



Método Algébrico para balanceamento de reações: Uma alternativa não explorada em livros didáticos de Química

Claudimar Junker Duarte

A tarefa de balancear reações químicas tem papel importante em disciplinas introdutórias de Química. Este artigo reporta o método algébrico para balanceamento de reações químicas. O procedimento para obter os coeficientes estequiométricos consiste em resolver um sistema homogêneo de equações lineares obtido a partir dos princípios de conservação da matéria e de carga e da quantidade de elétrons transferidos. A aplicação do método é apresentada com alguns exemplos. O método algébrico não é muito explorado em livros-texto de ensino de Química, o que é discutido neste trabalho.

► método algébrico; reações químicas, balanceamento de reações químicas ◀

Recebido em 29/04/2020, aceito em 16/07/2020

1

A Lei de conservação da massa, enunciada por Antoine Lavoisier (1790), estabelece que, nas reações químicas, a massa não é criada nem destruída. Em outras palavras, em um sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos. Lavoisier lançou as bases para a Química moderna e revolucionou a ciência (Lavoisier, 1790).

O conhecimento sobre a lei de Lavoisier é a condição fundamental para o balanceamento de equações químicas, muito comum em disciplinas introdutórias de Química e geralmente explorado no conteúdo de estequiometria, sendo fundamental para o entendimento de processos químicos, predição do rendimento de reações, determinação de condições reacionais, entre outros (Kuman, 2001). O balanceamento de equações químicas é crucial no aprendizado de Química e inclui o domínio de conceitos de conservação da massa, escrita adequada de fórmulas moleculares, iônicas e atômicas, volume de gases, entre outros (Hinton e Nakhleh, 1999).

A representação de reações é baseada em linguagem própria da química e envolve três níveis de conhecimento: descritivo e funcional (macroscópico), segundo o qual é

possível ver e manusear materiais, observar e descrever suas transformações e, portanto, perceptível aos sentidos humanos; o nível simbólico (representacional), que está relacionado à representação das entidades elementares por fórmulas; e o nível microscópico (explicativo), que corresponde às interações

atômicas (rompimento/formação de ligações; rearranjo dos átomos, por exemplo) que ocorrem durante as reações (Johnstone, 1982). Uma vez que o balanceamento de reações está relacionado com transformações químicas, descritas por fórmulas e equações, ou seja, expressões simbólicas que correspondem às relações quantitativas a nível macroscópico e microscópico,

é importante entender a representação das transformações em todos os níveis (Hinton e Nakhleh, 1999).

Muitas vezes, os estudantes não conseguem correlacionar eventos macroscópicos e modelos microscópicos com os símbolos que os representam. Em outras palavras, os discentes conseguem resolver problemas da Química mas não compreendem os conceitos químicos em que os problemas são baseados. Muitas vezes, conseguem balancear reações e até mesmo identificar a quantidade de átomos presentes nas fórmulas químicas, mas não compreendem o seu significado

Muitas vezes, os estudantes não conseguem correlacionar eventos macroscópicos e modelos microscópicos com os símbolos que os representam. Em outras palavras, os discentes conseguem resolver problemas da Química mas não compreendem os conceitos químicos em que os problemas são baseados.

(Yarroch, 1985; Savoy, 1988). Além disso, foi demonstrado que estudantes (Garcia *et al.*, 1990) e até mesmo professores (Padilla *et al.*, 2008) apresentam dificuldades em correlacionar o conceito de mol (que está associado ao coeficiente estequiométrico) com quantidade de substância (volume ou massa). Essas dificuldades foram atribuídas ao desconhecimento dos docentes sobre o contexto histórico e a evolução do significado dos conceitos de quantidade de matéria e mol (Furió *et al.*, 1999).

Outros trabalhos mostraram as limitações dos estudantes em compreender a conservação de matéria (Özmen e Aya, 2003; Paixão e Cachapuz, 2000). A lei de conservação da matéria é uma lei fundamental na ciência e faz parte de um conjunto conhecido de leis de conservação. Conforme mostrado por Laugier e Dumon (2004), é importante que os estudantes compreendam que, durante uma reação química, o desaparecimento dos reagentes e formação dos produtos correspondem ao rearranjo dos átomos, formando novas moléculas. E que, durante a transformação, a massa (e a carga, no caso de reações iônicas) se conservam. Segundo Hesse e Anderson (1992), a incompreensão dessa lei torna praticamente impossível aceitar e entender modelos microscópicos que a expliquem.

