



EVIDÊNCIAS EXPERIMENTAIS PARA A COMPREENSÃO DE REAÇÕES QUÍMICAS

Bianca B. Silva¹; Enzo G. S. da Silva²; Joyce C. da Silva³; Kauê C. dos Santos⁴; Luana K. A. do Nascimento⁵; Matheus da C. de Almeida⁶; Valéria P.P. de Almeida⁷; Victor W. B. Diniz⁸

¹*biancab00602@icloud.com*

²*enzo.gdsilva@aluno.uepa.br*

³*joycecardoso2003s@gmail.com*

⁴*kaue.cdsantos@aluno.uepa.br*

⁵*luana.kad.nascimento@uepa.br*

⁶*maticoofc69@gmail.com*

⁷*valeriapriscula1@gmail.com*

⁸*victor.bechir@uepa.br*

^{1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8} *Universidade do Estado do Pará - Rua do Una, nº 156 - Telégrafo, Belém - PA, 66050-540.*

Palavras-Chave: Reações químicas, evidências experimentais, experimentos.

Introdução

As transformações químicas são um processo em que uma ou mais substâncias convertem-se entre si e caracterizam-se pela formação de novas substâncias com propriedades diferentes das iniciais. Existem algumas evidências que vão indicar se ocorrem ou não transformações químicas, tais quais: a liberação de gás, mudança de coloração, mudança de temperatura (exotérmica e endotérmica), formação de uma chama e a formação de precipitado (MAIA; BIANCHI, 2007).

As reações químicas são transformações da matéria em que ocorrem mudanças na composição química de um ou mais reagentes, resultando em novos produtos. Essas transformações podem ser representadas por meio de equações químicas, onde os símbolos e as fórmulas dos reagentes e produtos são indicados. Essas reações podem ser classificadas por diversos tipos, como: reação de síntese, decomposição, simples troca, dupla troca, combustão, redução-oxidação (redox), entre outras (ATKINS; JONES; LAVERMAN, 2018).

A lei da conservação de massa, princípio fundamental proposto por Lavoisier, afirma que a massa total dos reagentes em uma reação química é igual a massa total dos produtos. Em outras palavras, átomos não podem ser criados da mesma forma que não podem ser destruídos durante uma reação, apenas serem rearranjados (RUSSELL; TEXEIRA, 2015).

As reações de redução-oxidação são caracterizadas pela transferência de elétrons entre os reagentes e pela ocorrência simultânea de duas ações: a perda ou ganho de elétrons. A oxidação ocorre quando um átomo, íon ou molécula perde elétrons, resultando no aumento do número de oxidação e consequentemente tornando-se um agente redutor. Já a redução ocorre quando um átomo, íon ou molécula ganha elétrons, resultando na diminuição do número de oxidação e torna-se um agente oxidante (LEE, 1999).

Em uma reação química, quando duas soluções límpidas são misturadas e reagem entre si, ocorre a formação de um sólido insolúvel. Essas reações – que geralmente ocorrem em soluções aquosas – são chamadas de reações de precipitação, em que os solutos em uma solução se combinam e formam um precipitado (BROWN et al, 2005).

A fila de reatividade de metais e ametais são importantes para a formação de produtos e para precipitados. Na reatividade dos metais, os elementos são organizados com base em

sua propensão para perder elétrons (oxidar) em que os metais altamente reativos tendem a perder mais elétrons do que os metais de menor reatividade. Em relação a reatividade dos ametais, os elementos são ordenados na sua tendência em ganhar elétrons (reduz), onde os ametais altamente reativos têm a capacidade ganhar mais elétrons em comparação com os ametais menos reativos (ATKINS; JONES; LAVERMAN, 2018).

Além dos conteúdos já abordados, existem outros conceitos importantes na química que muitas vezes são trabalhados apenas de forma teórica. Tem-se como exemplo o fenômeno da solubilidade, explicada através do conhecimento das interações entre moléculas. Expressa a capacidade, ou não, de uma substância se dissolver em um líquido. Por mais que esteja relacionado às interações intermoleculares, muitas vezes pode ser confundida com as ligações químicas (intramoleculares). O desconhecimento dessa teoria se encontra comumente em estudantes de educação básica, porém, em níveis de ensino superior, o não entendimento dos processos microscópicos que estão acontecendo também é verdadeiro (JUNQUEIRA; MAXIMIANO, 2020). Associações entre teoria e prática podem ser ferramentas importantes para o entendimento de conceitos teóricos, como evidências de transformações químicas e a solubilidade de substâncias para a compreensão da formação de precipitados.

