprendizagem dos conceitos científicos são iniciadas pela definição verbal, como parte de um sistema organizado, esta definição verbal, em articulação com os conceitos do cotidiano, descende para o concreto ou melhor para o fenômeno no qual o conceito se apresenta, enquanto o conceito do cotidiano, que se desenvolve fora de qualquer estrutura, em articulação com o conceito científico, tende a mover-se para cima, isto é, para uma maior abstração (VIGOTSKY, 2009; BRUNER, 1985; FINO, 2001).

Para Vigotsky a escola é uma das principais instâncias de formação que introduz o estudante na cultura científica, o papel do professor é mediar essa transição do conceito do cotidiano para o conceito científico, apoiado de uma linguagem adequada, utilizando signos e instrumentos ou ferramentas pertinentes (VIGOTSKY, 2009; BRUNER, 1985; FINO, 2001).

3 - METODOLOGIA

No presente capítulo vamos apresentar inicialmente o que é uma Sequência Didática e as duas dimensões que a caracterizam, isto é, a dimensão epistemológica e a dimensão pedagógica. Em relação a dimensão epistemológica, vamos apresentar as principais concepções alternativas relacionados ao conceito estruturador da estequiometria. Em relação a dimensão pedagógicas vamos apresentar uma estrutura analítica para análise da dinâmica discursiva em sala de aula.

3.1 - A Sequência Didática

No Ensino Médio é muito importante a discussão dos conceitos científicos em sala de aula para uma melhor apropriação deles pelos alunos. Nesse sentido, a contextualização histórica dos conceitos a partir da elaboração de estratégias didáticas, que considerem a evolução histórica do conhecimento científico, pode possibilitar aos alunos uma percepção mais efetiva dos fenômenos químicos. Portanto, torna-se importante o desenvolvimento de sequências didáticas que abordem conceitos de química a partir de sua construção histórica em aulas de Química no Ensino Médio (RODRIGUES; FERREIRA, 2011). Diante disso, o professor assume um papel fundamental no planejamento e desenvolvimento de sequências em sala de aula.

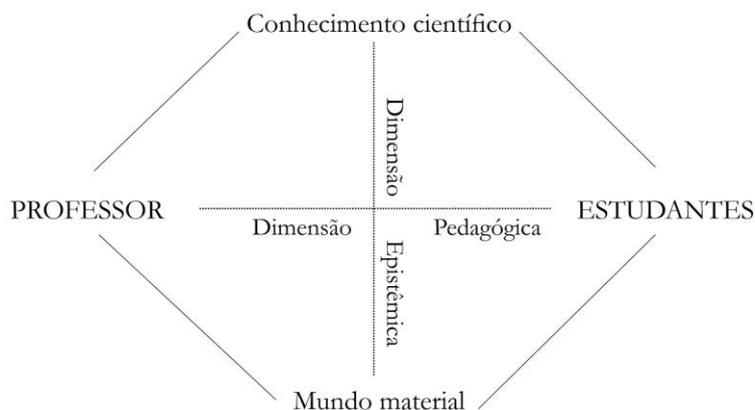
Para McIntyre (2005), existe uma distância considerável entre o conhecimento da experiência dos professores e o conhecimento que é produzido pelos pesquisadores da área de ensino de Ciências/Química. Por isso, se faz necessário fazer com que esses dois tipos de conhecimentos estabeleçam um diálogo no espaço escolar. Segundo Leach *et al* (2005) esse diálogo entre o conhecimento da experiência do professor e o conhecimento da pesquisa sobre o Ensino de Ciências, pode ser feito por meio da proposição de sequências didáticas. Segundo Méheut (2005) as Sequências de Ensino e Aprendizagem (SEAs), objetivam:

[...] as SEAs têm como objetivo ajudar os alunos a compreender o conhecimento científico. Para isso, propõe um modelo para o delineamento das SEAs definindo quatro componentes básicos: o

professor, os alunos, o conhecimento científico e o mundo material, interligados a partir de duas dimensões: a epistemológica e a pedagógica, conforme representado na figura 3. A dimensão epistemológica está relacionada aos conteúdos a serem apreendidos, a gênese histórica do conhecimento e a relação do conhecimento científico com o mundo material. Por sua vez, a dimensão pedagógica relaciona-se com os aspectos inerentes ao papel do professor e aos processos de interação entre professor-aluno e aluno-aluno (MÉHEUT, 2005, p.196).

As Sequências de Ensino e Aprendizagem (SEAs) que vamos denominar de Sequência Didática (SD) pretende estreitar a ligação entre o ensino proposto e a aprendizagem esperada dos alunos. A SD é ao mesmo tempo uma pesquisa intervencionista e um produto que pode ser em um nível micro, por exemplo, uma sessão específica, ou no nível médio, ou seja, uma sequência de aulas para explorar conteúdo específico. Não se aplica ao nível macro de um currículo a ser desenvolvido em um ano (MÉHEUT; PSILLOS, 2005). No nosso caso, vamos desenvolver uma sequência de aulas abordando o desenvolvimento histórico da rede conceitual da estequiometria, isto é, vamos construir uma SD de nível médio.

Quadro 6: Esquema didático para descrever o desenho de uma SD.



Fonte: Adaptado de Méheut (2005).

No quadro 6 está representado um losango para facilitar a elaboração de uma Sequência Didática, contemplando as relações entre professor, conhecimento científico, estudante e mundo real (material). Vamos considerar primeiramente o eixo vertical que corta a figura representando a dimensão epistêmica da SD. No lado da figura que representa professor - conhecimento científico, já foram discutidos os conceitos históricos que contribuíram para a construção do conceito

de estequiometria. Ainda na dimensão epistêmica, lado dos estudantes - mundo material, é importante reconhecer as concepções dos estudantes que se diferenciam dos conhecimentos científicos.

Em relação ao eixo horizontal, quadro 6, que corresponde a dimensão pedagógica, lado professor – mundo real, vamos fundamentar as ações do professor em sala de aula, considerando o construtivismo sócio-histórico seguindo estrutura analítica para a dinâmica em sala de aula proposta por Mortimer e Scott, (2002). Enquanto no lado dos estudantes – mundo material vamos propor estratégias pedagógicas que promovam aproximações entre as concepções dos estudantes e os conceitos científicos, favorecendo a ambos os tipos de conceitos, segundo Vygotsky (2009), na medida em que promove aos primeiros maiores abstrações e aos segundos maiores concretudes.

3.2 - Identificando as concepções alternativas dos estudantes sobre os conceitos que compõem a Sequência Didática.

Com o desenvolvimento da Didática das Ciências, as pesquisas demonstraram que os estudantes, mesmo após o ensino formal, apresentam conceitos sobre as ciências que diferem substancialmente dos conceitos científicos aceitos. Segundo Cachapuz; Praia; Jorge (2002) é preciso compreender que tais conceitos estão articulados numa rede com outros conceitos promovendo o desenvolvimento de uma organização conceitual o que contribuiu para que as mudanças sejam difíceis de ocorrer.

Existe uma vasta terminologia usada para denominar este fenômeno decorrente de não se ter uma completa compreensão dos seus fundamentos epistemológicos, mas essa aparente contradição surge devido a movimentos pioneiros, como é o movimento das ideias prévias. A comunidade científica após ponderação e maturação do fenômeno e dos seus fundamentos acaba construindo consenso. Entre as múltiplas denominações Cachapuz, Praia e Jorge (2002), optam por denominá-las de Concepções Alternativas (CA), visto que Concepções “diz respeito a representações pessoais, espontâneas e solidárias de uma estrutura e que podem ser ou não partilhadas por um conjunto de alunos.” E o uso da

palavra: alternativa serve para enfatizar “a ideia de que tais concepções não tem o estatuto de conceitos científicos e que sendo essenciais a aprendizagem (de um dado aluno) decorrem essencialmente da experiência pessoal do aluno, da cultura, da linguagem” (p.155).

Enquanto Pozo; Crespo (2009) consideram que representam teorias implícitas assumindo também as denominações de Concepções Alternativas (CA). Para compreender melhor como tais concepções emergem é preciso conhecer como estão organizadas, se são ideias isoladas ou desconexas ou se fazem parte de um tecido conceitual que será preciso acessar para mudar. Segundo Pozo; Crespo (2009) as CA dos alunos estão limitadas ontologicamente, epistemologicamente e conceitualmente.

Com tais limitações podemos legitimamente questionar se os alunos são capazes de aprender alguma coisa de química. Cachapuz, Praia; Jorge (2002), Pozo; Crespo (2009) respondem que sim, mas desde que reconheçamos as dificuldades dos estudantes ao ponto de procurar meios de interligar os conhecimentos que eles possuem com os que eles precisam aprender. Neste sentido, reconhecemos que é importante conhecer as CA para construirmos a Sequência Didática, pois será necessário considerar as dificuldades dos alunos e criar estratégias pedagógicas que levem em consideração tais dificuldades.

Vamos apresentar as CA dos estudantes que podem surgir nos planejamentos das aulas que constituem a Sequência Didática e que vai nos permitir criar as estratégias pedagógicas coerentes para favorecer a articulação entre as CA e os conceitos científicos, buscando minimizar as dificuldades dos estudantes na aprendizagem da química.

Uma das mais importantes CA dos alunos em química é a que trata da natureza da matéria. Os estudantes tendem a considerar a matéria como sendo contínua, correspondendo em termos epistemológicos ao que Pozo; Crespo (2009) denominam de realismo ingênuo, isto é, “a matéria é tal como a vemos” (p.143), acrescentando que é mais fácil os alunos aceitarem a descontinuidade da matéria em relação aos estados líquido e gasoso do que em relação ao estado sólido. Em relação as limitações conceituais, os alunos consideram a matéria como um fato ou dado, isto é, a matéria é tal como se vê: contínua e estática. E mesmo quando os

estudantes admitem a natureza descontínua da matéria o fazem considerando que as partículas possuem as mesmas propriedades do sistema macroscópico a qual pertencem.

