

## Discutindo o contexto das definições de ácido e base

**Cleuzane R. Souza e Fernando C. Silva**

A abordagem das definições de ácido e base, tanto no Ensino Médio quanto no Ensino Superior, tem sido feita de forma progressiva e cumulativa. O contexto em que essas definições foram construídas não é considerado. Assim, nosso objetivo é discutir as definições de ácido e base, de acordo com o contexto original de Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Foram utilizados textos históricos relacionados a esses contextos. Outros textos, envolvendo elementos sobre o processo ensino e aprendizagem dessas definições, também foram integrados. A partir das correlações estabelecidas entre os textos, surgiram duas considerações importantes para a sala de aula: i) as definições de ácido e base pertencem a categorias ontológicas diferentes, visto que a de Arrhenius está vinculada à matéria e a de Brønsted-Lowry e Lewis ao processo; ii) os professores podem ensinar a definição que seja mais adequada ao contexto do que se está discutindo em sala de aula. Por exemplo, não há a necessidade de se discutir todas as definições quando se vai abordar a teoria dos indicadores ácido e base, somente a de Brønsted-Lowry é suficiente.

► Educação em Química, Processo ensino e aprendizagem, Definições de ácido e base ◀

Recebido em 22/09/2017, aceito em 01/12/2017

Muitos estudantes possuem dificuldades na aprendizagem dos conceitos de ácido e base. Uma das causas dessas dificuldades pode estar relacionada com o tipo de abordagem empregado nos livros didáticos (Paik, 2015). Em geral, a abordagem das definições de ácido e base acontece de forma cumulativa e progressiva, desconsiderando o contexto em que elas foram originalmente desenvolvidas (Vos; Pilot, 2001; Paik, 2015). A discussão dessas definições, pautada por elementos da História da Ciência, pode ser interessante para minimizar as dificuldades enfrentadas pelos estudantes relacionadas a esse tema. Assim, nosso objetivo envolve a discussão das definições de ácido e base no contexto em que foram elaboradas por Arrhenius, Brønsted-Lowry e

Lewis. Para tal, foram principalmente utilizados os estudos de Szabadváry (1964), Hawkes (1992), Vos e Pilot (2001), Kousathana, Demerouti e Tsaparlis (2005) e Paik (2015). A seleção destas referências foi baseada no fato de que alguns

desses autores envolveram o contexto histórico dessas definições, e outros fizeram uma discussão relacionada ao processo ensino e aprendizagem dessas definições.

Os ácidos sulfúrico, clorídrico e nítrico já eram conhecidos na Idade Média, embora não pelos nomes atuais (Vos; Pilot, 2001). Esses ácidos foram isolados pela primeira vez no início dos anos 1200 (Kousathana *et al.*, 2005).

O nome ácido é derivado do latim *acer*, “agudo, azedo”, e está relacionado ao gosto ácido de alguma substância. Já a base era, originalmente, uma parte que restava após o aquecimento ou queima de algum material. Os sais de potássio (carbonato de potássio) obtidos a partir de cinzas de plantas eram bases. A associação a um

**Em geral, a abordagem das definições de ácido e base acontece de forma cumulativa e progressiva, desconsiderando o contexto em que elas foram originalmente desenvolvidas (Vos; Pilot, 2001; Paik, 2015). A discussão dessas definições, pautada por elementos da História da Ciência, pode ser interessante para minimizar as dificuldades enfrentadas pelos estudantes relacionadas a esse tema.**

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

resíduo deixou de ser feita quando o termo base foi redefinido como sendo qualquer substância que poderia neutralizar um ácido (Vos; Pilot, 2001).

Para Otto Tachenius (1644-1699), as propriedades e o comportamento das substâncias estavam ligados a sua acidez ou alcalinidade. O problema fundamental com a sugestão de Tachenius foi que não houve uma definição satisfatória de um ácido e de uma base, pois se restringia ao fato de o contato entre um ácido e uma substância alcalina (base) provocar efervescência (Kousathana *et al.*, 2005).

