

Obstáculos Epistemológicos no Ensino-Aprendizagem de Química Geral e Inorgânica no Ensino Superior: Resgate da Definição Ácido-Base de Arrhenius e Crítica ao Ensino das “Funções Inorgânicas”

Leonardo A. Silva, Ariane L. Larentis, Lúcio A. Caldas, Manuel G. L. Ribeiro, Rodrigo V. Almeida e Marcelo H. Herbst

Este trabalho problematiza o tópico “funções inorgânicas” presente em livros e cursos de química geral a partir da noção bachelandiana de obstáculo epistemológico. Essas funções (ácido, base, óxido e sal) se confundem quando abordamos a definição ácido-base de Arrhenius: há óxidos que reagem como ácidos ou bases e igualmente ocorre com os sais. O acúmulo de classificações quanto à composição faz com que as definições não só se confundam como causem distorções ao aprendizado. Afinal, os termos acidez e basicidade são relativos à reatividade e não à composição. Num questionário, respondido por graduandos do curso de química, foram detectados os obstáculos relacionados às “funções inorgânicas” e à definição ácido-base de Arrhenius. As origens desses obstáculos são atribuídas tanto à qualidade dos livros-textos do ensino médio como à falta de discussão sobre os aspectos epistemológicos dos tópicos incluídos nos conteúdos programáticos dos cursos de química no ensino superior.

► funções inorgânicas; obstáculos epistemológicos; definições ácido-base ◀

Recebido em 05/08/2013, aceito em 16/03/2014

As definições ácido-base ocupam uma posição destacada na química devido ao seu caráter organizador. Além disso, constituem um tema presente tanto no ensino médio como no ensino superior e que possibilita discutir aspectos da história da química a partir da evolução “quase linear ao longo do tempo” (Chagas, 1999, p. 28) das definições, no mais das vezes ligadas aos desenvolvimentos de linhas de pesquisa ou mesmo de ramos inteiros da química. Nos cursos de química geral e química inorgânica para o ensino superior, o estudo das definições ácido-base mais comuns é rotineiro e, entre elas, a definição de Arrhenius é em geral a primeira das definições ácido-base modernas a ser apresentada. Ao apresentar e discutir a definição ácido-base de Arrhenius nos cursos de química geral e inorgânica do ensino superior, deparamo-nos com um problema: grande parte dos estudantes traz do ensino

médio uma compreensão equivocada e confusa do assunto.

Svante Arrhenius foi um dos fundadores da físico-química, agraciado com o prêmio Nobel de Química de 1903 “em reconhecimento pelos extraordinários serviços que prestou para o avanço da química através de sua teoria da dissociação eletrolítica” (Nobel, 2013). Ele tinha interesses científicos variados e iniciou seus estudos investigando o comportamento das soluções eletrolíticas. Sua contribuição foi decisiva para a compreensão de fenômenos como a correspondência entre a força dos ácidos e das bases e o

Embora Arrhenius não tenha efetivamente cunhado uma definição para ácidos e bases, mostrou que a reação fundamental de neutralização entre um ácido forte e uma base forte em solução aquosa é descrita pela equação abaixo (Arrhenius, 1904):



calor das reações de neutralização, a migração independente de íons durante as eletrólises e o fato de que um eletrólito obedece à mesma lei de dissociação com o aumento da diluição que um gás com a diminuição da pressão (Noyes, 1896). De forma geral, a teoria da dissociação eletrolítica de Arrhenius permitiu explicar o fato de que as propriedades de uma solução diluída de um eletrólito dependem da soma das propriedades dos íons presentes em vez das propriedades do composto químico que a combinação desses íons produz.

A seção “Conceitos científicos em destaque” tem por objetivo abordar, de maneira crítica e/ou inovadora, conceitos científicos de interesse dos professores de Química.

Embora ele não tenha efetivamente cunhado uma definição para ácidos e bases, mostrou que a reação fundamental de neutralização entre um ácido forte e uma base forte em solução aquosa é descrita pela equação abaixo (Arrhenius, 1904):



A partir da equação fundamental de neutralização e assumindo que H^+ corresponda a uma simplificação dos agregados catiônicos formados em soluções aquosas, pode-se definir ácido como uma espécie que, em solução aquosa, aumenta a concentração de H^+ , e base como uma espécie que, em solução aquosa, aumenta a concentração de HO^- (Kotz; Treichel Jr., 2005).

É evidente que podemos aumentar a concentração de H^+ (ou de HO^-) numa solução aquosa pela adição de uma substância que forneça íons hidrogênio (ou hidroxila) adicionais, na condição de que as substâncias adicionadas contenham os íons em questão, ou pela adição de uma substância que remova íons hidroxila (ou hidrônio) do sistema, o que implica na reação dessas substâncias com a água ou com suas espécies dissociadas (Douglas et al., 1994).

Apesar de a definição de ácido-base de Arrhenius poder ser expressa adequadamente por esta anteriormente enunciada, grande parte dos estudantes do curso de química com os quais tivemos contato, seja em sala de aula ou ao longo desta pesquisa, reproduz a definição equivocada encontrada nos livros do ensino médio (Campos; Silva, 1999), na qual ou se afirma que ácido é uma espécie que, em solução aquosa, libera (doa) o cátion H^+ , e base é uma espécie que, em solução aquosa, libera (doa) o ânion HO^- . Não há qualquer dúvida ou sutileza aqui: se a espécie em questão libera (ou doa) um determinado íon, só pode fazê-lo porque o íon em questão faz parte de sua composição, ou seja, de sua fórmula.

Alternativamente, livros do ensino superior trazem essa definição equivocada como “ácido é uma substância contendo hidrogênio que produz íons hidrogênio em solução e base é uma substância contendo hidróxido que produz íons hidróxido em solução” (Russel, 1982, p. 391). Evidentemente essa definição equivocada (com suas inúmeras variantes) constitui um flagrante uso indevido do nome de Arrhenius. Além disso, a definição ácido-base de Arrhenius está fortemente ligada ao tópico funções inorgânicas – ácido, base, sal e óxido –, geralmente numa discussão restrita às reações em soluções aquosas. Na grande maioria dos livros de química geral, as definições mais comuns para essas funções, além das definições de Arrhenius (equivocadas) para ácidos e bases, podem ser resumidas da seguinte forma: óxidos – são compostos binários nos quais o oxigênio é o elemento mais

eletronegativo; sais – são produtos de reações entre ácidos e bases. Distinguem-se ainda nas funções inorgânicas os sais e os óxidos ácidos, básicos, neutros e anfóteros...

Campos e Silva (1999) mostram, por meio de equações químicas, como várias reações em solução aquosa entre substâncias que não contêm hidrogênio ou hidróxido invalidam a definição ácido-base de muitos livros-textos atribuída a Arrhenius, bem como as tais funções inorgânicas. Estes alertam, depois de analisar livros de diferentes autores, para a necessidade de modernizar o conteúdo dos livros didáticos de química para o ensino médio.

No entanto, salvo raras exceções, mesmo os livros de química modernos não problematizam as definições ácido-base, isto é, não são feitas considerações ao fato de coexistirem diferentes definições ácido-base ou tampouco remetem ao desenvolvimento histórico dessas definições. Isso pode estar ligado à posição conceitual que as definições ácido-base ocupam na química, pois, de acordo com Jensen (1980 *apud* Miessler; Tarr, 2004, p. 165):

*“[...] conceitos ácido-base ocupam uma posição um tanto nebulosa na estrutura lógica da química. A bem dizer, eles não são nem fatos nem teorias e não estão, portanto, nunca realmente “certos” ou “errados”. Ao contrário, eles são definições classificatórias ou analogias organizacionais. Eles são úteis ou inúteis... definições ácido-base são sempre um reflexo dos fatos e teorias correntes em química no momento da sua formulação e... eles devem, necessariamente, evoluir e mudar como os fatos e teorias que evoluem e mudam [...]”*¹

Para professores de química tanto do ensino médio como do ensino superior, um grande desafio que se coloca cotidianamente é tornar as aulas menos áridas sem, contudo, perder a profundidade que o ensino dessa ciência demanda. Assim, entendemos que a manutenção de um tópico como

funções inorgânicas vai no sentido oposto, destruindo nos estudantes o sentido da química como ciência em permanente construção e, ao mesmo tempo, reforçando a famosa decoreba que tanto afasta os estudantes do ensino médio do gosto pela química.

Em outras palavras, estamos convencidos de que não se trata somente de modernizar o livro-texto, mas de promover uma reforma criteriosa em seu conteúdo e nas ementas dos cursos, seja no nível médio ou no superior.

Contudo, mesmo concordando com isso, somos obrigados a constatar que essas medidas seriam ainda insuficientes, pois como afirma Lopes (2007, p. 138), “[...] pouco adianta modificar metodologias de ensino, caso não se enfrente a

Campos e Silva (1999) mostram, por meio de equações químicas, como várias reações em solução aquosa entre substâncias que não contêm hidrogênio ou hidróxido invalidam a definição ácido-base de muitos livros-textos atribuída a Arrhenius, bem como as tais funções inorgânicas. Estes alertam, depois de analisar livros de diferentes autores, para a necessidade de modernizar o conteúdo dos livros didáticos de química para o ensino médio.

discussão da tessitura epistemológica dos conceitos científicos ensinados”.

Em se tratando dos aspectos epistemológicos relacionados aos conceitos (ou, no caso deste estudo, das definições ácido-base), neste trabalho, recorreremos ao referencial teórico dos obstáculos epistemológicos proposto pelo filósofo francês Gaston Bachelard (2001, p. 11), que afirma:

“Quando se procuram as condições psicológicas do progresso da ciência, logo se chega à convicção de que é em termos de obstáculos que o problema do conhecimento científico deve ser colocado. E não se trata de considerar obstáculos externos, como a complexidade e a fugacidade dos fenômenos, nem de incriminar a fragilidade dos sentidos e do espírito humano: é no âmbito do próprio ato de conhecer que aparecem, por uma espécie de imperativo funcional, lentidões e conflitos. É aí que mostraremos causas de estagnação e até de regressão, detectaremos causas de inércia às quais daremos o nome de obstáculos epistemológicos.”

Para Bachelard (2001), o ato de conhecer requer constantemente que se afrente um conhecimento anterior em um processo de desconstrução daquilo que ficou mal estabelecido. Por isso, não é possível considerar o estudante como tábula rasa. Ele possui conhecimentos já construídos a partir do senso comum (ou mesmo da escola) e esses conhecimentos, quando não confrontados e criticados, podem constituir obstáculos para a construção do conhecimento científico. É quando nos damos por entendidos em um determinado assunto e, portanto, não o questionamos que surge o que Bachelard (2001) chama de obstáculos epistemológicos. Sendo assim, a opinião sobre uma determinada questão passa a ser um entrave ao conhecimento científico. Dessa forma, o conhecimento comum, aquele gerado a partir da prática cotidiana, pode se tornar um obstáculo ao desenvolvimento do conhecimento científicoⁱⁱ.

Uma última palavra sobre a noção de obstáculo epistemológico: ao contrário do que se poderia supor, para Bachelard (2001), os obstáculos epistemológicos não devem ser iguais à noção de erro como contraposição à verdade, o que implicaria numa posição filosófica racionalista, isto é, não científica. Ao contrário, obstáculos epistemológicos são formas de conhecimento que resistem às mudanças devido ao seu poder explicativo ou, em outras palavras, devido à sua posição conceitual num dado sistema de conhecimentos, permitindo avançar até certo ponto na produção de conhecimentos para, a partir daí, gerar estagnação ou mesmo retrocesso (Brousseau, 2002; Larentis et

[...] obstáculos epistemológicos são formas de conhecimento que resistem às mudanças devido ao seu poder explicativo ou, em outras palavras, devido à sua posição conceitual num dado sistema de conhecimentos, permitindo avançar até certo ponto na produção de conhecimentos para, a partir daí, gerar estagnação ou mesmo retrocesso (Brousseau, 2002; Larentis et al., 2012).

al., 2012). Essa advertência nos parece importante para o melhor entendimento da noção de obstáculo epistemológico no sentido em que ela evidencia outro aspecto que não apenas o de obstaculizar (contrariedade), mas o de afinidade, que tem um papel fundamental em sua reprodução (continuidade) na produção/elaboração de uma dada teoria. Além disso, é a afinidade – ou seu poder de explicação – a característica que torna um determinado obstáculo difícil de ser removido do caminho da teoria, pois funciona metaforicamente como um desvio de caminho, não como um verdadeiro obstáculo (uma barreira fácil de ser detectada e/ou removida), que leva a teoria a se perder em problemas que não são os seus (Ribeiro et al., no prelo).

Bachelard (2001) descreve diferentes obstáculos exemplificando suas ações principalmente na física e na química, ciências consideradas por ele como mais evoluídas, matematizadas. Nesse sentido, ele lista os obstáculos da observação primeira, da generalização prematura, verbal, do conhecimento unitário e pragmático, do vitalismo, do realismo e do substancialismo. Esses últimos dois e também o verbal são de especial interesse para este trabalho.

Observam-se muitos obstáculos realistas nos livros de química. Estes ocorrem quando se busca associar ideias trazidas pelos nossos sentidos àquilo que não podemos compreender por meio deles. O frequente uso do modelo planetário em associação ao modelo atômico é um exemplo de obstáculo realista (Gomes; Oliveira, 2007; Romanelli, 1996). Tal obstáculo dificulta ao estudante a abstração necessária para a compreensão de muitos dos conceitos da mecânica quântica envolvidos com o estudo da química. O substancialismo é considerado por Bachelard (2001) um dos grandes obstáculos ao conhecimento científico na química, a qual não é a única ciência em que esse obstáculo se apresenta, mas é aquela que ele mais comumente ocorre:

“O obstáculo substancialista, como todos os obstáculos epistemológicos, é polimorfo. É constituído por intuições muito dispersas e até opostas. Por uma tendência quase natural, o espírito pré-científico [...] [a]tribui à substância qualidades diversas, tanto a qualidade superficial como a qualidade profunda, tanto a qualidade manifesta como a qualidade oculta.” (Bachelard, 2001, p. 105)

Um dos pontos principais no estudo de química é a importância que se dá às interações micro e macroscópicas da matéria. Sendo assim, atribuir características às substâncias sem que se leve em consideração essas interações não condiz com o pensamento científico em química. Conforme Bachelard (2001, p. 120):

“Um dos sintomas mais claros da sedução substancialista é o acúmulo de adjetivos para um mesmo substantivo: as qualidades estão ligadas à substância por um vínculo tão direto que podem ser justapostas sem grande preocupação com suas relações mútuas.”

São muitas as vezes em que o substancialismo obstaculiza o desenvolvimento de um raciocínio e a compreensão de novos conceitos. Retornando à definição ácido-base de Arrhenius e às funções inorgânicas, tema deste trabalho, qual professor de química jamais foi questionado sobre a obrigatoriedade da presença de hidrogênio na fórmula dos ácidos? O que dizer dos óxidos e sais ácidos, básicos ou anfóteros? Além disso, o obstáculo substancialista induz a uma visão deturpada das reações químicas, que são compreendidas como meras trocas e deslocamentos.

Com relação ao obstáculo verbal,

“[...] admitindo o desenvolvimento da ciência como descontínuo, com ruptura entre conhecimento passado e presente, a linguagem também deve ser retificada para se adequar aos novos conhecimentos. O processo de retificação da linguagem é mais lento que o da ciência, surgindo muitas vezes palavras que em lugar de expressarem os fenômenos são obstáculos à explicação científica. Metáforas são obstáculos que parecem simplificar a explicação científica, sugerindo diversas propriedades de uma substância, mas impedem construções mais precisas.” (Bulcão, 1981)

O obstáculo verbal também se refere ao uso indiscriminado de termos científicos, palavras, analogias, metáforas e jargões. O que em uma primeira referência

O objetivo deste trabalho foi investigar os obstáculos epistemológicos no processo de ensino/aprendizagem da definição ácido-base de Arrhenius nos cursos de química geral oferecidos aos estudantes de Química Industrial e Licenciatura em Química da UFRRJ. A investigação sobre esse conteúdo permitiu também realizar a crítica das funções inorgânicas.

pode parecer inofensivo, na verdade, pode provocar muitas interpretações equivocadas e dificuldades de compreensão dos conceitos.

Objetivos

O objetivo deste trabalho foi investigar os obstáculos epistemológicos no processo de ensino/aprendizagem da definição ácido-base de Arrhenius nos cursos de química geral oferecidos aos estudantes de Química Industrial e Licenciatura em Química da UFRRJ, por meio de um questionário montado com questões diretas, relacionadas à definição de Arrhenius. As respostas foram analisadas a partir da noção de obstáculo epistemológico proposta na epistemologia de Gaston Bachelard. A investigação sobre esse conteúdo permitiu também realizar a crítica das funções inorgânicas, tópico ainda presente nas ementas dos cursos de química geral da UFRRJ.

Metodologia

No desenvolvimento deste trabalho, foi elaborado um questionário contendo quatro perguntas relacionadas à definição ácido-base de Arrhenius, como mostra o Quadro 1.

Os questionários foram empregados de forma cega, sem os pesquisadores saberem quem são os participantes da pesquisa nem terem conhecimento de dados ou informações pessoais de cada um deles. Todos os participantes que responderam ao questionário receberam informações relativas ao objetivo do estudo e foram informados acerca do uso que seria feito das respostas ao questionário, bem como foi garantido o anonimato e assegurado o direito à recusa em participar da pesquisa. Outro

Quadro 1: Questionário elaborado para a pesquisa.

Considerando as definições de ácido e base segundo Arrhenius:

- 1) Ao reagir com a água, uma determinada substância causa o aumento da concentração de íons H_3O^+ no meio (ácido de Arrhenius). Essa substância deve ter hidrogênio (H) em sua fórmula?
- 2) Ao reagir com a água, uma determinada substância causa o aumento da concentração de íons OH^- no meio (base de Arrhenius). Essa substância deve ter hidroxila (OH) em sua fórmula?
- 3) Qual o produto da neutralização entre soluções aquosas de mesma molaridade de HCl e de NaOH?
- 4) Considere as seguintes reações:
 $\text{NH}_4\text{Cl (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$
 $\text{KCN (s)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{K}^+ \text{ (aq)} + \text{HCN (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$
 $\text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 2\text{OH}^- \text{ (aq)}$
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (s)} + 12\text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons 2\text{Al(OH)}_3 \text{ (s)} + 6\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + 3\text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}$
Dentre as substâncias $\text{NH}_4\text{Cl (s)}$, KCN (s) , CaO (s) , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (s)}$, alguma delas pode ser considerada um ácido ou uma base de Arrhenius? Quais? Justifique.

aspecto de natureza ética importante a ressaltar diz respeito à devolutiva dos resultados das pesquisas, que está sendo feita de forma ampla por meio da publicação deste trabalho, que será oportunamente apresentado e discutido com os docentes e estudantes da UFRRJ. A utilização dessa metodologia mostrou ser eficaz na detecção/discussão de obstáculos epistemológicos inclusive entre estudantes de pós-graduação (Larentis et al., 2012). O questionário foi respondido no primeiro semestre de 2011 por 59 estudantes dos cursos de Química Industrial e Licenciatura em Química da UFRRJ. Destes, 33 eram calouros e os demais, alunos de períodos variados. Esses alunos foram inseridos na pesquisa com o intuito de possibilitar uma comparação entre os resultados obtidos.

