

Um experimento envolvendo ESTEQUIOMETRIA

Flávio Cazzaro

Este experimento bastante simples permite que se explore o assunto estequiometria mesmo não dispondo de uma balança de alta precisão.

► estequiometria, ensino experimental de química ◀

A palavra estequiometria (do grego *stoicheon*, elemento e *metron*, medida), foi introduzida por Richter em 1792, referindo-se às medidas dos elementos químicos nas substâncias. Modernamente, a estequiometria compreende as informações quantitativas relacionadas a fórmulas e equações químicas. Ela está baseada nas leis ponderais, principalmente na lei da conservação das massas e na lei das proporções fixas (ou definidas). A lei da

conservação das massas (Lavoisier, 1785) pode ser enunciada como “a soma das massas dos reagentes é sempre igual à soma das massas dos produtos”. Já a lei das proporções fixas (Proust, 1799) pode ser enunciada como “uma substância, qualquer que seja sua origem, apresenta sempre a mesma composição em massa”.

As leis ponderais, importantes para o estabelecimento da química como ciência, estão subjacentes à teoria atô-

mica de Dalton, que é a base da explicação das relações ponderais nas reações químicas.

Por meio de cálculos estequiométricos, pode-se calcular as quantidades de substâncias que participam de uma reação química a partir das quantidades de outras substâncias. Neste experimento será calculado o teor de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) em um comprimido efervescente a partir da massa de dióxido de carbono (CO_2) produzido na efervescência.

No ensino médio, estequiometria é um assunto muito pouco trabalhado em aulas práticas, talvez pelo difícil acesso a balanças analíticas ou mesmo a balanças comuns com razoável precisão. Esse problema pode ser solucionado aumentando-se as quantidades dos reagentes (e conseqüentemente as dos produtos) até que se atinja uma quantidade mensurável e expressiva, tornando assim possível utilizar balanças mais acessíveis.

A seguir é descrita uma versão do experimento usando-se uma balança semi-analítica. Posteriormente, apresenta-se como adaptar o experimento para o uso de uma balança comum.

Materiais e reagentes

- um comprimido efervescente que contenha bicarbonato de sódio (NaHCO_3), mas não contenha carbonato de sódio (Na_2CO_3)
- um copinho de café descartável
- balança semi-analítica
- água

Procedimento

Coloque água no copinho até aproximadamente um pouco mais da metade da sua capacidade.

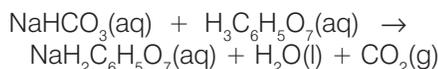
Pese o conjunto copinho, água e comprimido (ainda dentro do envelope) e anote essa massa, que será posteriormente chamada de massa inicial (m_i).

Transfira o comprimido para o copinho de café e certifique-se de que não restou nem mesmo uma pequena parte no envelope; em seguida, rapidamente cubra o copinho com o próprio envelope (isso evita perda de material por espirramento).

Aguarde o final da efervescência e pese novamente o conjunto, incluindo o envelope vazio, e anote essa massa. Esta será posteriormente chamada de massa final (m_f).

Conceitos fundamentais

A efervescência é causada pelo dióxido de carbono (CO_2) produzido na reação do bicarbonato de sódio (NaHCO_3) com algum ácido contido no comprimido, geralmente o ácido cítrico ($\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$). Nesse caso, há formação do dihidrogenocitrato de sódio ($\text{NaH}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$), como mostra a equação balanceada abaixo:



Essa reação só ocorre quando os reagentes estão dissolvidos em água. É por isso que esses comprimidos podem ser guardados por muito tempo em embalagens bem fechadas.

A massa de dióxido de carbono produzido — $m(\text{CO}_2)$ — será calculada subtraindo-se a massa final (m_f) da



Esquema 1.

massa inicial (m_i):

$$m(\text{CO}_2) = m_i - m_f$$

O cálculo da massa de bicarbonato de sódio contida em cada comprimido — $m(\text{NaHCO}_3)$ —, que é o objetivo deste experimento, será efetuado aplicando-se uma regra de três entre as quantidades estequiométricas da reação do bicarbonato de sódio com o ácido cítrico e os dados experimentais, como mostra o esquema 1. De onde resulta:

$$m(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{CO}_2) \cdot M(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{CO}_2)}$$

onde $M(\text{NaHCO}_3)$ e $M(\text{CO}_2)$ são as massas molares do NaHCO_3 e do CO_2 .