Robert Boyle (1627-1691) criticou a teoria de Tachenius em sua obra de 1675, “Reflexões sobre a hipótese de álcali e ácido”. Ele se opôs à imprecisão dos termos “ácido” e “base”, como eram comumente utilizados na teoria. Boyle também ressaltou que a efervescência não representava um bom teste de acidez, uma vez que também era um teste para a alcalinidade. Adicionalmente, ele também questionava se os metais eram ácidos ou bases. Boyle deu uma contribuição importante para a química de ácidos e bases com o desenvolvimento dos indicadores. Ele descobriu que o xarope de violetas ficava vermelho quando se adicionavam ácidos, e verde, com bases. Este fato associado a resultados experimentais possibilitou a proposição de uma classificação de soluções ácidas, básicas e neutras (Kousathana *et al.*, 2005). A propriedade de certos vegetais mudarem a cor dependendo do meio em que se encontram já era conhecida no século XVI, ou talvez antes. Tais vegetais foram empregados na França para o tingimento da seda. Provavelmente, foi observado que muitas soluções desses vegetais sofriam alteração de cor, sob a ação de determinadas substâncias. No entanto, o fato de que em meio ácido a cor era vermelha e em meio básico, verde ou azul, tinha pouco significado para a época. Conforme mencionado anteriormente, Boyle deu uma aplicação para esse fenômeno, descrevendo o uso de soluções de vegetais como indicadores de meio ácido ou básico, especialmente, em seu livro “Experiências sobre cores”. Ele empregou soluções obtidas de violetas, de rosas, pau-brasil e outras espécies de vegetais (Szabadváry, 1964).

O conceito de ácidos fortes e fracos foi estabelecido no século XVII. Os termos forte e fraco foram atribuídos à propriedade de um ácido forte para deslocar um ácido mais fraco de seus sais. Ainda hoje, os termos forte e fraco são utilizados. No entanto, eles não se referem ao deslocamento de um ácido por outro (Vos; Pilot, 2001), mas sim, à extensão do processo de ionização (Tümay, 2016). Ambos os conceitos foram redefinidos, mas não renomeados, num contexto diferente (Vos; Pilot, 2001). A discussão sobre a força de um ácido não é o objetivo do presente trabalho. Entretanto, para um aprofundamento dessa discussão sugerimos os estudos de Vos e Pilot (2001) e de Tümay (2016).

O conceito de ácidos fortes e fracos foi estabelecido no século XVII. Os termos forte e fraco foram atribuídos à propriedade de um ácido forte para deslocar um ácido mais fraco de seus sais. Ainda hoje, os termos forte e fraco são utilizados. No entanto, eles não se referem ao deslocamento de um ácido por outro (Vos; Pilot, 2001), mas sim, à extensão do processo de ionização (Tümay, 2016).

Antoine Lavoisier (1743-1794) acreditava que a acidez era causada pela presença de oxigênio no composto. Esta ideia, mesmo que hoje considerada errada, historicamente é importante, pois representou a primeira tentativa sistemática para caracterizar ácidos e bases em termos de sua constituição química. Nessa época, acreditava-se que as propriedades de ácidos estariam relacionadas a um elemento (Kousathana *et al.*, 2005). De acordo com Lavoisier, a combustão de elementos não metálicos, tais como enxofre, fósforo ou carbono, produzia óxidos que formavam soluções ácidas em água. O nome oxigênio pode ser traduzido como “formador de ácido”, indicando que este elemento era visto como essencial para todos os ácidos. Nesse contexto, o conceito de ácido tornou-se intimamente ligado ao processo de combustão de elementos não metálicos. Os óxidos correspondentes foram posteriormente chamados anidridos de ácido. Lavoisier não estava interessado somente na síntese de ácidos como tal, mas também na determinação da sua composição. Ele introduziu uma nomenclatura sistemática para ácidos inorgânicos, nomeando cada ácido de forma associada ao elemento do qual era derivado. Por exemplo, ácido fosfórico, ácido sulfúrico, ácido carbônico. Adicionalmente, ele inseriu o sufixo *oso* - ácido fosforoso, ácido sulfuroso - para indicar um menor teor de oxigênio no composto. Na visão de Lavoisier, as bases eram obtidas a partir dos elementos metálicos, no caso, de seus óxidos, e elas reagiam com ácidos e vice-versa para formar sal e água (Vos; Pilot, 2001).