O formato das duas primeiras questões foi pensado com a intenção de garantir que aqueles que as responderiam saberiam em que se basear. Assim, poderiam se preocupar apenas com os fenômenos e não em ter que lembrar o que diz a definição. O mesmo vale para a quarta questão, cuja ideia se assemelha muito à das questões 1 e 2, porém com as reações exemplificadas. A terceira questão leva em consideração o erro comum apresentado no tópico das funções inorgânicas de qualificar um sal o produto de neutralização entre soluções aquosas de ácidos e bases.

Resultados e discussão

As duas primeiras questões são bastante objetivas e as respostas pretendidas eram *sim* ou *não* para a presença de hidrogênio em ácidos e hidroxila em bases. O objetivo dessa pergunta foi identificar prováveis obstáculos substancialistas entre os estudantes.

Para as discussões que virão a seguir, consideramos os estudantes do primeiro período o Grupo A, enquanto os estudantes sem período especificado foram agrupados no Grupo B. Foi realizada uma comparação entre as respostas dadas pelos dois grupos. Os resultados estão listados a seguir (Quadro 2).

Quadro 2: Comparação entre as respostas para as duas primeiras questões segundo os Grupos A e B.

Alunos	RESPOSTAS	1ª QUESTÃO	2ª QUESTÃO
Grupo A	SIM	85%	64%
	NÃO	15%	36%
Grupo B	SIM	42%	31%
	NÃO	58%	69%

Como se pode observar, houve grande diferença entre os percentuais obtidos entre os dois grupos. Para as duas questões, a maioria dos estudantes do primeiro período (Grupo A) respondeu que sim, ou seja, para estes, uma substância que reaja como um ácido de Arrhenius tem que ter hidrogênio (H) em sua fórmula e uma base de Arrhenius tem que ter oxigênio e hidrogênio (OH) na fórmula. As duas afirmações

estão equivocadas. A definição de Arrhenius não especifica nada sobre a necessidade de ácidos terem hidrogênio e bases terem hidroxila em suas composições como discutido na Introdução. O Grupo B teve a maioria respondendo não às duas questões, o que demonstra uma provável melhora na compreensão do conceito por estes ao longo do curso. A constatação desse erro, que é frequente em sala de aula, reflete erros que também ocorrem nos livros didáticos de química tanto para o ensino médio quanto para o ensino superior. A ideia de que o hidrogênio deva fazer parte da própria substância causadora do aumento da concentração de H^+ gera confusões como acreditar que quanto maior o número de hidrogênios em uma substância, maior será o seu caráter ácido, ou seja, o H_3PO_4 aquoso seria considerado um ácido mais forte que o HCl aquoso. Na realidade, o HCl causa maior aumento na concentração de H^+ do que o H_3PO_4 ao reagir com a água, devido às diferentes constantes de dissociação (K_a) desses compostos (Douglas et al., 1994). Os resultados do Quadro 2 revelam que, em comparação com os ácidos, as bases geram menos erros na interpretação. A diferença pode estar relacionada ao fato de que as hidroxilas se assemelham, na simbologia das fórmulas, mais à água do que o H^+ utilizado para representar o H_3O^+ de uma solução ácida. Isso pode dificultar a percepção de que o aumento da concentração de H^+ pode vir da autodissociação da água. Apesar de serem questões diretas, foi deixado um espaço no questionário para que os alunos pudessem argumentar. Nesse espaço, foram escritas muitas frases relevantes para a nossa pesquisa e que comprovam uma visão substancialista de muitos destes alunos.

Um aluno do Grupo A respondeu na primeira questão: “*Sim, pois segundo a teoria de Arrhenius, ácido é a substância capaz de liberar íons H^+ em solução*”. Aqui se percebe o uso do termo liberar, que indica um obstáculo substancialista. O mesmo tipo de obstáculo foi encontrado, em outro questionário desse mesmo grupo, na resposta à segunda questão: “*Sim, pois segundo a teoria de Arrhenius, a base é a substância capaz de liberar íons OH^- em solução aquosa*”.

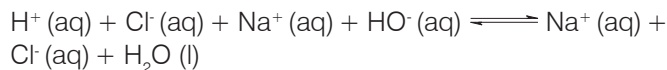
Outra resposta para a segunda questão revela um pensamento essencialmente substancialista, ignorando as possíveis reações entre soluto e solvente: “*Sim, porque para aumentar a concentração do íon, a substância deve apresentar esse mesmo íon*”.

Uma resposta do Grupo B ainda ironiza a primeira pergunta: “*Sim, de onde mais viria o hidrogênio?*”.

Muitos alunos fizeram confusão com outras definições ácido-base, mesmo com o cuidado que tivemos em apresentar a definição ácido-base de Arrhenius no enunciado da questão. A definição de Lewis parece ser a preferida nesse tipo de confusão. Para a segunda questão, um aluno respondeu: “*Não, a basicidade é devido ao par de elétrons disponível do composto. Ex.: NH_3* ”.

A terceira questão trata de outro erro comum em salas de aula. É comum ouvir de estudantes (e de vários professores) que sal é o produto da neutralização de um ácido por

uma base, mesmo em se tratando de reações em solução aquosa. Segundo o formalismo das equações químicas, em se tratando de eletrólitos fortes, podemos cancelar o que há de igual nos dois lados da equação, de modo que na reação de neutralização de soluções aquosas equimolares de HCl e de NaOH, teremos:



Na equação acima, evidentemente podemos cancelar os íons cloreto e sódio, o que nos leva a concluir que o único produto da neutralização de um ácido forte por uma base forte é a água como definiu o próprio Arrhenius (1904). E quanto ao sal? Basta remover a água e serão obtidos cristais de cloreto de sódio, que não é produto de nenhuma reação química, mas sim de um processo de evaporação do solvente, uma vez que os íons sódio e cloreto já estavam presentes na solução.

Para a terceira questão foram obtidas diversas respostas, conforme Gráfico 1.

3ª QUESTÃO

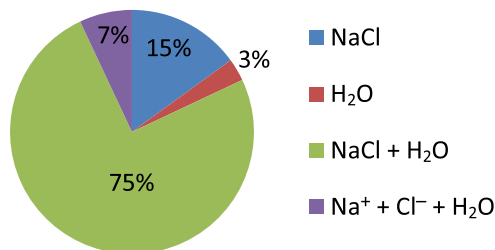


Gráfico 1: Percentuais de respostas na terceira questão, segundo categorias listadas na legenda de cores da figura.

No gráfico, com 75% das respostas, podemos perceber a repetição do erro em considerar o NaCl como um produto da reação. A reprodução desse erro pode estar associada à forma como é ensinado o balanço de massa das equações químicas que, no mais das vezes, desconsidera que eletrólitos fortes em solução tenderão a permanecer em solução. Por exemplo, considerando apenas o balanço de massa envolvido na questão 3, poderíamos escrever:

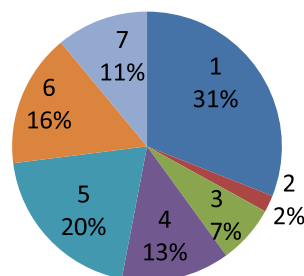


É evidente que, ao ensinar balanço de massa, o professor poderia chamar a atenção para a dissociação das espécies quando as soluções forem diluídas, bem como para o sentido do deslocamento do equilíbrio químico no sentido dos produtos (Lopes, 1995).

A última questão também é direta e, com o auxílio das explicações dadas nos enunciados da primeira e da segunda questão, deveriam facilitar a resolução ou, ao menos, permitir que cada um tivesse uma opinião e respondesse. No entanto, isso não ocorreu, pois nem todos responderam. O ideal

seria que todos respondessem que NH₄Cl e Al₂(SO₄)₃ são ácidos de Arrhenius, pois aumentam a concentração de H⁺ em solução aquosa, já KCN e CaO são bases de Arrhenius, pois aumentam a concentração de OH⁻ em solução aquosa. No Gráfico 2, encontram-se números que equivalem às categorias criadas para as diversas respostas dadas, detalhadas na própria figura.

4ª QUESTÃO



1. Identificaram corretamente os ácidos e as bases; 2. Identificaram corretamente apenas os ácidos; 3. Identificaram corretamente apenas as bases; 4. Identificaram ácidos e as bases de forma errada; 5. Afirmaram não haver ácidos nem bases de Arrhenius; 6. Afirmaram haver ácidos e bases, porém não os identificaram; 7. Não responderam.

Gráfico 2: Percentuais de respostas na quarta questão para cada categoria.

O gráfico mostra que 31% dos alunos conseguiram identificar corretamente os ácidos e as bases, porém outra grande área do gráfico (área 5) revela uma quantidade significativa de interpretações erradas da definição, 20%. Muitos ainda foram contraditórios com as respostas dadas na primeira e na segunda questão, pois ao responderem que ácidos não precisam ter hidrogênio na fórmula e bases não precisam ter hidroxila, deveriam ser capazes de identificar corretamente as substâncias ácidas e básicas incluídas nessa questão. Diversas respostas foram dadas colocando o NH₄Cl como um ácido de Arrhenius, o que é correto, porém as explicações se baseiam no fato de que ele possui hidrogênio em sua fórmula. A seguir, transcrevemos um destes casos: “Sim, NH₄Cl é o único que apresenta H⁺ em sua estrutura e libera o mesmo em água”.

Mais uma vez, pode-se perceber o aparecimento dos obstáculos verbal e substancialista indicado pelo uso do termo liberar. A resposta a seguir chamou a atenção pela forma direta como foi ignorada a possibilidade de que qualquer uma das substâncias, seja um ácido ou uma base, por não possuírem a estrutura que se admite ser característica dessas funções: “Não, pois NH₄Cl, KCN e Al₂(SO₄)₃ são sais e CaO é um óxido”. Essa última resposta mostra como a abordagem do tema funções inorgânicas leva os estudantes somente a se prenderem a classificações quanto à composição, as quais não se traduzem em características semelhantes em reação. Também foi feita uma comparação entre as respostas dadas na quarta questão pelos dois grupos de alunos. O Gráfico 3 apresenta as mesmas categorias inseridas no Gráfico 2 e enumeradas de forma semelhante.

O Gráfico 3 é surpreendente se considerarmos o número de acertos nos questionários respondidos pelo Grupo A, visto que, nas duas primeiras questões, esse grupo apresentou um número de erros bem maior que o outro grupo. A quarta

4ª QUESTÃO

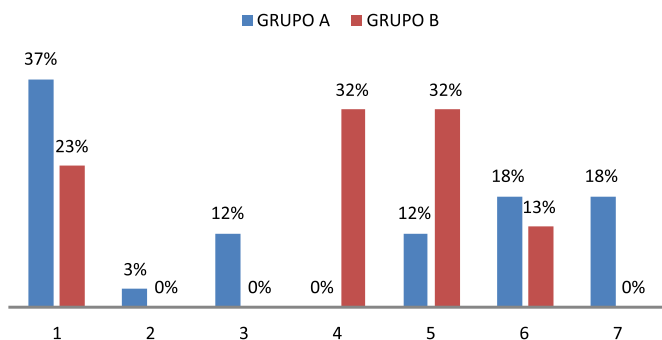


Gráfico 3: Comparação entre as respostas dos grupos A e B na quarta questão. **1.** Identificaram corretamente os ácidos e as bases; **2.** Identificaram corretamente apenas os ácidos; **3.** Identificaram corretamente apenas as bases; **4.** Identificaram ácidos e as bases de forma errada; **5.** Afirmaram não haver ácidos nem bases de Arrhenius; **6.** Afirmaram haver ácidos e bases, porém não os identificaram; **7.** Não responderam.

categoria das respostas se refere àqueles que procuraram caracterizar as substâncias, porém erraram. Nessa categoria, apenas respostas do Grupo B puderam ser aproveitadas. Tais dados revelam que alguns daqueles que responderam corretamente nas duas primeiras questões erraram na quarta, ou seja, ainda estavam confusos sobre a definição ácido-base de Arrhenius.

Algumas conclusões

Quando se buscam maneiras de proporcionar um maior desenvolvimento de nosso sistema de ensino, deve-se fazer a constante crítica dos conteúdos a serem ensinados em sala de aula. Funções inorgânicas é um tópico a ser abolido dos cursos de química do ensino médio e de qualquer outro nível de ensino, cedendo espaço à abordagem dinâmica das reações químicas. Para que tenhamos uma mudança nesse sentido, os livros didáticos devem ser os primeiros a trazerem essas alterações. Seus autores deveriam tomar mais cuidado com os obstáculos criados no desenvolvimento do conteúdo e, ao mesmo tempo, devem ser estimulados a romper com “certas tradições” (Mortimer, 1988). Os obstáculos substancialistas e verbais são frequentes nesses

Quando se buscam maneiras de proporcionar um maior desenvolvimento de nosso sistema de ensino, deve-se fazer a constante crítica dos conteúdos a serem ensinados em sala de aula. Funções inorgânicas é um tópico a ser abolido dos cursos de química do ensino médio e de qualquer outro nível de ensino, cedendo espaço à abordagem dinâmica das reações químicas. Para que tenhamos uma mudança nesse sentido, os livros didáticos devem ser os primeiros a trazerem essas alterações.

livros. Tanto autores de livros quanto professores em sala de aula devem se questionar sobre o uso da palavra liberar, quando esta se refere à definição ácido-base de Arrhenius. Em outras palavras, é correto falar em característica ácida ou característica básica de óxidos e sais *frente a outras substâncias*, mas não em função óxido ou função sal. Além do mais, a definição de Arrhenius da reação fundamental de neutralização ácido-base em solução aquosa não autoriza as funções óxido e sal. Os resultados apresentados neste trabalho demonstram que, em todas as questões, as confusões observadas são em grande medida originadas no pensamento substancialista subjacente às funções inorgânicas. Substâncias consideradas como óxidos podem agir como ácidos ou bases, assim como os sais podem apresentar tais características em reações.

Notas

ⁱ Livre tradução de “[...] acid-base concepts occupy a somewhat nebulous position in the logical structure of chemistry. They are speaking, neither facts nor theories and are, therefore, never really “right” or “wrong”. Rather they are classificatory definitions or organizational analogies. They are useful or not useful ... acid-base definitions are always a reflection of the facts and theories current in chemistry at the time of their formulation and ... they must, necessarily, evolve and change as the facts and theories themselves evolve and change [...]”.

ⁱⁱ Não pretendemos, com isso, dizer que o conhecimento comum, não científico, tenha que ser desprezado, mas, ao contrário, que no ensino de química seja feita a correta distinção entre esses dois conhecimentos, seus campos de atuação e sua relação, que não é nem estanque nem simétrica como discute Michel Paty (2003).

Leonardo A. Silva (leonardoaraujo.s@hotmail.com) é graduado em licenciatura em Química pela UFRRJ. Seropédica, RJ - BR. **Ariane L. Larentis** (arianelarentis@fiocruz.br), graduada em Engenharia Química pela UFRGS, mestre e doutora em Engenharia Química pela UFRJ, pós-doutora pelo CENPES, é pesquisadora no Centro de Estudos da Saúde do Trabalhador e Ecologia Humana (CESTEH) da Escola Nacional de Saúde Pública Sérgio Arouca (ENSP) da Fiocruz. Rio de Janeiro, RJ - BR. **Lúcio A. Caldas** (lucio@biof.ufrj.br), graduado em Ciências Biológicas, mestre em Ciências Biológicas (Biofísica) na área de Virologia Molecular, doutor em Ciências Biológicas (Biofísica) na área de Biologia de Protozoários, ambos pelo Instituto de Biofísica Carlos Chagas Filho da UFRJ, é pesquisador pós-doutor na UFRJ. Rio de Janeiro, RJ - BR. **Manuel G. L. Ribeiro** (ribeiro@vm.uff.br), graduado em Ciências Biológicas pela UFRJ, mestre e doutor em Ciências Biológicas (Biofísica) no Instituto de Biofísica Carlos Chagas Filho da UFRJ, é professor adjunto no Departamento de Biologia Celular e Molecular do Instituto de Biologia da UFF. Niterói, RJ - BR. **Rodrigo V. Almeida** (volcan@iq.ufrj.br), graduado em Engenharia Química pela Fundação Universidade Federal do Rio Grande, mestre e doutor em Engenharia Química pela COPPE - UFRJ, pós-doutor pela UFRJ, é professor adjunto no Departamento de Bioquímica do Instituto de Química da UFRJ. Rio de Janeiro, RJ - BR. **Marcelo H. Herbst** (herbst@ufrj.br), graduado como bacharel em Química pela Universidade Estadual de Londrina e doutor em Química pela Universidade Estadual de Campinas, é professor adjunto no Departamento de Química da UFRRJ. Seropédica, RJ - BR. Grupo Interinstitucional e Interdisciplinar de Estudos em Epistemologia, GI2E2, www.epistemologia.ufrj.br.

Referências

ARRHENIUS, S. Development of the theory of electrolytic dissociation. *Proceedings of the Royal Institution*, p. 45-58, 1904. Disponível em: www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1903/arrhenius-lecture.pdf. Acesso em: ago. 2013.

BACHELARD, G. *A formação do espírito científico*. Rio de Janeiro: Contraponto, 2001.

BROUSSEAU, G. Epistemological obstacles, problems, and didactical engineering. In: _____. *Theory of didactical situations in mathematics*. Ed. e Trad. Balacheff, N.; Cooper, M.; Sutherland, R.; Warfield, V. New York: Kluwer, 2002. p. 79-116.

BULCÃO, M. *O racionalismo da ciência contemporânea*. Rio de Janeiro: Antares, 1981.

CAMPOS, R.C.; SILVA, R.C. Funções da química inorgânica... funcionam? *Química Nova na Escola*, n. 9, p. 18-22, 1999.

CHAGAS, A.P. Teorias ácido-base do século XX. *Química Nova na Escola*, n. 9, p. 28-30, 1999.

DOUGLAS, B.; McDANIEL, D.; ALEXANDER, J. *Concepts and models of inorganic chemistry*. 3. ed. New York: Wiley, 1994.

GOMES, H.J.P.; OLIVEIRA, O.B. Obstáculos epistemológicos no ensino de ciências: um estudo sobre suas influências nas concepções de átomo. *Ciências & Cognição*, n. 12, p. 96-109, 2007.

JENSEN, W.B. In: MIESSLER, G.L.; TARR, D.A. *Inorganic chemistry*. 3. ed. Upper Saddle River: Pearson, 2004.

KOTZ, J.C.; TREICHEL JR., P.M. *Química geral e reações químicas*. v. 1. Trad. F. M. Vichi. 5. ed. São Paulo: Thomson, 2005. p. 136-138.

LARENTIS, A.L.; RIBEIRO, M.G.L.; PAIVA, L.M.C.; CALDAS, L.A.; HERBST, M.H.; MOURA, M.V.H.; DOMONT, G.B.; ALMEIDA, R.V. Obstáculos epistemológicos entre pós-graduandos de bioquímica. *Ciências & Cognição*, n. 17, p. 76-97, 2012.

LOPES, A.C. Reações químicas. *Química Nova na Escola*, n. 2, p. 7-9, 1995.

_____. Obstáculos epistemológicos nos livros didáticos de química. In: _____. *Currículo e Epistemologia*. Ijuí: Unijuí, 2007.

