

TEOR DE CARBONATO DE CÁLCIO EM CASCAS DE OVOS: UMA PROPOSTA DE ATIVIDADE EXPERIMENTAL PARA O ENSINO DE ESTEQUIOMETRIA

Karla Karine Beltrame (IC), Universidade Tecnológica Federal do Paraná,
karlabeltrame@hotmail.com

Rafaelle Bonzanini Romero (CO-OR), Universidade Tecnológica Federal do Paraná,
rbromero@utfpr.edu.br

Adriano Lopes Romero (OR), Universidade Tecnológica Federal do Paraná,
adrianoromero@utfpr.edu.br

RESUMO: Apesar da existência de algumas propostas de atividades experimentais envolvendo estequiometria, publicadas em periódicos de ensino de química nacionais, este tipo de abordagem tem sido pouco utilizada no ensino médio. Neste contexto, o presente trabalho teve como objetivo desenvolver atividades experimentais que explorasse os conceitos de estequiometria de forma contextualizada e interdisciplinar, assim como fazer um pequeno resgate histórico do surgimento desta área de estudo na química. Na seção “aspectos históricos da estequiometria” é apresentado brevemente as leis ponderais - leis a da conservação da massa (Lei de Lavoisier), das proporções equivalentes (Lei de Richter), das proporções constantes (Lei de Proust), das proporções múltiplas (Lei de Dalton) – que são a base da explicação das relações ponderais nas reações químicas. Como propostas de atividades experimentais, que explorem conceitos de estequiometria, são apresentadas três experimentos para determinação do teor de carbonato de cálcio ou apenas de cálcio em casca de ovo de galinha. Estas atividades permitem trabalhar com vários conceitos químicos, entre eles o conceito de estequiometria. Em cada uma delas pode-se trabalhar com conceitos diferenciados dependendo do perfil e maturidade do público alvo. Por ser um tema do contexto dos alunos, o interesse e motivação para a realização destas atividades experimentais poderá ser facilmente alcançada, assim como também poderá possibilitar uma discussão sobre “produtos tão nobres” que comumente acabam indo pro lixo.

PALAVRAS-CHAVE: *Ensino de química; atividades experimentais; cálculo estequiométrico.*

INTRODUÇÃO

Em nosso dia-a-dia, por várias vezes, manipulamos vários materiais em diferentes quantidades e estados físicos. Um exemplo usual é a preparação de um bolo, que envolve a manipulação de diferentes ingredientes e quantidades (xícara de farinha, copos de leite, colheres de açúcar, entre outros). Se, por um acaso desejarmos obter o dobro de bolo é necessário dobrar a receita, ou seja, dobrar todas as quantidades de ingredientes. O químico em um laboratório faz o mesmo processo que o do bolo, ou seja, manipula quantidades, e, essas quantidades têm uma proporção a ser seguida, assim como a receita de um bolo.

No caso da química, podemos comparar a receita de bolo a uma equação química, que é a representação simbólica de uma reação química, com as fórmulas moleculares de reagentes e produtos, respeitando as proporções quantitativas das leis das reações químicas. A partir da equação

química devidamente balanceada é possível, por exemplo, determinar a quantidade de reagente necessário ou a quantidade de produto formado em uma determinada reação química. Para isto utiliza-se a estequiometria (do grego *stoicheion*, elemento e *metron*, medida) da reação química, que, nada mais do que a relação quantitativa entre as quantidades de reagentes consumidos e os produtos formados (CAZZARO, 1999).

Apesar da existência de algumas propostas de atividades experimentais envolvendo estequiometria, publicadas em periódicos de ensino de química nacionais, este tipo de abordagem tem sido pouco utilizada no ensino médio (MILENA, 2008; CAZZARO, 1999). Segundo Romero (2011) alguns fatores que dificultam a realização de atividades experimentais no ensino médio são a falta de laboratórios, vidrarias, acessórios, reagentes, além da resistência por parte de alguns professores em trabalhar com este de abordagem por falta de domínio de operações e procedimentos básicos de laboratório. Visando contornar estes fatores, o Grupo de Pesquisa em Ensino de Química da UTFPR através do “**Programa de formação continuada e de apoio pedagógico para professores de química**” vêm desenvolvendo/adaptando atividades experimentais de química de baixo custo, passíveis de serem realizadas em 1 hora/aula. Estas atividades exploram os conceitos químicos de forma contextualizada, interdisciplinar e podem ser realizadas na própria sala de aula (NEZI *et al.*, 2012; ROMERO, 2011).