Humphry Davy (1778-1829) e Pierre Louis Dulong (1785-1838) acreditavam que o hidrogênio, de alguma forma, era essencial para os ácidos, e não o oxigênio. Davy concluiu que o ácido clorídrico é um composto formado por cloro e hidrogênio. Justus von Liebig (1803-1873), utilizando as ideias de Davy sobre o papel do hidrogênio em ácidos, propôs que um ácido era uma substância contendo hidrogênio, na qual esse hidrogênio pode ser substituído por um metal. Durante mais de 50 anos, essa definição foi considerada suficiente, até o advento das ideias de Svante August Arrhenius (1859-1927). Liebig não tinha uma definição teórica correspondente para bases. Elas eram identificadas de forma empírica, como substâncias que neutralizam ácidos e possuíam cores diferentes dos ácidos em contato com indicadores. De fato, essa ideia ainda é compatível com as definições modernas. No entanto, Arrhenius ofereceu a primeira explicação moderna para o processo de neutralização entre ácidos e bases (Kousathana *et al.*, 2005).

Em 1887, Arrhenius sugeriu que um ácido, base ou sal, ao serem dissolvidos em água, dissociavam espontaneamente em íons positivos e negativos. Ele usou dados empíricos para explicar sua ideia da dissociação eletrolítica, como, por exemplo, o fato das soluções salinas conduzirem eletricidade,

o que era compatível com a existência de espécies carregadas (íons) em solução. Arrhenius propôs que um sal AB pode existir tanto como espécie não dissociada (AB) como sob a forma de íons  $A^+$  e  $B^-$ , de modo que o equilíbrio ( $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$ ) existiria em qualquer solução de um sal em água (Kousathana *et al.*, 2005). Também afirmou que, em solução aquosa, os ácidos e bases são completamente dissociados quando são fortes, e parcialmente, quando são fracos (Vos; Pilot, 2001). Dessa forma, Arrhenius deu uma interpretação iônica à condutividade elétrica, utilizando a ideia de dissociação iônica para explicar os valores similares dos calores de neutralização que os ácidos clorídrico, bromídrico e nítrico geravam quando misturados com hidróxido de sódio. Ele propôs que cada reação entre ácido e base era equivalente à mesma reação iônica,  $H^+ + HO^- \rightarrow H_2O$  (Kousathana *et al.*, 2005).

A teoria da dissociação eletrolítica de Arrhenius, com base nos íons hidrogênio e hidróxido, explicava alguns fenômenos ácidos e básicos em sistemas aquosos. Embora soluções não aquosas apresentassem comportamento semelhante, elas não podiam ser explicadas por meio da teoria de Arrhenius, visto que íons de hidrogênio não estavam presentes (Kousathana *et al.*, 2005).

As ideias propostas em 1923 por Johannes Nicolaus Brønsted (1879-1947) (na Dinamarca) e Thomas Martin Lowry (1874-1936) (na Inglaterra) possibilitaram outro ponto de vista sobre ácidos e bases. Esses pesquisadores propuseram uma definição baseada no papel dos íons hidrogênio em sistemas ácido e base. De acordo com Brønsted, o composto A é um ácido, se for parcial ou completamente separado em solução de acordo com o esquema (1):



No esquema (1), os conceitos de um ácido (A) e de uma base (B) são estabelecidos. Dessa forma, ácidos e bases foram definidos por Brønsted, em termos da transferência de íons hidrogênio. O equilíbrio formulado no esquema (1), entre os íons hidrogênio, o ácido e a base, pode ser chamado de um equilíbrio ácido e base simples. Ao misturar dois sistemas simples, um sistema de ácido e um de base, a resultante é um equilíbrio ácido e base, que pode ser formulado da seguinte forma:



Assim, Brønsted introduziu a ideia de um par ácido-base conjugado (2), como uma ligação recíproca de propriedades ácidas e básicas. O equilíbrio (2) envolve uma série de reações importantes, tais como: neutralização, hidrólise, reações com indicadores e outras (Kousathana *et al.*, 2005).

