

Proposta para o ensino dos conceitos de ácidos e bases: construindo conceitos através da História da Ciência combinada ao emprego de um software interativo de livre acesso

**Marcos Paulo da Silva
Maria Antonieta Santiago**

Resumo

No ensino tradicional, o conhecimento químico tem sido tratado de forma dissociada da realidade, com objetivos, conteúdos e estratégias de ensino, muitas vezes, distantes das necessidades requeridas para a formação da cidadania. Neste sentido, a abordagem da História da Química pode propiciar ao estudante a compreensão da Química como uma atividade essencialmente humana, inserida no seio de outras atividades, reconhecendo que se trata de uma estrutura dinâmica e não algo pronto e acabado. Neste trabalho é proposta a abordagem dos aspectos históricos da Química, sua importância e contribuição, combinada ao emprego de uma ferramenta computacional interativa como espaço de experimentação no processo de ensino-aprendizagem. O tema escolhido para esta abordagem é a evolução das teorias ácido-base no Ensino Médio. Foi utilizado o software "Escala de pH", desenvolvido pela Universidade do Colorado, que possibilita ao professor simular testes de pH em diferentes substâncias como café, saliva e sabão, para verificar se a substância apresenta caráter ácido, básico ou neutro. O software permite ainda a visualização da razão entre a concentração de íons H_3O^+ e OH^- e sua relação com a escala de pH. Considerando a realidade brasileira, em que a maioria das escolas públicas não dispõe de laboratórios de química e considerando a ampliação ao acesso à internet, a adoção de softwares de simulação como ferramenta complementar pode representar uma contribuição significativa para a aprendizagem

Palavras-chave: Teorias ácido-base; pH Software.

Abstract

In traditional education, chemical knowledge has been dealt in a very dissociated way from reality, with objectives, subjects and teaching strategies often distant from the needs required for citizenship development. In this sense, the History of Chemistry approach may provide to the student an understanding of Chemistry as an essentially human activity, inserted within other activities, recognizing that it is a essentially dynamic and not something done. This paper proposes the approach of historical aspects of Chemistry, its importance and

contribution, combined to an interactive computer tool, as a experimentation space for the teaching-learning process. The theme chosen in this approach is the evolution of acid-base theories in high school. We used the software "pH Scale," developed by the University of Colorado, which allows the teacher to simulate tests in different pH substances such as coffee, soap and saliva to check if the substance shows character acid, basic or neutral. The software also allows the visualization of the ratio of the ions H_3O^+ and OH^- and its relation to the pH scale. Considering Brazilian reality, where most public schools doesn't have chemistry labs and considering also the increased access to computational tools and the expansion of internet access, the adoption of simulation softwares as complementary tools can provide a significant contribution to learning.

Keywords: Acid-base theory; pH, Software.

INTRODUÇÃO

Os impactos positivos e negativos advindos do uso da Química são argumentos mais do que suficientes para a alfabetização científica em Química. Sem esse conhecimento é difícil ao cidadão ter uma visão crítica dos acontecimentos que o cerca e, deste modo, poder se posicionar nas inúmeras questões envolvendo a Química na vida cotidiana, como por exemplo, as ambientais: poluição do solo, ar e águas; agronegócio; novos medicamentos; problemas de drogas lícitas e ilícitas; instalação de indústrias em sua região etc.

Já há algum tempo, o ensino de química em nossas escolas sofre com a falta de interesse e dificuldades dos alunos, comprovados pelo baixo rendimento em parte devido ao modo de apresentação e quantidade excessiva de conteúdos ministrados em um curto espaço de tempo; à extrema dependência do livro didático; à falta de laboratórios e do uso de novas tecnologias, como softwares livres disponíveis em sítios da internet entre outros fatores. Dessa forma, não se tem conseguido despertar o interesse do aluno pela química, ao contrário, é muito mais comum ouvir relatos de que detestam e não conseguem ver a aplicação do que aprenderam no seu dia a dia. O tratamento do conhecimento químico tem enfatizado que a Química da escola não tem nada a ver com a química da vida e os objetivos, conteúdos e estratégias do ensino de química atual estão dissociados das necessidades requeridas para um curso voltado para

a formação da cidadania.¹ Dessa forma, temos um comprometimento da alfabetização científica em assuntos relacionados à Química. Sasseron e Carvalho, em revisão bibliográfica sobre a alfabetização científica, destacaram no trabalho de Hazen e Trefil a afirmação de que não é necessário que a população em geral saiba fazer pesquisa científica, mas deve saber como os novos conhecimentos produzidos pelos cientistas podem trazer avanços e consequências para sua vida e sociedade.² A Alfabetização Científica é o conhecimento que devemos possuir para entender os resultados divulgados pela ciência. Assim, precisamos conhecer não somente fatos, conceitos e teorias científicas, mas também um pouco sobre a história e a filosofia das ciências.

Nesse sentido, vários pesquisadores destacam a importância que a História da Ciência pode ter para o ensino de ciências. A utilização da História da Ciência no ensino tem sido valorizada por pesquisadores em educação, educadores e professores, bem como foi recomendada nos Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Fundamental e Médio, concernentes a algumas áreas. A História da Ciência tem o potencial de possibilitar o aprofundamento de reflexões sobre a natureza da ciência, o estudo sobre a elaboração e a transformação de conceitos, bem como analisar relações entre sociedade e ciência, conduzindo-nos a reconhecê-la como atividade humana, o que é bastante valorizado nos objetivos propostos para a área de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias.³

Beltran destaca que a História da Ciência pode ser um instrumento importante para o professor em sala de aula, utilizando-se de fontes adequadas e atualizadas, promove entre seus alunos uma visão mais crítica em relação à ciência e à construção do conhecimento científico, modificação significativa dos conteúdos, levanta discussões sobre

¹ W. L. P. Santos, & R. P. Schnetzler, *Educação em Química. Compromisso com a cidadania*, 2ª ed. (Ijuí: Editora Unijuí, 2000).