Neste contexto, o presente trabalho teve como objetivo desenvolver uma atividade experimental que explorasse os conceitos de estequiometria de forma contextualizada e interdisciplinar, assim como fazer um pequeno resgate histórico do surgimento desta área de estudo na química.

Aspectos históricos da estequiometria

A estequiometria desempenhou um papel fundamental na evolução da química como ciência, marcando a diferença entre a química qualitativa e quantitativa. Esta área da química foi concebida pelo químico alemão Jeremias Benjamin Richter (1762-1807), **Imagem 01(a)**, como um conceito para quantificar a proporção em massa de várias substâncias combinadas. Richter descobriu que a proporção de massas de reagentes era constante, por exemplo, as quantidades equivalentes de um ácido e uma base em uma reação de neutralização eram sempre constantes. Richter acreditava que a química deveria ser considerada um ramo da matemática e a partir deste princípio ele escreveu e defendeu sua tese de doutorado, em 1789, cujo tema versava sobre o uso da matemática na química (PADILLA & GARRITZ, 2012). Seus trabalhos foram publicados nos livros “*Der Stochiometrie oder*

Messkunst chemischer Elemente” (1792 - 1794) e “*Über die neueren Gegenstände in der Chemie*” (1792 - 1802).

A estequiometria está baseada nas leis ponderais, pois as mesmas analisam as massas das substâncias que participam das reações químicas. Temos como principais leis a da conservação da massa (Lei de Lavoisier), das proporções equivalentes (Lei de Richter), das proporções constantes (Lei de Proust), das proporções múltiplas (Lei de Dalton). As leis ponderais, de grande importância na Química, estão subjacentes a teoria atômica de Dalton, que é a base da explicação das relações ponderais nas reações químicas (CABRAL, 1975).



Imagem 01 – Pesquisadores que contribuíram para o início do estudo da estequiometria: (a) Jeremias Benjamin Richter; (b) Antoine Laurent Lavoisier; (c) Joseph Louis Proust; (d) John Dalton.

Lei da conservação da massa (1789). Esta lei foi publicada pela primeira vez em 1760, em um ensaio de Mikhail Lomonosov (1711 – 1765). No entanto, a obra não repercutiu na Europa Ocidental, cabendo ao francês Antoine Laurent Lavoisier (1743 - 1794) o papel de tornar mundialmente conhecido o que hoje se chama Lei de Lavoisier. Segundo esta lei qualquer transformação química em sistema fechado, a soma das massas dos produtos, conserva a massa de cada elemento químico envolvido. Esta lei foi apresentada por Lavoisier em seu livro **Traité élémentaire de chimie présenté dans un ordre nouveau** publicado em 1789 (Lavoisier, 1789; CABRAL, 1975).

Esta lei pode parecer evidente, mas nem sempre o foi. Queimando-se magnésio, cientistas anteriores a Lavoisier observavam um aumento de massa, enquanto que, queimando enxofre, notavam uma perda de massa. Coube a Lavoisier, percebendo que esses ensaios deveriam ser feitos em sistemas fechados (onde não há troca de matéria com o meio ambiente), esclarecer que as diferenças de massas eram devidas à absorção ou liberação de gases durante as reações.

Lei das proporções equivalentes ou das proporções recíprocas (1792). Richter (1762-1807) em seus estudos reconheceu a importância das relações matemáticas entre as quantidades de substâncias que reagem umas com as outras, através de uma série de estudos de neutralizações ácido-base (CABRAL, 1975).

Lei das proporções constantes (1799). Muitos químicos dos séculos XVIII e XIX investigaram aspectos quantitativos das reações químicas e suas observações os conduziram a outra importante lei da química, a lei da composição constante ou lei das proporções definidas. Um destes químicos foi o francês Joseph Louis Proust (1754 - 1826) que após cuidadosas investigações sobre o tipo e a quantidade de elementos presentes em diversas substâncias compostas determinou que qualquer que seja o método de obtenção de uma substância, ela é sempre formada pelos mesmos elementos químicos combinados por uma mesma proporção. Por exemplo: A água independente de sua procedência será sempre formada por hidrogênio e oxigênio (na proporção de 1 grama de hidrogênio para 8 gramas de oxigênio). Além disso, considerando que uma reação química foi realizada em várias experiências, podemos dizer que a proporção existente entre as massas dos reagentes ou entre as massas dos produtos são constantes (CABRAL, 1975).