Uma importante contribuição proveniente de Lowry tem a ver com o estado do íon hidrogênio em solução, para a qual Brønsted usava  $H^+$  e Lowry empregava o íon hidrônio ( $H_3O^+$ ). De acordo com Lowry, a acidez forte, aparentemente, acontecia somente em misturas e nunca em um composto isolado. Mesmo o cloreto de hidrogênio (HCl) só se torna um ácido quando misturado com água. Isto pode ser explicado pela dificuldade de um hidrogênio ( $H^+$ ) existir isoladamente. O efeito da mistura de cloreto de hidrogênio com a água é, provavelmente, proporcionar um aceitador de íon hidrogênio ( $H^+$ ), de modo que a ionização do ácido envolva apenas a transferência de um  $H^+$  do cloreto de hidrogênio para a água (Kousathana *et al.*, 2005).

O conceito de ácidos e bases de Brønsted-Lowry independe do seu comportamento em água e da natureza do solvente. O conceito relaciona-se à extensão da transferência do íon hidrogênio ( $H^+$ ) do ácido para a base. A definição de Brønsted-Lowry também forneceu uma explicação para a ação de um tampão e o efeito do íon comum, e explicou como uma espécie pode atuar como um ácido em um meio e como base em outro (Kousathana *et al.*, 2005).

Definimos ácidos de Brønsted-Lowry como doadores de prótons ( $H^+$ ). Entretanto, esses são dados porque há uma base para recebê-los. Por exemplo, para o próton do ácido clorídrico ( $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ ) ser removido é necessário um valor de energia da ordem de  $1,4 \times 10^6 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Devido à necessidade de energia, não faz sentido dizer que o HCl “doa” o próton. O ácido não “doa” o próton por si só. O uso do verbo “doar” sugere um falso conceito da ação de um ácido como se, de alguma forma, o seu próton fosse expulso por meio de uma força interna. O que ocorre é a ação de uma base que possui a propriedade de quebrar a ligação que mantém o próton, formando o ácido. Dessa forma, é possível definir ácido como uma substância na qual o próton pode ser removido por uma base e a base como uma substância que pode remover o próton de um ácido (Hawkes, 1992).

Em 1923, Gilbert Newton Lewis (1875-1946) sugeriu um esquema de classificação de ácidos e bases dentro de um sistema mais amplo, e estabeleceu novos conceitos em 1938. Lewis definiu um ácido como sendo qualquer molécula ou íon com um agrupamento incompleto de elétrons em torno de um de seus átomos. Nessa condição, esse átomo adquire a propriedade de aceitar um par de elétrons de outro átomo, sendo o átomo doador um íon ou molécula denominada de base de Lewis. O conceito de ácidos como receptores de pares de elétrons incluiu moléculas ou íons que não continham o hidrogênio. Lewis estabeleceu a seguinte comparação: “[...] restringir o grupo de ácidos para as substâncias que contêm hidrogênio é como considerar os oxidantes como substâncias que contêm oxigênio” (Kousathana *et al.*, 2005; p. 181).

A teoria da dissociação eletrolítica de Arrhenius, com base nos íons hidrogênio e hidróxido, explicava alguns fenômenos ácidos e básicos em sistemas aquosos. Embora soluções não aquosas apresentassem comportamento semelhante, elas não podiam ser explicadas por meio da teoria de Arrhenius, visto que íons de hidrogênio não estavam presentes (Kousathana *et al.*, 2005).

Lewis estava interessado em uma definição geral de um ácido e uma base que fosse uma definição universal, ou seja, aplicável às substâncias, independentemente do ambiente químico. Ele também voltou sua atenção para algo mais fundamental que o átomo para definir ácidos e bases: os elétrons. No simpósio de Cambridge, em 1923, Lewis afirmou que “[...] o elétron chegou e veio para ficar, e que os químicos ou físicos ou, mais provavelmente, uma equipe contendo representantes de ambos os grupos, deveriam investigar a estrutura eletrônica das moléculas” (Kousathana *et al.*, 2005; p. 181).

