

**MANUAL PRÁTICO PARA CONSTRUÇÃO DE
SEQUÊNCIA DIDÁTICA ABORDANDO O
DESENVOLVIMENTO HISTÓRICO DO CONCEITO
ESTEQUIOMETRIA**

Juan Ewerton Ramos Bandeira

Orientadora: Profa. Dra. Maria Angela Vasconcelos de Almeida

Coorientadora: Profa. Dra. Verônica Tavares Santos Batinga

Recife

**PROFQUI – Programa de Mestrado Profissional em
Química em Rede Nacional**

2020

Resumo: O Manual Prático tem como objetivo fornecer orientações aos professores para desenvolver uma Sequência Didática sobre Estequiometria, fundamentada na História da Química. O manual também busca contemplar as dificuldades dos alunos relacionadas às três dimensões do conhecimento químico: fenomenológico, teórico e representacional. Uma das formas de utilizar a História da Química para melhorar o ensino envolve fazer uma análise histórica da gênese de certo conhecimento científico, passando por seu processo de construção e tendo a noção das dificuldades e obstáculos enfrentados pelos cientistas. Pensando nisso, propomos um manual para abordar o conteúdo estequiometria associado ao contexto histórico do seu desenvolvimento, como uma possibilidade para incentivar a participação, engajamento e despertar nos estudantes um maior interesse pela Química, e uma melhor compreensão dos conhecimentos relacionados a rede conceitual da estequiometria.

Palavras-chave: Estequiometria, História da Química, Sequência didática, Ensino Médio.

Introdução

Embora a Química exista como disciplina no sentido de matéria a ser ensinada a partir do século XVII, estava estreitamente ligada à medicina e práticas como metalurgia e perfumaria, utilizando uma linguagem comprehensível apenas para os iniciados, permanecendo difícil senão impossível divulgar o conhecimento químico. Contudo, no século XVIII, mas especificamente no final do século, a química passa a ser uma ciência autônoma que se fundamenta sobre bases sólidas e que contribui com aplicações úteis para a sociedade. É importante considerar o papel fundamental de Lavoisier, que tornou possível a substituição de palavras exóticas e obscuras dos séculos anteriores para representar as substâncias e favorecer a divulgação e o ensino da Química. Além disso, Lavoisier lança o primeiro livro de química denominado Tratado Elementar de Química, que possibilitou aos interessados uma reorganização do conjunto do conhecimento da química em torno da análise (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992).

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 científica.

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.

A SD será desenvolvida envolvendo dez aulas ou cinco aulas geminadas, utilizando atividades diversificadas, tais como: vídeos, experimentos, eventos históricos favorecendo permanente diálogo entre estudantes e professor.

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)?

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.

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 experiencias 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.

1^a 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.

2^a 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: Demostrar que em sistema aberto a massa das substâncias obtidas em uma transformação química pode aparentemente “aumentar”.

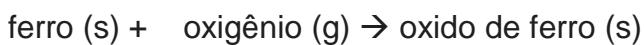
Material: palha de aço, fósforo, vidro de relógio, balança digital.

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.

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

Objetivo: Demostrar 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 vamos 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.

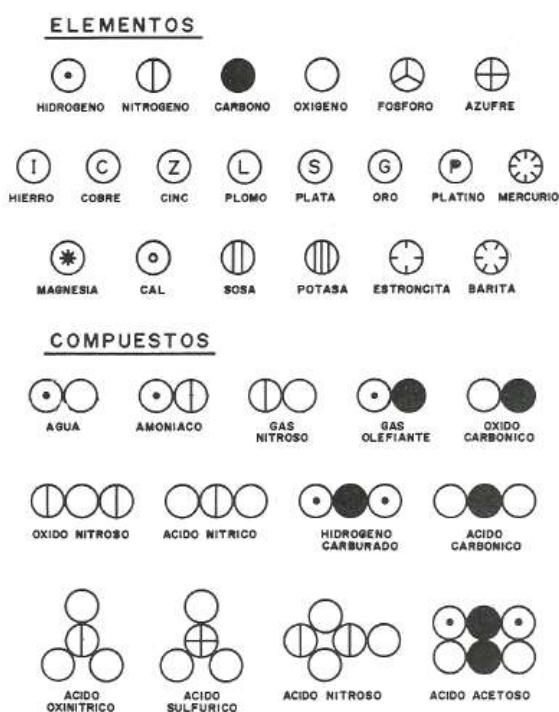
Quadro 1: Massas atômicas segundo Dalton.