Para o balanceamento de reações, a maioria dos livros didáticos do ensino médio utilizam o método de tentativa e erro para atribuição dos coeficientes estequiométricos (Santos *et al.*, 2016; Reis, 2016; Mortimer e Machado, 2016; Ciscato *et al.*, 2016; Novais e Antunes, 2016; Peruzzo e Canto, 2006; Feltre, 2004). Nesse caso, é recomendável iniciar o balanceamento a partir da fórmula que contém maior número de elementos diferentes (ou que apresenta maior número de átomos) até às fórmulas mais simples (Russel, 1994).

Contudo, para reações que envolvem muitas espécies de reagentes ou produtos, o uso do método de tentativa e erro torna-se tedioso e outros métodos são mais convenientes (Curtis, 1922). Em muitas reações de óxido-redução, por exemplo, recomenda-se o método de meias-reações, que consiste em várias etapas, como dividir a reação em duas meia-reações de oxidação/redução, adicionar hidrônio (H^+ , meio ácido) ou OH^- (hidroxila, meio básico) e adicionar solvente (água) (Atkins e Jones, 2012; Kotz *et al.*, 2010; Brown *et al.*, 2017).

Outra alternativa para balancear reações é conhecida como método de inspeção, que foi introduzido por Harjadi (1986). Nessa abordagem, átomos que estão presentes em apenas uma substância (em cada lado da reação) são balanceados primeiro em preferência daqueles que estão presentes em mais de uma substância no lado dos reagentes ou produtos. Foi demonstrado por Tóth (1997) que o método de inspeção se aplica desde reações simples a outras mais complexas, exceto em determinadas reações de óxido-redução. Nesse caso, é necessário conhecer um ou mais coeficientes para realizar o balanceamento.

O método algébrico para balanceamento de reações foi introduzido por Bottomley (1878) utilizando como princípio a conservação da matéria, ou seja:

$$\begin{array}{cc} \text{Total de átomos} & = & \text{Total de átomos} \\ \text{(reagente(s))} & & \text{(produto(s))} \end{array}$$

A quantidade de átomos (de determinado elemento) do lado dos reagentes é igual à quantidade de átomos do lado dos produtos. Essa condição mostra que a quantidade de equações matemáticas gerada será igual ao número de diferentes elementos apresentados na reação.

O método algébrico foi aprimorado por Bennett (1954), que considerou a conservação de carga:

$$\begin{array}{cc} \text{Soma de cargas} & = & \text{Soma de cargas} \\ \text{(reagente(s))} & & \text{(produto(s))} \end{array}$$

Essa condição introduz outra equação matemática. As equações obtidas a partir da conservação de matéria e de carga são suficientes para balanceamento de diversas reações (Bhattacharjee, 2015).

Mais tarde, Oslon (1997) estabeleceu outra condição baseada no processo de transferência de elétrons. De forma simplificada, a quantidade de elétrons que uma espécie química cede ao sofrer oxidação é a mesma que outra espécie recebe ao sofrer redução:

$$\begin{array}{cc} \text{Quantidade de elétrons cedidos} & = & \text{Quantidade de} \\ & & \text{elétrons recebidos} \end{array}$$

Assim, o número de elétrons transferidos é conservado e pode ser definido em termos de variação nos estados de oxidação. Nesse caso, é importante considerar a atomi- cidade, ou seja, o número de vezes que o mesmo átomo aparece em determinada fórmula. A condição proposta por Oslon permite obter mais equações, tornando a resolução

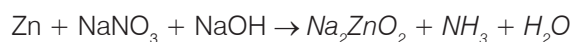
[...] para reações que envolvem muitas espécies de reagentes ou produtos, o uso do método de tentativa e erro torna-se tedioso e outros métodos são mais convenientes (Curtis, 1922).

mais simples. Uma vez consideradas as condições descritas (não necessariamente todas as três) atribuem-se as incógnitas (a, b, c, d ..., por exemplo) que, ao final da resolução, correspondem aos coeficientes estequiométricos.

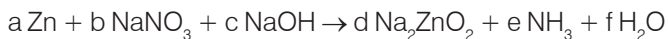
Esse procedimento pode ser considerado interessante, uma vez que possibilita a interdisciplinaridade entre a Química e a Matemática.