Lei das proporções múltiplas (1803). Esta lei, publicada pelo químico e físico inglês John Dalton (1766 – 1844), diz que quando elementos químicos se combinam, fazem-no numa razão de pequenos números inteiros. Por exemplo, o carbono e o oxigênio reagem para formar monóxido de carbono (CO) ou dióxido de carbono (CO₂). A lei das proporções múltiplas diz ainda que se dois elementos químicos formam mais de um composto químico entre eles, as razões das massas do segundo elemento para uma massa fixa do primeiro elemento também são pequenos números inteiros (CABRAL, 1975).

Após os estabelecimentos destas leis o grande desafio para os cientista da época foi explicar porquê a Lei da Conservação da Matéria (Lei de Lavoisier), a Lei das Proporções Constantes (Lei de Proust) e Lei das Proporções Múltiplas (Lei de Dalton) eram obedecidas pela matéria? Para racionalizar esses dados, Dalton retornou à hipótese dos tempos da filosofia grega de que a matéria seria formada por átomos. A teoria atômica desenvolvida por Dalton foi apresentada pela primeira vez em uma comunicação oral na Sociedade Literária e Filosófica de Manchester em 21 de outubro de 1803. Este teoria é baseada em cinco postulados:

1. átomos são partículas discretas, reais, que não podem ser subdivididas por nenhum processo químico conhecido.
2. átomos do mesmo elemento são iguais entre si, e com o mesmo peso.
3. átomos de elementos diferentes possuem propriedades diferentes.
4. compostos são formados pela união de átomos de elementos diferentes, em simples proporções numéricas: 1:1, 1:2, 2:1, etc.
5. o peso de elementos que se combinam representam o peso dos átomos que se combinam.

Cerca de 60 anos após a teoria atômica de Dalton é publicado o primeiro livro escrito especificamente para ensinar estequiometria para estudantes de química foi escrito em 1865 por Frickhinger & Cooke (GARRITZ, 2011).

A química da casca do ovo

A casca do ovo possui como principal constituinte o carbonato de cálcio (CaCO_3), sua principal função é conferir dureza e resistência mecânica (PEREIRA *et al.*, 2009). Vilar *et al.* (2010) determinaram que a casca de ovo de galinha possui cerca de 3,0 g de cálcio por 100,0 g de casca de ovo. Como a casca do ovo apresenta um certo valor nutritivo devido ao alto teor de cálcio, este subproduto é comumente utilizado em programas sociais destinados à melhoria das condições de saúde das populações de baixa renda. Portanto, a determinação do teor de carbonato de cálcio em cascas de ovos, não apresenta apenas aspectos didáticos e acadêmicos, mas também possui um apelo social.

PARTE EXPERIMENTAL

As atividades experimentais descritas a seguir foram realizadas com casca de ovo de galinha adquiridos em supermercados da região de Campo Mourão – PR. Alguns reagentes utilizados nas atividades experimentais poderão ser substituídos por produtos adquiridos em farmácias, supermercados ou lojas de ferragens, tais como o carbonato de sódio que pode ser adquirido em farmácias; o hidróxido de sódio e o ácido oxálico são comercialmente vendidos como soda cáustica e semorin®, respectivamente, podem ser adquiridos em supermercados; o ácido clorídrico é comercialmente vendido como ácido muriático e pode ser adquirido em lojas de ferragem.

Determinação do teor de carbonato de cálcio via obtenção de CO_2

Para a coleta do dióxido de carbono formado durante o experimento utilizou-se a seguinte montagem (**Imagem 02**).

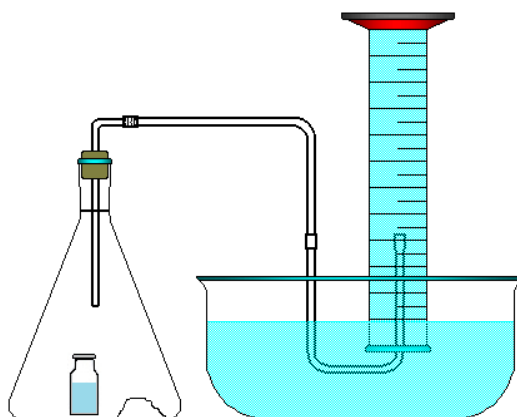


Imagem 02 – Montagem utilizada para coleta de dióxido de carbono formado durante a atividade experimental.