Nas últimas décadas, muitos professores adotam livros didáticos nos quais os conceitos de ácido e base são abordados na seguinte ordem: Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis (Vos; Pilot, 2001; Kousathana *et al.*, 2005; Paik, 2015). Paik (2015) sugere uma nova relação para essas definições, baseada nas categorias ontológicas dos conceitos científicos, que envolvem matéria e processo, conforme indicado na Figura 1.

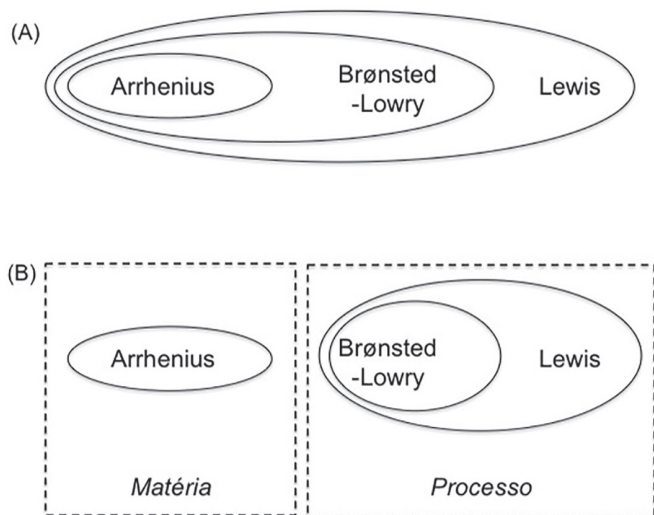


Figura 1: Correlação entre as definições de ácido e base, de acordo com o diagrama tradicional (A) comumente apresentado nos livros e o diagrama proposto por Paik (2015) (B). Fonte: Adaptada de Paik (2015); p. 1484.

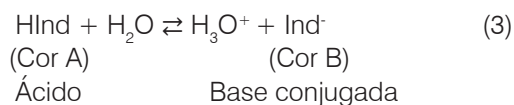
Existem diferenças entre as categorias ontológicas dos conceitos científicos. Este fato, durante o processo de aprendizagem, dificulta para o estudante mudar o *status* ontológico do conceito anterior ao conceito proposto. A partir desse ponto de vista, pode-se dizer que a definição de Arrhenius propõe ácidos e bases como algo material e a definição de Brønsted-Lowry como um processo envolvendo a reação entre substâncias. Basicamente, a Química tem como objeto de estudo a matéria e a reação. Nesse contexto, é possível considerar que o foco da definição de Arrhenius é a matéria e a de Brønsted-Lowry relaciona-se com a reação. A definição de Lewis também está relacionada com reação química, no entanto, de forma mais abrangente, incluindo outras reações, além daquelas que envolvem prótons ( $H^+$ ). Portanto, as definições de Arrhenius e Brønsted-Lowry/Lewis pertencem a diferentes categorias ontológicas dos conceitos científicos (Paik, 2015).

Hawkes (1992) sugere que a tradicional apresentação da definição ácido e base de Arrhenius antes da de Brønsted-Lowry confunde e engana os estudantes. Para ele, a definição de Brønsted-Lowry deve ser apresentada primeiro, pois é mais simples e envolve apenas a transferência de um próton ( $H^+$ ). O autor defende que usar a definição de Arrhenius pode levar a equívocos e complicações, como, por exemplo: se toda reação ácido-base envolve uma transformação entre íons,  $H^+ + HO^- \rightarrow H_2O$ , como sugerido por Arrhenius, torna-se necessário um argumento mais elaborado para mostrar que  $NH_3$  e  $HCl$  reagem por meio de uma reação ácido e base. Isso é feito considerando o fato de que  $NH_4Cl$  é produzido na ausência ou na presença de água e é o “sal” produzido a partir de  $NH_3$  (aq) e  $HCl$  (aq), que estão envolvidos na reação. A ausência do  $OH^-$  ainda permanece como um obstáculo para a compreensão do estudante. Ainda de acordo com Hawkes (1992), esse problema leva a outros equívocos, como, por exemplo: em vários livros didáticos está descrito que ácido acético e amônia reagem em solução aquosa, porque eles produzem  $H^+$  e  $OH^-$  que então reagem entre si, formando água. Dessa forma, o estudante é levado para longe da simples compreensão de que o ácido e a base reagem instantaneamente. Este autor finaliza sugerindo que a definição de Arrhenius deveria ser citada posteriormente como uma nota de rodapé histórica, mas não como uma definição viável.