Ademais, outros conceitos, que podem ser trabalhados de forma prática, também possuem certa importância para a compreensão das evidências de transformações químicas. Buscar estratégias pedagógicas que promovam a compreensão da teoria em conjunto com a prática é fundamental. Para a química, tal método é utilizar experimentos químicos que se relacionem com a teoria. Assim, incentiva o aluno a observar, refletir e compreender de forma profunda o conteúdo (SOUZA; SILVA, 2023). Com isso, assuntos como o ensino de evidências de transformações químicas podem fornecer ótimos conceitos a serem trabalhados em laboratório.

O uso constante da prática, em especial o uso do laboratório como estratégia pedagógica, é notório para a compreensão da teoria não só durante a formação no ensino superior, mas também como incentivo aos docentes em inovar a forma que se ministra aulas até mesmo para a educação básica. O docente tende a aumentar o uso de laboratório durante aulas ministradas ao ensino básico quando esse teve acesso a aulas práticas em laboratório no período de formação (SILVA; FERREIRA; SOUSA, 2021).

Através deste trabalho buscou-se compreender de forma prática as propriedades das reações químicas, observar suas características, bem como reconhecer sua ocorrência.

Material e Métodos

Para demonstrar de forma prática as evidências de reações químicas, fora organizado quatro experimentos que as apresentassem. Para o primeiro experimento, com o auxílio de uma pipeta Pauster, utilizou-se 2 mL de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 1mol.L^{-1} em um tubo de ensaio. Seguidamente, fora adicionado ao mesmo tubo de ensaio, 2 mL de Na_2SO_4 1mol.L^{-1} , onde a reação pôde ser observada.

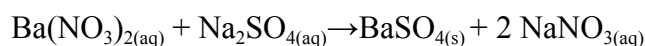
Para a realização do segundo experimento, por meio de uma pipeta Pauster, adicionou-se 1 mL de solução de Na_2CO_3 1mol.L^{-1} a um tubo de ensaio, seguido pela adição de 1 mL de solução de HCl 1mol.L^{-1} , gota a gota, novamente com o auxílio de uma pipeta Pauster, enquanto se observava o decorrer da reação.

Ao terceiro experimento, por sua vez, necessitou-se de uma ínfima parte de magnésio metálico em fita, retirada através de uma pinça e transferida a um tubo de ensaio. Posteriormente, por meio de um béquer, adicionou-se 20 mL de HCl 1mol.L⁻¹. Após, observou-se o sistema.

Por fim, para a realização do quarto experimento, adicionou-se uma porção significativa de lã de ferro a um tubo de ensaio. Em seguida, com o auxílio de um béquer, somou-se à palha de aço 2 ml de CuSO₄ 1mol.L⁻¹. Observou-se a ocorrência da reação.

Resultados e Discussão

Iniciou-se com o primeiro experimento, sendo esse, a mistura de nitrato de bário (Ba(NO₃)₂) e sulfato de sódio (Na₂SO₄). Essa combinação resultou na produção de sulfato de bário (BaSO₄) e nitrato de sódio (NaNO₃). Abaixo, a seguinte equação química balanceada:



A mistura entre esses reagentes resultou na produção de um precipitado branco, sendo o sulfato de bário como o sólido insolúvel que pôde ser visualizado após a reação.

A identificação de um precipitado pode ser analisada a partir da tabela de solubilidade em água, onde categoriza substâncias com baixa solubilidade. Abaixo, o quadro 1 demonstra esses valores:

Quadro 1: Regras de solubilidade em água para compostos iônicos comuns.

Compostos iônicos solúveis		Exceções importantes
Compostos contendo	NO ₃ ⁻	Nenhuma
	CH ₃ COO ⁻	Nenhuma
	Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻	Compostos de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ²⁺
	SO ₄ ²⁻	Compostos de Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ²⁺
Compostos iônicos insolúveis		Exceções importantes
Compostos contendo	S ²⁻	Compostos de NH ₄ ⁺ dos cátions de metais alcalinos e Ca ²⁺ , Sr ²⁺ e Ba ²⁺
	CO ₃ ²⁻ , PO ₄ ³⁻	Compostos de NH ₄ ⁺ e dos cátions de metais alcalinos
	OH ⁻	Compostos dos cátions de metais alcalinos e Ca ²⁺ , Sr ²⁺ e Ba ²⁺

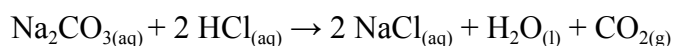
Fonte: adaptado de Russel e Texeira (2015).