O conhecimento dessas CA se reveste de importância quando formos abordar a Teoria Atômica de Dalton, pois não podemos tratar esse conceito simplesmente como sendo um dato ou fato, precisamos tratar como um modelo teórico de partículas em constante movimento e em permanente interação. É preciso discutir que as partículas isoladas não têm as mesmas propriedades da matéria macroscópica, mas também discutir que são as interações entre as partículas que favorecem as reações, pois sabemos que os estudantes apresentam dificuldades para entender o que são as reações.

Outra CA importante está relacionada a conservação da massa, embora aparentemente fácil o que acaba acontecendo são os alunos assumirem que a transformação de um líquido em um gás pode implicar no desaparecimento da substância, ou que a dissolução de um sólido para formar um gás pode implicar em perda de massa (POZO; CRESPO, 2009).

O conceito de estequiometria está intimamente relacionado com as quantidades na química e que, portanto, tais quantidades se constituem como parte importante do processo de ensino, especialmente no ensino médio, representando um conteúdo que trata da relação do mundo real macroscópico com o mundo microscópico. Como não podemos determinar a massa de um átomo foi preciso construir o conceito de mol, que permite criar uma ponte entre quantidades microscópicas de átomos, moléculas etc. com quantidades macroscópicas. Portanto, foi necessário no Sistema Internacional de Unidades constituir duas grandezas para a matéria: a grandeza quantidade de matéria cuja unidade é o mol e a grandeza massa cuja unidade é o quilograma.

Contudo, os estudantes apresentam dificuldades em relação ao conceito de mol, primeiro por sua definição ser complexa dificultando a aprendizagem e quando necessitam para relacionar com as massas fazem de forma algorítmica e segundo porque os livros didáticos definem o conceito de mol de forma confusa.

Outro problema do mau uso do conceito de mol se relaciona com a dificuldade dos estudantes em utilizar a proporcionalidade necessária para estabelecer a relação entre mol e grama (POZO; CRESPO, 2009).

Em relação a esta última dificuldade apresentada, muitas vezes o problema se torna maior porque os professores tratam uma questão química como sendo uma questão matemática. Pozo e Cresto (2009) sugerem que o professor precisa diferenciar entre problemas quantitativos e exercícios.

Entendemos como problema quantitativo em que o aluno deve manipular dados numéricos e trabalhar com eles para alcançar uma solução, seja ela numérica ou não. São problemas nos quais fundamentalmente se recebe informação quantitativa, mesmo que o resultado não precise ser dessa natureza. Por isso, as estratégias de trabalho estarão focadas nos cálculos matemáticos, na utilização de fórmulas ou na comparação de dados (POZO; CRESPO, 2009, p. 180)

A crítica levantada pelos autores é que muitas vezes esse “tipo de problema” se transforma em “tipo de exercícios” de fácil resolução, pois se resume ao aluno reconhecer o exercício já realizado muitas vezes em sala de aula e, utilizando os algoritmos, consegue responder sem, contudo, entender minimamente a questão química.

Nesse caso o papel do professor consiste em ajudar o aluno a perceber a diferença entre o problema de matemática e o problema de química, dando igual importância em ambas as soluções química e matemática. Dessa forma o professor pode perceber se o aluno compreende o raciocínio químico em termos das teorias e modelos. (POZO, CRESPO, 2009).

3.3- Apresentação da estrutura analítica para a análise da dinâmica discursiva em sala de aula.

Para alcançar os objetivos desta pesquisa vamos usar na perspectiva teórica o construtivismo sociointeracionista de Vygotsky (1987). Tendo como foco a aprendizagem do conceito de estequiometria, a Sequência Didática (SD) irá utilizar o processo de formação de conceitos a partir da construção de significados criados e desenvolvidos por meio do uso da linguagem e outras formas de comunicação (MORTIMER e SCOTT,2002).

Segundo Mortimer e Scott (2002), nas salas de aula, a interação entre o professor e o aluno é bastante diversificada ao falarem de conteúdos científicos.

Em algumas salas os professores fazem perguntas que levam os alunos a pensar e a desenvolver seu raciocínio conseguindo traduzir suas ideias em palavras, apresentando diferentes opiniões sobre o tema. Em outras, são formados grupos de alunos e o professor vai passando pelos grupos, ajudando os alunos na evolução das atividades propostas. Por outro lado, existem salas de aula, em que o professor faz várias perguntas e as respostas dos alunos, em geral, consiste em ir completando a frase da pergunta feita, alguns respondem, outros não.

Diante dessa situação se faz necessário o desenvolvimento e a aplicação de uma estratégia que possibilite uma participação mais homogênea dos alunos na perspectiva do construtivismo sociointeracionista. Para tanto, iremos utilizar uma ferramenta para analisar a maneira como os professores podem atuar para mediar as interações com os seus alunos para que consigam resultados positivos na construção de significados nas aulas de ciências (MORTIMER e SCOTT,2002).

De acordo com Mortimer e Scott (2002), alguns pesquisadores têm estudado as interações nas aulas de ciências e nas formas como novos significados são desenvolvidos por meio dos modos de expressão verbal e não-verbal.

Por exemplo, Edwards and Mercer (1987), no livro *'Common Knowledge'*, examinam as relações entre o conteúdo das aulas e as atividades práticas e discursos que as constituem. Em *'Talking Science: Language, Learning and Values'*, Jay Lemke (1990) propõe que aprender ciências envolve aprender a "falar ciências." Ogborn, Kress, Martins and McGillicuddy (1996), em *'Explaining Science in the Classroom'*, estudam as formas pelas quais professores do ensino secundário constroem e apresentam explicações em sala de aula. Mais recentemente, Kress, Jewitt, Ogborn and Tsatsarelis (2001), em *'Multimodal teaching and learning: the rhetorics of the science classroom'* exploram uma variedade de diferentes modos de comunicação na tentativa de demonstrar que ensinar e aprender ciências em salas de aula vai além dos aspectos verbais(MORTIMER e SCOTT,2002,p.285).

Iremos apresentar no quadro 7, a seguir, uma proposta de estrutura analítica desenvolvida por Mortimer e Scott (2002) baseada em cinco aspectos relacionados, que destacam o papel do professor em são agrupadas em termos de focos de ensino, abordagem e ações:

Quadro 7: A estrutura analítica: uma ferramenta para analisar as interações e a produção de significados em salas de aula de ciências.

Aspectos da Análise	
i. Focos do ensino	<i>1. Intenções do professor</i> <i>2. Conteúdo</i>
ii. Abordagem	<i>3. Abordagem comunicativa</i>
iii. Ações	<i>4. Padrões de interação</i> <i>5. Intervenções do professor</i>

Fonte: Mortimer e Scott (2002, p.285).

Para Leach e Scott (2002), o construtivismo sociointeracionista nas aulas de ciências, produz uma interação pública, na qual os diferentes participantes vão desempenhando suas funções de forma colaborativa para conquistar seus respectivos objetivos. Ao professor, caberá apresentar e mediar as atividades propostas e aos alunos será dado papel de protagonista na construção do conhecimento.

Vale salientar que o processo de desenvolvimento da sequência didática, levando – se em consideração as diferentes peculiaridades sociais da sala de aula onde será desenvolvida a SD, tem aspecto central nesse processo (MORTIMER e SCOTT,2002).

Entretanto, para que a teoria de Vygotsky seja contemplada, é necessário levar em consideração outros aspectos nesse processo, conforme o quadro 8 abaixo:

Quadro 8: Intenções do professor.

Intenções do professor	Foco
✍ Criando um problema	Engajar os estudantes, intelectual e emocionalmente, no desenvolvimento inicial da ‘estória científica’.
✍ Explorando a visão dos estudantes	Elicitar e explorar as visões e entendimentos dos estudantes sobre idéias e fenômenos específicos.
✍ Introduzindo e desenvolvendo a ‘estória científica’	Disponibilizar as idéias científicas (incluindo temas conceituais, epistemológicos, tecnológicos e ambientais) no plano social da sala de aula.
✍ Guiando os estudantes no trabalho com as idéias científicas, e dando suporte ao processo de internalização	Dar oportunidades aos estudantes de falar e pensar com as novas idéias científicas, em pequenos grupos e por meio de atividades com a toda a classe. Ao mesmo tempo, dar suporte aos estudantes para produzirem significados individuais, internalizando essas idéias.
✍ Guiando os estudantes na aplicação das idéias científicas e na expansão de seu uso, transferindo progressivamente para eles o controle e responsabilidade por esse uso	Dar suporte aos estudantes para aplicar as idéias científicas ensinadas a uma variedade de contextos e transferir aos estudantes controle e responsabilidade (Wood et al., 1976) pelo uso dessas idéias.
✍ Mantendo a narrativa: sustentando o desenvolvimento da ‘estória científica’	Prover comentários sobre o desenrolar da ‘estória científica’, de modo a ajudar os estudantes a seguir seu desenvolvimento e a entender suas relações com o currículo de ciências como um todo.

Fonte: Mortimer e Scott (2002, p. 286)

De acordo com Mortimer e Scott (2002), para a estruturação da análise do conteúdo do discurso na sala de aula vamos tomar como referência as distinções entre as seguintes categorias: descrição, explicação e generalização:

Descrição: envolve enunciados que se referem a um sistema, objeto ou fenômeno, em termos de seus constituintes ou dos deslocamentos espaço-temporais desses constituintes.

Explicação: envolve importar algum modelo teórico ou mecanismo para se referir a um fenômeno ou sistema específico.

Generalização: envolve elaborar descrições ou explicações que são independentes de um contexto específico.

Diante de exposto, Mortimer (2000) completa:

Uma distinção adicional que consideramos importante, relaciona-se ao fato de que descrições, explicações e generalizações podem ser caracterizadas como *empíricas* ou *teóricas*. Assim, descrições e explicações que se utilizam de referentes (constituintes ou propriedades de um sistema ou objeto) diretamente observáveis são caracterizadas como empíricas. Já as descrições e explicações que utilizam referentes não diretamente observáveis, mas que são criados por meio do discurso teórico das ciências, como no caso de modelos para a matéria, são caracterizadas como teóricas (MORTIMER, 2000 *Apud* MORTIMER e SCOTT, 2002, p. 287).

A interação entre o professor e o aluno do ponto de vista da abordagem comunicativa é fator de alta relevância na estrutura analítica, pois vai informar a maneira como o professor realiza a execução das intenções e o conteúdo do ensino ao longo das diferentes intervenções pedagógicas que trazem como resultado os diferentes padrões de interação (MORTIMER e SCOTT, 2002).