Em um erlenmeyer colocou-se cerca de 1,0 grama de casca de ovo, previamente seca em estufa à 100°C por 24 horas (*a critério do professor a casca de ovo poderá ser utilizada sem ser secada; opcionalmente, as cascas de ovos poderão ser secadas ao sol ou em um forno convencional*). Ao lado das cascas de ovos colocou-se um frasco de penicilina vazio. A este frasco adicionou-se cerca de 10 mL de solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L (*opcionalmente o professor poderá utilizar ácido muriático diluído com água na proporção de 1:1*). Fechou-se o erlenmeyer e interligou-se este sistema a uma proveta invertida cheia de água. Na seqüência, verteu-se o frasco de penicilina e observou-se o início da reação ácido-base que se dá com desprendimento de CO₂ que foram coletados na proveta. Após não se observar mais desprendimento de gases, determinou-se o volume de dióxido de carbono produzido. A partir desta informação, determinou-se, a partir de cálculos estequiométricos a massa de carbonato de cálcio na casca de ovo.

Determinação do teor de carbonato de cálcio via obtenção de precipitados

a) *Obtenção de precipitado formado por oxalato de cálcio*: colocou-se cerca de 1 grama de casca de ovo em um béquer e adicionou-se 10 mL da solução de ácido clorídrico 1 mol/L. Agitou-se a solução com bastão de vidro e filtrou-se, utilizando um papel de filtro. Ao filtrado, adicionou-se uma solução preparada com 30 gotas de Semorin® e 15 mL da solução de hidróxido de sódio 3 mol/L. Filtrou-se o oxalato de cálcio formado, lavou-se com água e secou-se até remoção de toda umidade.

Determinou-se a massa do oxalato de cálcio formado e realizaram-se os cálculos estequiométricos para determinação do cálcio em cascas de ovos.

b) *Obtenção de precipitado formado por carbonato de cálcio*: colocou-se cerca de 1 grama de casca de ovo em um béquer e adicionou-se 10 mL da solução de ácido clorídrico 1 mol/L. Agitou-se a solução com bastão de vidro e filtrou-se, utilizando papel de filtro. Ao filtrado obtido adicionou-se algumas gotas da solução de fenolftaleína e gotejou-se solução de hidróxido de sódio até que ocorresse a viragem do indicador. Adicionou-se 10 mL da solução de carbonato de sódio, agitou-se com bastão de vidro e deixou-se a solução em repouso por 5 minutos. Filtrou-se o carbonato de cálcio formado, lavou-se com água e secou-se até remoção de toda umidade. Determinou-se a massa do carbonato de cálcio formado e realizaram-se os cálculos estequiométricos para determinação do cálcio em cascas de ovos.

REULTADOS E DISCUSSÃO

A primeira atividade proposta refere-se a determinação do teor de carbonato de cálcio através da determinação do volume de dióxido de carbono formado na reação com ácido clorídrico (Equação 1).



Desta forma o volume de dióxido de carbono obtido na proveta será utilizado para o cálculo do teor de carbonato de cálcio na casca de ovo. Para isto, determinou-se a quantidade de matéria (número de mol) de dióxido de carbono produzido utilizando a equação dos gases ideais (Equação 2).

$$PV = nRT, \text{ onde:} \quad (\text{Equação 2})$$

- **P = pressão atmosférica.** (caso não haja um barômetro disponível no colégio, a pressão atmosférica da cidade, no dia em que o experimento será realizado, poderá ser consultada no site <http://www.climatempo.com.br/>);
- **V = volume.** Volume de dióxido de carbono obtido na proveta;
- **n = quantidade de matéria (número de mol).** Quantidade a ser calculada a partir dos dados experimentais;
- **R = constante dos gases ideais.** ($R = 8,20578 \times 10^{-2} \text{ L.atm/K.mol}$)
- **T = temperatura na qual o experimento foi realizado.**

Segundo a equação 2, a estequiometria da reação revela que para cada molécula de carbonato de cálcio uma molécula de dióxido de carbono será produzida. Desta forma, a quantidade de matéria de CaCO_3 pode ser utilizada para calcular, a partir da massa molar, a massa deste composto na casca de ovo. Em nossos experimentos encontramos teores de carbonato de cálcio, em casca de ovos de galinha, iguais a 65-75%. Esses valores estão abaixo dos teores encontrados em outros trabalhos, mas podem ser justificados pela presença da película interna do ovo que não foi retirada, assim como umidade remanescente.