Percebe-se que o sulfato de bário é um composto iônico insolúvel por este motivo torna-se um precipitado. A partir da tabela 1 nota-se que os íons sulfatos são naturalmente

solúveis, porém o sulfato de bário é exceção devido sua solubilidade ser menor que $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ (BROWN et al., 2005).

Uma explicação para a baixa solubilidade do sulfato de bário, está no fato de sua estrutura cristalina ser altamente estável e pelas fortes interações eletrostáticas, existente entre os íons Ba^+ e SO_4^{-2} que exigem uma quantidade expressiva de energia para que essas interações possam romper e posteriormente dissolver o composto (ATKINS; JONES; LAVERMAN, 2018). Com a observação feita na prática associada aos conhecimentos teóricos tem-se uma compreensão mais concreta da teoria da solubilidade, pois demonstra a natureza do composto bem como sua rede cristalina é fundamental para a solubilidade. Além disso, a formação do precipitado não apenas confirma a reação química, mas também exemplifica como fatores estruturais podem superar as tendências gerais de solubilidade dos íons em soluções aquosas.

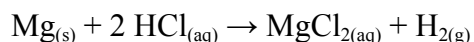
Para o segundo experimento, ao misturar 1 mL de carbonato de sódio (Na_2CO_3) com ácido clorídrico (HCl), em um tubo de ensaio, teve-se a formação de um gás, sendo este o dióxido de carbono (CO_2), água (H_2O) e cloreto de sódio (NaCl), como pode ser observado na equação química abaixo:



Fora observado que houve uma reação de neutralização entre o ácido clorídrico (HCl) em Na_2CO_3 , que se comporta como uma base, isso ocorre devido a dissociação de seus íons, em que o íon carbonato (CO_3^{2-}) reage com os íons H^+ de ácidos como exemplo o HCl, tendo como resultado da reação dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O). A liberação do CO_2 é a responsável pela efervescência que é evidente em soluções aquosas, em que ele é liberado como gás. (RUSSEL; TEXEIRA, 2015).

A neutralização do ácido clorídrico com carbonato de sódio gera uma diminuição na entalpia do sistema (um processo exotérmico), o que ocasiona algumas evidências de reações, como uma efervescência por conta da produção de dióxido de carbono, liberação de energia na forma de calor e, conseqüentemente, elevação de temperatura (possui caráter exotérmico). Um exemplo prático do dia a dia é a adição do fermento à massa, em que acontece uma reação de fermentação – produzindo gás carbônico e calor – proporcionando aumento significativo da massa. Essas ocorrências destacam como a mudança de entalpia nas reações químicas impactam tanto a temperatura quanto a produção de gás, ajudando na compreensão de processos cotidianos aos princípios da termodinâmica (RUSSEL; TEXEIRA, 2015).

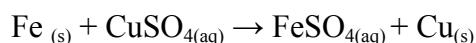
Para a realização do terceiro experimento, utilizou-se uma porção de magnésio metálico em um tubo e posteriormente HCl. Essa combinação resultou na seguinte reação:



Observou-se que na reação entre metal alcalino terroso (Mg) e o ácido clorídrico (HCl), resultou como produto o cloreto de magnésio (MgCl_2) e hidrogênio (H_2), sendo caracterizada como uma reação de simples troca e exotérmica. Conforme explicado por Atkins; Jones; Laverman (2018) o Mg por ser mais reativo acaba por deslocar o hidrogênio do ácido, e resulta na formação desses produtos, isto é explicado pela teoria da reatividade, que classifica os metais de acordo com sua tendência em perder elétrons e assim reagir. Esse experimento proporciona a contemplação não só da liberação de um gás, como no

experimento anterior, mas também a alteração na temperatura do sistema. Neste caso, o aumento de temperatura por se tratar de uma reação exotérmica.