Ainda de acordo com Mortimer e Scott (2002), no tocante à caracterização do discurso entre professor e alunos ou entre alunos são conhecidas quatro modalidades de abordagem comunicativa, em termos de duas dimensões que são: discurso dialógico ou de autoridade; discurso interativo ou não – interativo.

As intervenções relacionadas ao processo de interação entre o professor e os seus alunos na sala de aula de ciências podem ser caracterizadas de duas formas. Na primeira delas, o professor admite o que o aluno tem a dizer a respeito do tema tratado; mais de uma opinião é considerada e há uma interlocução mais democrática. Esta modalidade de interação é denominada de abordagem comunicativa dialógica. Por outro lado, o professor age considerando apenas a opinião daquele aluno que está adequada ao discurso científico relacionado ao tema que está sendo construído. Esta modalidade de interação pertence a abordagem comunicativa de autoridade, na qual apenas uma opinião é considerada e não há um debate ou confronto de opiniões (MORTIMER e SCOTT, 2002).

Mortimer e Scott (2002), consideram que efetivamente, durante as diferentes interações entre o professor e o aluno, poderemos verificar a manifestação dessas duas vertentes de discursos, com a predominância de uma versão em detrimento da outra em determinados momentos, convenientes ao tema da aula em

andamento. Para esses autores, no tocante à abordagem comunicativa, devemos também analisar a maneira como os alunos participam das aulas. Quando ocorre a participação de mais de uma pessoa, temos o discurso interativo e quando ocorre a participação de uma única pessoa, temos o discurso não - interativo.

Para Mortimer e Scott (2002) a caracterização das classes de abordagem comunicativa, relacionada com o desempenho do professor ao conduzir o discurso na sala de aula podem ser assim caracterizadas:

a. Interativo/dialógico: professor e estudantes exploram ideias, formularam perguntas autênticas e oferecem, consideram e trabalham diferentes pontos de vista.

b. Não-interativo/dialógico: professor reconsidera, na sua fala, vários pontos de vista, destacando similaridades e diferenças.

c. Interativo/de autoridade: professor geralmente conduz os estudantes por meio de uma sequência de perguntas e respostas, com o objetivo de chegar a um ponto de vista específico.

d. Não-interativo/ de autoridade: professor apresenta um ponto de vista específico.

A seguir, apresentamos no quadro 9, o resumo que mostra como essas modalidades das classes de abordagem comunicativa podem ser combinadas.

Quadro 9: Quatro classes de abordagem comunicativa

	INTERATIVO	NÃO-INTERATIVO
DIALÓGICO	a <i>Interativo / Dialógico</i>	b <i>Não-interativo / Dialógico</i>
DE AUTORIDADE	c <i>Interativo / de autoridade</i>	d <i>Não-interativo/ de autoridade</i>

Fonte: Mortimer e Scott (2002, p. 288).

Outro aspecto a ser levado em consideração na nossa análise, diz respeito aos padrões de interação que emergem na medida em que o professor e os alunos alternam momentos de fala na sala de aula (MORTIMER e SCOTT,2002).

O mais comum são as tríades I-R-A (Iniciação do professor, Resposta do aluno, Avaliação do professor), mas outros padrões também podem ser observados. Por exemplos, em algumas interações o professor apenas sustenta a elaboração de um enunciado pelo aluno, por meio de intervenções curtas que muitas vezes repetem parte do que o aluno acabou de falar, ou fornecem um *feedback* para que os estudantes elaborem um pouco essa fala. Essas interações geram cadeias de turnos não triádicas do tipo I-R-P-R-P... ou I-RF- R-F.... onde P significa uma ação discursiva de permitir o prosseguimento da fala do aluno e F um *feedback* para que o aluno elabore um pouco mais sua fala (MORTIMER e SCOTT,2002,p.288).

Scott (1998) considera que também devemos analisar de forma específica, as maneiras como são realizadas as intervenções pedagógicas pelos professores, conseguindo identificar seis formas de intervenções pedagógicas e elaborou o quadro 10 abaixo, que relaciona essas seis formas, especificando o foco e as ações do professor que caracterizam cada uma delas.

Quadro 10: Intervenções do professor

Intervenção do professor	Foco	Ação - o professor:
1. Dando forma aos significados	Explorar as idéias dos estudantes	- introduz um termo novo; parafrasea um resposta do estudante; mostra a diferença entre dois significados.
2. Selecionando significados	Trabalhar os significados no desenvolvimento da estória científica.	- considera a resposta do estudante na sua fala; ignora a resposta de um estudante.
3. Marcando significados chaves		- repete um enunciado; pede ao estudantes que repita um enunciado; estabelece uma seqüência I-R-A com um estudante para confirmar uma idéia; usa um tom de voz particular para realçar certas partes do enunciado.
4. Compartilhando significados	Tomar os significados disponíveis para todos os estudantes da classe	- repete a idéia de um estudante para toda a classe; pede a um estudante que repita um enunciado para a classe; compartilha resultados dos diferentes grupos com toda a classe; pede aos estudantes que organizem suas idéias ou dados de experimentos para relatarem para toda a classe.
5. Checando o entendimento dos estudantes	Verificar que significados os estudantes estão atribuindo em situações específicas	- pede a um estudante que explique melhor sua idéia; solicita ao estudantes que escreva suas explicações; verifica se há consenso classe sobre determinados significados.
6. Revendo o progresso da estória científica	Recapitular e antecipar significados	- sintetiza os resultados de um experimentos particular; recapitula as atividades de uma aula anterior; revê o progresso no desenvolvimento da estória científica até então.

Fonte: Scott (1998, p.289)

Diante da estruturação apresentada acima, no próximo capítulo, vamos apresentar uma Sequência Didática (SD) que pretende discorrer sobre o processo de evolução histórica e epistemológica da Química, apresentando diferentes contribuições dos cientistas, ocorrido entre o final do século XVIII e início do século XIX, dando ênfase a rede conceitual da estequiometria.

4 - SEQUÊNCIA DIDÁTICA

Nesse último capítulo vamos apresentar para quais alunos a Sequência Didática foi pensada. Em seguida, serão descritas as atividades de cada uma das dez aulas de 50 minutos ou das cinco aulas geminadas.

4.1 - Contexto e Participantes

A sequência foi elaborada para ser aplicada em uma escola da rede particular localizada no centro da cidade de Petrolina, Pernambuco, em uma turma de 40 alunos do 1º ano do Ensino Médio, na faixa etária de 14 e 15 anos. Optamos por selecionar o conteúdo de Estequiometria para os alunos do 1º ano por este ser de grande importância na apropriação de outros conteúdos que oferecem várias dificuldades aos alunos. Então, com o objetivo de dar uma ênfase diferenciada a abordagem da estequiometria, desenvolvemos uma sequência didática com foco na evolução histórica do conhecimento para a construção do conceito de estequiometria em aulas de química.

4.2 - Etapas da Sequência Didática

Para atender os objetivos de pesquisa propostos será elaborada uma sequência didática que consta das seguintes etapas:

1ª) Elaboração e aplicação de um questionário para diagnosticar as concepções prévias dos alunos participantes sobre o conteúdo de estequiometria.

2ª) Desenvolvimento histórico da estequiometria iniciando com a Lei da Conservação das massas.

3ª) Apresentar os estudos de Proust e sua contribuição para a determinação da pureza das substâncias bem como sua contribuição para o cálculo dos pesos atômicos.

4ª) Apresentar a Teoria Atômica de Dalton utilizando o modelo do átomo indivisível e as regras de máxima simplicidade que o levou a propor massas atômicas relativas ao hidrogênio assumido como 1. Depois iremos introduzir as críticas que Dalton recebeu em relação as suas regras de máxima simplicidade,

abrindo espaço para introduzir a Lei dos Volumes de Combinação de Gay Lussac e ao Princípio de Avogadro.

5ª) Berzelius e sua contribuição para chegar as massas atômicas relativas considerando o oxigênio como elemento padrão de referência.

6ª) Cálculo do mol a partir das massas absolutas de cada átomo e ao mesmo tempo associando o valor $6,0 \times 10^{23}$ tanto como representando as quantidades de partículas, mol, quanto resolvendo a questão em aberto na aula 4 que representa a constante de Avogadro.

Associando que 1 mol de espécies químicas equivale a $6,02 \times 10^{23}$, que representa átomos, moléculas, íons, etc e que tal valor foi utilizado para homenagear o Físico Amedeo Avogadro, dando origem a denominação Constante de Avogadro. Nessa ocasião, no fim da aula, iremos esclarecer que o valor aceito pela comunidade científica é $6,02 \times 10^{23}$ e não 6×10^{23} .

7ª) Resolução de questões diversificadas com a finalidade dos alunos adquirirem habilidades para compreender e relacionar as duas grandezas da matéria, isto é; a massa e a quantidade de matéria.

8ª) Discussão de diferentes situações do cotidiano para concretizar a aplicação do conceito de estequiometria em diversos contextos.

4.3 - Descrição das etapas da Sequência Didática (SD)

Serão apresentados planejamentos de aulas para atender ao nosso objetivo de articular a história da química com a evolução dos conceitos que gradualmente foram estruturando a estequiometria. Foram planejadas dez aulas envolvendo diferentes atividades, o tempo de cada aula sugerido pode ser modificado pelos professores em função do maior conhecimento dos estudantes.

1ª Aula – 50 minutos

Local das Atividades: Sala de aula

Objetivos:

Apresentar aos estudantes a estrutura da sequência didática (SD) que será vivenciada para facilitar o processo de aprendizagem dos conceitos históricos que fundamentam a estequiometria.

Identificar as concepções prévias dos estudantes sobre estequiometria utilizando questionário aplicado na primeira aula.

Questionário

Q1: Descreva o que você entende sobre o conteúdo de estequiometria estudado nas aulas de Química.

Q2. Quais as dificuldades de aprendizagem que você apresenta quando resolve questões sobre estequiometria nas aulas de Química?

Q3. Quais outros conteúdos da química são necessários para ajudar no melhor entendimento e na resolução de questões sobre estequiometria?