A seguir são apresentadas algumas reações que foram balanceadas seguindo o método algébrico. Para simplificar, os estados físicos dos reagentes e produtos foram omitidos.

Exemplo 1:



Para começar, atribui-se coeficientes para cada uma das substâncias que participam da reação.



Considerando a conservação da matéria, o zinco (Zn) possui um átomo no lado dos reagentes e coeficiente “a”. No lado dos produtos, apresenta também um átomo (Na_2ZnO_2) e coeficiente “d”. Assim, considerando a conservação da matéria para o Zn e o mesmo raciocínio para os demais elementos, obtêm-se:

$$\text{Zn: } a = d \quad \text{eq. 1.1}$$

$$\text{Na: } b + c = 2d \quad \text{eq. 1.2}$$

$$\text{N: } b = e \quad \text{eq. 1.3}$$

$$\text{O: } 3b + c = 2d + f \quad \text{eq. 1.4}$$

$$\text{H: } c = 3e + 2f \quad \text{eq. 1.5}$$

Uma vez que todas as espécies químicas nessa reação são neutras, a conservação de cargas não se aplica. Em relação à transferência de elétrons, o zinco, ao sofrer oxidação, perde elétrons que são transferidos para o nitrogênio, que sofre redução (Figura 1.1). O Zn (atomicidade 1) apresenta nox zero nos reagentes e +2 nos produtos. Portanto, sua variação de nox $\Delta\text{Zn} = |2 - 0| = 2$ e o número de elétrons doados (ou seja, $\Delta\text{Zn} \times \text{atomicidade} \times \text{coeficiente estequiométrico}$) é $2 \times 1 \times a = 2a$. O nitrogênio apresenta nox +5 nos reagentes (NaNO_3) e -3 nos produtos (NH_3). Uma vez que NaNO_3 apresenta apenas um átomo de nitrogênio (portanto atomicidade 1), este elemento apresenta variação de nox $\Delta\text{N} = |-3 - 5| = 8$. Portanto, a quantidade de elétrons recebidos ($\Delta\text{N} \times \text{multiplicidade} \times \text{coeficiente estequiométrico}$) é igual a $8 \times 1 \times b = 8b$. Assim:

$$2a = 8b \quad \text{eq. 1.6}$$

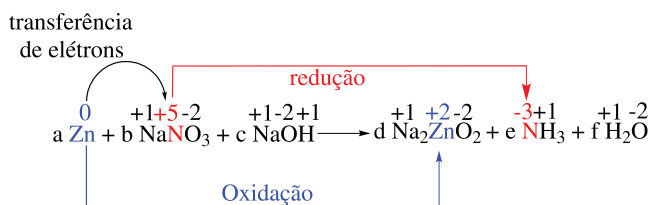


Figura 1.1: Representação do processo de transferência de elétrons do Zn para N.

Embora somente as equações anteriores (eq. 1.1 - eq. 1.5) sejam suficientes para encontrar os coeficientes estequiométricos (a - f), a eq. 1.6 é útil para simplificar a resolução, uma vez que estabelece correlação entre reagentes que não pode ser obtida de acordo com os princípios de conservação de massa e de carga. Assim, a terceira condição, baseada na transferência de elétrons, permite obter equações lineares que envolvem correlações entre reagentes (reação direta) e entre produtos (reação inversa). A Figura 1.2 mostra o processo inverso, em que o Zn reduz e N oxida.

Assim:

$$2d = 8e \quad \text{eq. 1.7}$$

Considerando $a = 4$ (para que sejam obtidos os menores

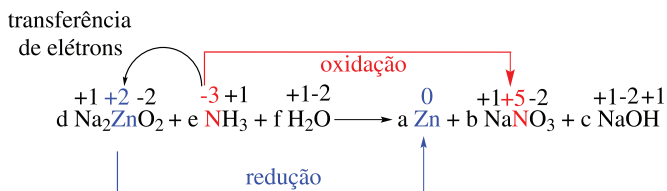
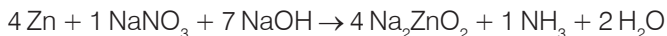
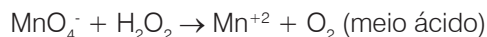


Figura 1.2: Representação do processo de transferência de elétrons do N para Zn.