MORTIMER, E.F. A evolução dos livros didáticos de química destinados ao ensino secundário. *Em Aberto* (Brasília), a. 7, n. 40, p. 25-41, out./dez. 1988.

NOBEL Prizes. All Nobel prizes in chemistry. Disponível em: http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/. Acessado em: ago. 2013.

NOYES, W.A. The achievements of physical chemistry. *Science* n. 92, p. 461-470, 1896.

PATY, M. A ciência e as idas e voltas do senso comum. *Scientiae Studia*, n. 1, p. 9-26, 2003.

RIBEIRO, M.G.L.; LARENTIS, A.L.; CALDAS, L.A.; GARCIA, T.C.; TERRA, L.L.; HERBST, M.H.; ALMEIDA, R.V. On the debate about teleology in biology: the notion of “teleological obstacle”. *História, Ciências, Saúde*. Manginhos, no prelo.

ROMANELLI, L.I. O papel mediador do professor no processo de ensino-aprendizagem do conceito átomo. *Química Nova na Escola*, n. 3, p. 27-31, 1996.

RUSSEL, J.B. *Química geral*. Trad. D. L. Sanioto e outros. São Paulo: McGraw-Hill, 1982.

Para saber mais

No artigo de Campos e Silva (1999), há uma lista de livros sobre as definições ácido-base cuja leitura é fortemente recomendada.

Recomenda-se também a leitura dos artigos

CHAGAS, A.P. O ensino de aspectos históricos e filosóficos da química e as teorias ácido-base do século XX. *Química Nova*, v. 23, p. 126-133, 2000.

VICHI, E.J.S.; CHAGAS, A.P. Sobre a força de ácidos e bases: algumas considerações. *Química Nova*, v. 31, p. 1591-1594, 2008.

Abstract: *Epistemological obstacles in the teaching-learning of undergraduate General and Inorganic Chemistry: recovery of the Arrhenius acid-base definition and critique of the teaching of “inorganic functions”.* This paper discusses the topic “inorganic functions” present in the general chemistry textbooks and courses, from Bachelard’s notion of epistemological obstacle. The “inorganic functions” (acid, base, oxide and salt) are confused when discussing the Arrhenius acid-base definition: there are oxides that react as acids or bases, and the same occurs with the salts. The accumulation of ratings on the composition causes the settings not only confused as to distort the learning. After all, the acidity and basicity terms are relative to the reactivity, and not to the composition. In a questionnaire answered by undergraduate students of chemistry were detected obstacles related to the “inorganic functions” and to the Arrhenius acid-base definition. The origins of these obstacles are assigned to both the quality of textbooks in high school as the lack of discussion of the epistemological aspects of the topics included in the syllabus of undergraduate chemistry courses.

Keywords: inorganic functions; epistemological obstacles; Acid-base definitions.



Orlando Fatibello-Filho, Lúcia Daniela Wolf, Mônica Helena M.T. Assumpção e Oldair D. Leite

Neste artigo é proposto um experimento simples realizado com material de fácil aquisição para ilustrar as reações de hidrólise de cátions e ânions. São empregadas algumas soluções salinas, sendo a mudança de pH dessas soluções visualizada com um indicador universal de pH extraído do repolho roxo. O experimento permite assimilar os conceitos e/ou conteúdos envolvidos nas reações de hidrólise de sais ácidos, básicos e/ou neutros, bem como calcular o pH final dessas soluções salinas e relacioná-lo à mudança de cor do(s) indicador(es) de pH.

► hidrólise, sais ácidos, sais básicos, sais neutros, cálculo de pH ◀

Recebido em 28/3/05, aceito em 2/6/06

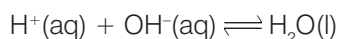
Em 1908, N. Bjerrum, em sua tese de doutorado, trabalhando com sais de crômio(III), empregou pela primeira vez o conceito de hidrólise de um cátion (Baes-Jr. e Mesmer, 1976). Hoje, a palavra hidrólise é aplicada para as reações químicas envolvendo um cátion, um ânion ou ambos e água. A hidrólise é distinta da solvatação. Na solvatação, as moléculas de água se associam aos íons em solução, formando camadas de hidratação ao redor do íon central. Por outro lado, na hidrólise há reação química entre a espécie (cátion, ânion ou ambos) e a água, havendo assim quebra de ligações covalentes na molécula de água, enquanto na solvatação isso não acontece.

No ensino de conceitos de hidratação e hidrólise, muitas vezes os estudantes não conseguem distinguir esses dois processos. Também não entendem e ficam surpresos quando cátions metálicos em água se hidrolisam formando hidróxidos e óxidos e, freqüentemente, as soluções resul-

tantes são ácidas. Ademais, em muitas oportunidades os estudantes não conseguem entender que cátions distintos ou cátions de um mesmo elemento, mas com estados de oxidação diferentes, possuem reatividades distintas com a água, ou seja, possuem graus de hidrólise diferenciados.

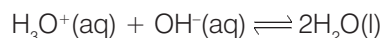
Sais neutros, ácidos e básicos (Russel, 1994)

Um sal é formado em uma reação entre um ácido e uma base (reação de neutralização). Um sal neutro é formado quando um ácido forte (HCl, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄ - primeiro hidrogênio - etc.) é neutralizado com uma base forte (LiOH, NaOH, KOH, CsOH etc.) na reação:



ou

Na hidrólise há reação química entre a espécie (cátion, ânion ou ambos) e a água, havendo assim quebra de ligações covalentes na molécula de água, enquanto na solvatação isso não acontece



Nesse equilíbrio, por exemplo, o cátion hidrônio, H₃O⁺(aq), representa a espécie (H₃O.nH₂O)⁺, onde n é o número de moléculas de água solvatando o cátion hidrônio. Cabe lembrar que a força de um ácido ou de uma base está relacionada com o grau de dissociação (ou ionização). Nesse caso, tanto os ácidos quanto as bases se dissociam completamente (a ionização do ácido é completa). Assim, os sais produ-

zidos nessas reações de neutralização (a saber: LiCl, LiNO₃, LiClO₄, NaCl, LiNO₃, NaClO₄, KCl e assim por diante) são sais neutros e quando esses sais são adicionados à água não sofrem hi-

drólise, mantendo desta maneira o pH da água inalterado. Se a água empregada é pura, o pH irá se manter em um valor igual a 7,00 a 25 °C (solução salina neutra).

Um sal ácido é formado em uma reação de um ácido forte (HCl, HNO₃, HClO₄ etc.) com uma base fraca (NH₃,

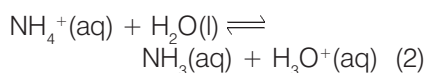
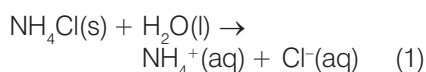
A seção "Experimentação no ensino de Química" descreve experimentos cuja implementação e interpretação contribuem para a construção de conceitos científicos por parte dos alunos. Os materiais e reagentes usados são facilmente encontráveis, permitindo a realização dos experimentos em qualquer escola. Neste número a seção apresenta quatro artigos.

$C_6H_5NH_2$ - anilina - etc.). Desta maneira, quando os sais NH_4Cl , NH_4NO_3 , $C_6H_5NH_3Cl$ etc. são adicionados à água, há hidrólise do cátion desses sais (cátion oriundo de uma base fraca) gerando íons $H_3O^+(aq)$, tornando assim a solução ácida ($pH < 7$). Por outro lado, quando o sal é formado na reação de uma base forte ($NaOH$, $LiOH$, KOH etc.) com um ácido fraco (CH_3COOH , HF , HCN etc.), esse sal terá um caráter básico. Assim, por exemplo, o acetato de sódio ($NaOOCCH_3$) em água produz íons hidroxilas, tornando o $pH > 7$ (solução básica). Nesse caso, o ânion acetato (CH_3COO^-) se hidrolisa formando o ácido acético e íons OH^- , tornando a solução básica.

Finalmente, o pH da solução salina do sal formado na reação entre ácido fraco (CH_3COOH , HF , HCN etc.) e base fraca (NH_3 , $C_6H_5NH_2$ - anilina - etc.) dependerá da força relativa do par ácido-base conjugado do sal (teoria protônica de Lowry-Brønsted). Dessa maneira, a solução salina poderá ser neutra (quando $K_a = K_b$: a ionização do ácido ou da base que originaram o sal é a mesma), ácida (quando $K_a > K_b$: a ionização do ácido é maior que a ionização da base que originaram o sal) ou básica (quando $K_a < K_b$: caso contrário ao anterior). No cálculo da constante de hidrólise (K_h), que será discutido a seguir, esses conceitos serão abordados.

Hidrólise de sais ácidos

Como apresentado, todo sal formado na reação de um ácido forte com uma base fraca é um sal ácido. Por exemplo, o cloreto de amônio, $NH_4Cl(s)$, ao ser adicionado à água, dissocia-se totalmente (100% de dissociação ou ionização) em $NH_4^+(aq)$ e $Cl^-(aq)$ (Eq. 1). O íon $NH_4^+(aq)$ reage então com a água (sofre hidrólise), como mostrado na Eq. 2, enquanto o ânion cloreto ($Cl^-(aq)$) permanece inalterado, uma vez que originalmente é oriundo de um ácido forte (HCl).



O cátion amônio ou cátions metálicos em solução aquosa se comportam como ácidos de Lewis (espécies capazes de receber par de elétrons). A carga positiva sobre o cátion hidratado atrai a densidade eletrônica da ligação O-H na molécula de água (Figura 1). Assim, quanto maior a densidade de carga do cátion metálico, maior será a polaridade da ligação covalente entre o átomo de oxigênio e o átomo de hidrogênio na molécula de água que está hidratando o cátion metálico, aumentando a acidez do átomo de H (maior δ^+), facilitando dessa maneira o rompimento da ligação O-H. Quando há o rompimento dessa ligação, um próton hidratado (íon hidroxônio ou hidrônio: $H_3O^+(aq)$) é formado, produzindo uma solução ácida. A Figura 1 apresenta um esquema da primeira etapa da reação de hidrólise de um cátion, $M^{n+}(aq)$. Os cátions de maior valência e menor volume iônico (de maior densidade iônica, como Th^{4+} , Sb^{3+} , Fe^{3+} , Al^{3+} etc.) irão se hidrolisar com maior intensidade formando hidróxidos e óxidos desses cátions, liberando uma maior concentração de íons $H_3O^+(aq)$, tornando assim a solução mais ácida (menor valor de pH). Um prognóstico do grau de hidrólise de cátions metálicos pode ser feito calculando-se o parâmetro eletrostático ζ , $\zeta = Z^2/r$, onde Z é a carga do cátion e r o raio iônico em picômetros ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$) (Wulfsberg, 1987). Por exemplo, para o Na^+ , tem-se $Z = +1$ e $r = 95 \text{ pm}$; assim $\zeta = (+1)^2/95 = 0,011$. Para o Ca^{2+} , $\zeta = (+2)^2/99 = 0,040$; para o Fe^{2+} , $\zeta = (+2)^2/76 = 0,053$, Fe^{3+} , $\zeta = (+3)^2/64 = 0,14$ e para o Al^{3+} , $\zeta = (+3)^2/50 = 0,18$. Assim, quanto maior o valor de ζ , maior será o grau de hidrólise da espécie metálica. No

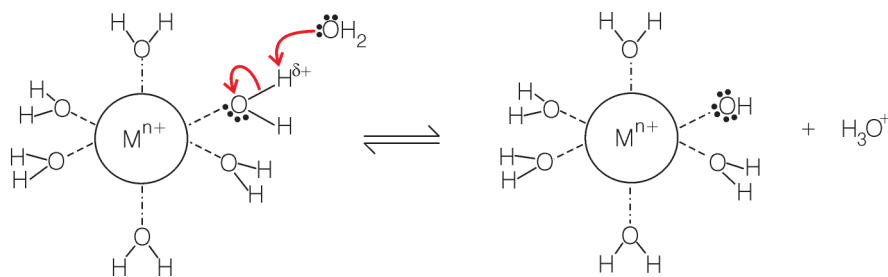


Figura 1: Esquema da primeira etapa da reação de hidrólise de um cátion, $M^{n+}(aq)$.

caso do ferro(II) e ferro(III), esse último cátion metálico irá se hidrolisar com maior eficiência. Baseada nesse parâmetro, na Tabela 1 é apresentada uma relação entre ζ e a acidez de cátions metálicos. Como pode ser observado nessa tabela, quanto maior o valor de ζ , maior será a acidez do cátion metálico ou maior será o grau de hidrólise desta espécie.

Para ilustrar quantitativamente o equilíbrio de hidrólise de um sal ácido, calcular-se-á o pH de uma solução de NH_4Cl $0,5 \text{ mol L}^{-1}$. Como pode ser observado na Eq. 2, o cátion amônio se hidrolisa formando a amônia e o íon hidrônio. Após o estabelecimento do equilíbrio químico, tem-se:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} \quad (3)$$

onde K_h é a constante de hidrólise (ou constante hidrolítica) e na qual a concentração da água foi incorporada no seu valor. Os valores das constantes de hidrólise são raramente fornecidos em livros e/ou tabelas, uma vez que são facilmente calculados. Multiplicando-se o numerador e o denominador da Eq. 3 por $[OH^-]$, obtém-se:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} \times \frac{[OH^-]}{[OH^-]} \quad (4)$$

Rearranjando-se a Eq. 4, tem-se:

$$K_h = [H_3O^+][OH^-] \times \frac{[NH_3]}{[NH_4^+][OH^-]}$$

ou

$$K_h = K_w \times \frac{1}{K_b} = \frac{K_w}{K_b} \quad (5)$$

Considerando-se que K_w é a constante de auto-ionização da água (igual a $1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/L^2$, a $25^\circ C$) e que K_b é a constante de dissociação

Tabela 1: Acidez de cátions metálicos.

$\zeta = Z^2/r$	Categoria	Exemplos
< 0,01	Cátions não ácidos ou neutros	Maioria dos cátions +1 do bloco s da tabela periódica
0,01 - 0,04	Cátions neutros e/ou ligeiramente ácidos	Maioria dos cátions +2 dos blocos s e f da tabela periódica
0,04 - 0,10	Cátions fracamente ácidos	Todos os cátions +3 do bloco f e maioria dos cátions +2 do bloco d
0,10 - 0,16	Cátions moderadamente ácidos	Maioria dos cátions +4 do bloco f e maioria dos cátions +3 do bloco d
0,16 - 0,22	Cátions fortemente ácidos	Th ⁴⁺
> 0,22	Cátions extremamente ácidos	Cátions dos-não metais. Essa seria uma maneira de distinguir um cátion de um metal de um não-metal. Por exemplo, C ⁴⁺ não existe como tal em água

da base fraca formada na hidrólise ($K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, a 25 °C), calcula-se então a constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}} = 5,6 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

Se x é a quantidade de matéria de NH_4^+ que se hidrolisa por litro (concentração), tem-se que:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \text{ mol/L}$$

e

$$[\text{NH}_4^+] = (0,5 - x) \text{ mol/L}$$

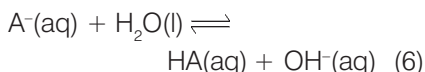
Substituindo-se esses valores de concentração e também o valor numérico de K_h na Eq. 3, obtém-se:

$$K_h = 5,6 \times 10^{-10} \text{ mol/L} = \frac{x^2 \text{ mol}^2/\text{L}^2}{[(0,5 - x) \text{ mol/L}]}$$

Como x é muito menor do que 0,5 ($x \ll 0,5$), tem-se que $0,5 - x \approx 0,5$. Assim, o valor de $x = (5,6 \times 10^{-10} \times 0,5)^{1/2} = 1,67 \times 10^{-5}$. Ou seja, $[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,67 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ e, portanto, o pH ($\text{pH} = -\log \{[\text{H}_3\text{O}^+]/(\text{mol/L})\}$) da solução é 4,78.

Hidrólise de sais básicos

A hidrólise de um ânion pode ser representada como



Desta forma, $\text{A}^-(\text{aq})$ remove prótons das moléculas de água formando um ácido fraco $\text{HA}(\text{aq})$ e íons hidroxilas hidratados ($\text{OH}^-(\text{aq})$), tornando assim a solução básica ($\text{pH} > 7$). Na condi-

ção de equilíbrio, a constante de hidrólise pode ser escrita como

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad (7)$$

onde o valor de K_h pode ser determinado empregando-se a K_w da água e a constante de dissociação do ácido fraco formado (K_a).

Considerando-se uma solução de acetato de sódio (CH_3COONa) 0,5 mol/L, após a dissociação desse sal e a hidrólise do ânion acetato, o pH da solução final será igual a 9,22. Seria interessante o leitor efetuar os cálculos correspondentes e chegar no valor de pH supramencionado, considerando que K_a do ácido acético é igual a $1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Cabe enfatizar que as previsões nem sempre são verificadas experimentalmente. Por exemplo, a solução de fosfato de potássio é muito básica, a de monodrogenofosfato é levemente básica, mas a de diidrogenofosfato de potássio é ácida e o pH está entre 4,4 a 4,7, dependendo da concentração inicial desse sal.

Material e reagentes

- 14 béqueres de 10 mL ou tubos de ensaio
- 1 frasco conta-gotas de 50 mL
- 1 béquer de 250 mL
- 1 balão volumétrico de 50 mL
- 1 bico de Bunsen (ou lamparina a álcool)
- 1 coador de chá
- 1 pipeta volumétrica de 5 mL ou tubo de ensaio calibrado

- 1 pipeta graduada de 10 mL ou tubo de ensaio calibrado
- Ácido clorídrico (ou ácido muriático)
- Hidróxido de sódio (ou soda cáustica)
- Nitrato de sódio
- Cloreto de amônio
- Acetato de sódio
- Bicarbonato de sódio
- Repolho roxo
- Água destilada

Procedimento

O extrato do repolho roxo, empregado como indicador universal de pH, foi preparado como descrito na literatura (GEPEQ, 1995), com ligeira modificação. Uma massa de 30 g de repolho roxo, picado em pequenos pedaços, foi colocada no béquer de 250 mL contendo 100 mL de água destilada, sendo então aquecido até fervura. A água foi mantida em ebulição até o volume ser reduzido para 30-40 mL. Após esfriamento da solução, a mesma foi coada com um coador de chá, sendo então armazenada em um frasco conta-gotas em geladeira a 4-6 °C.

Soluções de ácido clorídrico 0,1 mol/L e de hidróxido de sódio 0,1 mol/L previamente padronizadas (Vogel, 2000) foram empregadas como soluções estoques. Diluições sucessivas dessas soluções forneceram as soluções padrão com concentração hidrogeniônica conhecida (ou valores de pH conhecidos). Alíquotas de 5 mL dessas soluções foram diluídas separadamente em balão volumétrico de 50 mL. No lugar de balão volumétrico, tubo de ensaio calibrado nesse volume poderá ser empregado. A calibração do tubo de ensaio pode ser implementada, adicionando-se um volume de 50 mL de água no mesmo, seguida de marcação com uma caneta ou fita adesiva da altura da coluna d'água na parede externa do tubo. Outra possibilidade é adicionar a massa de água correspondente ao volume de 50 mL no tubo, utilizando-se a densidade da água na temperatura de trabalho. Assim, as soluções de HCl nas concentrações de 10^{-1} , 10^{-3} , 10^{-5} e 10^{-7} mol/L forneceram os padrões de pH na região ácida (valores de pH iguais a 1, 3

e 5, respectivamente) e neutra ($\text{pH} = 7$); as soluções de NaOH, nas concentrações de 10^{-5} , 10^{-3} , 10^{-2} e 10^{-1} mol L^{-1} , forneceram os padrões de pH na região básica (valores de pH iguais a 9, 11, 12 e 13, respectivamente).