Q4. Quais conteúdos de outras disciplinas você precisa aprender para auxiliar na resolução de questões que envolvem a estequiometria?

Q5. Quais sugestões você propõe para minimizar as dificuldades de aprendizagem durante o estudo e a resolução de questões sobre estequiometria nas aulas de Química?

Q6. Você pode citar exemplos da presença e aplicação do conteúdo de estequiometria em atividades que realizamos no dia a dia (cotidiano)?

Nessa etapa os alunos responderão ao questionário que será entregue ao professor para análise das respostas visando diagnosticar as possibilidades de intervenção e mediação para a eficácia na aprendizagem dos alunos.

2ª Aula – 50 minutos

Local das Atividades: Sala de vídeo.

Será usado como recurso didático vídeo com duração de 18min 45s que será exibido para abordar o contexto histórico do século XVIII na França, período no qual o trabalho de Lavoisier foi desenvolvido. Além de considerar como Lavoisier usou de forma sistemática a balança, culminando com a discussão acerca da comprovação e demonstração da lei da conservação das massas.

O vídeo pode ser acessado no endereço:

<https://www.youtube.com/watch?v=TddU9CX9jzM&t=468s>.

Objetivos:

- Discutir com os alunos a importância do contexto histórico, político, social e econômico no desenvolvimento dos estudos do cientista e de seu cotidiano, destacando que a ciência e o conhecimento gerado por ela, têm uma origem, a qual é muitas vezes cercada de obstáculos concretos e abstratos.

- Reconhecer que Lavoisier já possuía conhecimentos sobre a conservação das massas nas reações químicas e que buscou comprová-los e evidenciá-los através de variados experimentos.

- Demonstrar a importância da experimentação, da repetição de testes experimentais, a necessidade de rigor nos aspectos da qualidade e quantificação de dados (o uso da balança) para a melhoria na coleta dos dados oriundos de experimentos.

Orientações para exibição do vídeo:

1º Momento - Assistir ao vídeo com toda a turma, parando sempre que o professor considerar necessário, para dialogar com os alunos sobre episódios relevantes do conteúdo.

2º Momento – Após o término do vídeo, propiciar um momento para questionamentos dos alunos e expressão de suas impressões sobre o conteúdo abordado.

3º Momento – Organizar a turma em grupos de 4 a 5 alunos e propor a resolução de questões acerca de diferentes aspectos do conteúdo tratados no vídeo.

Resolução de questões sobre a lei da conservação da massa baseada no vídeo

1) Você já sabia quem era Lavoisier?

- a. Sim, já tive essa informação. Onde? _____
- b. Não, nunca soube dessa informação.
- c. Não me lembro.

2. Você já sabia o que acontece com uma barra de ferro ou cobre exposta à chuva por algum tempo?

- a. Sim, já tive essa informação. Onde? _____
- b. Não, nunca soube dessa informação.
- c. Não me lembro.

3. Quem acreditava que o metal ferro ao enferrujar diminuía de massa até desaparecer?

- a. Todos os franceses.
- b. Somente Lavoisier.
- c. Não me lembro.

4. Quem publicou um panfleto demonstrando que o ferro combinado com o ar sofre aumento da sua massa?

- a. A esposa de Lavoisier.
- b. Somente Lavoisier.
- c. Não me lembro.

5. Você já sabia sobre a conservação das massas nas transformações químicas?

- a. Sim, já tive essa informação. Onde? _____
- b. Não, nunca soube dessa informação;
- c. Não me lembro.

6. Como Lavoisier demonstra para a comunidade de pesquisadores a conservação da massa?**7. Você já assistiu a outros vídeos semelhantes a este na escola?**

- a. Sim, muitas vezes.
 - b. Sim, de vez em quando.
 - c. Sim, raramente.
 - d. Não me lembro.
 - e. Não, nunca.
- Se respondeu *Sim*, em qual(is) disciplina(s)?

8. O que você acha do uso de vídeos na sala de aula?

- a. É muito necessário.
- b. É necessário.
- c. Pouco necessário.
- d. Não é necessário.

Justifique sua resposta.

3ª Aula: 100min

Realização de atividades para diferenciar fenômenos físicos e químicos e experiências envolvendo discussão sobre a lei da conservação das massas.

Objetivos:

Reconhecer a diferença entre fenômenos físicos e químicos, utilizando exemplos do cotidiano do aluno.

Demonstrar através de experimentos simples, utilizando materiais do cotidiano, que a massa de uma reação sempre é conservada, em sistema fechado e sistema aberto.

1ª Etapa:

Diferenciando fenômenos físicos dos fenômenos químicos

Local da atividade: Pátio da escola.

1º Momento – Retomada da segunda aula destacando os principais pontos discutidos sobre a conservação das massas numa reação química que ocorre em sistemas fechados e/ou abertos.

2º Momento – Organizar grupos de 4 a 5 alunos para visitar o pátio da escola, solicitando-lhes que registrem alguns exemplos de fenômenos físicos e químicos que conseguem identificar. Retornar a sala de aula e solicitar que os grupos

registrem no quadro branco os fenômenos físicos e químicos observados e identificados.

3º Momento – Após a apresentação dos grupos, o professor inicia a discussão buscando o engajamento dos alunos. Cabe ao professor questionar, mediar e esclarecer perguntas e dúvidas dos alunos sobre transformações físicas e químicas e suas diferenças.

2ª Etapa

Local da Atividade: Laboratório

1º experimento: Queima de uma folha de papel

Objetivo: Discutir que a massa das substâncias em uma reação química pode aparentemente “diminuir” quando a reação ocorre em sistema aberto.

Material: Folha de papel (celulose), palito de fósforo, balança digital.

Procedimento experimental:

Ligar a balança digital, realizar a sua tara, pesar a folha de papel e anotar sua massa. Em seguida, queimar a folha de papel até o final e pesar para obter a massa do resíduo.

Representar a queima da folha de papel (celulose) segundo a linguagem química de Lavoisier, diferenciando as substâncias simples das compostas.

Acrescentar que a celulose, a água e o gás carbônico são substâncias compostas e oxigênio é uma substância simples.



2º experimento: Queima de palha de aço (ferro)

Objetivo: Demonstrar que em sistema aberto a massa das substâncias obtidas em uma transformação química pode aparentemente “aumentar”.

Material: palha de aço, fósforo, vidro de relógio, balança digital.

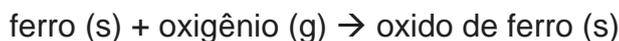
Procedimento experimental:

Ligar a balança digital, realizar a sua tara, pesar a palha de aço (ferro) no vidro de relógio, anotar sua massa. Em seguida, queimar a palha de aço no vidro de relógio e após cessar a combustão voltar a pesar.

Observar se houve mudança na massa do produto obtido da queima.

Orientar os alunos para manusearem a palha de aço antes e depois da queima. Questionar se é a mesma substância, isto é, se a queima produziu outra substância ou se possui outras propriedades diferente do ferro. Por exemplo, se a palha de aço queimada (óxido de ferro) pode ser utilizada para limpar as panelas.

Representar a reação química de combustão utilizando a nomenclatura de Lavoisier.



Propor os seguintes questionamentos para a discussão:

Q1. Será que o óxido de ferro tem a mesma massa do ferro? Justifique sua resposta

Q2. Será que o óxido de ferro tem as mesmas propriedades do ferro? Justifique sua resposta.

3° Experimento: Reação química entre ácido acético e o bicarbonato de sódio.

Objetivo: Demonstrar que durante uma reação a massa das substâncias dos reagentes e produtos se conserva desde que não ocorra, por exemplo, vazamento de gás.

Material: funil de vidro, erlenmeyer de 300 mL, balança digital, espátula, balão de borracha, fermento químico (bicarbonato de sódio), vinagre (ácido acético).

Procedimento experimental:

Ligar a balança digital, realizar a sua tara, pesar o erlenmeyer e o balão de borracha. Em seguida adicionar 100 mL de vinagre (ácido acético) no erlenmeyer e duas quantidades/porções de uma espátula de fermento químico (carbonato de sódio) no balão de borracha. Depois prender o balão de borracha na extremidade aberta do erlenmeyer e quantificar a sua massa na balança antes de misturar as substâncias a fim de obter a massa total dos reagentes. Depois deixar o fermento presente no balão de borracha entrar em contato com o vinagre contido no erlenmeyer. Verificar a ocorrência da transformação da matéria por meio do surgimento de efervescência, posterior liberação e seu deslocamento/enchimento do balão com o gás produzido na reação.

A seguir, representamos a reação ocorrida no experimento:



Nas condições de realização do experimento verifica-se que a massa não sofre alteração quantitativa significativa, dessa maneira conclui-se que em sistema fechado a massa dos reagentes/substâncias antes da reação corresponde à massa obtida dos produtos/substâncias após a reação, ou seja, a massa total das substâncias envolvidas na reação se conserva em um sistema fechado.

Conclusão

Os resultados obtidos das três atividades experimentais são discutidos inicialmente nos pequenos grupos (4 a 5 participantes) de alunos, seguido da apresentação dos resultados de cada grupo no quadro formando um painel. Para sistematizar iremos realizar uma roda de conversa com toda a turma, para que todos possam expressar suas impressões e compreensões sobre os fenômenos observados, esclarecendo suas dúvidas, fazendo questionamento e buscando correlacionar os experimentos realizados por Lavoisier com a atividade experimental e com os que foram exibidos no vídeo na segunda aula.

Resolução de Questões sobre os fenômenos envolvendo transformações físicas e química e a Lei da conservação das massas

- 1) Você sabia que a matéria pode se transformar?
 - a. () Sim, já tive essa informação. Onde?
 - b. () Não, nunca soube dessa informação;
 - c. () Não me lembro.

2. Descreva o que você entende sobre fenômeno físico.
3. Descreva o que você entende sobre fenômeno químico.
4. Os três experimentos realizados confirmam a lei da conservação das massas?
5. Você diria que Lavoisier estava correto em relação a lei da conservação das massas?