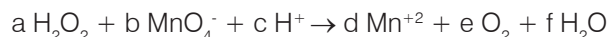
números inteiros) as equações obtidas fornecem os seguintes valores para os demais coeficientes estequiométricos: $b = 1$; $c = 7$; $d = 4$; $e = 1$ e $f = 2$ e a equação balanceada será:



Conforme mostrado na parte introdutória, reações de oxi-redução, que geralmente são balanceadas pelo método de meias-reações, são apresentadas nos exercícios de livros didáticos de forma incompleta, sem incluir o solvente (geralmente a água) e podem ocorrer em meio ácido (H^+) ou básico (OH^-). Para equilibrar reações dessa natureza utilizando método algébrico, considere o exemplo abaixo:



Em situações como essa, adiciona-se H^+ (conforme informado que o meio é ácido) nos reagentes e H_2O nos produtos. Caso a adição tenha ocorrido no lado equivocado (reagentes ou produtos), o respectivo coeficiente a ser encontrado apresentará valor negativo e assim é necessário apenas ajustar sua posição. Portanto, a equação química poderá ser escrita:



O balanço da matéria mostra que:

$$\text{H: } 2a + c = 2f \quad \text{eq. 2.1}$$

$$\text{O: } 2a + 4b = 2e + f \quad \text{eq. 2.2}$$

$$\text{Mn: } b = d \quad \text{eq. 2.3}$$

Em relação à conservação de cargas, no lado dos reagentes, as espécies carregadas são MnO_4^- e H^+ enquanto que, no lado dos produtos, somente Mn^{+2} apresenta carga. As demais espécies são neutras e, nesse caso, são desconsideradas. Assim, a soma das cargas nos reagentes é igual à soma das cargas nos produtos:

$$-b + c = 2d \quad \text{eq. 2.4}$$

Em relação à conservação de elétrons transferidos, o oxigênio (H_2O_2) sofre oxidação e transfere elétrons para o manganês (Figura 2.1) que sofre redução.

Portanto, considerando a quantidade de elétrons transferidos:

$$2a = 5b \quad \text{eq. 2.5}$$

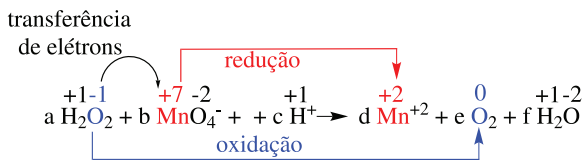


Figura 2.1: Representação do processo de transferência de elétrons do O para Mn.

A reação inversa, ou seja, produtos → reagentes (Figura 2.2), mostra que:

$$5d = 2e \quad \text{eq. 2.6}$$

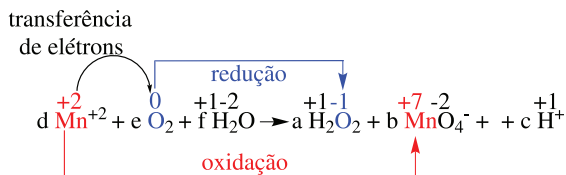
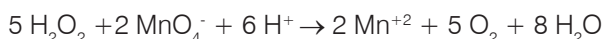
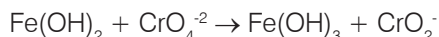


Figura 2.2: Representação do processo de transferência de elétrons do Mn para O.

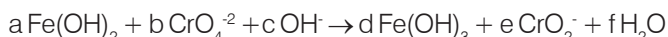
Considerando “a” = 5 tem-se: b = 2; c = 6; d = 2; e = 5 e f = 8. Como nenhum dos coeficientes encontrados apresenta valor negativo, significa que as posições sugeridas de H⁺ e H₂O estão corretas. Portanto, a equação balanceada corresponde a:



Considere como exemplo 3 a reação abaixo, a ser balanceada em meio básico :



Considere a adição OH⁻ nos reagentes e H₂O nos produtos. Assim:



A conservação de matéria mostra que:

$$\text{Fe: } a = d \quad \text{eq. 3.1}$$

$$\text{O: } 2a + 4b + c = 3d + 2e + f \quad \text{eq. 3.2}$$

$$\text{H: } 2a + c = 3d + 2f \quad \text{eq. 3.3}$$

$$\text{Cr: } b = e \quad \text{eq. 3.4}$$

a conservação de cargas fornece:

$$-2b - c = -e \quad \text{eq. 3.5}$$

e a conservação de elétrons transferidos na reação direta (Figura 3.1) e na reação inversa (Figura 3.2), respectivamente, tem-se:

$$a = 3b \quad \text{eq. 3.6}$$

$$d = 3e \quad \text{eq. 3.7}$$

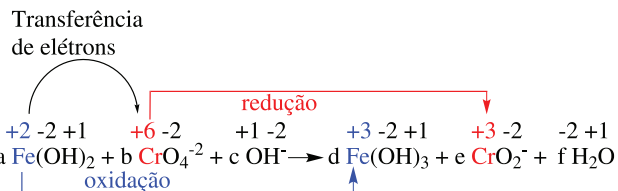


Figura 3.1: Representação do processo de transferência de elétrons do Fe para Cr.

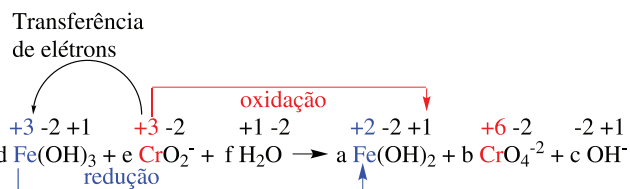
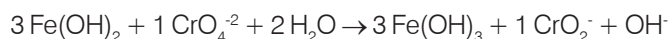
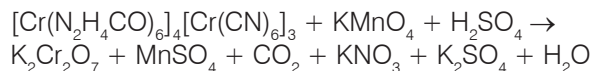


Figura 3.2: Representação do processo de transferência de elétrons do Cr para Fe.

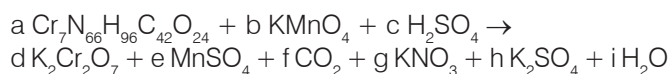
Considerando as equações obtidas (eq. 3.1-3.7) e a = 3, tem-se: b = 1; c = -1; d = 3; e = 1 e f = -2. Os coeficientes negativos “c” e “f” mostram que suas posições na reação estão equivocadas e portanto devem ser ajustadas. Assim:



Como último exemplo (4), a seguir é mostrada a reação que é parte do desafio proposto por Stout (1995) a calouros do curso de Química:



Para facilitar, a fórmula $[\text{Cr}(\text{N}_2\text{H}_4\text{CO})_6]_4[\text{Cr}(\text{CN})_6]_3$ foi simplificada a $\text{Cr}_7\text{N}_{66}\text{H}_{96}\text{C}_{42}\text{O}_{24}$. Assim:



Considerando a conservação de matéria:

$$\text{Cr: } 7a = 2d \quad \text{eq. 4.1}$$

$$\text{N: } 66a = g \quad \text{eq. 4.2}$$

$$\text{H: } 96a + 2c = 2i \quad \text{eq. 4.3}$$

$$\text{C: } 42a = f \quad \text{eq. 4.4}$$

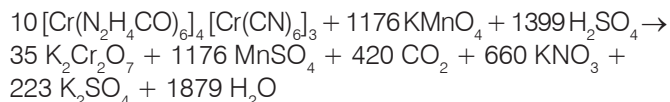
$$\text{O: } 24a + 4b + 4c = 7d + 4e + 2f + 3g + 4h + i \quad \text{eq. 4.5}$$

$$\text{K: } b = 2d + g + 2h \quad \text{eq. 4.6}$$

$$\text{Mn: } b = e \quad \text{eq. 4.7}$$

$$\text{S: } c = e + h \quad \text{eq. 4.8}$$

Uma vez que as espécies envolvidas são neutras, a conservação de cargas não se aplica. Contudo, as equações obtidas são suficientes para encontrar os coeficientes estequiométricos e, portanto, a terceira condição (transferência de elétrons) não foi utilizada. Assim, a equação balanceada (veja a resolução completa desse exemplo no Apêndice) é:



Infelizmente, o método algébrico raramente é explorado em livros didáticos de nível médio e superior (Fink, 2009) e em disciplinas de ensino de Química (Jensen, 2009). A literatura apresenta alguns argumentos que explicam esse comportamento. Segundo Kolb (1979), o método algébrico se resume a Matemática e não Química. Reações que envolvem muitos elementos podem tornar o método trabalhoso, por envolver muitas variáveis. Essa dificuldade pode ser superada empregando, quando possível, as três condições que fornecem maior número de equações, o que simplifica o processo. Portanto, além de Matemática, o método algébrico permite trabalhar conceitos de conservação de massa, de carga e de transferência de elétrons que muitas vezes não são explorados nos métodos de Tentativa e Erro ou de inspeção, e permite balancear desde reações simples a outras mais complexas (Charnock, 2016). Contudo, pode ser necessário atribuir os números de oxidação dos elementos. A dificuldade pode ser maior em situações em que várias espécies sofrem oxidação e redução simultaneamente, ou em moléculas orgânicas formadas por átomos com números de oxidação não usuais (Herndon, 1997), muito embora situações dessa natureza raramente sejam exploradas em livros didáticos de ensino de Química. Tradicionalmente, o balanceamento de reações químicas é ensinado como parte do conteúdo de cálculo estequiométrico durante o 1º ano do ensino médio, enquanto os conceitos de oxidação e redução são mostrados em maior profundidade somente no 2º ano do ensino médio, quando se discute eletroquímica. Mesmo assim, para muitas reações, o uso apenas do princípio de conservação de matéria e alguma habilidade em equações lineares permite equilibrar diversas reações, até mesmo

algumas consideradas difíceis, como mostrado no exemplo 4. Situação semelhante ocorre no ensino superior na disciplina de Química Geral. Nesse caso, o método algébrico poderia ser abordado no ensino de técnicas de volumetria de oxirredução, em Química Analítica, uma vez que, nessa etapa da formação, é esperado do estudante maior domínio dos conceitos de oxidação e redução.

Conforme reportado na parte introdutória deste trabalho, são muitos os problemas associados ao ensino sobre balanceamento de reações químicas. Além da aplicação do método algébrico, o professor poderá também utilizar analogias (Tóth, 1999; Thamburaj, 2001), *softwares* (Kumar, 2001; Mendes *et al.*, 2005), ensino por resolução de problemas (Bird, 2006) e outras alternativas que facilitem a aprendizagem.

Considerações finais

Neste artigo foi apresentado o método algébrico para balanceamento de reações. A estratégia geral é obter equações, a partir dos princípios de conservação da matéria, de carga e da quantidade de elétrons transferidos, que facilitam encontrar os coeficientes estequiométricos. Embora não exista um único caminho para equilibrar reações, o método algébrico pode ser uma alternativa interessante, capaz de correlacionar diversos conceitos da Química e da Matemática. Afinal, além de balancear reações, é importante também compreender o seu significado.

Claudimar Junker Duarte (claudimar.junker@ifmg.edu.br), graduado em Química pela UFLA, mestre (UFscar) e doutor (Unicamp) em Química Orgânica. É professor do Ensino Básico, Técnico e Tecnológico no IFMG/Campus Bambuí, onde desenvolve projetos de Ensino em Química e coordena a realização da Olimpíada Mineira de Química. Bambuí, MG – BR.

Referências

- ATKINS, P. e JONES, L. *Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente*, Trad. R. B. Alencastro. 5ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.
- BENNETT, G. W. Material balances and redox equations. *Journal of Chemical Education*, v. 31, n.6, p. 324-325, 1954.
- BHATTACHARJEE, P. R. Discovering Infinite Number of Independent Balanced Forms of Some Typical Chemical Equations. *The Chemist*, v. 88, n. 1, p. 26-33, 2015.
- BIRD, L. Stoichiometric calculations using equivalent molar expressions. *The Chemical Educator*, v. 11, n. 6, p. 380-382, 2006.
- BOTTOMLEY, J. Note a Method for determining coefficients in chemical equations. *Chemical News and Journal of Physical Science*, n. 37, p. 110-111, 1878.
- BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.; MURPHY, C. J.; WOODWARD, P. M. e STOLTZFUS, M. W. *Química: A Ciência Central*, Trad. E. Lopes; T. Jonas; S. M. Yamamoto. 13ª ed. São Paulo: Pearson, 2016.
- CHARNOCK, N. L. Teaching Methods for Balancing Chemical Equations: An Inspection versus an Algebraic Approach.

American Journal of Educational Research, v. 4, n. 7, p. 507-511, 2016.

CISCATO, C. A. M.; PEREIRA, L. F.; CHEMELLO, E. e PROTI, P. B. *Química*. v. 1. São Paulo: Moderna, 2016.

CURTIS, H. A. The algebraic method of balancing a chemical equation. *Science*, v. 56, n. 1444, p. 258-260, 1922.

FELTRE, R. *Química*, v.1, 6ª ed. São Paulo: Moderna, 2004.