Ao contrário de Hawkes (1992), Paik (2015) defende que muitas reações químicas ocorrem em soluções aquosas, envolvendo diferentes compostos que possuem íons de hidrogênio (prótons) e hidróxido. Dessa forma, não seria prudente descartar uma teoria, que para ele é fácil de entender e é aplicável de forma adequada em muitos casos. Além disso, ensinar a definição de Arrhenius é importante para promover o reconhecimento do significado de conceito ou teoria na aprendizagem em Ciências. No entanto, esse autor ressalta que, na medida em que novos conceitos vão sendo apresentados, as limitações do conceito de Arrhenius devem ser discutidas.

Não pretendemos discutir a obrigatoriedade ou não do uso da teoria de Arrhenius, mas sim corroborar ou compartilhar as ideias de Paik (2015), baseado no fato de que o desenvolvimento progressivo e cumulativo das teorias ácido e base podem confundir os estudantes. Ainda recorrendo às ideias de Paik (2015), considerar o contexto em que os conceitos surgiram pode contribuir para superar dificuldades apresentadas pelos estudantes. Também existe um compartilhamento com as ideias de Vos e Pilot (2001), ao se considerar que os professores devem fornecer meios para que os estudantes selecionem uma teoria adequada para cada problema específico. Isso pode ser feito explicitando os diversos contextos e restringindo as definições para o contexto específico. Por exemplo, na medida em que se deseja que os estudantes entendam a teoria de indicadores para diferenciar as propriedades ácidas e básicas de materiais, a definição de Brønsted-Lowry é suficiente para discutir o conceito ácido e base. Isso se justifica, pois a definição de Brønsted-Lowry

fornece uma explicação plausível para a mudança de cor dos indicadores quando estão em diferentes meios, conforme descrito por Kousathana e colaboradores (2005). Em geral, os indicadores de ácido e base são ácidos e bases fracas e, dependendo do meio, a cor da forma ionizada é diferente da cor da forma não ionizada. As estruturas químicas desses indicadores são complexas, portanto, utilizaremos a notação HInd para um indicador ácido. A equação (3) representa a ionização de um indicador ácido em água:



No caso dos indicadores, a cor A é devida à forma não ionizada que, quando em solução aquosa, adquire a cor B, decorrente da forma ionizada. Se o indicador ácido (HInd) for adicionado a um meio ácido, predomina a espécie ácida (HInd) e, portanto, a cor A. Mas, se o indicador HInd for adicionado a um meio básico, predominará a base conjugada (Ind<sup>-</sup>) gerando, portanto, a cor B.

Os professores, em vez de imporem aos estudantes as definições de ácido e base em uma ordem progressiva e cumulativa, podem utilizá-las na medida em que essas definições forem adequadas para o problema específico. Essa ideia representa uma característica geral da Ciência, isto é, que todas as definições e teorias estão sendo desenvolvidas dentro de um contexto que determina, em grande medida, a sua função e o seu significado. Dessa forma, facilita aos estudantes reconhecerem que o significado de um conceito, fundamentalmente, depende do contexto em que é utilizado (Vos; Pilot, 2001).