4ª Aula: 50min

Local da atividade: Sala de aula

Teoria Atômica de John Dalton e as massas atômicas relativas

Orientações sobre a aula

Aula expositiva dialogada sobre a História da Química abordando a teoria atômica de Dalton, apresentada pela primeira vez em 1803, proposta inicialmente para explicar as diferentes solubilidades dos gases na água, mas que fundamentou a química analítica na medida em que utilizou as leis de Proust e Lavoisier.

Objetivos

- 1 – Compreender que a matéria é constituída de átomos indivisíveis que estão em constante movimento e que interagem entre si.
- 2 – Compreender que numa reação há conservação das massas e conservação dos átomos.
- 3 – Compreender que as reações químicas ocorrem pela formação de novas substâncias, devido ao rearranjo de átomos envolvidos na reação.
- 4 – Compreender como Dalton chegou as suas massas atômicas relativas dos elementos e das substâncias.

Orientações para a aula

De acordo com Partington (1945), Joseph Louis Proust (1754-1826), químico francês, realizou inúmeras pesquisas a respeito da composição de compostos minerais de origem natural e artificial, havendo demonstrado que vários metais podem formar mais de um óxido, tendo descoberto o óxido cuproso em 1799. Em 1797, Proust enunciou a lei das proporções constantes: *“uma substância, qualquer*

que seja sua origem, apresenta sempre a mesma composição em massa". Naquela época a aceitação não foi imediata, pois existia uma forte oposição de cientistas como Claude Louis Berthollet (1748-1822), que em 1803, na sua obra *Statique Chimique*, negava a lei das proporções constantes, pois considerava as reações químicas como dependentes da massa, ou seja, se as massas dos reagentes estivessem em excesso o produto também seria um composto de composição variada. Na medida em que as análises químicas se tornam cada vez mais precisas, a lei das proporções definidas de Proust vai sendo aceita. Essa controvérsia entre Proust e Berthollet é um exemplo de como a ciência evolui a partir de teorias rivais, e que somente após um tempo variável, a teoria mais consistente se impõe, isto é, o impasse é resolvido pelas novas evidências empíricas e/ou teórica que fortalece uma das teorias em disputa (CHALMERS, 1993).

Do ponto de vista da evolução histórica da Química como ciência, a palavra estequiometria, termo de origem grega que significa medida de elementos, foi introduzida por Jeremias Benjamin Richter, entre 1792 a 1802, para explicar a química das afinidades entre ácidos e bases, mas que passou a ser utilizada na química analítica baseada na lei das proporções definidas. A lei de Proust fundamenta a hipótese atômica de Dalton, na medida em que torna indiscutível a noção de proporção por unidades discretas (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992).

Como explicar a estequiometria, isto é, a lei das proporções definidas e a lei da conservação da massa?

John Dalton (1766-1844) ao apresentar a sua hipótese atômica vai responder à questão acima na medida em que as reações ocorrem a partir de massas atômicas definidas, isto é, das massas dos átomos, as reações não acontecem entre frações de átomos.

Quem era John Dalton? Dalton era matemático, físico e químico, embora seu maior interesse tenha sido a meteorologia, tendo sido influenciado pelo

pensamento mecanicista de Isaac Newton (1643-1727) que considerava a matéria ser constituída de corpúsculos que sofrem ação de forças atrativas e repulsivas.

Devido a seu interesse em meteorologia Dalton passou a se dedicar ao estudo da solubilidade dos diferentes gases. Em uma palestra denominada “Sobre a absorção de gases pela água e outros líquidos!” apresentada em 1803 e que somente viria a ser publicado em 1805, perante a sociedade filosófica de Manchester, expõe pela primeira vez a sua hipótese atômica.

“A maior dificuldade para contemplar a hipótese mecânica provém do fato de diferentes gases observarem diferentes leis. Por que a água não admite a mesma quantidade de qualquer tipo de gás? Esta questão eu tenho considerado devidamente, e embora ainda não seja capaz de me satisfazer completamente, estou quase persuadido de que essa circunstância depende do peso e do número das partículas últimas dos diversos gases: aqueles cujas partículas são mais leves e simples são menos absorvíveis, e as outras são mais, conforme aumentam em peso e complexidade (VIANA; PORTO, 2007, p.8).

Dalton propôs uma série de postulados reunidos em uma publicação denominada de teoria atômica clássica, trazendo, entre outras, as seguintes ideias:

- 1- A matéria é constituída de partículas indivisíveis chamadas átomos.
- 2- Todos os átomos de um mesmo elemento têm as mesmas propriedades [...] as quais diferem das propriedades de todos os outros elementos.
- 3- Uma reação química consiste [...] num rearranjo dos átomos de um conjunto de combinações para outro (BRADY; HUMISTON, 1986).

Na palestra proferida em 1803, Dalton apresentou sua primeira tabela de massas atômicas que foi posteriormente publicada em 1805 e corrigida em 1808, conforme quadro 11 a seguir.

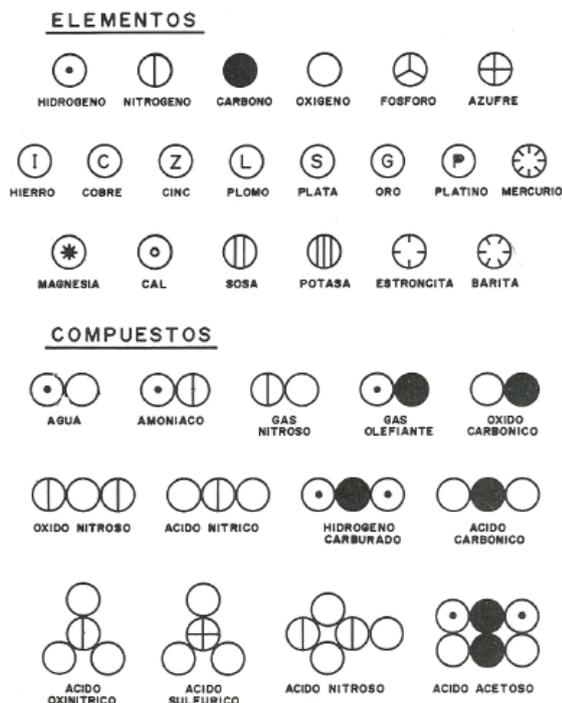
Quadro 11: Massas atômicas segundo Dalton.

Espécie química	Pesos atômicos (<i>sic</i>)	
	1805	1808
Hidrogênio	1	1
Azoto	4,2	5
Carbono	4,3	5
Amônia	5,2	6
Oxigênio	5,5	7
Água	6,5	8
Fósforo	7,2	9
Hidrogênio fosforetado (PH ₃)	8,2	-
Gás nitroso (NO)	9,3	12
Éter	9,6	-
Óxido gasoso de carbono (CO)	9,8	12
Óxido nitroso (N ₂ O)	13,7	17
Enxofre	14,4	13
Ácido nítrico (NO ₂)	15,2	19
Hidrogênio sulfuretado (H ₂ S)	15,4	16
Ácido carbônico (CO ₂)	15,3	19
Álcool	15,1	16
Ácido sulfuroso (SO ₂)	19,9	-
Ácido sulfúrico (SO ₃)	25,4	34
Hidrogênio carburetado da água estagnada (CH ₂)	6,3	7
Gás olefiante (C ₂ H ₄)	5,3	6

Fonte: Figueiras (2004, p.43)

Dalton também propôs símbolos (círculos, traços, pontos) para representar os diferentes elementos e fórmulas para identificar os compostos, conforme apresentado na figura 3.

Figura 3 – Símbolos dos elementos e dos compostos desenvolvidos por Dalton.



Fonte: Extraído de Peinado (2016) apud Trancoso (2016, p. 23).

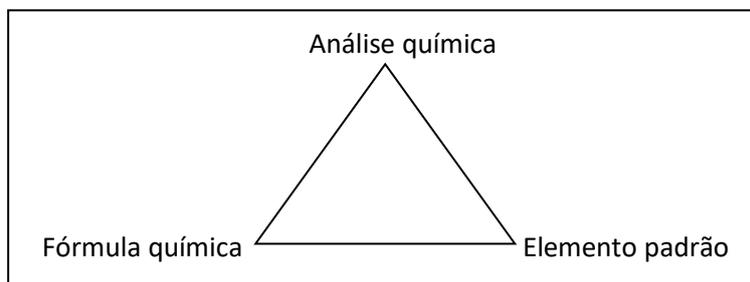
Como Dalton chegou as suas massas atômicas?

Para responder a essa questão Dalton precisava saber quantos átomos estão contidos em um dado composto, isto é, precisava conhecer a fórmula química.

Aceitando que os átomos se combinam segundo a lei de Proust ele então introduz regras de máxima simplicidade, ou seja, quando dois elementos, A e B, formam um único composto, o composto é binário. Quando existem duas substâncias constituídas dos mesmos elementos, A e B, a regra de máxima simplicidade considera que existe uma substância do tipo AB, composto binário, e outra do tipo AB₂ ou A₂B, composto ternário, e assim por diante (VIANA; PORTO, 2007).

Também se faz necessário conhecer a análise química, isto é, saber a proporção exata em massa de A que se combina com a proporção exata em massa de B e a última condição para determinar a massa atômica é escolher um elemento que seja utilizado como padrão de referência.

As três condições necessárias e percebidas por Dalton estão apresentadas no quadro 12.



Quadro 12 – As três condições para encontrar as massas atômicas relativas (fonte própria).

No início do século XIX já eram conhecidas análises químicas de diferentes gases. Em relação a análise química da água, Lavoisier já havia constatado que em 100g de água estão contidos 15g de hidrogênio e 85g de oxigênio. Dalton utilizando sua regra de máxima simplicidade propôs que a água seria constituída de 1 átomo de hidrogênio e 1 átomos de oxigênio, isto é, a relação em átomos seria 1:1. Além disso, definiu como padrão de referência o átomo de hidrogênio como sendo 1, porque sua massa nos compostos era sempre menor do que a massa dos demais elementos. Dessa forma todas as três condições foram atendidas. Assim a massa de um átomo de oxigênio corresponde a aproximadamente $85/15 = 5,5$ vezes maior do que a massa de um átomo de hidrogênio tomado como padrão. Se fosse possível pesar os átomos, numa balança de dois braços seria preciso 2 átomos de oxigênio ($2 \times 5,5$) para equilibrar a massa de 11 átomos de hidrogênio (11×1). Para Dalton, a massa da água seria $5,5 + 1 = 6,5$ conforme se apresenta no quadro 11.