FINK, J. K. *Physical Chemistry in Depth*. New York: Springer, 2009.

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.3, n. 17, p. 359-376, 1999.

HARJADI, W. A simpler method of chemical reaction balancing. *Journal of Chemical Education*, v. 63, n.11, p. 978-979, 1986.

HERNDON, W. C. On balancing Chemical equations: Past and Present. *Journal of Chemical Education*, v. 74, n.11, p. 1359-1362, 1954.

HESSE, J. J. e ANDERSON, C. W. Students' conceptions of chemical change. *Journal of Research in Science Teaching*, v.

29, n. 3, p. 277-299, 1992.

HINTON, M. E. e NAKHLEH, M. B. Students' Microscopic, Macroscopic, and Symbolic Representations of Chemical Reactions. *The Chemical Educator*, v. 4, n. 5, p. 158-167, 1999.

JENSEN, W. B. Balancing redox equations. *Journal of Chemical Education*, v. 86, n. 6, p. 681-682, 2009.

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

KOLB, D. More on balancing redox equations. *Journal of Chemical Education*, v. 56, n. 3, p. 181-184, 1979.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R. e TREICHEL, D. A. *Química Geral e reações Químicas*, v. 1. Trad. E. Codaro; H. Acciari. 9ª ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016.

KUMAN, D. D. Computer Applications in Balancing Chemical Equations. *Journal of Science Education and Technology*, v. 10, n. 4, p. 347-350, 2001.

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

LAUGIER, A. e DUMON, A. The equation of reaction: a cluster of obstacles which are difficult to overcome. *Chemistry Education: Research and Practice*, v. 5, n. 3, p. 327-342, 2004.

MENDES, A. P.; SANTANA, G. P. e PESSOA Jr., E. S. F. O uso do software PhET como ferramenta para o ensino de balanceamento de reação química. *Revista Amazônica para Ensino de Ciências*, v. 8, n. 16, p.52-60, 2015.

MORTIMER, E. F. e MACHADO, A. H. *Química*, v. 1, 3ª ed. São Paulo: Scipione, 2016.

NOVAIS, V. L. D. e ANTUNES, M. T. *Vivá: Química*, v. 1. Curitiba: Positivo, 2016.

ÖZMEN, H. e AYA, A. Students' difficulties in understanding of the conservation of matter in open and closed-system chemical reactions. *Chemistry Education: Research and Practice*, v. 4, n. 3, pp. 279-290, 2003.

PADILLA, K.; PONCE-de-LEON, A. M.; REMBADO, F. M. e GARRITZ, A. Undergraduate Professors' Pedagogical Content Knowledge: The case of 'amount of substance'. *International Journal of Science Education*, v. 30, n. 10, p. 1389-1404, 2008.

PAIXÃO, M. F. e CACHAPUZ, A. Mass conservation in chemical reactions: the development of an innovative teaching strategy based on the history and philosophy of science. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, v. 1, p. 201-215, 2000.

PERUZZO, F. M. e CANTO, E. L. *Química na abordagem do cotidiano*, v. 1, 4ª ed. São Paulo: Moderna, 2006.

REIS, M. *Química*, v. 1, 2ª ed. São Paulo: Ática, 2016.

RUSSEL, J. B. *Química Geral*, v. 1, Trad. M. Guekezian; M. C. Ricci; M. E. Brotto; M. O. A. Mengod; P. C. Pinheiro; S. B. Faldini; W. J. Saldanha. 2ª ed. São Paulo: Makron, 1994.

SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S.; DIB, S. M. F.; MATSUNAGA, R. T.; SANTOS, S. M. O. CASTRO, E. N. F.; SILVA, G. S. e FARIAS, S. B. *Química Cidadã*, v. 1, 3ª ed. São Paulo: 2016.

SAVOY, L. G. Balancing Chemical Equations. *School Science Review*, v. 69, n. 249, p. 713-720, 1988.

STOUT, R. Redox challenges: good times for puzzle fanatics. *Journal of Chemical Education*, v. 72, n. 12, p. 1125-1125, 1995.

THAMBURAJ, A. J. A Known-to-Unknown Approach to Teach About Empirical and Molecular Formulas. *Journal of Chemical Education*, v. 78, n. 7, p. 915-916, 2001.

TÓTH, Z. Balancing chemical equations by inspection. *Journal of Chemical Education*, v. 74, n. 11, p. 1363-1364, 1997.