Os béqueres foram identificados com os valores de pH de 1 a 13 (escala padrão de pH). Também foram identificados aqueles que foram empregados na demonstração da hidrólise de sais ácidos e básicos: H_2O , KCl, NaNO_3 , NH_4Cl , NaOOCCH_3 (NaAc) e NaHCO_3 , como mostrado na Figura 2. Em cada um dos béqueres foram colocados 9,0 mL de solução padrão de ácido clorídrico (pH 1-7) ou solução padrão de base (pH 9-13) e nos demais béqueres 9,0 mL de água destilada. As massas de 0,37 g de KCl, 0,42 g de NaNO_3 , 0,27 g de NH_4Cl , 0,68 g de $\text{NaOOCCH}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ e 0,42 g de NaHCO_3 foram adicionadas nos béqueres e dissolvidas. Em seguida, 20 gotas (≈ 1 mL) da solução de extrato de repolho roxo foram adicionadas em cada um dos béqueres. Após agitação com um bastão de vidro, as cores produzidas em cada um dos béqueres puderam ser comparadas.

Discussão do experimento

O experimento proposto envolve o conceito de preparo, padronização e diluição de soluções ácidas e básicas (Vogel, 2000), além do emprego de extrato de repolho roxo como indicador universal de pH (GEPEQ, 1995). Ademais, o objetivo do presente estudo foi ilustrar as reações de hidrólise de cátions e ânions por

meio de experimento simples, rápido, de baixo custo e que permite também comparar os valores de pH obtidos nas soluções salinas com os valores de pH dos padrões de ácido ou base (escala padrão de pH). Antes da apresentação do experimento pelo professor, este poderá discutir com os estudantes os conceitos de solvatação, hidrólise e equilíbrio de hidrólise de sais ácidos e básicos. Uma vez conhecido o pH das soluções dos diversos sais empregados no experimento, o aluno terá condições de comparar o valor calculado de pH com aquele obtido experimentalmente (ver Figura 2). Outra estratégia de ensino seria executar os experimentos de hidrólise dos sais, determinar os valores de pH das soluções e propor aos alunos discutir os resultados encontrados e compará-los com os valores teóricos de pH das soluções estudadas. Alternativamente, os alunos poderão prever se as soluções serão neutras ($\text{pH} = 7$), ácidas ($\text{pH} < 7$) ou básicas ($\text{pH} > 7$), verificando os valores das constantes de ionização dos ácidos e bases que originaram o sal em estudo, não necessitando neste caso o aluno calcular o valor de pH da solução. Como pode ser observado na Figura 2, o cloreto de potássio e o nitrato de sódio não sofrem hidrólise, uma vez que o pH da solução se manteve inalterado, obtendo-se assim a mesma cor que aquela obtida no béquer contendo a água com a solução indicadora. No caso da solução de NH_4Cl , o pH ficou em torno de 4,8,

ficando a tonalidade do vermelho obtido entre as tonalidades das soluções padrão correspondentes aos valores de pH 3 e 5. Por outro lado, a hidrólise do ânion acetato da solução de acetato de sódio 0,5 mol/L e a hidrólise do ânion hidrogenocarbonato (bicarbonato) do hidrogenocarbonato de sódio produziram uma cor azul-esverdeada, correspondente aos valores de pH maiores do que 9 (vermelho-azulado). Empregando os cálculos mostrados anteriormente, a hidrólise do ânion acetato da solução de NaOOCCH_3 (NaAc) 0,5 mol/L produz uma solução alcalina (básica) com pH em torno de 9,2 e a hidrólise do ânion hidrogenocarbonato (bicarbonato) de uma solução 0,5 mol/L gera uma solução com pH em torno de 10,0.

Neste trabalho, empregou-se o critério funcional (determinação do pH da solução resultante) para explicar a hidrólise de sais ácidos, básicos e neutros, e não o conceito constitucional (presença de H ou OH ionizáveis).

Questões propostas

As seguintes questões podem ser empregadas pelo professor para que os conceitos abordados no experimento e/ou artigo sejam discutidos com os alunos.

1) Identifique o(s) sal(is) neutro(s), ácido(s) e básico(s).

2) Identifique o sal de maior basicidade.

3) Uma solução desconhecida fica amarela após adição do extrato de repolho roxo. Em que intervalo de pH essa solução se encontra?

4) Para os sais que se hidrolisam, escreva o equilíbrio de hidrólise e calcule o valor do pH de soluções de concentração 0,1 mol/L de cada um dos seguintes sais: LiCl , CaCl_2 , AlCl_3 e TiCl_4 .

5) Relacione os valores calculados de pH com o número de oxidação de cada cátion metálico e o grau de hidrólise, bem como com o valor de $\zeta = Z^2/r$.

6) Calcule os valores de pH de soluções de Fe^{2+} 0,2 mol/L e Fe^{3+} 0,2 mol/L e compare com os correspondentes valores de $\zeta = Z^2/r$.

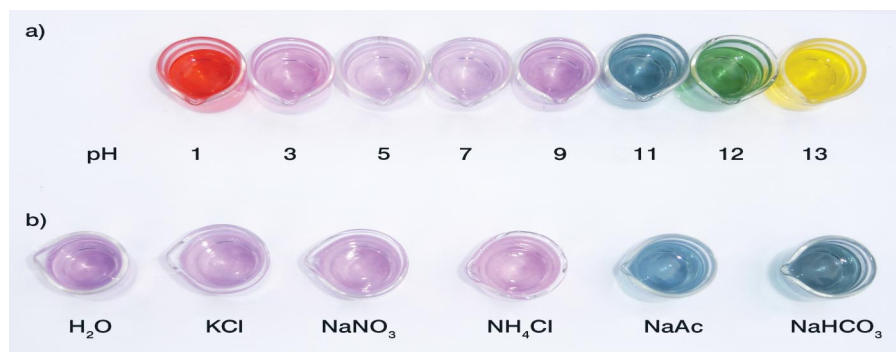


Figura 2: a) Escala padrão de pH: soluções de referência de ácido e base nos valores de pH variando de 1 a 13 contendo extrato de repolho roxo como indicador universal de pH. b) Água e soluções de cloreto de potássio, nitrato de sódio, cloreto de amônio, acetato de sódio e hidrogenocarbonato de sódio de concentração 0,5 mol/L contendo extrato de repolho roxo como indicador de pH.

Discuta os resultados obtidos em termos da acidez de cada um desses cátions.

7) Compare a acidez do cátion Al^{3+} com a do Fe^{3+} em termos de $\zeta = Z^2/r$ e do pH das soluções obtidas para uma concentração de 0,1 mol/L de cada um desses cátions.

8) Como você classificaria o hidrogenocarbonato de sódio ($NaHCO_3$) empregando o critério constitucional e/ou funcional?

Agradecimentos

Os autores agradecem à FAPESP, ao CNPq e à CAPES pelos recursos concedidos ao LABBES-DQ/UFSCar, à FAPESP pela bolsa de doutorado de ODL e ao CNPq pela bolsa de produtividade em pesquisa de OFF.

Orlando Fatibello-Filho (bello@dq.ufscar.br), licenciado em Química pela Universidade Federal de São Carlos (UFSCar), mestre em Físico-Química Orgânica, doutor em Ciências (Química Analítica) e livre docente pela USP, é docente do Departamento de Química da UFSCar. **Lúcia Daniela Wolf** (lud_wolf@yahoo.com.br) é aluna do curso de licenciatura em

Química da UFSCar. **Mônica Helena M.T. Assumpção** (mônica_ucr@yahoo.com.br) é aluna do curso de bacharelado em Química da UFSCar. **Oldair D. Leite** (oldairleite@yahoo.com.br), licenciado em Química pela UEL, mestre em Química Analítica e doutor em Ciências (Química Analítica) pela UFSCar, é docente da UFBA, em Barreiras.

Referências bibliográficas

BAES-Jr., C.F. e MESMER, R.E. *The hydrolysis of cations*. Nova Iorque: Wiley-Interscience, 1976. p. 1-6.

GEPEQ. Extrato de repolho roxo como indicador universal de pH. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 32-33, 1995.

RUSSEL, J.B. *Química Geral*. 2ª ed. Trad. M.A. Brotto et al. São Paulo: Makron Books, 1994. p. 745-757.

VOGEL, A.I. *Análise química quantitativa*. 6ª ed. Trad. J.C. Afonso et al. Rio de Janeiro: LTC Editora, 2000. p. 174-176.

WULFSBERG, G. *Principles of descriptive inorganic chemistry*. California: Cole Pub., 1987. p. 24-30.

Para saber mais

AGUIRRE-ODE, F. A general approach for teaching hydrolysis of salts. *Journal of Chemical Education*, v. 64, p. 957-958, 1987.

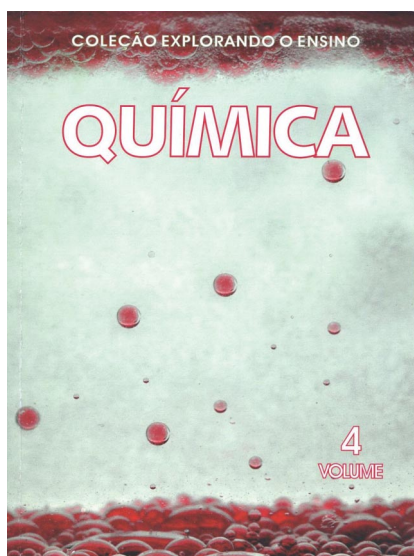
CARDINALI, M.E.; GIOMONI, C. e MARROSU, G. The hydrolysis of salts derived from a weak monoprotic acid and a weak monoprotic base. *Journal of Chemical Education*, v. 67, p. 221-223, 1990.

Abstract: Simple and Quick Experiment Illustrating the Hydrolysis of Salts – A simple experiment carried out with easily acquired material is proposed in this paper to illustrate the hydrolysis reactions of cations and anions. Some saline solutions are employed and their pH change is visualized with a universal pH indicator extracted from red cabbage. The experiment allows assimilation of the concepts and/or contents involved in the hydrolysis reactions of acid, basic and/or neutral salts, as well as calculating the final pH of these saline solutions and relating it to the color change of the pH indicator(s).

Keywords: hydrolysis, acid salts, basic salts, neutral salts, pH calculation

Coleção Explorando o Ensino – Química: Ensino Médio

A Secretaria de Educação Básica do Ministério da Educação, em parceria com a Divisão de Ensino de Química da SBQ, apresenta aos professores do Ensino Médio os volumes 4 e 5 da *Coleção Explorando o Ensino*, intitulados *Química: Ensino Médio*. Esta coleção tem como objetivo apoiar o trabalho do professor em sala de aula, oferecendo rico material didático pedagógico, referente às disciplinas de Matemática, Biologia, Química e Física. Os volumes 1, 2 e 3 estão voltados para o ensino de Matemática, o volume 6 para o de Biologia e o 7 para



o de Física.

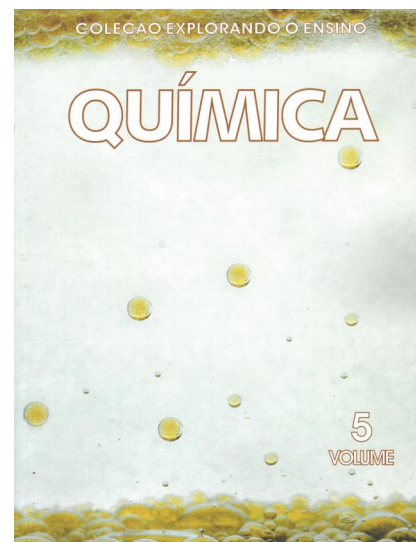
Os livros *Química: Ensino Médio* contêm uma seleção de artigos publicados nos quatorze primeiros números de *Química Nova na Escola* e foram

organizados por seu editor coordenador, Eduardo F. Mortimer. O volume 4 contém artigos das seções Atualidades em Química, Espaço Aberto, Experimentação no Ensino de Química, Educação em Química e Multimídia e O Aluno em Foco. Já o volume 5 contém textos das seções Química e Sociedade, Relatos de Sala de Aula, História da Química, Conceitos Científicos em Destaque, Pesquisa no Ensino de Química e Elemento Químico.

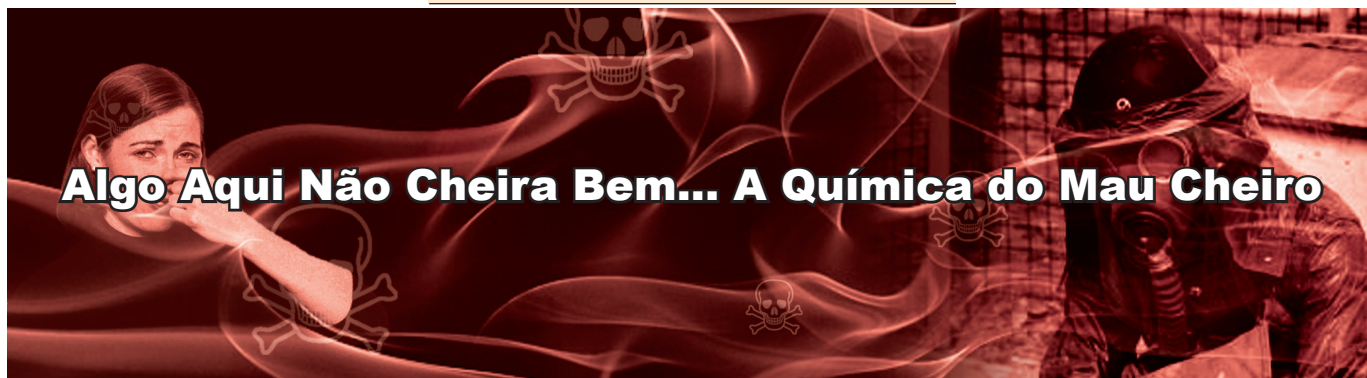
Foram impressos 72 mil exempla-

res de cada volume e a meta é que eles atinjam a totalidade dos professores de Química do Brasil.

(Roberto Ribeiro da Silva - UnB)



Química: Ensino Médio. (Coleção *explorando o Ensino*). Eduardo F. Mortimer (Org.). Brasília: MEC- Secretaria de Ensino Básico, 2006. v. 4, 171 p. ISBN 85-98171-16-6; v. 5, 222 p. ISBN 85-98171-21-2.



Algo Aqui Não Cheira Bem... A Química do Mau Cheiro

Vitor de Almeida Silva, Anna Maria Canavarro Benite e Márton Herbert Flora Barbosa Soares

O presente trabalho busca explorar o universo dos odores como uma forma de oferecer aos professores de ciências uma nova maneira de contextualizar alguns temas da química, explorando, para isso, o sistema olfativo. Culturalmente, associamos o mau cheiro a situações que nos alertam perigo ou a fenômenos que exigem grande cautela. Geralmente essas sensações de estresse psicológico fazem com que o nosso cérebro memorize o odor que está associado a tais situações. Ao relembrar do odor, lembramo-nos do momento vivido e procuramos evitá-lo novamente. É exatamente esse processo de significância que o odor atribui a um momento de estresse ou perigo que o artigo explora que auxiliará na abordagem de conteúdos de ciências. Por meio do olfato, espera-se desenvolver melhor o campo dos modelos mentais pela sensação que o odor é capaz de provocar, desmistificando a ideia de que os experimentos visuais são o tipo que mais apresentam significância aos experimentos de ciências.

► mau cheiro, sistema olfativo, ensino de química ◀

3

Recebido em 03/11/2009, aceito em 13/01/2010

O professor em sala de aula comunica aos seus alunos: “Bom dia pessoal! Hoje vamos fazer um experimento para evidenciarmos a ocorrência de uma reação química”. No fundo da sala, surge a seguinte pergunta: “Professor, isso aí vai EXPLODIR?”. O aluno, esperando esperançoso, ouve a resposta pragmática do professor: “Não, experiências com explosões são muito perigosas de serem feitas em sala de aula”. Toda a esperança do aluno desaparece, voltando à sua aula monótona em que mais um experimento sem nenhuma nova dinâmica lhe será apresentado e considerando-se ainda a mistificação em torno da química como ciência da “explosão”.

Quantas vezes, nós, professores de química, nos deparamos com essa pergunta em sala de aula, sempre feita com um ar de esperança pelo aluno? Podemos explicar esse

fascínio das reações explosivas pelos alunos, pois são evidências de reações que são facilmente visíveis a olho nu, de caracterização exclusivamente imediata.

Isso acontece por termos uma

[...] *tradição ocidental, na qual os sentidos constituem a dimensão “fisiológica” da percepção. Só podemos conhecer, afirma-se, por meio do corpo e dos sentidos: visão, audição, olfato, tato e paladar.* (Santos-Granero, 2006, p. 97)

Mesmo atribuindo uma importância significativa à percepção fisiológica, conferimos a cada um dos sentidos certa hierarquização. Dessa forma, por fazermos parte de uma sociedade letrada, atribuímos maior significância à visão. Ainda segundo Santos-Granero (2006):

Trata-se de uma confirmação da proposição de que, enquanto sociedades letradas privilegiam a visão e aquilo que se dá a ver, sociedades orais tendem a favorecer a audição e aquilo que se dá a ouvir. Embora essa assertiva tenha sido recentemente contestada, não há dúvida de que povos não letrados, em muitos casos, consideram sentidos outros que não a visão como os mais importantes meios de aquisição de conhecimento. (p. 99)

A maioria dos experimentos executados nas aulas de ciências valoriza a visão para comprovação e análise do próprio experimento. Podemos exemplificar isso com os experimentos sobre a análise de mudança de cor de reações de titulação ácido-base, as reações de precipitação, entre outras. Eles causam grande impacto nos alunos, pois a utilização do sistema

A seção “Química e sociedade” apresenta artigos que focalizam diferentes inter-relações entre Ciência e sociedade, procurando analisar o potencial e as limitações da Ciência na tentativa de compreender e solucionar problemas sociais.

visual provoca estímulo/resposta imediato.

No entanto, em contrapartida, nessa hierarquização dos sistemas “fisiológicos” de percepção, damos pouca atenção, ou quase nenhuma, ao sistema olfativo. Logicamente, não devemos hierarquizá-los. Não há sentidos melhores do que outros. Nossa proposta é colocar mais uma alternativa de exploração de conceitos químicos em sala de aula. Apesar de valorizarmos a visão, o sistema olfativo apresenta algumas características que nos permitem explorá-lo com grande eficiência nas aulas de ciências.