Sugestão:

- 1 – Utilizar massa de modelar de cores variadas para representar os átomos e fórmulas de Dalton.
- 2 – Levantar a discussão do porquê as massas atômicas relativas encontradas por Dalton, nos exemplos acima, não estarem corretas, conduzindo a discussão que

apontam dois motivos: as análises químicas da época não eram confiáveis e as regras de máxima simplicidade não garantiam a escolha da fórmula correta.

5º Aula: 100min

A linguagem, massas atômicas relativas e equações químicas segundo Berzelius.

Local da atividade: Sala de aula

Aula expositiva dialogada sobre a contribuição de Jöns Jacob von Berzelius (1779 – 1848), sobre a linguagem química moderna que é usada até os dias atuais, como também sua importância como analista que o fez encontrar as “verdadeiras” massas atômicas.

Objetivos:

- Abordar as contribuições de Berzelius para a consolidação da química com relação à linguagem utilizada para a representação dos elementos e das respectivas substâncias formadas pelos elementos químicos.
- Apresentar a lei dos volumes de combinação de Gay-Lussac que permitiu Berzelius corrigir a fórmula química da água.
- Discutir a importância do valor mais preciso das massas atômicas relativas para o aperfeiçoamento do estudo das quantidades das substâncias em uma transformação química.

Orientações para a aula

1º Momento

Retomar aulas anteriores citando os principais pontos dos estudos sobre conservação das massas de Lavoisier, estudos desenvolvidos por Proust e Dalton, sempre ressaltando sua relação com a estequiometria, e como ocorreu o desenvolvimento da química como ciência e a evolução de suas bases conceituais. Em seguida, introduzir a participação de Berzelius tanto na linguagem quanto nas análises precisas que o levou as massas atômicas atuais.

2º Momento

Foi Jöns Jacob von Berzelius, médico e químico de profissão, quem contribuiu de forma decisiva para o desenvolvimento da teoria atômica de Dalton. Berzelius reconheceu a importância da teoria atômica, mas estava convencido de que “faltava aos números de Dalton a exatidão necessária para a aplicação prática de sua teoria” (Rheinboldt, 1988, p.76).

Na sua carreira como químico, analisou aproximadamente dois mil compostos, em um período de dez anos, criando um sistema moderno de símbolos químicos através da introdução do uso de letras como símbolos dos elementos. Berzelius codificou os elementos usando a primeira letra do nome do elemento em latim agregando uma segunda letra quando havia a necessidade de diferenciar dois elementos cujos nomes começavam com a mesma letra, ou seja, C para carbono, Ca para cálcio, Cd para cádmio etc. (RAMOS; IZOLANI; TÉLLEZ; 2011). É também de Berzelius a proposta de utilizar-se números (coeficientes) antes da fórmula química do elemento ou composto para indicar sua respectiva quantidade usada em uma determinada reação química. Além de representar as fórmulas químicas modernas que até hoje são usadas. Sendo também pioneiro em usar o elemento oxigênio como referência para determinação das massas atômicas relativas, conseguindo determinar as massas de aproximadamente 43 elementos. A seguir apresentamos o quadro 13 com os pesos ou massas relativas obtidas por Berzelius.

Quadro 13: Pesos ou Massas Relativas de Berzelius

Elemento	1814 (86)	1818 (87)	1826	1826 (88)	valor atual (89)
cobre	129,04	126,02	395,695	63,31	63,54
ferro	110,98	108,55	339,213	54,27	55,85
chumbo	415,53	414,24	1294,498	207,12	207,21
zinco	129,03	129,03	403,226	64,52	65,38
estanho	235,29	235,29	735,294	117,65	118,70
prata	430,11	432,51	1351,697	216,26	107,88
tungstênio	387,88	193,23	1183,200	189,31	183,86
manganês	113,85	113,85	355,787	56,93	54,94
alumínio	54,72	54,72	171,167	27,39	26,98
sódio	92,69	93,09	290,897	46,54	22,99
potássio	156,48	156,77	489,916	78,39	39,10
cálcio	81,63	81,93	256,019	40,96	40,08
magnésio	50,47	50,68	158,353	25,34	24,32

Fonte: Maar (2011, p.317).

É importante lembrar o papel exercido por Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850), contribuindo no trabalho de Berzelius, com sua famosa lei dos volumes gasosos, isto é, em uma reação química, os volumes gasosos, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, estão numa proporção de números inteiros e pequenos (NETTO, 1989, p. 89). Gay-Lussac observou que um volume de oxigênio reage com dois volumes de hidrogênio produzindo dois volumes de água. Berzelius ao tomar conhecimento do trabalho de Gay-Lussac sobre os volumes dos gases, explorou em conjunto com a hipótese atômica, propondo a fórmula da água como H_2O e como bom analista, encontrou que em 100g de água estão contidos 11,11g de hidrogênio e 88,89g de oxigênio. Vamos seguir os passos de Berzelius, pois ele já dispunha das três condições para chegar as verdadeiras massas atômicas, isto é, análise química correta, fórmula química correta e hidrogênio como elemento de referência, embora mais tarde Berzelius buscou utilizar o oxigênio como elemento de referência.

Qual a massa atômica relativa do oxigênio?

Considerando a análise química de Berzelius da água, tendo obtido que em 100g de água estão contidos 11,11g hidrogênio e 88,89g de oxigênio, cuja fórmula foi assumida corretamente por Berzelius como sendo H_2O , isto é, para cada molécula de água estão contidas 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio ou para n moléculas de água estão contidas $2n$ átomos de hidrogênio e n átomos de oxigênio. Nesse caso, é importante considerar que 11,11g de hidrogênio corresponde a $2n$ átomos, enquanto 88,89g de oxigênio se refere a n átomos de oxigênio. Para comparar as massas atômicas do oxigênio em relação ao hidrogênio precisamos comparar as massas de igual número de átomos. Assim, é preciso dividir por dois as 11,11g de hidrogênio, pois cada “ n ” átomo de hidrogênio contribui com 5,55 g, isto é, na água a relação em massa de “ n ” átomos de oxigênio e de “ n ” átomos de hidrogênio será $88,89/5,55 = 16/1$. Esse valor indica que n átomos de oxigênio são mais pesados do que n átomos de hidrogênio na razão 16/1 ou 1 átomo de oxigênio é 16 vezes mais pesado do que 1 átomo de hidrogênio. Destacamos o “ n ” átomos porque vai ser muito importante encontrar o valor de n , tal valor será calculado na aula que segue.

Berzelius substituiu o hidrogênio pelo oxigênio para determinação das massas atômicas relativas, “pois o oxigênio reúne todas as vantagens em si próprio, e dessa forma, é o oxigênio o centro ao redor do qual gira toda a química” (RAMOS; IZOLANI; TÉLLEZ, 2011, p. 49).

3º Momento

Em seguida, os estudantes serão solicitados a representarem equações químicas, usando a linguagem moderna de Berzelius. Caberá ao professor orientar as fórmulas corretas dos reagentes e produtos da reação e informar as massas atômicas de cada elemento. Balancear a equação observando a conservação das massas, dos átomos e identificar os coeficientes estequiométricos.

6ª Aula: 100min

Quantos átomos estão contidos nas correspondentes massas atômicas relativas?

Aula expositiva dialogada sobre as duas grandezas relacionadas a matéria. A grandeza “massa”, cuja unidade é o quilograma (Kg) e a grandeza “quantidade de matéria” cuja unidade é o mol.

Objetivos

Conhecer que os átomos são constituídos de elétrons, prótons e neutros.

Compreender que a massa atômica absoluta do elemento pode ser aproximadamente igual a soma das massas dos seus prótons e neutros.

Relacionar as duas grandezas da matéria: quantidade de matéria e massa.

No final do século XIX e início do século XX o desenvolvimento da física e da química, contribuíram para melhorar a compreensão sobre a estrutura do átomo que deixou de ser indivisível passando a ser divisível sendo constituído de elétrons, nêutrons e prótons.

Reconhecendo as dificuldades de os estudantes compreenderem o conceito de mol a partir das massas atômicas relativas, vamos utilizar as massas atômicas absolutas, seguindo Planck (2012), ao afirmar que a massa atômica pode ser medida em valor absoluto.

Para voltar ao peso atômico, tantas correspondências empíricas foram descobertas que a questão de seu valor absoluto logo ficou resolvida em sentido afirmativo. Limito-me a lembrar o desenvolvimento da teoria cinética dos gases e dos líquidos, as leis das radiações térmicas e luminosas, a descoberta dos raios catódicos (elétrons) e a radioatividade e a medida do quantum elementar de eletricidade (PLANCK, 2012, p. 176/177).

Utilizando a representação genérica de um átomo qualquer citada abaixo, vamos introduzir a simbologia que representa atualmente as quantidades dos números de prótons, nêutrons e elétrons. Posteriormente iremos desenvolver uma sequência de passos para chegarmos ao valor aproximado do número de Avogadro, relacionando as massas de diferentes elementos químicos com a quantidade de átomos existentes.

Representação genérica de um átomo qualquer:



Lembrando que:

P = número de prótons **N** = número de nêutrons **e** = Número de elétrons

A = número de massa ou número de núcleons (total de partículas nucleares)

Z = P (número de prótons)

A = Z + N (número de prótons + número de nêutrons)

Para o átomo de Hidrogênio, temos:

${}^1\text{H}_1$ onde: $A = 1$ $Z = P = 1$ $N = 0$ $e = 1$

Considerando que:

Massa do elétron = $9,10 \times 10^{-31}$ Kg e em gramas temos: $9,10 \times 10^{-28}\text{g} = 0,00091 \times 10^{-24}\text{g}$

Massa do próton = $1,67 \times 10^{-27}\text{Kg} = 1,67 \times 10^{-24}\text{g}$

Como o átomo de hidrogênio tem: 1 próton e 1 elétron

Então: Massa do átomo de hidrogênio = $m_{\text{próton}} + m_{\text{elétron}}$

$$\text{Massa}_{\text{át. Hidrogênio}} = 1,67 \times 10^{-24} + \underbrace{0,00091 \times 10^{-24}}$$

Número muito pequeno

Logo: $\text{Massa}_{\text{Hidrogênio}} = \text{aproximadamente a Massa}_{\text{Próton}} = 1,67 \times 10^{-24}$

1º Exemplo: Quantos átomos de hidrogênio estão contidos em 1g de hidrogênio?

$$\begin{array}{r} 1 \text{ átomo de H} \text{ -----} \quad 1,67 \times 10^{-24}\text{g} \\ X \quad \quad \quad \text{-----} \quad 1\text{g} \end{array}$$

$$X = 0,598 \times 10^{24} = \text{aproximadamente } 6,0 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

2º Exemplo: Quantos átomos de carbono estão contidos em 1g?