TÓTH, Z. Limitant reagent: an alternative analogy. *Journal of Chemical Education*, v. 76, n. 7, p. 934, 1999.

YARROCH, W. L. Student Understanding of Chemical Equation Balancing. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 22, n. 5, p. 449-459, 1985.

Abstract: Algebraic method for balancing chemical reactions: an unexplored alternative in chemistry textbooks. The task of balancing chemical equations plays a crucial role in introductory chemistry courses. This paper reports the algebraic method for balancing chemical reactions. The general procedure to obtain the stoichiometric coefficients is to solve a system of homogeneous linear equations obtained from the principles of conservation of matter and charge and the amount of electrons transferred. The application of the method is demonstrated through examples. The fact that the algebraic method is not widely explored in Chemistry textbooks is discussed throughout this paper.

Keyword: Algebraic method; chemical reactions ; balancing chemical reactions

Apêndice

(Resolução completa - Exemplo 4)

Considere as equações (eq.4.1 - eq. 4.8):

$$\text{Cr: } 7a = 2d \quad \text{eq. 4.1}$$

$$\text{N: } 66a = g \quad \text{eq. 4.2}$$

$$\text{H: } 96a + 2c = 2i \quad \text{eq. 4.3}$$

$$\text{C: } 42a = f \quad \text{eq. 4.4}$$

$$\text{O: } 24a + 4b + 4c = 7d + 4e + 2f + 3g + 4h + i \quad \text{eq. 4.5}$$

$$\text{K: } b = 2d + g + 2h \quad \text{eq. 4.6}$$

$$\text{Mn: } b = e \quad \text{eq. 4.7}$$

$$\text{S: } c = e + h \quad \text{eq. 4.8}$$

$$\text{Se } a = 1$$

$$d = 7/2 \quad \text{eq. 4.1}$$

$$g = 66 \quad \text{eq. 4.2}$$

$$96 + 2c = 2i \quad \text{eq. 4.3}$$

$$f = 42 \quad \text{eq. 4.4}$$

$$24 + 4b + 4c = 49/2 + 4e + 84 + 198 + 4h + i \quad \text{eq. 4.5}$$

$$b = 7 + 66 + 2h \quad \text{eq. 4.6}$$

$$b = e \quad \text{eq. 4.7}$$

$$c = e + h \quad \text{eq. 4.8}$$

Como $b = e$ (eq. 4.7), tem-se que:

$$24 + 4b + 4c = 49/2 + 4b + 84 + 198 + 4h + i \quad \text{eq. 4.5}$$

$$b = 73 + 2h \quad \text{eq. 4.6}$$

$$c = b + h \quad \text{eq. 4.8}$$

Agora:

$$96 + 2c = 2i \text{ (eq. 4.3) é o mesmo que } 48 + c = i$$

Substituindo “i” por “48 + c” na eq. 4.5 tem-se:

$$24 + 4c = 49/2 + 84 + 198 + 4h + 48 + c \quad \text{ou} \\ -661 + 6c = 8h$$

Considerando as equações 4.6 e 4.8:

$$b = 73 + 2h \\ b = c - h$$

Se b = b, tem-se:

$$73 + 2h = c - h \quad \text{ou} \quad 73 - c = -3h$$

Portanto:

$$\begin{cases} -661 + 6c = 8h \\ 73 - c = -3h \end{cases}$$

Resolvendo o sistema (multiplique a 2ª equação por 6 e depois some as equações) temos:

$$h = 223/10$$

Agora,

$$\begin{array}{ll} \text{Se } b = 73 + 2h; & b = 1176/10 \\ \text{Se } b = e; & e = 1176/10 \\ \text{Se } c = b + h & c = 1399/10 \\ \text{Se } i = 48 + c & i = 1879/10 \end{array}$$

Portanto:

$$a = 1; b = 1176/10; c = 1399/10; d = 7/2; e = 1176/10; \\ f = 42; g = 66; h = 223/10 \text{ e } i = 1879/10.$$

Para que todos os coeficientes obtidos sejam números inteiros (menores possíveis), multiplica-se todos os valores obtidos por 10. Assim, os coeficientes estequiométricos são:

$$a = 10; b = 1176; c = 1399; d = 35; e = 1176; f = 420; \\ g = 660; h = 223 \text{ e } i = 1879.$$