Em sala de aula, utilizamos com muita frequência a abstração para que possamos exemplificar as transferências de elétrons, as interações entre as moléculas, os íons, as polaridades das moléculas, enfim, tenta-se trabalhar o imaginário dos alunos apenas por uma visão subjetiva, do próprio professor que desenha, gesticula para que o aluno possa atingir o objetivo da atividade imaginativa. Rosa e Ramos (2008) dizem que:

As metáforas ligadas à visão têm sido muito importantes na nossa tradição cultural na medida em que a visão tem sido celebrada enquanto sentido privilegiado capaz de fazer uma mediação acurada e fidedigna entre nós e a realidade, ou seja, mostrar como é mesmo o mundo. (p. 580)

No que tange ao nosso objeto de estudo neste trabalho, o olfato, citamos Peter Burke no artigo de Rosa e Ramos (2008), que diz: “O olfato como sentido e os odores como sensibilidade transmutam-se em expressões da memória, que pode entrecruzar tempos e espaços re-significando experiências” (p. 588).

Dessa forma, podemos utilizar o olfato como uma ferramenta para exercitarmos a capacidade e abstração dos alunos, assim como seu desenvolvimento cognitivo. Entretanto, como fazer esse movimento de transferência de um campo real, a visão, para um campo complexo e imaginário, o olfato?

Para que esse deslocamento de campos aconteça, devemos nos concentrar em um ponto-chave do sistema olfativo: a sensibilidade aos aromas e odores. A sensibilidade do sistema olfativo nos permite diferenciar odores agradáveis e desagradáveis. Essa diferenciação característica é evidenciada pelo comportamento do sujeito que, dependendo do odor ou aroma identificado, poderá sentir-se envolvido em uma sensação prazerosa ou, então, em uma sensação desagradável, desconfortante.

Cada uma dessas sensações provoca uma reação comportamental específica no sujeito. Contudo, uma particularidade surge ao trabalharmos com essas duas classificações de odores. O mau cheiro, ou odores desagradáveis, causa um maior impacto nos sujeitos. Isso se deve a alguns fatores culturais e até mesmo biológicos. Esses fatores garantem uma fixação característica desses odores, assim como a sua vinculação aos fenômenos que o geram. Logo, por pensarmos que algo aqui não está cheirando bem, ficamos atentos e ligados aos acontecimentos.

Fatores culturais que vinculam o mau cheiro à memória

Culturalmente, há sempre uma associação do mau cheiro a fatores que causam problemas à saúde, o que pode ser observado na citação do Decamerão no artigo de Czeresnia (1997):

[...] as pessoas, em meio à aflição e miséria, vagavam de um lugar a outro com flores, ervas odoríferas, especiarias, buscando conforto através do seu perfume: “Era como se todo o ar estivesse tomado e infectado pelo odor nauseabundo dos corpos mortos, das doenças e dos remédios.” As práticas que se instituíram para fazer face à peste buscaram, assim, evitar a proximidade e o toque, e, ao

mesmo tempo, neutralizar com perfumes e máscaras os odores viciados que corrompiam o ar. A corrupção do ar era percebida como fenômeno originário do lixo, das profundezas do solo, de conjunções astrológicas malignas e também dos próprios doentes e cadáveres. A doença alastrava de um para outro; a participação do ar era fundamental. (p. 77)

Assim, mesmo sendo uma obra que retrata o período de transição que vivia a Europa, o fim da idade média, o período de crise que retrata a obra corresponde à época em que se vivia a peste negra. Pela gravidade das

enfermidades das pessoas e o alto grau de contágio, a associação do odor à contaminação fica evidente, pois se acreditava que, além do contato de conversar com os doentes, o ar era um meio fundamental para a transmissão das doenças, e o mau odor correspondia à corrupção do ar.

No entanto, não apenas as obras literárias retratavam o odor como um dos fatores de transmissão de doenças. Partindo do princípio que o ar era responsável pela transmissão de doenças, surge a teoria dos miasmas, que está diretamente associada à ideia de contágio. Para essa teoria, as doenças estavam diretamente relacionadas à “*abertura às sensações*”, ou seja, o corpo adoecia por “*influências malélicas de origens distintas, que agiam através dos sentidos e sensações*” (Czeresnia, 1997, p. 90).

Biologicamente, as explicações às reações comportamentais apresentam alguma ligação com a teoria dos miasmas e do contágio.

Geralmente, a discriminação entre “bom” e “mal” cheiro é importante desde que os cheiros agradáveis e desagradáveis requerem diferentes reações comportamentais. Mau cheiro nos alerta de perigo, baixa qualidade do ar, comida estra-

gada, venenos, provavelmente com doença – tudo que requer algumas decisões imediatas para ser feita e ação para ser tomada – por exemplo, evitar ou retirar. Cheiros prazerosos, por outro lado, não necessitam de ação ou decisão imediata. De fato a significância biológica de cheiros prazerosos não é imediatamente óbvia. (Jacob et al., 2003, p. 70, tradução nossa)

Se nossa memória está vinculada ao cheiro, como detectamos os aromas e odores?

Se o olfato é para nós um sistema que nos alerta para situações que discriminamos como boas ou ruins, como detectamos os aromas e odores das substâncias dispersas no ar atmosférico?

Conseguimos detectar os diversos tipos de aromas e odores por meio do estímulo sensitivo de nosso sistema olfativo pelas diferentes moléculas dispersas no ar. Os receptores sensoriais são os responsáveis pela identificação dessas moléculas. Na espécie humana, os receptores sensoriais, ou os quimiorreceptores, estão localizados no epitélio olfativo – um pedaço de tecido do localizado na cavidade nasal – que contém numerosos receptores neurais: as células olfativas.

No tecido epitelial, que compõe o sistema olfatório, há outra estrutura dessas células: os cílios ou pelos olfativos, que recobrem o tecido. Tais células são especializadas e projetam microvilosidades. Assim, os cílios são compartimento celular no qual se encontram os quimiorreceptores, que são responsáveis pela detecção dos diferentes odores (Guyton, 2001).

O nariz humano contém mais de 100 milhões de receptores especializados, ou sensores, que atuam conjuntamente em complexas operações para identificação dessas moléculas. Uma camada de muco dissolve as moléculas assim que elas chegam a esses receptores. O cérebro é capaz de interpretar esses padrões a fim de distinguir os diversos tipos de odores. Sinais do sistema olfativo humano são transmitidos para o cérebro para

processamento. O cérebro, então, interpreta esse conjunto de sinais em termos de sensação odorante (De Melo Lisboa et al., 2009).

Os aromas e odores são identificados quimicamente pelo cérebro

Para que o sistema olfativo seja estimulado, os receptores sensoriais iniciam uma série de operações para que o cérebro possa identificar o tipo de molécula e, assim, identificar o seu cheiro característico. Entretanto, para que essa interação possa ter início, as moléculas dispersas no ar devem apresentar algumas propriedades para que sejam identificadas pelos receptores sensoriais, tais como: as substâncias odorantes devem apresentar alguma solubilidade em água; pressão de vapor de alta grandeza, isto é, alta volatilidade, o que tem como consequência pontos de ebulição menores em se tratando de líquidos; lipofilicidade; e massa molar não muito elevada. Não há nenhuma molécula odorante com massa molar maior do que 294 g/mol (Guyton, 2001).

Dessa forma, a camada de muco presente no tecido do epitélio olfativo dissolverá as substâncias odorantes ao entrarem na cavidade nasal e, assim, interagirão com os receptores.

Essa interação, ou estímulo das células olfatórias, é feita por meio da ativação da enzima *adenilil ciclase*, que está presa no interior da membrana ciliar próximo ao receptor, que catalisa a conversão de ATP (Adenosina Trifosfato) ao AMP cíclico (cAMP – Adenosina Monofostato cíclico). O cAMP ativa um canal de Na^+ , gerando um potencial de despolarização ao longo da membrana. Esse impulso é transmitido pelos nervos olfatórios até o cérebro que, computando outros estímulos sensoriais, interpreta o impulso como um odor – muitas vezes acionando áreas da memória que relacionam o particular odor com algo já experimentado antes (Guyton e Hall, 1998).

A Figura 1 ilustra a interação olfativa.

O funcionamento do sistema olfativo

O processo de sentir cheiro e odores inicia-se com a sensibilização do sistema olfatório por substâncias odoríferas dispersas no ar atmosféri-

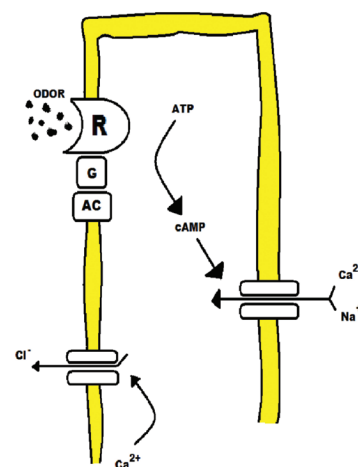


Figura 1.

co. Essas substâncias, que se encontram geralmente no estado gasoso, apresentam uma pressão de vapor considerável.

Primeiro, a pressão de vapor corresponde à pressão desenvolvida entre o equilíbrio de um líquido e seu vapor em um recipiente hermeticamente fechado. Assim, em uma dada temperatura, um líquido com maior energia de coesão (isto é, um grande calor de vaporização molar Q_{vap}) terá menor pressão de vapor que um líquido com uma pequena energia de coesão (Castellan, 2001).

Dessa forma, podemos dizer que para as substâncias que apresentarem os maiores calores de vaporização molar terão uma maior força intermolecular entre as moléculas, o que explica a necessidade de as moléculas odoríferas apresentarem pressão de vapor considerável. Nesse caso, as substâncias que proporcionam certo odor apresentarão pressão de vapor alta, para que se encontre no estado gasoso, com baixa interação intermolecular.

Segundo, a volatilidade das substâncias odoríferas é essencial para que o sistema olfativo seja sensibilizado, pois é necessário que tenhamos uma interação entre as substâncias odoríferas e as células receptoras. Essa interação é feita pela dissolução dessas substâncias nas camadas mucosas do sistema olfatório das cavidades nasais.

Sendo assim, podemos dizer que a substância odorífera entra na cavi-

dade nasal – quando em contato com as células receptoras – gera um sinal elétrico, e este é transmitido para as regiões olfatórias do cérebro.

Esse contato entre as células receptoras e as moléculas odoríferas ocorre por meio de ligações intermoleculares entre ambas. Tais ligações dependem de cada molécula, podendo ser ligações de hidrogênio, dipolo ou de van der Waals.

A porção extracelular da proteína receptora tem uma organização tridimensional específica para uma determinada molécula odorante (Loureço e Furlan, 2007). Quando há uma interação entre a substância odorante e a proteína receptora, haverá uma mudança de conformação na proteína receptora, o que ativará uma proteína intracelular chamada de proteína G acoplada à proteína receptora.

A conformação de uma proteína, ou seja, sua estrutura tridimensional é única, sendo que sua função depende exclusivamente dessa estrutura específica. A estabilização da conformação de uma proteína é feita pelas interações não covalentes. Pode-se dizer que a conformação da proteína mais estável é aquela com o maior número de interações fracas (Lehninger et al., 1995).

Proteínas G são heterotrímeros (ou seja, formadas por três subunidades diferentes, daí os termos *tri* e *hetero*) e suas três subunidades são denominadas de α ($G\alpha$), β ($G\beta$) e γ ($G\gamma$). As subunidades $G\gamma$ e $G\beta$ apresentam-se fortemente associadas de forma não covalente. Um mesmo dímero $G\beta\gamma$ pode se associar a diferentes subunidades $G\alpha$. Por esse motivo, a identidade de uma proteína G é dada por sua subunidade $G\alpha$ (KERR, 2008).

Algumas das características mais fascinantes da fisiologia do cheiro foram descobertas pelos vencedores do Prêmio Nobel de 2004, Linda Buck e Richard Axel. Em contraste com o modelo simples, mas específico da chave-fechadura que governa o sabor, o cheiro é governado por uma série de células sensoriais. Um tipo de molécula de fragrância interage com mais que um tipo de receptor, portanto, a sensação global é criada

por uma combinação de receptores ativados. Quando testaram uma série de alcoóis n-alifáticos em neurônios de ratos, Buck e os seus colaboradores descobriram que grupos de neurônios olfatórios eram ativados. Por exemplo, o pentanol estimula fracamente um receptor chamado S3; o hexanol ativa fortemente os receptores S3 e S25; o heptanol ativa o S3, S19 e S25; o octanol ativa o S18, S19, S41 e S51; e o nonanol ativa o S18, S19, S51 e S83. Assim uma única molécula é reconhecida especificamente por múltiplos receptores odoríferos que trabalham em conjunto (Malnic et al., 1999).

A proteína G encontra-se ligada a

um receptor. Quando uma substância odorífera se liga ao receptor acoplado à proteína G, ativando-o, ele promove uma mudança na conformação molecular. A mudança conformacional faz com que o receptor altere a subunidade $G\alpha$ da proteína G. Essa alteração da subunidade da proteína ativa canais de sinalização por meio de íons metálicos, geralmente íons Ca^{2+} e Na^+ .

Ao ativar esses canais de sinalização iônico, há a formação de canais de ação, fazendo com que a molécula envie sinais elétricos a regiões específicas do cérebro e identificando o tipo de molécula que causa seu odor característico. Devemos levar em consideração

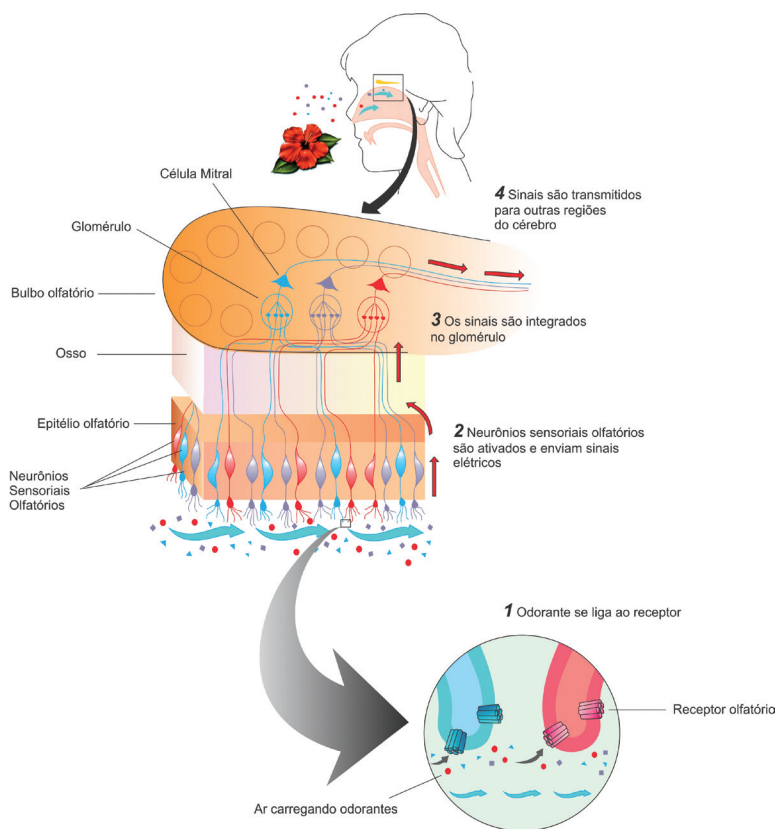


Figura 2.

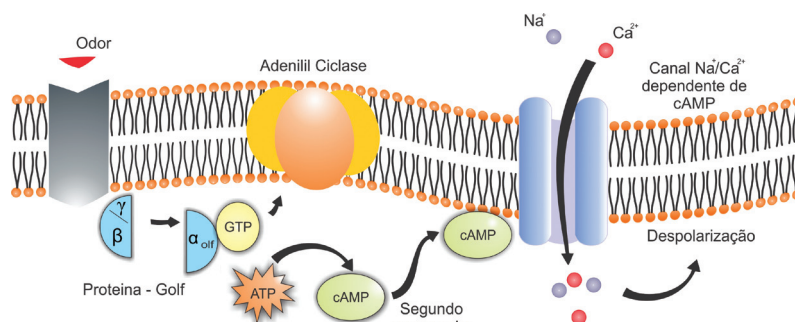


Figura 3.

que, ao entrarem na cavidade nasal, as substâncias odoríferas passam por um processo de dissolução para que, em concentrações adequadas, interajam com as moléculas receptoras localizadas nos cílios do tecido epitelial olfatório. Um esquema geral do que acontece é mostrado nas Figuras 2 e 3:

Se o cérebro identifica aromas e odores quimicamente e os memoriza, como conhecer essas substâncias que provocam essas sensações agradáveis e desagradáveis?

Geralmente as substâncias que são caracterizadas pelo aroma agradável, ou pelo seu odor desagradável, apresentam estruturas semelhantes com baixo peso molecular, abaixo de 294 g/mol. Possuem funções orgânicas distintas: tióis, éteres, ésteres, compostos aromáticos nitrogenados etc. Tais substâncias possuem certa solubilidade em água e, dessa forma, são facilmente dissolvidas no muco do tecido epitelial para que esteja em uma concentração relevante para ser detectada e identificada pelos quimiorreceptores.

A interpretação fisiológica de um odor implica em julgar o quão forte, agradável ou desagradável ele é. Odores desagradáveis estão em geral associados a coisas desagradáveis. Os odores provenientes de

uma estação de tratamento de esgotos estão geralmente associados à decomposição biológica da matéria orgânica. Embora um odor possa ser não tóxico, sua associação à decomposição biológica pode indicar algo a se evitar ou um eventual risco à saúde. A presença de um mau odor em geral é um sinal para que se evite sua fonte (De Melo Lisboa et al., 2009).

É por essa interpretação fisiológica que registramos com maior propriedade os cheiros que nos causam essas sensações desagradáveis. Algumas substâncias – como a piridina (cheiro de peixe podre), o metanotiol (cheiro do gás de cozinha), escatol (cheiro de fezes), entre outras – remetem-nos a situações que lembram perigo ou um ambiente não muito saudável. Essas são características psicoculturais que nos fazem agir de maneira repulsiva ao mau cheiro. No Quadro 1, apresentamos algumas substâncias que são responsáveis pela geração de alguns maus cheiros.

O mau cheiro: ferramenta para o ensino de química

Por meio das lembranças de fenômenos que causam o mau cheiro, identificadas quase que imediata-

mente pelo sistema olfativo, nós, professores de ciências, podemos utilizar o olfato para nos auxiliar nas aulas de ciências. Se culturalmente podemos vincular situações de perigo e de alerta ao identificarmos um mau cheiro característico, por que não utilizar esse mesmo artifício para

O nariz humano contém mais de 100 milhões de receptores especializados.

incrementar as aulas de ciências? A utilização de experimentos de características exclusivamente “odoríficas” pode vincular o mau cheiro ao en-

sino de conteúdos desgastantes aos alunos de modo que a percepção sensorial possa se tornar um fator de aprendizagem, pois seria marcada por uma situação não comum em sala de aula.

Podemos ser que essa experiência não apresente a mesma beleza visual de uma explosão controlada de uma reação, mas seria a detecção de um fenômeno com a evidência olfatória e a construção de modelos mentais a partir de uma percepção fisiológica pouco explorada.

Deve-se salientar que nossa estrutura cognitiva tem facilidade de guardar lembranças relacionadas ao mau cheiro. Por mais que os cheiros agradáveis nos façam melhores e nos extasiem mais, é o mau cheiro que efetivamente desperta caminhos

Quadro 1: Algumas substâncias que causam mau cheiro.