Considerando ainda que “Um nêutron isolado, por exemplo, decai em aproximadamente 15 minutos num próton, num elétron e numa partícula mais exótica conhecida como antineutrino do elétron” (GLEISER, 2017, p.56), podemos considerar, portanto, que a massa do nêutron é aproximadamente igual a massa do próton e, nesse sentido, assumir que o átomo de oxigênio contém 16 prótons.

Dessa forma, podemos assumir que: $m_P = m_N$

Voltando ao questionamento inicial:

Quantos átomos de carbono estão contidos em 1g?

$^{12}\text{C}_6$ onde: $P=6$ $N=6$ $e=6$

Lembrando que: $m_{\text{nêutron}} = m_{\text{próton}} + m_{\text{elétron}}$


 Número muito pequeno

Logo: teremos um total de “12 prótons” (aproximadamente): um átomo de carbono possui a massa aproximada de 12 prótons:

Sendo assim:

1 átomo de C ----- $12 \times 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$

X ----- 12g

X= aproximadamente 6×10^{23} átomos de C

Depois desses dois exemplos, vamos pedir aos alunos para que formem entre eles grupos de 4 ou 5 alunos e calculem o número de átomos de diferentes elementos que estão contidos na massa atômica de cada elemento expressa em gramas, em seguida vamos comparar os valores encontrados.

Dessa forma, após os grupos apresentarem seus resultados poderemos então colocar a seguinte generalização e considerar: que a massa atômica de cada elemento expressa em gramas corresponde aproximadamente a 6×10^{23} átomos do elemento ou a $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

Podemos agora falar sobre as duas grandezas que representam a matéria. A primeira é a massa cuja unidade é o quilograma e a grandeza quantidade de matéria, cuja unidade é o mol que representava o número de átomos contido em 12g do isótopo de carbono 12 que também é conhecido como número de Avogadro, correspondendo a $6,02 \times 10^{23}$. Em 2018, a International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) atualizou a definição de mol considerando que um mol contém exatamente $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementares, sendo que uma entidade elementar pode ser um átomo, uma molécula, um íon, um elétron, qualquer outra partícula ou grupo específico de partículas. Tal número é reavaliado à medida que novos métodos, mais precisos e exatos, são desenvolvidos.

Atualmente, o **Committee on Data for Science and Technology (CODATA)** recomenda o valor para a constante de Avogadro como sendo: $6,02214076 \times 10^{23}$ (CODATA, 2018).

7ª aula: 50min**Resolução de questões envolvendo estequiometria com os alunos.****Objetivo:**

1 - Retomar as atividades experimentais representando as equações químicas discutindo os aspectos: fenomenológico, teórico, representacional.

2 - Relacionar o aspecto qualitativo e a sua análise associada aos diferentes aspectos quantitativos que podemos associar.

Exemplo;

Ácido acético (vinagre) reagindo com bicarbonato de sódio

Aspecto representacional

Ácido acético reage com bicarbonato de sódio produzindo o sal acetato de sódio, água e gás carbônico (usando a linguagem de Lavoisier)

$\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{NaHCO}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (usando a linguagem de Berzelius)

Na sequência iremos verificar se há relação entre a conservação dos átomos (Dalton) e a conservação das massas (Lavoisier), observando que o número de átomos de um dado elemento é o mesmo comparando em relação aos reagentes (esquerda/antes da transformação) e em relação aos produtos (direita/depois da transformação) da reação.

Aspecto Teórico

1 mol de ácido acético reage com 1 mol de bicarbonato de sódio produzindo 1 mol de acetato de sódio, 1 mol de água e 1 mol de gás carbônico.

Ou

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de ácido acético reagem com $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de acetato de sódio produzindo $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de acetato de sódio, $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água e $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gás carbônico.

Aspecto Fenomenológico

60g de ácido acético reagem com 84g de bicarbonato de sódio produzindo 82 g de acetato de sódio, 18g de água e 44g de gás carbônico.

Dessa maneira, estaremos demonstrando aos alunos que quando uma transformação química acontece, ocorrem alterações qualitativas e que o comportamento quantitativo segue uma proporção que está atrelada ao fato de que o número de átomos envolvidos antes e depois da transformação é o mesmo.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

É importante concluir a apresentação da SD informando que não chegou a ser aplicada totalmente com os alunos do 1º ano do Ensino Médio. Foi parcialmente aplicada até a 3ª aula. Podemos considerar que os alunos gostaram muito da discussão histórica que foi desenvolvida em sala de aula, despertou neles o interesse pelo tema abordado, alunos que nas aulas anteriores não costumavam dar muita atenção ou fazer questionamentos, mudaram seu comportamento, começaram a participar das aulas, queriam fazer intervenções através de perguntas e comentários sobre suas impressões, apontando que eles se sentiram mais confortáveis em saber das dificuldades dos cientistas sobre o desenvolvimento de leis e teorias abstratas.

Outro momento que despertou o interesse nos alunos na aplicação parcial da SD, foi quando realizamos os experimentos no laboratório sobre a conservação da massa, os alunos queriam observar os passos que estavam sendo dados, participar das práticas, perguntar sobre o comportamento das massas e fenômenos observados nas reações químicas realizadas. Quando terminamos os experimentos, fizemos uma roda de conversa e eles foram expondo suas impressões e comentários de forma mais empolgada, relatando que queriam mais aulas desse tipo.

Assumimos que não é fácil relacionar a história da química com o processo didático-pedagógico, mas confiamos que pode ser um caminho a ser experimentado, especialmente com conceitos tão desafiadores como os que estão relacionados com a estequiometria.

REFERÊNCIAS

ALFONSO-GOLDFARB, A. M. & FERRAZ M.H. M. **As Possíveis Origens da Ciência Moderna**, Química Nova, 16, 1, 1993.

ANTUNES-SOUZA, T.; SCHNETZLER, R. P. **Modos de mediação na prática docente em Química: análise de um processo de ensino sobre transformações químicas na educação básica. Atas do X Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências – X ENPEC** Águas de Lindóia, São Paulo, p.1-8, nov. 2015.

BATISTA, A. P. de L.; CARVALHO, H. W. P. de; RIBEIRO, C. M. **Análise da construção do conhecimento na perspectiva de Vygotsky**. Revista do Centro de Educação UFSM. v. 32, n.2, p.411-424. Santa Maria, 2007.

BENSAUDE-VICENT, B. e STENGERS, I. **História da Química**. Portugal: Instituto Piaget, 1992.

BLACK, J. (1956). **Experiências com magnésia alba, cal viva e algumas outras substâncias alcalinas**. Em *Ensaio e observações, físicas e literárias*. Edimburgo.

BRADY, J.E. e HUMISTON, G.E. **Química geral**. 2ª ed. Trad. de C.M.P. dos Santos e R.B. Faria. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1986. v. 1.

CACHAPUZ, A. F., PRAIA, J. e JORGE, M. **Ciência, Educação em Ciência e Ensino de Ciências** (Temas de Investigação, 26), Ministério da Educação, Lisboa, 2002.

CAZZARO F. **Um Experimento Envolvendo Estequiometria**, QNEsc. Vol.nº10, Nov. 1999, disponível: <http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc10/exper3.pdf>.

CHALMERS, A.F. **O que é ciência, afinal?** Trad. de R. Fiker. São Paulo: Brasiliense, 1993.

CODATA. **Committee on Data for Science and Technology**,2018.

CORRÊA, E. R. **O Ensino de Estequiometria a partir de pressupostos da Teoria Histórico-Cultural**. Baje:RS,2017.

COSTA, T. S. et. al. (2005). **A corrosão na abordagem da cinética química**. Química Nova na Escola, São Paulo, v. 22, p. 31-34.

DIAZ, M.M. **Química curso introdutorio**. Ed. Pueblo, y Educación. Ciudad de La Habana, Cuba. 1989.

DIERKS, W. **Theaching the mole**. **European Journal of ScienceEducation**, v.3, n.2, p.145 – 158,1981.

DRESSLER, A. C.; ROBAINA, J. V. L. **Ensino de estequiometria através de práticas pedagógicas**. In: Anais do III SINECT – III Simpósio Nacional de Ensino de Ciência e Tecnologia. Ponta Grossa, 2012. Disponível em:<file:///C:/Users/ELLEN/Downloads/01341182781%20(2).pdf> Acesso em: 28 abril. 2019.

FARIAS, R.F.de. **Para gostar de ler a história da química**, volume único. Campinas, SP: Editora Átomo, 2013.

FERREIRA, R. **Nota sobre as origens da teoria atômica de Dalton**. Química Nova, 10 (3), 1987.

FILGUEIRAS, C. A. L. **Duzentos Anos da Teoria Atômica de Dalton**. Química Nova na Escola. n. 20, 2004.

FINO, C. (2001c). **Vygotsky e a zona de desenvolvimento proximal (ZDP): Três implicações pedagógicas.** In Revista Portuguesa de Educação, 14, 1, (pp. 273-291). CEEP: Universidade do Minho.

FURIÓ, C.; AZCONA, R. e GUIASOLA, J. **Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol.** Enseñanza de las Ciencias, v. 17, p. 359-376, 1999.

FURIÓ, C.; AZCONA, R.; GUIASOLA, J. e RATCLIFFE, M. **Difficulties in teaching the concepts of amount of substance and mole.** International Journal of Science Education, v. 22, p. 1285-1304, 2000.