As duas outras atividades experimentais propostas refere-se a determinação de cálcio pela precipitação de sais de cálcio com baixa solubilidade em água. Nos dois casos são obtidos precipitados brancos que permitam, após serem secados, determinar o teor de cálcio na amostra original. Um destas propostas envolve a determinação do teor de cálcio pela precipitação como oxalato de cálcio (Equação 3). A solubilidade do oxalato de cálcio, a 20°C , é $6,7 \times 10^{-4}$ g para cada 100 mL de água; logo pode-se concluir que, desde que seja utilizada uma quantidade apropriada de oxalato de sódio, todo praticamente todos os íons Ca^{+2} irão precipitar na forma de oxalato de cálcio.



Na outra atividade experimental o cálcio é precipitado na forma de carbonato de cálcio (Equação 4). Uma das etapas deste método envolve a neutralização do filtrado, para que não haja formação de bicarbonato de cálcio (NaHCO_3), que é mais solúvel do que o carbonato de cálcio. A solubilidade do carbonato de cálcio, a 20°C , é 4 mg para cada 1 L de água; observa-se que este sal também é pouco solúvel em água, logo praticamente todo cálcio irá precipitar na forma de carbonato de cálcio.



O professor, ao aplicar uma destas atividades experimentais, deverá incentivar os alunos a refletirem sobre a relação fórmula molecular x solubilidade dos compostos; as evidências das transformações químicas (liberação de gás, precipitação, entre outras); as transformações químicas ocorridas; reações químicas e balanceamento das mesmas; entre outras. O professor também poderá solicitar aos alunos para trazer cascas de ovos para a realização das atividades experimentais.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

As três atividades experimentais apresentadas nesta comunicação permitem trabalhar com vários conceitos químicos, entre eles o conceito de estequiometria. Em cada uma delas pode-se trabalhar com conceitos diferenciados dependendo do perfil e maturidade do público alvo. Por ser um tema do contexto dos alunos, o interesse e motivação para a realização destas atividades experimentais poderá ser facilmente alcançada, assim como também poderá possibilitar uma discussão sobre “produtos tão nobres” que comumente acabam indo pro lixo.

AGRADECIMENTOS

Ao MEC/SESu pelo apoio financeiro ao “Programa de formação continuada e de apoio pedagógico para professores de química” aprovado no edital PROEXT/2011.

REFERÊNCIAS

- CABRAL, António de F. **Leis da combinação da matéria**. Santos: Editorial Estampa, 1975.
- ROMERO, Adriano L. (2011), **Programa de formação continuada e de apoio pedagógico para professores de Química**, projeto de extensão submetido ao edital PROEXT 2011.
- CAZZARO, Flávio. Um experimento envolvendo estequiometria. **Química nova na Escola**, n. 10, p 53-54, 1999.
- PEREIRA, Júnia G.; OKUMURA, Fabiano; RAMOS, Luiz A.; CAVALHEIRO, Éder T. G.; NÓBREGA, Joaquim A.. Termogravimetria: um novo enfoque para a clássica determinação de cálcio em cascas de ovos. **Química Nova**, v. 32, n. 6, p. 1661-1666, 2009.
- MILENA, Luciana M.; de FIGUEIREDO, Luiz A. V.; SALOMÃO, Rafael. A Química na casca do ovo: proposta alternativa como reflexão sobre o papel socioambiental do ensino de química no nível médio. **Anais do XIV Encontro Nacional de Ensino de Química (XIV ENEQ)**.
<http://www.quimica.ufpr.br/eduquim/eneq2008/resumos/R0134-1.pdf>
- NEZI, Sara M.; UHDRE, Débora F.; VALDERRAMA, Leonardo; dos SANTOS, Desiée C.; ROMERO, Rafaelle B.; ROMERO, Adriano L. Desenvolvimento/adaptação de atividades experimentais de química orgânica para o ensino médio. **Anais do 2º Seminário de Extensão e Inovação da UTFPR**, Curitiba, 2012.
- VILAR, Juliana dos S.; SABAA-SRUR, Armando U. O.; MARQUES, R. G. Composição química da casca de ovo de galinha em pó. **Boletim do Centro de Pesquisa de Processamento de Alimentos**, Curitiba, v. 28, n. 2, p. 247-254, 2010.
- PADILLA, Kira; GARRITZ, Andoni. The pedagogical content knowledge of university chemistry professors teaching stoichiometry. Disponível em: <http://unam.academia.edu/AGarritz/Papers>. Acesso em: 10/08/2012.
- LAVOISIER, A. L. **Traité élémentaire de chimie présenté dans un ordre nouveau** (Paris, 1789).