Espécie química	Pesos atômicos (s/c)	
	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_2O)	13,7	17
Enxofre	14,4	13
Ácido nítrico (NO_2)	15,2	19
Hidrogênio sulfuretado (H_2S)	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_4)	6,3	7
Gás olefante (C_2H_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 2.

Figura 2 – 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 AB_2 ou A_2B , 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 na figura 3.

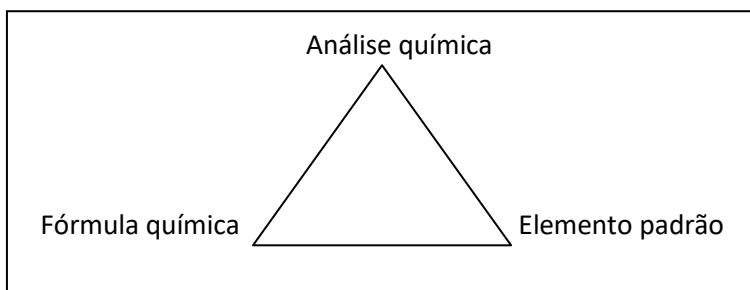


Figura 3 – As três condições para encontrar as massas atômicas relativas (fonte própria).

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 átomo 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 1.

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 cadmio 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.

Tabela 1: 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
zinc	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 agua 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 substitui 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 são solicitados a representarem equações químicas, usando a linguagem moderna de Berzelius. Cabe 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.

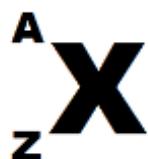
No final do século XIX e início do século XX o desenvolvimento da física e da química, contribuíram para melhorar a compreensão sobre a estrutura do átomo que deixou de ser indivisível passando a ser divisível sendo constituído de elétrons, nêutrons e prótons.

Reconhecendo as dificuldades de os estudantes compreenderem o conceito de mol a partir das massas atômicas relativas, vamos utilizar as massas atômicas absolutas, segundo 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. Limo-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 electricidade (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: $9,10 \times 10^{-28}\text{g} = 0,00091 \times 10^{-24}\text{g}$

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

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

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

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


Número muito pequeno

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

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

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

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

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.

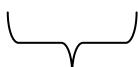
Dessa forma, podemos assumir que: $m_P = m_N$

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:

1átomo de C ----- $12 \times 1,67 \times 10^{-24}$ 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: $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ (CODATA, 2018).

7ª aula: 50min

Resolução de questões envolvendo estequiométria com os alunos.

Objetivo:

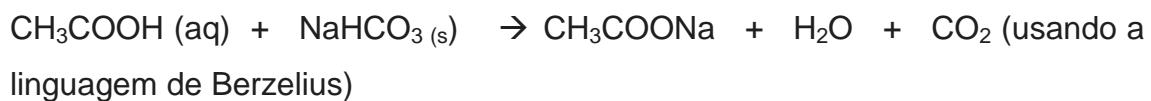
- 1 - Retomar as atividades experimentais representando as equações químicas discutindo os aspectos: fenomenológico, teórico, representacional.
- 2 - Relacionar o aspecto qualitativo e a sua análise associada aos diferentes aspectos quantitativos que podemos associar.

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)



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.

Conclusão

É importante concluir a apresentação da SD informando que não chegou a ser aplicada totalmente com os alunos do 2^a ano do Ensino Médio. Foi parcialmente aplicada até a 3^a 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 engajada, 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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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.

RAMOS, J.M.; IZOLANI, A.O.; TÉLLEZ, C.A.; SANTOS, M.J.G. J. J. Berzelius.

Masas Atómicas: los primeros valores. Elementos 82 (2011) 45-50, 2011.

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.

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