Nome usual	Estrutura química	Massa molar (g mol ⁻¹)	Fórmula molecular	Ponto de fusão	Ponto de ebulição	Odor característico
Ácido caproico	CH ₃ (CH ₂) ₄ COOH	116,158	C ₆ H ₁₂ O ₂	-3 °C	202-203 °C	Cheiro de cabra
Ácido butírico	CH ₃ (CH ₂) ₂ COOH	88,105	C ₄ H ₈ O ₂	-7,9° C	163,5 °C	Cheiro de vômito
Ácido valérico	CH ₃ (CH ₂) ₃ COOH	102,13	C ₅ H ₁₀ O ₂	-34,5°C	186-187 °C	Cheiro de chulé
Escatol		131,172	C ₉ H ₉ N	93-95 °C	265 °C	Cheiro de fezes
Gás sulfídrico		34,100	H ₂ S	-86 °C	-60 °C	Ovo podre
Dimetil sulfeto		62,130	C ₂ H ₆ S	-98 °C	37 °C	Ovo podre
Piridina		79,101	C ₅ H ₅ N	-41,6 °C	115,2 °C	Peixe podre
Geraniol		166,010	C ₁₁ H ₂₀ O ₂	-15 °C	230 °C	Fezes animais

Quadro 2: Por que os cães cheiram embaixo da cauda uns dos outros?

Olhando a Tabela 1, podemos ver a substância responsável pelo cheiro de fezes animais. No entanto, o que poucos sabem é que essa mesma substância é responsável pela agradável (para alguns) essência de Jasmim. Em baixa concentração, nossos caminhos neuronais interpretam o sinal da interação dessa molécula com aqueles receptores nos cílios do nariz como algo agradável. Já em alta concentração, interpretamos tal interação como um mau cheiro. Assim, como o sistema olfativo do cão é muito mais sensível do que o nosso, exatamente por conter uma quantidade muito maior de cílios e de caminhos neurológicos, ele consegue detectar as moléculas responsáveis pelo odor do jasmim, sentido por humanos a uma distância muito grande, já que tal composto, diluído no ambiente, pressupõe baixa concentração. Daí, o cão segue tal cheiro até sua origem, que geralmente estará logo abaixo da calda de outro cachorro após ter evacuado. Logicamente não podemos dizer que o cão sente o agradável odor do jasmim, considerando que sua interpretação e integração dos sinais do sistema nervoso é diferente da do ser humano, bem como a quantidade e combinação de receptores olfativos, mas seria no mínimo relevante se assim o fosse e que ele se sentisse atraído por um odor tão agradável.

neuronais mais rápidos, ativando memórias mais antigas ou recentes.

Exemplo disso é o fato de lembrarmos com muito mais ênfase de experimentos laboratoriais durante a graduação que produziam sulfeto, do que experimentos que produziam odores agradáveis. Assim, nesse quesito, os odores desagradáveis, isto é, o mau cheiro, só perdem para os estímulos visuais em termos de recuperação de memória.

Apesar de soar estranho, fica fácil nos lembrarmos dos perfumes que nossos pares utilizam em determinados ambientes. No entanto, alta concentração desses mesmos perfumes dará origem a uma alta concentração das substâncias destes na mucosa do nariz e também nos tecidos epiteliais que promovem a ligação entre as substâncias odoríferas e as células receptoras. Essa alta concentração de ligações nos dará a sensação de mau cheiro, e sabemos: essa sensação marca mais do que o cheiro agradável de uma situação anterior (Quadro 2).

Por outro lado, é o mau cheiro que nos protege de situações de perigo. É ele que nos avisa da insalubridade ou da periculosidade dos ambientes. Podemos afirmar, com certeza, que não ficaremos tentados a sair ou fugir de um lugar que tenha um cheiro agradável e inebriante.

Em relação às substâncias presentes no Quadro 01, pode-se ter uma ideia de como trabalhar alguns aspectos em sala de aula por meio de algumas questões/sugestões:

- A) Qual a influência da massa molar na atribuição do mau cheiro?
- B) A partir do item A, pedir aos alunos uma relação de substâncias que causam o mau cheiro e solicitar que diferenciem tais substâncias em relação à massa molar e função química.
- C) Tais aspectos também têm relação com o ponto de fusão e com o ponto de ebulição? Ou seja, a massa molar da substância ou sua função química específica

Quadro 3: Como evitar o Chulé – A ação do antisséptico para os pés.

O chulé – ou bromidrose – é causado pela proliferação de bactérias que se alimentam de pedaços de pele em nossos pés e também do suor acumulado, já que elas gostam de ambientes quentes e úmidos. Depois de se alimentarem, liberam o ácido valérico (Quadro 1), que dá aquele cheirinho que conhecemos. Para evitar o chulé, basta lavar bem os pés, secá-los adequadamente, sempre variar um pouco os sapatos, além de selecionar meias de algodão, que permitem maior ventilação, reduzindo a ação das bactérias. Por outro lado, podemos usar talcos antissépticos. E como age um talco desses? O antisséptico presente nos talcos – tais como estearato de zinco (matam fungos) e ácido bórico e benzoico (deterioram bactérias) – age degradando e inibindo a proliferação das bactérias e fungos. Tais compostos reagem quimicamente, produzindo outras substâncias não odoríferas.

Quadro 4: Vinagre, o todo poderoso contra vários odores.

Grande quantidade de maus odores está relacionada a compostos alcalinos, isto é, com características de base. O cheiro do mofo em guarda roupas, a mão com cheiro de peixe, a gordura fétida, entre outros são exemplos de maus odores. Assim, em vários desses casos, podemos utilizar o vinagre para diminuir ou eliminar o mau cheiro. Isso é possível, pois o vinagre tem uma concentração de ácido acético que varia de 3,5 a 5%. Logo, o ácido presente no vinagre reage com os compostos que dão origem ao mau cheiro em uma reação de neutralização, resultando em outros compostos que não têm como característica o mau odor. Uma bacia com água e vinagre diminui bastante o cheiro de mofo em roupas. Lavar as mãos com vinagre e depois enxaguar com água elimina o odor de peixe. Será que o vinagre elimina outros tipos de maus odores?

- tem relação com seus pontos de fusão e ebulição?
- D) Outra questão importante é a volatilidade e a pressão de vapor dessas substâncias. Quais são mais voláteis e por quê? Como o mau cheiro pode se relacionar com a pressão de vapor e com a solubilidade?
 - E) Que experimentos simples podem ser realizados que tenham relação com o mau cheiro? Dentre vários experimentos, o professor pode utilizar um ovo podre e um ovo normal, sadio. Ao colocar os dois em um recipiente com água, o ovo podre produz gás sulfídrico. Com essa quantidade de gás e sendo este menos denso do que a água, o ovo podre tende a subir para a superfície. Podem-se discutir conceitos de reação química na produção do gás sulfídrico, densidade em relação ao ovo boiar e pressão exercida pelo gás.
 - F) Além disso, os Quadros 3 e 4 apresentam algumas curiosidades e dicas que podem ser utilizadas pelo professor em sala de aula, como tema gerador.

Podemos ainda discutir algumas características dessas substâncias em termos de solubilidade em água, pressão de vapor e massa molar não muito elevada.

Solubilidade em água – Solubilidade corresponde à capacidade que uma substância tem de se dissolver em outra. Para que isso aconteça, é necessário que tanto o soluto quanto o solvente, que formarão a solução, apresentem a mesma grandeza em relação à polaridade para que haja a solubilidade. A solubilidade em água corresponde à capacidade que uma substância tem de interagir com a água, tal interação fará com que a substância se dissolva na água, pois ela apresentará a mesma polaridade que as moléculas de água. Assim, uma substância odorante, especificamente aquela do mau cheiro, considerando-se a umidade do nariz, interagirá mais facilmente com as moléculas dos cílios do nariz.

Pressão de vapor – Quando um líquido é concentrado em um recipiente na presença do vácuo, uma porção do

líquido evaporará de modo a preencher o volume vazio do recipiente. A pressão exercida pelo vapor do líquido corresponde à pressão de vapor do líquido naquela temperatura de equilíbrio (Castellan, 2001). Assim, se o mau cheiro tiver uma pressão de vapor baixa, sua evaporação ou volatilidade será prejudicada, o que dificulta a chegada da molécula até as substâncias receptoras nos cílios do nariz.

Massa molar não muito elevada – Massa molar de um composto é a soma das massas molares dos elementos que constituem a molécula ou fórmula unitária. No caso das substâncias odoríficas, uma substância com massa molar não muito elevada seria aquela que após o somatório das massas molares dos elementos que a constituem não fosse superior à massa molar de 294,00 g/mol. Massas molares elevadas dificultam a interação entre as moléculas do mau cheiro com as moléculas receptoras nos cílios do nariz, seja por questões de pressão de vapor ou solubilidade, seja pelo impedimento estérico.

Assim, nosso intuito não é mistificar a química como a ciência do mau cheiro ou induzir o estudante à mistificação que é muito combatida pelos educadores químicos. A ideia é mostrar as várias facetas do conhecimento químico. Além disso, exploramos como aspectos relacionados a um elemento que consideramos ruim podem ser positivamente usados em nosso cotidiano e inclusive utilizados para termos uma melhor compreensão dos aspectos relacionados às substâncias.

Vitor de Almeida Silva (victorsa18@hotmail.com), licenciado em Química pela Universidade Federal de Goiás (UFG), mestrando em Educação em Ensino de Ciências e Matemática da UFG, é professor da secretaria estadual de educação do estado de Goiás. **Anna Maria Canavarro Benite** (anna@quimica.ufg.br), doutora em Ciências, mestre em Ciências (Química Inorgânica), licenciada em Química e graduada em Química Habilitação Tecnológica pela Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ), é professora adjunta da UFG. **Márlon Herbert Flora Barbosa Soares** (marlon@quimica.ufg.br), doutor em Ciências (Química), mestre em Química pela Universidade Federal de São Carlos, licenciado em Química pela Universidade Federal de Uberlândia, é professor adjunto III no Instituto de Química da UFG.

Referências

CASTELLAN, G. *Fundamentos de físico-química*. Rio de Janeiro: LTC, 2001.

CZERESNIA, D. Do contágio à transmissão: uma mudança na estrutura perceptiva de apreensão da epidemia. *História, Ciências e Saúde*, v. IV (1), p. 75-94, 1997.

DE MELO LISBOA, H.; PAGE, T. e GUY, C. Gestão de odores: fundamentos do nariz eletrônico. *Eng Sanit Ambient*, v. 14, n. 1, p. 9-18, 2009.

GUYTON, A.C. *Fisiologia humana*. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 2001.

GUYTON, A.C. e HALL, J.E. *Fisiologia humana e mecanismo das doenças*. Rio

de Janeiro: Guanabara Koogan, 1998.

JACOB, T.J.C.; FRASER, C.; WANG, L.; WALKER, V. e O'CONNOR, S. Psychophysical evaluation of responses to pleasant and mal-odour stimulation in human subjects; adaptation, dose response and gender differences. *International Journal of Psychophysiology*, v. 48, p. 67-80, 2003.

KERR, S.D. *RIC-8B*: uma GEF putativa do sistema olfatório, interage com G α olf, G β 1 e G γ 13. Tese de doutorado (Bioquímica). Instituto de Ciências Biológicas. Universidade de São Paulo, São Paulo, 2008.

LEHNINGER, A.L.; NELSON, D.L. e COX, M.M. *Princípios de bioquímica*. 2.

ed. Trad. A.A. Simões e W.R.N. Lodi. São Paulo: Sarvier, 1995.

LOURENÇO, F.D. e FURLAN, M.M.D.P. Olfato em homens e cães. *Arq Mudi*, v. 11, n. 2, p. 9-14, 2007.

MALNIC, B.; HIRONO, J.; SATO, T. e BUCK, L.B. Combinatorial receptor codes for odors. *Cell*, n. 96, p. 713-723, 1999.

ROSA, M.I.P. e RAMOS, T.A. Memórias e odores: experiências curriculares na formação docente. *Revista Brasileira de Educação*, v. 13, n. 39, p. 565-599, 2008.

SANTOS-GRANERO, F. Modos não corpóreos de sentir e conhecer na Amazônia indígena. *Revista de Antropologia*, v. 49, n. 1, p. 93-131, 2006.

Abstract: *Something fishy here ... the chemistry of malodorous* - This work presents for science teachers a alternative way to contextualize some themes of chemistry by exploiting the universe of smells. Culturally, we associate the bad smell a danger situations or phenomena that require caution. Typically, a feeling of psychological stress causes the brain to associate the smell with these situations. Recalling the smell remember of the lived moment and try to avoid it again. We present a discussion about this process assign meaning to the smell at a stress or danger moment for assist in class of science. Through the smell, we have contributed intent to develop further the field of mental models and demystifying the idea that visual experiences has greater significance to science experiments.

Keywords: malodorous; olfactory system; chemistry teaching.

Teorias ácido-base do século XX

Aécio Pereira Chagas

Esta seção contempla a história da química como parte da história da ciência, buscando ressaltar como o conhecimento científico é construído. Neste artigo, são apresentadas as diferentes teorias ácido-base propostas durante o século XX, mostrando como evoluem e como estão relacionadas entre si.

► reações ácido-base, teorias ácido-base, história da química ◀

28

Novas tendências do ensino de química procuram enfatizar os aspectos sociais, históricos, filosóficos, tecnológicos etc., e um bom tema que satisfaz várias dessas características é o desenvolvimento das teorias ácido-base no século XX. Esse tema traz muitas facetas interessantes: é parte do conteúdo usual do ensino médio e é relativamente simples do ponto de vista histórico, pois sua evolução se faz de maneira quase linear ao longo do tempo. Ele permite também mostrar como uma teoria deixa de ser 'boa', dando então espaço a outra, bem como as correlações com outras áreas da química.

O comportamento ácido-base é conhecido de longa data. Os termos 'ácido' e 'sal' datam da Antiguidade, 'álcali', da Idade Média e 'base' do século XVIII. Boyle, no século XVII, estudou os indicadores, inclusive o corante vermelho do pau-brasil. Os indicadores começaram a ser utilizados em titulações no século XVIII. As *teorias ácido-base*, ou seja, as teorias que procuram explicar o comportamento dessas substâncias baseando-se em algum princípio mais geral, são também bastante antigas, porém vamos considerar apenas as do século XX. As principais, cronologicamente em relação a seu surgimento, são as teorias de Arrhenius (1887)¹, dos sistemas

solventes (1905), protônica (1923), eletrônica (1923), de Lux (1939), de Usanovich (1939) e ionotrópica (1954), sem esquecer as críticas de Werner (1895 a 1911). Vejamos um pouco de cada uma delas.

Teoria de Arrhenius

Apresentada em 1887 pelo químico sueco Svante Arrhenius, como parte de sua teoria da dissociação eletrolítica. Segundo essa teoria, ácido é toda substância que em água produz íons H^+ e base é aquela que produz OH^- . A neutralização seria a reação entre essas duas espécies iônicas, produzindo água:

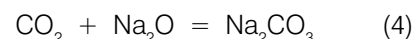
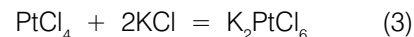


Esta teoria foi muito importante, pois além de dar conta de um grande número de fenômenos já conhecidos, provocou o desenvolvimento de várias linhas de pesquisa, inclusive contribuindo para estabelecer as bases científicas da química analítica. Alguns exemplos: aplicação da lei de ação das massas a equilíbrios iônicos e a obtenção da *lei de diluição de Ostwald* (Ostwald, 1887); a *equação de Nernst*, que relaciona a força eletromotriz das pilhas com a concentração dos íons (Nernst, 1888-1889); o *efeito tampão* (Fernbach, 1900); o primeiro estudo quantitativo de um indicador (Friedenthal, 1904); o conceito

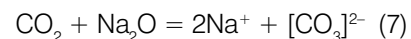
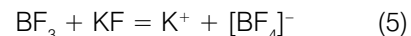
de pH (Sørensen, 1909) etc. Apesar de todos esses avanços, desde o início a teoria mostrou-se restrita à água, sendo que em alguns casos foi possível estendê-la a outros solventes, e em sistemas sólidos não havia possibilidade de aplicá-la.

As críticas de Werner

No período de 1895 a 1911, Alfred Werner, o fundador da química de coordenação, teceu uma série de críticas às teorias ácido-base (Arrhenius e as teorias do século XIX ainda em uso), chamando a atenção para a semelhança funcional da neutralização com outras reações:



Werner reinterpretou o processo de neutralização não como uma simples reação de *adição*, mas como uma reação de *transferência*, levando à formação de espécies coordenadas, de modo que as reações acima poderiam ser equacionadas como:

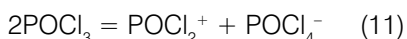


Teoria dos sistemas solventes

Começou a ser desenvolvida em 1905 por E.C. Franklin, principalmente para a amônia (NH_3) líquida, e depois por vários outros pesquisadores, por generalização da teoria de Arrhenius a vários outros solventes. Essa teoria considera que todo solvente sofre uma *auto-ionização*, gerando um cátion (ácido) e uma base (ânion):



Ácido é tudo que faz aumentar a concentração do cátion característico do solvente e base é o que aumenta a concentração do ânion característico. A neutralização é a formação do solvente a partir desses cátions e ânions característicos.



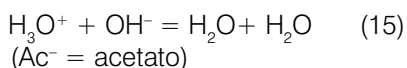
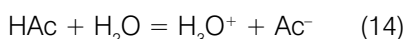
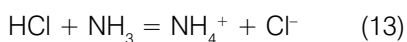
Dezenas de solventes foram estudados, principalmente visando obter novas reações e compostos.

Teoria protônica

Foi proposta em 1923, independentemente, por G. Lewis (EUA), T. Lowry (Inglaterra) e J. Brønsted (Dinamarca). O último foi um dos que mais contribuiu para o desenvolvimento da mesma. Segundo essa teoria, ácido é um doador de prótons (seria o mesmo que o íon H^+ , o núcleo do hidrogênio, porém essa definição ajuda a diferenciar a teoria da de Arrhenius) e base, um receptor de prótons. A reação de neutralização seria uma transferência de prótons entre um ácido e uma base.



Exemplos:

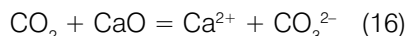


Essa teoria permitiu o estudo em sistemas fortemente ácidos (ácido sulfúrico como solvente), em sistemas sólidos; o desenvolvimento de indicadores para estes meios (Hammett, 1928); estudos de catálise ácido-base, com a respectiva *equação de Brønsted* (Brønsted, 1924); estudos de próton-afinidade em fase gasosa (propostos por Sherman em 1932, mas cujas medições só foram iniciadas na década de 60) etc. É uma teoria bastante utilizada e atual.

Teoria de Lux

Proposta por H. Lux em 1939, é, em sua forma, semelhante à teoria protônica, considerando o ânion óxido (O^{2-})

a entidade transferida. Ácido é um receptor de O^{2-} e base, um doador. Uma reação entre um óxido ácido (CO_2) e um óxido básico (CaO) seria uma reação de neutralização:



Essa teoria mostrou-se bastante útil para tratar de reações envolvendo líquidos iônicos (sais e óxidos fundidos) que ocorrem na metalurgia, na fabricação de vidro e cerâmica, nos sistemas geoquímicos etc.