Tanto na literatura internacional quanto na literatura nacional são encontrados diversos trabalhos sobre ácidos

e bases, o que demandaria um texto extenso para discorrer sobre todos. Dessa forma, optou-se por inserir aqui os mais recentes. Hoe e Ramanathan (2016) publicaram um estudo sobre a prevalência de concepções alternativas observada entre estudantes da Educação Básica de Cingapura em relação às propriedades de ácidos e bases, ácidos e bases fracas, pH, neutralização, indicadores e outros. Adicionalmente, esses autores fizeram uma compilação de dados, disponíveis na literatura, sobre as concepções alternativas de estudantes de diversos países. Os estudos sobre ácidos e bases não são restritos somente à Educação Básica, mas também avaliam os níveis de graduação e pós-graduação (Tümay *et al.*, 2016). Nesse trabalho, estudantes de pós-graduação da Turquia não conceitualizaram a força de ácidos e bases em termos de propriedades que emergem por meio de múltiplos fatores. Embora não se tenha discutido estudos desenvolvidos no Brasil, a realidade deste não é muito diferente das situações aqui abordadas.

A forma como a abordagem das definições de ácidos e bases tem sido realizada tem gerado dificuldades de compreensão, tanto em estudantes do Ensino Médio, quanto da graduação e pós-graduação. Dessa forma, a utilização de outras formas de abordagens é interessante, principalmente a que considera o contexto no qual essas definições foram elaboradas ou criadas, e que sejam discutidas no momento adequado.

**Cleuzane Ramalho de Souza** (cleuzaners24@gmail.com), graduada em Química – licenciatura pela Faculdade Cidade de João Pinheiro e especialista em Ensino de Ciências por Investigação pela Faculdade de Educação da Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG), leciona na Escola Estadual Antônio Soares da Cruz, Guaraciama, MG – BR. **Fernando César Silva** (fcsquimico@yahoo.com.br), graduado em Química – licenciatura pela Universidade de Itaúna, doutor em Química pela UFMG, é professor da Faculdade de Educação da UFMG. Belo Horizonte, MG – BR.

## Referências

HAWKES, S. J. Arrhenius Confuses Students. *Journal of Chemical Education*, v. 69, n. 7, p. 285-287, 1992.

HOE, K. Y.; RAMANATHAN, S. On the prevalence of alternative conceptions on acid-base chemistry among secondary students: Insights from cognitive and confidence measures. *Chemistry Education Research and Practice*, v. 17, p. 263-282, 2016.

KOUSATHANA, M.; DEMEROUTI, M.; TSAPARLIS, G. Instructional Misconceptions in Acid-Base Equilibria: An Analysis from a History and Philosophy of Science Perspective. *Science & Education*, v. 14, p. 173-193, 2005.

PAIK, S.-H. Understanding the Relationship Among Arrhenius, Brønsted-Lowry, and Lewis Theories. *Journal of Chemical Education*, v. 92, n. 9, p. 1484-1489, 2015.

SZABADVÁRY, F. Indicators: a historical perspective. Trad. R. E. Oespar. *Journal of Chemical Education*, v. 41, n. 5, p. 285-287, 1964.

TÜMAY, H. Emergence, Learning Difficulties, and Misconceptions in Chemistry Undergraduate Students' Conceptualizations of Acid Strength. *Science & Education*, v. 25, p. 21-46, 2016.

VOS, W.; PILOT, A. Acids and Bases in Layers: the stratal structure of an ancient topic. *Journal of Chemical Education*, v. 78, n. 4, p. 494-499, 2001.

**Abstract:** *The context of acid and base definitions: a discussion.* The approach to acid and base definitions, both in High School and College Education, has been done progressively and cumulatively. In this case, the context in which these definitions were constructed is not considered. This paper aims to discuss Arrhenius', Brønsted-Lowry's and Lewis' definitions of acid and base in their original contexts. For this, we use historical texts that contemplate these contexts. In addition, we seek to integrate texts that bring elements about the teaching and learning process of these definitions. From the relations established between the texts we perceive two important considerations for the classroom: i) the acid and base definitions belong to different ontological categories, Arrhenius' is bound to the matter, and Brønsted-Lowry's and Lewis' to the process; ii) teachers should discuss the definition that best fits the context of what is being discussed in the classroom, for example, there is no need to discuss all definitions when discussing the theory of acid-base indicators, only Brønsted-Lowry is enough.

**Keywords:** Chemistry Education, Teaching and learning process, Acid and base definitions.