Resultados experimentais

- massa inicial: 35,466 g
- massa final: 34,629 g
- massa de CO_2 : 0,837 g

$$m(\text{NaHCO}_3) = \frac{0,837 \text{ g} \cdot 84,0 \text{ g mol}^{-1}}{44,0 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 1,59 \text{ g}$$

O experimento foi realizado em triplicata e os resultados obtidos foram:

- 1) $m(\text{NaHCO}_3) = 1,59 \text{ g}$
- 2) $m(\text{NaHCO}_3) = 1,64 \text{ g}$
- 3) $m(\text{NaHCO}_3) = 1,54 \text{ g}$

Consta no rótulo que a quantidade de bicarbonato de sódio contida em cada comprimido é 1625 mg, ou seja, 1,625 g. Para os objetivos do experimento, o resultado obtido (1,59 g de NaHCO_3 por comprimido) é perfeitamente satisfatório.

Adaptação para uso de balança comum

O presente experimento foi aplicado em uma escola de ensino médio que não dispunha de balança semi-

analítica, utilizando-se uma balança de cozinha de fundo de escala igual a 5 g. Para isto, houve a necessidade de adaptação do procedimento, substituindo-se o copinho de café por um copo descartável de 300 mL e aumentando-se a quantidade de comprimidos para 24 (esse número foi escolhido de modo que a massa em gramas de CO_2 produzido fosse múltipla de 5). Os resultados obtidos foram:

- $m_i = 270 \text{ g}$
- $m_f = 250 \text{ g}$
- $m(\text{CO}_2) = 20 \text{ g}$

$$m(\text{NaHCO}_3) = \frac{20 \text{ g} \cdot 84,0 \text{ g mol}^{-1}}{44,0 \text{ g mol}^{-1} \cdot 24 \text{ compr.}}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 1,6 \text{ g/compr.}$$

Questões para discussão

- De que maneira a perda de material poderia influenciar o resultado?
- Por que o comprimido não pode conter carbonato de sódio (Na_2CO_3)?

Flávio Cazzaro, licenciado em química pela UFSCar, é professor de química das escolas estaduais David Campista e Professor Arlindo Pereira, em Poços de Caldas - MG.

Para saber mais

GEPEQ. *Interações e transformações – livro do aluno*. São Paulo: Edusp, 1993.

MORTIMER, E.F., coord. *Introdução ao estudo da química: propriedades dos materiais, reações químicas e teoria da matéria*. Belo Horizonte: CECIMIG, 1997.

MORTIMER, E.F.; MACHADO, A.H. e ROMANELLI, L.I., coords. *Química, energia e ambiente*. Belo Horizonte: CECIMIG, 1999.

ROCHA-FILHO, R.C. e SILVA, R.R. da. *Introdução aos cálculos da química*. São Paulo: Makron, 1992.

Errata

O artigo "Reflexões sobre o currículo a partir da leitura de um livro para crianças", de Antonio Flavio Barbosa Moreira, publicado no número 9, pp. 23-27, saiu com alguns erros:

Na segunda coluna da página 24 (segundo parágrafo da parte 2 – "Estudos de currículo"), onde se lê "Há cerca de 50 anos (...)" leia-se "Durante cerca de 50 anos (...)"

Na terceira coluna da página 24 (quarto parágrafo da parte 2 – "Estudos de currículo"), onde se lê "Há cerca de 20 anos, ou seja, da década de 70 à de 90, (...)" leia-se "Ao longo de 20 anos, ou seja, do início da década de 70 ao final da de 80, (...)"

Ainda na terceira coluna da página 24 (quinto parágrafo da parte 2 – "Estudos de currículo"),

onde se lê "Ao final desta década (...)" leia-se "Na década de 90, (...)"

Na primeira coluna da página 25 (primeiro parágrafo da parte 3 – "Os textos estéticos: características e exemplos"), onde se lê "Seis orientações básicas (...)" leia-se "Algumas orientações básicas (...)"