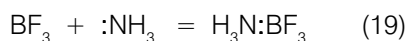
Teoria eletrônica

Como conseqüência de sua teoria do par eletrônico para explicar as ligações químicas, G.N. Lewis propôs uma teoria ácido-base em 1923 (juntamente com a teoria protônica). Considerava que ácido (A) é toda espécie química capaz de receber um par eletrônico e que base (B) é aquela capaz de doar um par eletrônico (representado por :). De maneira geral:



O composto A:B recebe nomes diversos, conforme a circunstância: aduto, sal, complexo, complexo ácido-base, complexo doador-aceitador, etc.² A eq. 18 representa uma reação genérica de neutralização.

Como exemplos de reações de neutralização estão todas as reações já citadas e outras como:



Essa reação, e muitas outras semelhantes, passaram então a ser consideradas reações ácido-base, e não haviam sido englobadas pelas teorias anteriores.

Essa teoria foi aplicada inicialmente no estudo de reações orgânicas (Lowry, Robinson, Ingold e Lapworth, na Inglaterra) e na química de coordenação (Sidwick, na Inglaterra). Surgiram então os termos *doador* e *aceitador* (Sidwick, 1927) e *reagentes eletrofílicos* e *nucleofílicos* (Ingold, 1933). Os termos cunhados por Ingold envolviam não apenas ácidos e bases, mas também oxidantes e redutores, generalizando assim os próprios conceitos de Lewis. Porém os diversos nomes e a generalidade excessiva não contri-

buíram para popularizar a teoria, ficando a forma preconizada por Ingold restrita ao estudo dos mecanismos de reações orgânicas e a denominação de Sidwick, ao campo da química de coordenação, não figurando em textos mais gerais ou introdutórios.

Em 1938, Lewis retornou ao tema ácido-base, especificando os critérios fenomenológicos (ou macroscópicos) para esse comportamento:

- A reação entre um ácido e uma base (neutralização) é rápida.
- Um ácido (ou uma base) pode deslocar de seus compostos um ácido (ou uma base) mais fraco(a).
- Ácidos e bases podem ser titulados um com o outro por meio de indicadores.
- Ácidos e bases são capazes de atuar como catalisadores.

Esses critérios são uma síntese brilhante do comportamento ácido-base e Lewis une essas observações fenomenológicas com a interpretação molecular (microscópica). Depois disso sua teoria 'decolou', passando a ser vista, em sua generalidade, como uma teoria unificadora, saindo dos contextos restritos em que estava antes.

O desenvolvimento posterior da teoria eletrônica foi caracterizado principalmente pela sua *quantificação*. Alguns exemplos dos estudos desenvolvidos: o ácido etilenodiamintetraacético (EDTA) e outros agentes quelantes (G. Schwarzenbach, 1940); o estudo de efeitos estéricos em adutos (H. Brown, 1940); os conceitos de ácidos duros e moles (R. Pearson, 1963); as equações EC para prever as entalpias de formação de adutos (R. Drago, a partir da década de 60); os conceitos de doabilidade ('donicidade') e aceitabilidade e suas medidas, bem como a correlação de fenômenos ácido-base e de óxido-redução (V. Gutmann, idem); a aplicação da química quântica às reações ácido-base (Klopman, idem), e a química supramolecular (Lehn, a partir da década de 70).

Teoria de Usanovich

Em 1939, o químico soviético M. Usanovich apresentou uma teoria que pretendia generalizar todas as teorias existentes. Definia ácido como a es-

pécie que reage com a base para formar sais, doando cátions ou aceitando ânions ou elétrons, e base como a espécie que reage com o ácido para formar sais, doando ânions ou elétrons ou combinando-se com cátions. Essas definições são de certo modo semelhantes aos conceitos de reagentes eletrofílicos e nucleofílicos de Ingold. Apesar de constar por algum tempo em vários textos, e ser eventualmente mencionada, praticamente não gerou nenhuma linha de pesquisa.

Teoria ionotrópica

É uma generalização das teorias protônica, dos sistemas solventes e de Lux proposta por I. Lindqvist e V. Gutmann em 1954. As reações ácido-base podem ser formuladas como:



Exemplos de cátions característicos: H^+ (Brønsted), NH_4^+ (em NH_3 líquida) etc. Exemplos de ânions característicos: OH^- (em água), O^{2-} (Lux) etc.

Essa teoria praticamente não gerou nenhuma nova linha de pesquisa (problemas, previsões etc.). Seus próprios autores fizeram posteriormente contribuições valiosas para o desenvolvimento da teoria eletrônica.

Relações entre as teorias

Pode-se notar que as teorias ácido-base foram surgindo como uma generalização da precedente, não se contrapondo frontalmente, o que é interessante. Cada uma abarca um universo próprio de reações químicas que vai se ampliando, procurando abranger cada vez mais os fenômenos conhecidos, e cada teoria antiga vai se tornando um caso particular da nova. A Fig. 1 apresenta um diagrama de Veen, mostrando a abrangência conceitual de cada uma das teorias.

Outro aspecto interessante é o formalismo químico associado a cada uma das definições de neutralização. Na teoria de Arrhenius e na dos sistemas solventes, a neutralização é uma reação de síntese ou adição (eqs. 1 e 8 a 11). Na teoria protônica, na de Lux e na ionotrópica, a neutralização é uma reação de dupla troca ou de transfe-

rência de alguma espécie química (eqs. 12 a 17). Na teoria eletrônica, a neutralização inicialmente pode ser vista como uma síntese (eq. 18), porém nos exemplos citados o par eletrônico pode ser compartilhado (síntese, eqs. 1 e 19) ou transferido (eqs. 2 a 4), conforme a estrutura eletrônica (ligação química) do produto resultante, superando a aparente oposição entre os dois esquemas formais.

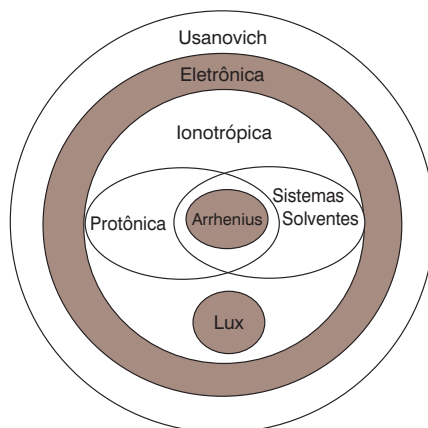


Figura 1: Diagrama de Veen mostrando as relações conceituais entre as teorias consideradas (baseado na Fig. 2.2 do livro de Jensen).

Uma 'boa' teoria, além de explicar os fatos de seu domínio, tem também que gerar pesquisas, propor problemas e fazer previsões que, ao serem confirmadas, além de darem um embasamento mais forte à teoria, geram também novas pesquisas e assim por diante. Uma 'boa' teoria necessita também ser prática, simples e funcional, para que possa ser facilmente utilizada pelos pesquisadores e também ensinada. Todas as teorias mencionadas foram 'boas' no sentido de explicar. Todas geraram novas linhas de pesquisa, cada uma em seu tempo, exceto a de Usanovich e a ionotrópica. Pode-se dizer também que foram práticas, simples e funcionais, também em seu tempo. As que mais se destacam por todas essas características citadas, sendo também as mais utilizadas, são as teorias protônica e eletrônica.

Aécio Pereira Chagas, bacharel e licenciado em química pela USP, doutor em ciências (química) também pela USP, é livre-docente (físico-química) pela Unicamp. Foi professor titular de físico-química no Instituto de Química da Unicamp até 1994, quando se aposentou. Atualmente é professor convidado na mesma instituição.

1. Nem sempre as épocas históricas coincidem com o calendário. Pode-se dizer que a Teoria de Arrhenius é o início da química do século XX.

2. Essa circunstância muitas vezes é mais de caráter 'social' que químico, pois as denominações variam conforme a área da química onde se empregam os termos.

Referências bibliográficas

CHAGAS, A.P. *Como se faz química*. 2. ed. Campinas: Editora da Unicamp, 1992.

DAVANZO, C.U. e CHAGAS, A.P. Gilbert Newton Lewis e a revolução dos pares eletrônicos. *Química Nova* v. 16, n. 2, p. 152-154 e 262 (errata), 1993.

DRAGO, R.S. e MATWIYOFF, N.A. *Ácidos y bases*. Barcelona: Ed. Reverté, 1972.

GUTMANN, V. *The donor-acceptor approach to molecular interactions*. Nova Iorque, Plenum Press, 1978.

JENSEN, W.B. *The Lewis acid-base concepts*. Nova Iorque: Wiley, 1980.

NYE, M.J. *From chemical philosophy to theoretical chemistry*. Berkeley, CA: University of California Press, 1993.

SERVOS, J.W. *Physical chemistry from Ostwald to Pauling*. Princeton, NJ: Princeton University Press, 1990.

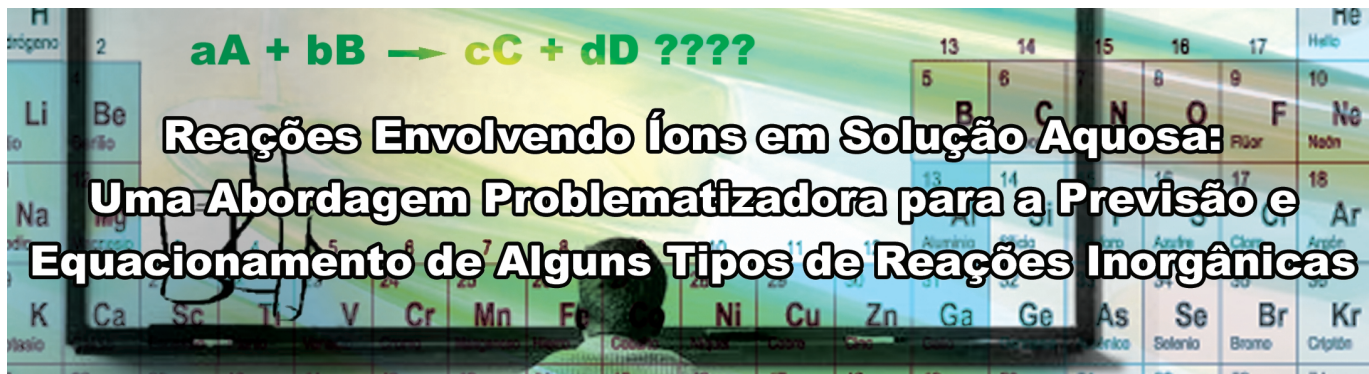
VÖGTLE, F. *Supramolecular chemistry*. Chichester: Wiley, 1991.

Para saber mais

Para se ter uma visão ampla sobre história, comportamento e teoria ácido-base, recomendamos o excelente texto de Jensen, citado nas referências bibliográficas. Uma boa introdução à teoria eletrônica é o pequeno livro de Drago e Matwiyoff, também citado nas referências. Alguns aspectos da teoria eletrônica relacionados com as interações moleculares e a formação de adutos podem ser encontrados nos artigos:

AIROLDI, C. e CHAGAS, A.P. A química de adutos do Brasil: de 1934 a 1981. *Química Nova* v. 6, n. 1, p. 13, 1983.

CHAGAS, A.P. e AIROLDI, C. Os livros-texto e alguns aspectos da ligação química. *Química Nova* v. 6, n. 2, p. 60, 1983.



Reações Envolvendo Íons em Solução Aquosa: Uma Abordagem Problematizadora para a Previsão e Equacionamento de Alguns Tipos de Reações Inorgânicas

Ana Luiza Petillo Nery, Rodrigo Marchiori Liegel e Carmen Fernandez

A maior parte dos livros didáticos classifica as reações inorgânicas de precipitação, neutralização e formação de produtos instáveis ou voláteis como “dupla troca”, deixando a falsa impressão de que qualquer mistura pode dar origem a uma reação química. Muitas vezes, o aluno acaba entendendo o fenômeno como o simples rearranjo de fórmulas, sem compreender o real significado do que ocorre. Neste artigo, descrevemos uma atividade para o desenvolvimento do tema “reações químicas em soluções aquosas” por meio da resolução de um desafio apresentado aos alunos.

► dupla troca, transformações, reações inorgânicas ◀

Recebido em 29/9/04; aceito em 14/3/06

14

A Química apresenta uma grande dificuldade, que é a de lidar com conceitos muito abstratos e exigir dos estudantes, muito precocemente, o domínio de uma nova linguagem, normalmente difícil para um novato na área (Ben-Zvi *et al.*, 1987).

Muitos termos empregados na Ciência apresentam significados bastante distintos do senso comum. Como exemplo corriqueiro em Química, podemos citar a palavra “equilíbrio”. No senso comum, equilíbrio remete à imagem de igualdade, como os pratos de uma balança quando carregam pesos equivalentes. Em Química, porém, essa igualdade de pesos do senso comum é freqüentemente confundida com igualdade de quantidades de reagentes e produtos na reação em equilíbrio. De particular importância é o conceito de transformação química, sendo este associado a inúmeras concepções alternativas por parte dos estudantes. Suas explicações científicas são, muitas vezes, baseadas em intuições, em vez de se valerem de novos conceitos científicos aprendidos em sala de aula (Ahtee e Varjola, 1998).

Muito embora alguns usem o termo “transformação” em suas explicações de fenômenos naturais, eles nem sempre entendem que reações químicas

envolvem a formação de novas substâncias (produtos) a partir do consumo de substâncias presentes no sistema inicial (reagentes). A dificuldade aumenta para a compreensão do modelo atômico molecular, que considera a ocorrência de um rearranjo dos átomos presentes nos reagentes para formar novos agregados atômicos que compõem os produtos. Quando se trata de reações em solução aquosa, a situação se complica ainda mais, pois envolve o domínio de uma série de conceitos, como íons, moléculas, átomos, elementos etc.

Além do entendimento prático, observável, do que vem a ser uma transformação química, existe um problema adicional, que é o de lidar com a representação da mesma. Apesar de parecer muito óbvia para quem domina a área, para muitos estudantes a representação de uma reação química

os que ficam pelo meio do caminho, memorizando regras e aprendendo algoritmos sem significado útil. Muitas vezes, cria-se a impressão de que há dois mundos separados: o da observação da transformação e o da representação da mesma, sendo que, para o aluno, não há interligação entre eles.

Nos livros didáticos convencionais observa-se, relativamente, muito pouco espaço dedicado a explicar o que são as reações químicas e como elas são representadas por equações (Hesse e Anderson, 1992). Normalmente, tais livros fornecem uma versão condensada de conceitos complexos

usando definições que se resumem a uma ou duas frases (Ahtee e Varjola, 1998). Sendo assim, a concepção que os alunos desenvolvem desses conceitos é muito fragmentada e se resume a, no máximo, essas duas frases. Isto, quando o aluno compreende o

Alguns alunos usam o termo “transformação” em suas explicações de fenômenos naturais, mas nem sempre entendem que reações químicas envolvem a formação de novas substâncias (produtos) a partir do consumo de substâncias presentes no sistema inicial (reagentes)

que significam.

Em teoria, parece haver pouco para explicar. A idéia de que reações químicas envolvem o rompimento de

ligações entre os átomos das moléculas dos reagentes e sua posterior recombinação formando novas moléculas pode ser apresentada numa única sentença, e as regras para escrever e balancear equações químicas são relativamente simples e diretas (Hesse e Anderson, 1992). Entretanto, é fato que as definições diretas não bastam, dadas as dificuldades apresentadas pelos estudantes. A representação da reação eleva o problema a um segundo nível de dificuldade. Sendo assim, as equações químicas têm muito menor significado para os estudantes de Química do que para os químicos, mas é importante considerar que, para entender o conceito de reação química, os alunos precisam diferenciar conceitos, tais como os de elemento, substância, mistura, átomo e molécula. Eles precisam entender uma reação química como um processo em que novas substâncias são formadas, concomitantemente ao consumo das substâncias iniciais. Buscam-se processos de significação conceitual que contemplem a exploração de fenômenos pela análise de evidências sobre as propriedades dos sistemas inicial e final e a constatação das diferenças. O modelo explicativo para a transformação química sugere um rearranjo dos átomos presentes nas substâncias reagentes, decorrente da ruptura de ligações químicas nas moléculas dos reagentes e formação de novas ligações nos produtos (Ahtee e Varjola, 1998).

Outro problema com esse conceito é a dificuldade de compreender a natureza dinâmica das reações, o que não se consegue por meio do uso de livros didáticos, nem por métodos mais tradicionais de ensino. Sem essa idéia de dinamicidade das reações, o aluno realmente não compreende o conceito e, muito provavelmente, transmitirá essa dificuldade para outros tópicos dentro da disciplina.

A idéia de transformação química aparece, em geral, nos primeiros capítulos dos livros didáticos tradicionais. Normalmente, usa-se alguma foto mostrando a queima de papel, a chama de uma vela, um prego enferrujado, um comprimido efervescente em água etc. Essas transformações são, então,

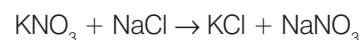
usadas para diferenciá-las de fenômenos físicos. As reações químicas são retomadas muitas páginas depois (não raro 100 páginas após), quando são classificadas. Isso ocorre depois de um percurso que envolve toda a estrutura atômica e as definições e classificações de funções químicas. Nesse ponto, as reações são classificadas em reações de síntese, decomposição, simples troca ou dupla troca (Peruzzo e Canto, 2002; Usberco e Salvador, 2002; Lembo, 2000; Novais, 1999; Feltre, 1996).

Neste trabalho vamos nos deter ao tratamento dado pelos livros didáticos às reações químicas, mais especificamente à sua classificação como *dupla troca*, presente na maior parte dos livros disponíveis no mercado (Peruzzo e Canto, 2002; Usberco e Salvador, 2002; Lembo, 2000; Novais, 1999; Feltre, 1996). Tal classificação baseia-se no dualismo eletroquímico de Berzelius (1812), que propunha que as substâncias resultavam da combinação entre pares, com uma das partes positivamente carregada e a outra apresentando carga negativa (Lopes, 1995). Segundo Berzelius, tanto as reações de dupla troca como as de deslocamento ocorreriam porque um radical mais eletropositivo deslocaria o radical menos eletropositivo. Todavia, quando utilizamos tais classificações, estamos simplesmente ignorando a teoria de dissociação eletrolítica de Arrhenius (1883), que impõe restrições a esse

tipo de classificação por considerar que as espécies em solução estão dissociadas, não havendo trocas ou deslocamentos, mas *combinações entre íons* para formar, por exemplo, substâncias voláteis ou sais pouco solúveis (Mortimer *et al.*, 2000; Lopes, 1995). Lopes (1995) adverte que, com isso não só mantemos nossos alunos com conhecimentos obsoletos, como também contribuímos para as dificuldades de compreensão das espécies iônicas e dos processos de equilíbrio. Não se dá ênfase à formação de novas substâncias como consequência do consumo de reagentes e à energia

envolvida no processo. Os processos de dissociação iônica e ionização não são correlacionados. Mesmo o uso de tabelas de solubilidade é pouco enfatizado. Além disso, praticamente não há sugestões de atividades experimentais.

Um problema ainda mais grave é o fato de muitos alunos acreditarem que quaisquer misturas de reagentes devem levar à ocorrência de reações químicas. Muitos sequer refletem sobre os conceitos envolvidos em uma transformação química e representam automaticamente a *dupla troca*. Afinal de contas, a mecanização induz o aluno a prever, por exemplo, a reação impossível entre nitrato de potássio e cloreto de sódio:



Um dos maiores desafios enfrentados pelos professores ao trabalhar esse tema refere-se ao desenvolvimento de estratégias didáticas que evitem mecanização do processo, reduzindo o estudo das transformações químicas a um simples processo mecânico de reorganização de fórmulas, que em nada contribuem para o desenvolvimento cognitivo do aluno.