GARCÍA, J.P., PIZARRO, A., PERERA, F., MARTÍN, M. MYORDF y BACAS, P. **Ideas de los alumnos acerca del mol.** Estudio curricular. Enseñanza de las Ciencias, 8(2), pp. 111-119 1990.

GLEISER, M. **A simples beleza do inesperado; um filosofo natural em busca de trutas e do sentido da vida.** Record: Rio de Janeiro, 2017.

GOWER, D.M., DANIEL'S, D.J.; LLOYD, G. **Hierarchies among the concepts wich underlie the mole,** School Science Review, 59, pp. 285 – 299, 1977.

JOHNSTONE, A. H. **Macro and Microchemistry.** The School Science Review, v. 64, n. 227, p. 377-379, 1982.

KAPLAN, I. **Física nuclear.** Tradução de José Goldemberg. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1978.

LAVOISIER, A. L. **Tratado elementar de química (1789).** Trad. Laís dos Santos Pinto Trindade. São Paulo: Editora Madras, 2007.

LAVOISIER, A.L. **Elements of Chemistry**. Trad. R. Kerr. Edinburgh: Willian Creech, 1790

LEACH, J.; AMETLLER, J.; HIND, A.; LEWIS, J. e SCOTT, P. **Desining and evaluating short science teaching sequences: improving student learning**. In: BORESMA, K. et al (Eds.) *Research and Quality of Science Education*. Holanda: Spring, 2005, p. 209-220.

LEAL, M. C.. **Como a química funciona?** *Química Nova na Escola*, n. 14, novembro, 2001, p.9.

LEÓN, R. **Química General Superior**. Ed. Pueblo, y Educación. Ciudad de La Habana, Cuba, 1987

LOURENÇO, I. M. B.; MARCONDES, M. E. R. **Um plano de ensino para mol**. *Química Nova na Escola*. n. 18, p. 22-25, 2003.

MAAR, J. H. **História da Química**: Segunda Parte de Lavoisier ao Sistema Periódico. São Paulo: Papa Livros, 2011.

MACHADO, S.; GLUGOSKI, L. P.; PAIVA, C. de; GALVÃO, D. S.; RAMOS, E. da S. **Ensino de Cálculo Estequiométrico a partir de uma perspectiva contextualizada**. In: *Anais do VII EPPEQ – Encontro Paulista de Pesquisa em Ensino de Química*. Universidade Federal do ABC. p. 1-4, 2013. Disponível em: <<http://eventos.ufabc.edu.br/eppeq2013/anais/resumos/88a.pdf>> Acesso em: 30 abril. 2019.

MACNEVIN, W. M., **'Berzelius, pioneer atomic weight chemist'**, *Journal of Chemical Education*, pp. 207-10, 1954.

MAHAN, B. M. e MYERS, R. J. **Química. Um curso universitário.** Trad. de H.E. Toma (coord.), K. Araki, D.O. Silva e F.M. Matsumoto. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 1993.

MARTINS, R. A; MARTINS L. A. P. **Lavoisier e a conservação da massa.** Química Nova, v. 16, n. 3, p. 245-256, 1993.

MCINTYRE, D. **Bridging the gap between research and practice.** Cambridge Journal of Education, v. 35, n. 3, p. 357–382, nov. 2005.

MÉHEUT, M. **Teaching-learning sequences tools for learning and/or research.** In: BORESMA, K; *et al* (eds.) Research and Quality of Science Education. Holanda: Spring, 2005, p. 195-207.

MELO, M.S. de. **A transição entre os níveis – macroscópico, submicroscópico e representacional – uma proposta metodológica.** Dissertação (Mestrado) Universidade de Brasília. 134p.Planaltina:UNB,2015

MIGLIATO FILHO, J. R. **Utilização de Modelos Moleculares no ensino de estequiometria para alunos do Ensino Médio.** Dissertação (Mestrado) Universidade Federal de São Carlos. 120 p. São Carlos: UFSCar, 2005.

MORTIMER, E. F.; MACHADO, A. H.; ROMANELLI, L. I. **A proposta curricular de química do Estado de Minas Gerais: fundamentos e pressupostos.** Química Nova, v. 23, p. 273-283, 2000. ISSN 0100-4042. Disponível em: < http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S010040422000000200022&nrm=iso >. Acesso em 01 de maio de 2019.

MORTIMER, E.F. and SCOTT, P.H. (In press) **Meaning making in secondary science classrooms.** Buckingham: Open University Press,2002.

NASCIMENTO, J. M. de; AMARAL, E. M. **O Papel das interações sociais e de atividades propostas para o ensino - aprendizagem de conceitos químicos.** *Ciência & Educação*, v. 18, n. 3, p. 575-592, 2012.

NETTO, C. G. **Química básica. Química geral.** São Paulo: Editora Scipione, v. 1, 1989.

NIAZ, M.; MONTES, L. A., **Understanding stoichiometry: Towards a history and philosophy of chemistry**, *Educ. quím.*, 23 (Extraordinario 2), publicado en línea el 12 de abril de 2012.

OKI, M. da C.M. **O Conceito de Elemento da Antiguidade à Modernidade.** *Química Nova na Escola*, n.16, p.21,2002.

OKI, M. da C.M. **O Congresso de Karlsruhe e a busca de consenso sobre a realidade atômica no século XIX.** *Química Nova na Escola*, n.26, novembro de 2007.

OLIVEIRA, M. K. de. **Vygotsky: Aprendizado e desenvolvimento - Um processo sócio-histórico.** Coleção Pensamento e ação na sala de aula. 5 ed. São Paulo: Scipione, 1991.

PARTINGTON, J. R. **História de la química.** Espalsa-Calpe: Buenos Aires, 1945.

PEINADO, A. R. **Las fórmulas moleculares - A la manera de Dalton y Avogadro.** Disponível em: <<http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/fisicayquimica1/ArchivosPDF/A%20la%20manera%20de%20Dalton%20y%20Avogadro.pdf>>. Acesso em: 22 de janeiro de 2020.

PEREIRA, S.L E SILVA, B.P.L.J. **Uma história do antiatomismo.** *Química Nova na Escola*.v.40, n. 1, p. 19-24, 2018.

PLANCK, M. **Max Planck: Autobiografia científica e outros ensaios**. Rio de Janeiro: Contraponto, 2012.

POZO, J. I.; CRESPO, M. A. G. **A aprendizagem e o ensino de ciências: do conhecimento cotidiano ao conhecimento científico**. Porto Alegre: Artmed, 2009.

PROUST J.L. (1799) **Researches on Copper Ann. Chim**, 32, 26-54. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta> (febrero 2002).

RAMOS, J.M.; IZOLANI, A.O.; TÉLLEZ, C.A.; SANTOS, M.J.G. J. J. Berzelius. **Masas Atômicas: los primeros valores**. Elementos 82 (2011) 45-50, 2011.

RHEINBOLDT, H. **História da balança e a vida de Berzelius**. Ed. Nova Stella. Ed. Edusp, São Paulo, 1988.

ROCHA-FILHO, R. C.; SILVA, R. R. **Sobre o uso correto de certas grandezas em química**. Química Nova, v. 14, n. 4, p. 300-305, 1991.

RODRIGUES, G. M.; FERREIRA, H. S. **Elaboração e Análise de Sequências de Ensino – Aprendizagem sobre os estados da matéria**, 2011.

ROGADO, J. **Quantidade de matéria e mol; concepções de ensino e aprendizagem**. Piracicaba. Dissertação (Mestrado) – Faculdade de Educação/UNIMEP. Orientadora: dra. Maria Guiomar Carneiro Tomazello, 2000.

ROSA, M. I.; Schnetzler, R. **Sobre a importância do conceito de transformação química no processo de aquisição do conhecimento químico**. Química Nova na Escola. 8. pp. 31-35, 1998.

ROSA, M.I.F.P.S. **A evolução de ideias de alunos do 1º ano do ensino médio sobre o conceito de transformação química numa abordagem construtivista**, dissertação de mestrado. Campinas: Faculdade de Educação da Unicamp, 1996.

SANTOS, A. F. Lavoisier e a História da Química: uma análise dos livros didáticos. In: BELTRAN, M. H. R., TRINDADE, L. dos S. P. (Orgs). História da Ciência e Ensino: Abordagens Interdisciplinares. São Paulo: Editora Livraria da Física, 2017.

SANTOS, L. C. dos. **Dificuldades de Aprendizagem em Estequiometria: Uma Proposta de Ensino Apoiada na Modelagem**. Dissertação (Mestrado em Ensino de Ciências Naturais e Matemática) – Universidade Federal do Rio Grande do Norte, Natal, 2013.

SANTOS, L. C.; da SILVA, M. G. L. **O estado da arte sobre estequiometria: dificuldades de aprendizagem e estratégias de ensino**. In: IX CONGRESO INTERNACIONAL SOBRE INVESTIGACIÓN EN DIDÁCTICA DE LAS CIENCIAS, 2013, Girona.

SCOTT, P.H. (1998). **Teacher talk and meaning making in science classrooms: A Vygotskian analysis and review**. *Studies in Science Education*, 32: 45-80.

TRANCOSO, M. D.; **Uma Breve História do Átomo e seus Modelos**. Rio de Janeiro, 2016.

VIANA, H. E. B.; PORTO, P. A. **O processo de elaboração da teoria atômica de John Dalton**. Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola, n. 7, p. 4-12, 2007.

VIDAL, P. H. O.; CHELONI, F. O.; PORTO, P. A. **O Lavoisier que Não Está Presente nos Livros Didáticos**. Química Nova na Escola, n.26, p.29 – 32, 2007.

VILLA, S. M. de S. **As implicações dos obstáculos epistemológicos no ensino de Ciências**. Revista da FAEEBA – Educação e Contemporaneidade, Salvador, v. 12, n. 20, p. 405-412, 2003.

VYGOTSKY, L.S., LURIA, A.R. e LEONTIEV, A.N. **Linguagem, desenvolvimento e aprendizagem.** São Paulo: Ícone, 1989.

WENZEL, J. S.; MALDANER, O. A. **A Prática da Escrita e Reescrita em Aulas de Química como Potencializadora do Aprender Química.** Revista Química Nova na Escola. Ensino de Química em Foco. v. 36, n.4, 2014.