Por fim, no quarto experimento pôde-se observar que houve uma mudança de coloração ao adicionar um pedaço significativo de lâ de ferro em um tubo de ensaio e posteriormente CuSO_4 , que alterou de uma coloração prateada para finalizar com uma coloração acobreada. Abaixo, a seguinte reação:



De acordo com Atkins, Jones e Laverman (2018), essa reação exemplifica um processo de transferência de elétrons entre os reagentes, conhecido como reação redox. Nesse caso, o ferro sólido perde elétrons para os íons de cobre do sulfato de cobre, gerando íons de ferro e depositando cobre metálico. A mudança na coloração da palha de aço para uma tonalidade acobreada acontece devido ao depósito de cobre metálico sobre a superfície do ferro. Observa-se também que houve aumento na temperatura durante a reação, indicando sua natureza exotérmica, isto é, libera energia na forma de calor para o ambiente, uma evidência de reação química abordada no experimento anterior. A principal evidência percebida nesse experimento fora a mudança de coloração, um processo atrativo que pode ser usado para a indicação dessas transformações químicas.

Conclusões

A análise desses processos auxilia no entendimento prático dos conceitos teóricos e estimula a aplicação dos princípios químicos. No primeiro experimento, notou-se a formação de NaNO_3 e BaSO_4 , ao reagir $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e Na_2SO_4 . Fora possível notar que o sulfato de bário, um sólido branco, precipitou devido sua baixa solubilidade, evidenciando a ocorrência de uma reação química.

No segundo experimento, percebeu-se a evidência através da liberação de gás. Por meio da reação entre Na_2CO_3 e HCl , onde misturados ocasionou a liberação de CO_2 , que foi originado pela decomposição da molécula de ácido carbônico que se decompôs em H_2O e CO_2 devido a sua instabilidade. Ademais, no terceiro experimento, a reação entre magnésio metálico e ácido clorídrico teve como uma de suas evidências a liberação de gás, o H_2 , como reação exotérmica.

No quarto experimento, ao somar CuSO_4 , de cor azul, ao tubo de ensaio com um pedaço significativo de lâ de ferro, de cor prateada, notou-se a mudança na cor da lâ, que saiu de prateado para acobreado. Isso se deve, pois, o íon Cu^{2+} reagiu com o ferro metálico, gerando o íon Fe^{2+} , na forma de FeSO_4 e cobre metálico. As evidências observadas nos experimentos apresentados foram de grande importância para compreender as características das reações químicas.

Assim, esse estudo enfatizou a relevância das reações químicas como uma forma prática para a aprendizagem de conceitos teóricos. Por meio da análise direta de fenômenos, cada experimento evidenciou a utilização prática dos tipos de reações. No primeiro experimento, a precipitação de sulfato de bário demonstrou a reação de dupla troca, o segundo e o terceiro experimento ressaltaram a liberação de gases e alteração de temperatura (reações de decomposição e exotérmicas). Já o quarto experimento, apresentou a reação de deslocamento comprovada pela transferência de íons. Sendo assim, os objetivos de incorporar



a teoria à prática foram alcançados, promovendo uma compreensão mais intensa dos processos químicos.

Referências

Atkins, P.; Jones, L.; Laverman, L. **Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 7 edição. Ed. Bookman, 2018.

Brown, T. L.; Lemay, H. E. J.; Bursten, B. E.; Murphy, C. J.; Woodward, P. M.; Stoltzfus, M. W. **Química: A Ciência Central**. Editora Pearson, São Paulo, 2005.

Junqueira, M.; Maximiano, F. **Interações intermoleculares e o fenômeno da solubilidade: explicações de graduandos em química**. Química Nova, pp. 106-117, 2020.

Lee, J. D. et al. **Química inorgânica não tão concisa**. Edgard Blucher, São Paulo, 1999.

Maia, J. D.; Bianchi, J. C. de A. **Química Geral: fundamentos**. Pearson Prentice Hall, São Paulo, 2007.

Russell, J. B.; Texeira, R. **Química Geral**. 3º ed, v. 1. Pearson Makron Books, São Paulo, 2015.

Silva, E. F. da; Ferreira, R. N. C.; Souza, E. de J. **Aulas práticas de ciências naturais: o uso do laboratório e a formação docente**. Educ. Teoria Prática, Rio Claro, v. 31, n. 64, e23, jan. 2021.

Souza, R. A. C.; Silva, C. P. M. da. **Evidências de transformações químicas: experimentos para o 1º ano**. In Estratégias pedagógicas: a arte de ensinar. Vol. 1. Editora Científica Digital, 2023.