Neste artigo descrevemos uma atividade utilizada com alunos da 2ª série do Ensino Médio de escolas da rede privada de ensino, com intuito de eliminar, ou pelo menos minimizar as idéias de reações de precipitação, neutralização e formação de ácidos ou bases fracos como um mero deslocamento de íons, idéia esta fruto de um ensino tradicional impregnado de termos obsoletos, entre eles a *dupla troca*.

Metodologia

A atividade priorizou o trabalho dos alunos em grupo, em busca da solução para um problema.

Parte 1: Introdução do tema

a) Dissociação iônica e ionização

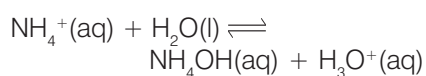
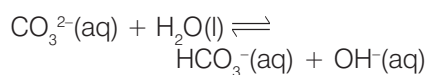
Para a compreensão das reações químicas em solução aquosa é necessário o conhecimento dos fenômenos de dissociação iônica e ionização. Um

Para entender o conceito de reação química, os alunos precisam diferenciar conceitos, tais como os de elemento, substância, mistura, átomo e molécula

experimento clássico e ilustrativo consiste em testar a condutância de diversas soluções aquosas e algumas substâncias puras com auxílio de uma lâmpada. Vários livros didáticos apresentam sugestões de experimentos e de aparelhos para verificar a condutância de materiais. (Peruzzo e Canto, 2002; Usberco e Salvador, 2002; Novais, 1999). Além disso, a discussão sobre as propriedades da água – polaridade, capacidade de estabelecer ligações de hidrogênio e o processo de solvatação de íons em solução aquosa –, descrita de forma bastante didática por Silva *et al.* (2001), se apresenta como um recurso eficiente para a introdução do tema.

b) Reações de neutralização

Soluções ácidas, neutras e alcalinas foram identificadas por meio de indicadores ácido-base. As propriedades dos ácidos e das bases foram atribuídas à presença dos íons H^+ e OH^- em solução aquosa, respectivamente, conforme o modelo de Arrhenius. Com auxílio da avaliação da condutância foi possível caracterizar ácidos e bases fracos. Soluções aquosas contendo cátions de bases fracas (NH_4^+) foram identificadas como ácidas com o uso de indicadores, assim como soluções aquosas contendo ânions de ácidos fracos (CO_3^{2-}) foram identificadas como alcalinas. A discussão da força de ácidos e bases auxilia a compreensão do porquê de tais substâncias não apresentarem pH neutro, mesmo antes da abordagem do conceito de equilíbrio químico. Discute-se com os alunos, de forma qualitativa, a tendência à hidrólise desses cátions e ânions (Kotz, 2002).



As reações de neutralização foram estudadas misturando-se os ácidos

e bases disponíveis, verificando-se o consumo dos íons H^+ e OH^- através da mudança de cor de diferentes indicadores ácido-base: fenolftaleína, papel de tornassol, azul de bromotimol, ou ainda extratos de repolho roxo ou beterraba.

c) Reações de precipitação

A estratégia adotada para introduzir as reações de precipitação evitando-se a mecanização foi a de fornecer aos alunos quatro soluções aquosas de, por exemplo, $NaNO_3$, $BaCl_2$, $CuSO_4$ e Na_2SO_4 (note-se que o experimento também pode ser realizado de forma demonstrativa). A combinação duas a duas dessas soluções só resulta em formação de precipitado se houver a presença de íons Ba^{2+} e SO_4^{2-} . Após essa verificação experimental, apresenta-se uma tabela de solubilidade, sendo observado que a única combinação de íons, dentre as possíveis, que resulta em composto insolúvel é a que leva à formação de $BaSO_4$.

Enfatiza-se assim a importância da tabela de solubilidade na previsão de ocorrência das reações de precipitação. Além disso, esse procedimento facilita a introdução da equação iônica para representar os processos.

Uma prática alternativa é o teste de uma série de soluções, enquanto os alunos prevêem a ocorrência ou não de precipitação. Os alunos são informados sobre a identidade dos reagentes (soluções) “misturados” e solicitados a prever e equacionar as reações de formação de produtos insolúveis, como, por exemplo, formação de cloreto de prata, sulfato de bário e carbonato de cálcio.

Durante as discussões é aconselhável evitar a utilização da expressão dupla troca, dando ênfase aos processos de dissociação iônica dos sais envolvidos.

Solicitar que os alunos utilizem representações para explicar os fenômenos observados pode auxiliar o professor a detectar dificuldades e

tentar ajudá-los a superá-las.

d) Reação de formação de produto instável ou volátil

Neste caso, pode ser demonstrada a reação entre ácido clorídrico e carbonato de sódio, chamando-se a atenção para a efervescência observada no sistema. A reação entre solução aquosa de hidróxido de sódio e solução aquosa contendo cátions amônio também pode ser demonstrada verificando-se a eliminação da amônia (NH_3) com papel de tornassol vermelho umedecido, na boca do tubo de ensaio.

Os três tipos de reação podem ser generalizados como tendo ocorrido devido à associação de íons que são retirados da solução em consequência da formação de substâncias pouco dissociadas (insolúveis) ou ionizadas (ácidos e bases fracos ou instáveis e água). Essa seria a “força” dirigente das reações.

Para a realização adequada da atividade, ou seja, para que o aluno sintasse capaz de resolver o problema proposto, é fundamental que os conceitos das reações de neutralização, de precipitação e de formação de produto volátil tenham sido desenvolvidos de maneira a não enfatizar a mecanização das equações. Além disso, os alunos devem saber utilizar os indicadores ácido-base para identificar soluções alcalinas, ácidas e neutras.

Parte 2: Situação problema

As turmas foram divididas em grupos de dois ou três alunos, para os quais foi apresentado o problema apresentado no Quadro 1.

Os alunos devem ser orientados para propor um procedimento em que se utilize o menor número de testes possíveis para se identificar todas as amostras. Simplesmente testar todas as reações a cada par de soluções não é adequado por uma questão de tempo, custo e praticidade.

Geralmente, a solução encontrada pelos alunos é preparar procedimentos em forma de fluxogramas em que cada teste permite a eliminação de algumas possibilidades ou a identificação da solução.

Por exemplo, testam-se todas as soluções problema com papel de tornassol azul e vermelho, separando-se

Para que o aluno sintasse capaz de resolver o problema proposto, é fundamental que os conceitos das reações de neutralização, de precipitação e de formação de produto volátil tenham sido desenvolvidos de maneira a não enfatizar a mecanização das equações

Quadro 1: Enunciado do problema que os alunos tiveram de resolver

Existem 12 amostras não identificadas formadas cada uma delas por soluções aquosas das seguintes substâncias: hidróxido de bário, hidróxido de sódio, ácido sulfúrico, ácido clorídrico, ácido nítrico, cloreto de bário, nitrato de bário, sulfato de sódio, carbonato de sódio, cloreto de sódio, nitrato de sódio e iodeto de potássio. Cada grupo receberá oito frascos contendo soluções diferentes, identificadas por um código, sendo que receberá pelo menos dois ácidos e duas bases. Durante a aula deverá executar testes para identificar cada uma das amostras recebidas, tendo à disposição apenas uma pisseta com água destilada, tubos de ensaio, papel de tornassol azul e vermelho, uma solução identificada de nitrato de chumbo(II), uma tabela de solubilidade e um procedimento previamente elaborado pelo grupo. Cada identificação deve ser justificada por um procedimento inequívoco acompanhada das respectivas equações iônicas dos testes realizados.

as soluções em alcalinas, neutras e ácidas. As soluções ácidas podem ser testadas com o nitrato de chumbo(II) aquoso, sendo que a não ocorrência de precipitação identifica a solução de ácido nítrico (HNO_3). O teste das soluções neutras com o nitrato de chumbo(II) aquoso pode identificar o iodeto de potássio (se for verificada a formação do precipitado amarelo característico) e auxiliar na separação dos sais em dois grupos: aqueles que não precipitam – nitrato de sódio e de bário – e aqueles que formam precipitado frente à adição desse reagente. As soluções ácidas e neutras que formarem precipitado branco com o nitrato de chumbo(II) deverão passar por outros testes, já se descartando a possibilidade de serem HNO_3 e KI . Há um bom grau de sofisticação se o grupo perceber que não há necessidade de testar as soluções alcalinas com a solução aquosa de nitrato de chumbo(II), pois resultarão sempre em precipitado branco. A grande maioria percebe que “misturados” ácidos e bases, dois a dois, apenas a reação entre H_2SO_4 e $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dará origem a um precipitado, dado este que lhes permite a identificação das soluções ácidas e alcalinas.

A atividade experimental apresenta uma dificuldade extra: o procedimento é elaborado para 12 substâncias, sendo que algumas delas, após identificação, são utilizadas nas etapas posteriores; todavia os alunos recebem apenas oito amostras. Existe uma combinação em que não é possível identificar todas as soluções e os grupos que chegam a essa conclusão mostram excelente domínio da atividade, mas isso não ocorre com a maioria. De qualquer forma, para evitar tal situa-

ção, é necessário garantir a presença de íons Ba^{2+} e ou SO_4^{2-} nas soluções problema.

Existem dois encaminhamentos possíveis para essa atividade, sendo adequados conforme a autonomia dos alunos na elaboração e execução de procedimentos de laboratório.

O primeiro encaminhamento divide o processo em duas etapas. Na primeira etapa os alunos elaboram um procedimento de identificação das soluções, justificando-o através do equacionamento de todas as reações químicas possíveis envolvidas. O procedimento é então entregue ao professor ao final da aula e uma cópia é mantida com o grupo.

A atividade experimental é executada na aula subsequente, uma semana após o planejamento. Durante esse intervalo de tempo, o professor analisa os procedimentos propostos, fazendo alguns comentários e, em alguns casos, pedindo para que os alunos re-elaborem algumas etapas, chamando atenção para as falhas de raciocínio que podem conduzir a conclusões falsas. Em momento algum a resposta para as questões deve ser fornecida, mesmo porque o problema não apresenta uma única solução, mas sim, deve-se efetuar comentários com relação ao procedimento, procurando discutir as falhas apresentadas.

No outro encaminhamento, que pressupõe maior autonomia, é apresentado um exemplo de fluxograma como procedimento para resolver um problema mais simples, como identificar três soluções desconhecidas diferentes das disponíveis no problema original. Em seguida, os alunos têm uma semana para preparar o procedimento

e executar o experimento, anexando-o às identificações das amostras.

Considerações finais

Ambos os encaminhamentos se mostraram muito adequados para o desenvolvimento do tema. Os alunos aprendem a equacionar e balancear reações, utilizar tabelas de solubilidade e indicadores ácido-base como um recurso para a resolução de um problema, e não um simples processo mecânico e sem sentido. Não são necessários equipamentos sofisticados para laboratório, somente tubos de ensaio e papel de tornassol. Geralmente, a disponibilidade de reagentes não é problema – utilizando-se soluções diluídas (0,1 mol/L e 0,5 mol/L) – e o gasto com reagentes é pequeno. Alguns podem ser adquiridos em farmácias, supermercados e lojas de material para construção. É por isso que, apesar de desenvolvido e utilizado na rede privada de ensino, o experimento pode também ser adaptado para escolas públicas. Na ausência das 12 soluções, pode-se partir para a elaboração de procedimentos com um número menor de reagentes.

Ao propor esta atividade, partimos do pressuposto que ensinar o aluno a resolver problemas consiste não apenas em mostrar um conjunto de procedimentos eficazes para se chegar a uma solução imediata, mas em criar o hábito e a atitude de encarar a aprendizagem como um problema, para o qual deve-se encontrar alternativas plausíveis e adequadas. O problema aqui descrito apresenta características mais próximas àqueles enfrentados na vida real, pois, por não apresentar uma única solução possível, requer do aluno a capacidade de pensar criticamente, propor soluções e avaliá-las. Todas essas habilidades, inseridas no contexto do estudo das transformações químicas e equacionamento de reações, facilitam a compreensão da Química, despertando o interesse dos alunos e fornecendo ao professor subsídios para o encaminhamento do curso.

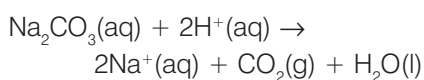
É notável o envolvimento e o interesse dos alunos durante todo o processo, principalmente durante a

atividade experimental. Todos se sentem atuantes no laboratório, verificando se as suas previsões realmente se confirmam. Alguns chegaram a propor soluções em forma de fluxogramas, os quais os auxiliam no desenvolvimento do trabalho experimental. Contudo, a maioria optou pela elaboração de guias experimentais. Embora tenham sido apresentadas diversas estratégias de resolução, de uma forma geral, as soluções propostas envolviam os seguintes passos:

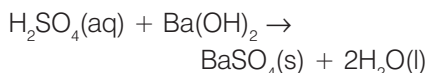
1. Classificação das substâncias em ácidas, básicas e neutras, com o uso de papel tornassol.

2. Adição de ácido às soluções classificadas como básicas.

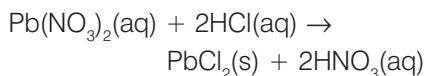
A efervescência permite identificação da solução de Na_2CO_3 :



A mistura que conduz à formação de precipitado permite a identificação do H_2SO_4 e $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Conseqüentemente, o NaOH está identificado:

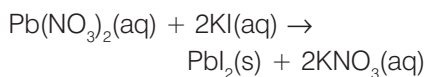


3. Utilização de solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ para identificação de HNO_3 e HCl :



4. Adição de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ao grupo das soluções neutras.

a) Identificação da solução de KI :

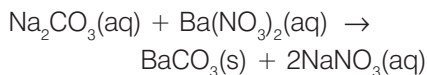
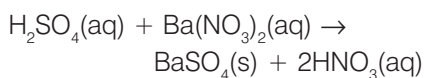


b) Separação dos sais em dois grupos:

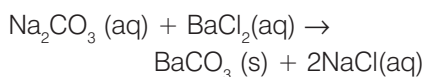
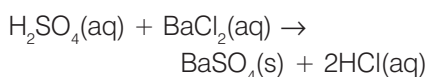
i) grupo 1: aqueles que não reagem com $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e NaNO_3 ;

ii) grupo 2: aqueles que precipitam com $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$: Na_2SO_4 , BaCl_2 e NaCl .

5. Adição de H_2SO_4 ou Na_2CO_3 (se houver) aos sais do grupo 1. Apenas $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ reage formando precipitado:



6) Adição de ácido sulfúrico ou Na_2CO_3 (se houver) aos sais do grupo 2. Apenas BaCl_2 reage:



Se, por acaso, não houver nem solução de carbonato de sódio nem de ácido sulfúrico entre as amostras problema, pode-se utilizar a solução identificada de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ para detectar a presença de íons $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ no grupo 2.

É possível combinar as amostras do grupo 2 entre si e as amostras do grupo 1 com 2, buscando identificar a presença de íons $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ e $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

Percebe-se o refinamento da preparação realizada pelos alunos se eles conseguem propor a seqüência de testes em função da detecção de algumas amostras-chave, como H_2SO_4 , Na_2CO_3 ou $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Um bom trabalho vislumbra todas as combinações possíveis e sugere um procedimento para cada alternativa.

Muitos alunos apresentam sérias dificuldades na otimização do procedimento. Contudo, ao final do processo, a maioria demonstra bom domínio dos conceitos, sendo capaz de discutir estratégias propostas, prever a ocorrência de reações e equacioná-las com auxílio de tabelas de solubilidade e forças de ácidos e bases. A atividade mostra-se bastante eficiente na consolidação dos conceitos de dissociação iônica e ionização.

Ana Luiza Petillo Nery (ananery@estadao.com.br), licenciada/bacharel em Química e doutora em Ciências (Química Orgânica) pela USP, é professora da Escola Vera Cruz, em São Paulo - SP. **Rodrigo Marchiori Liegel** (rmliegel@uol.com.br), licenciado/bacharel em Química, mestre em Química Inorgânica e doutor em Ciências (Química Inorgânica) pela USP, é professor do Colégio Santa Cruz e

da Escola Móvil, em São Paulo - SP. **Carmen Fernandez** (carmen@iq.usp.br), licenciada/bacharel em Química, mestre em Química Orgânica e doutora em Ciências (Química Orgânica) pela USP, é docente do Instituto de Química da USP.

Referências bibliográficas

AHTEE, M. e VARJOLA, I. Students' understanding of chemical reaction. *International Journal of Science Education*, v. 20, p. 305-316, 1998.

BEN-ZVI, R.; EYLON, B.-S. e SILBERSTEIN, J. Students' visualization of a chemical reaction. *Education in Chemistry*, p. 117-120, julho 1987.

FELTRE, R. *Fundamentos de Química*. 2ª ed. Moderna: São Paulo, 1996. v. único.

HESSE, J.J. e ANDERSON, C.W. Students' conceptions of chemical change. *Journal of Research in Science Teaching*, v. 29, p. 277-299, 1992.

KOTZ, J.C. e TREICHEL Jr., P. *Química e reações químicas*. Trad. J.R.P. Bonapace. 4ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002. v. 1.

LEMBO, A. *Química: Realidade e contexto*. Ática: São Paulo, 2000. v. único.

LOPES, A.C. Reações químicas: Fenômeno, representações e transformações. *Química Nova na Escola*, n. 2, p. 7-9, 1995.

MORTIMER, E.F.; MACHADO, A.H. e ROMANELLI, L.I. A proposta curricular de Química do estado de Minas Gerais: Fundamentos e pressupostos. *Química Nova*, v. 23, p. 273-283, 2000.

NOVAIS, V.L.D. *Química*. Atual: São Paulo, 1999. v. 1.

PERUZZO, F.M. e CANTO, E.L. *Química: Na abordagem do cotidiano*. 2ª ed. Moderna: São Paulo, 2002. v. único.

SILVA, E.R.; NÓBREGA, O.S. e Silva, R.R.H. *Química: Transformações e energia*. Ática: São Paulo, 2001. v. 2.

USBERCO, J. e SALVADOR, E. *Química*. 5ª ed. Saraiva: São Paulo, 2002. v. único.

Para saber mais

ATKINS, P. e JONES, L. *Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Trad. I. Caracelli. Porto Alegre: Bookman, 2001.

TAN, K.C.D.; GOH, N.K. e CHIA, L.S. Major sources of difficulty in students' understanding of basic inorganic qualitative analysis. *Journal of Chemical Education*, v. 81, p. 725-732, 2004.

Abstract: *Reactions Involving Ions in Aqueous Solution: A Problematising Approach for the Prediction and Equating of Some Types of Inorganic Reactions* – The majority of textbooks classifies the inorganic reactions of precipitation, neutralization and formation of unstable or volatile products as “double displacement” reactions, leaving the false impression that any mixture can lead to a chemical reaction. Many times the student ends up understanding the phenomenon as a simple rearrangement of formulas, without understanding the real meaning of what goes on. In this article, an activity for the development of the theme “chemical reactions in aqueous solutions” through the resolution of a challenge presented to the students is described.

Keywords: double displacement, transformations, inorganic reactions