² Sasseron, L. H. & Carvalho, A. M. P. "Alfabetização científica: uma revisão bibliográfica." *Investigações em ensino de ciências*16, nº1 (2011):59-77.

³ M. H. R. Beltran, "História da Ciência e Ensino: Algumas Considerações sobre a Construção de Interfaces," in *Ensino de Ciências e Matemática: Análise de problemas*, orgs. Fujiwara, R.; Witter, G P. (Cotia. Ateliê Editorial, 2009).

diferentes modelos de conhecimento, além de ajudar a romper com a ideia da superioridade e predestinação do conhecimento científico.⁴

Segundo Beltran, o interesse pela história da ciência não é recente em nosso país, já era recomendado seu uso na Reforma Campos de 1931.⁵ Nesta época, a história da ciência apresentava a visão de que a ciência evoluía continuamente através dos tempos, numa sucessão de descobertas realizadas por grandes nomes da ciência, seguindo uma tendência positivista, dando importância apenas a “verdadeira ciência”. Alfonso-Goldfarb afirma que eram histórias lineares e progressivas, acumulando grande número de datas e nomes importantes, enfim, das grandes descobertas e dos grandes gênios. Esse tipo de história da ciência ficou conhecido por História pedigree, onde se procuravam os pais, avôs, bisavôs da ciência. Buscavam-se sempre documentos que, de algum modo, poderiam parecer com a “verdadeira ciência”, varrendo para debaixo do tapete tudo o que não estivesse de acordo com a ciência moderna, como por exemplo, os trabalhos de Aristóteles e os estudos alquímicos de Newton.⁶

Já nos PCNs⁷ de 2000 a visão de história da ciência se aproxima das ideias de T. Kuhn, apresentada em seu livro, *As estruturas das revoluções científicas*, introduzindo a ideia da quebra de paradigmas, termo cunhado por ele para expressar uma ideia científica de um certo período. Seu livro apresenta algumas definições diferentes para esse termo, mas em resumo, segundo Kuhn, uma teoria surge, evolui e chega a um ápice onde já não consegue mais responder a todos os questionamentos entrando em crise; quando isso ocorre temos uma ruptura, quebra desse paradigma, surgindo então um novo paradigma (nova teoria).⁸ Entretanto, fica uma continuidade semântica entre os termos usados o que dá uma aparência

⁴ Ibid.

⁵ Ibid.

⁶ Ana M. Alfonso-Goldfarb, *O que é História da Ciência*. Coleção primeiros passos. 1ª ed (São Paulo: Brasiliense, 1994).

⁷ Brasil, MEC. *Parâmetros Curriculares Nacionais. Parte III. Ciências da natureza, Matemática e suas Tecnologias* (Brasília: Semtec, 2000).

⁸ T.S. Kuhn, *As estruturas das revoluções científicas*. 6ª ed. (São Paulo: Editora Perspectiva, 2001).

de continuidade, mas havendo ruptura conceitual, como por exemplo o termo destilação, que tem um significado completamente diferente do usados pelos alquimistas e atualmente pelos químicos. A respeito do termo destilação consultar texto de Beltran.⁹ Possibilitando a ideia de que a ciência do passado não é pior nem melhor que a do presente, ou seja, são frutos do conhecimento aceitos em sua época, levando em conta aspectos históricos e culturais. Contudo, o modelo usado por Kuhn foi o das ciências físicas que se mostrou inadequado para explicações de conceitos ligados às ciências da matéria além de seu excessivo descontínuismo.¹⁰

As tendências historiográficas atuais consideram importantes tanto as continuidades como as rupturas, além de influências de fatores referentes à lógica interna dos conceitos e teorias bem como o papel das influências social, política, econômica e cultural do período em que determinadas teorias foram elaboradas.¹¹ Essa nova concepção de história da ciência tem por pressuposto uma visão clara de que o conhecimento seja socialmente construído, um pressuposto que também subjaz às tendências pedagógicas mais recentes, tais como as vertentes construtivistas e Ciência, Tecnologia e Sociedade (CTS).¹² Saito, afirma que a interface entre história da ciência e ensino não é uma tarefa simples, pois ainda carece de bases teóricas mais sólidas além de não estar bem delineada.¹³ Outro problema destacado - e que grande parte dos livros apresenta - é a vertente historiográfica tradicional; portanto, há uma falta de material que possa ser usado para a construção dessa interface.

⁹ Maria H. R. Beltran, "Destilação: a arte de extrair virtudes," *Química Nova na Escola*, nº 4 (1996):24 – 27.

¹⁰ Beltran, *História da Ciência e Ensino*; Kuhn, *As estruturas das revoluções científicas*.

¹¹ Ana M. Alfonso-Goldfarb, Marcia H. Ferraz & Maria H. R. Beltran, "A historiografia contemporânea e as ciências da matéria: uma longa rota cheia de percalços," in *Escrevendo a história da ciência: tendências, propostas e discussões historiográficas*. Orgs Ana M. Alfonso-Goldfarb & Maria H. R. Beltran (São Paulo: EDUC/Livraria da Física/FAPESP, 2004),49-73.

¹² Lais S. P. Trindade et al., "História da ciência e ensino: alguns desafios," in *História da ciência: tópicos atuais*, orgs , Maria H. R. Beltran, F. Saito & L. S.P. Trindade (São Paulo: Editora Livraria da Física, 2010),119-132.

¹³ Fumikazu Saito, "História da ciência e ensino: em busca de diálogo entre historiadores e educadores," *História da ciência e ensino: construindo interfaces*, nº1(2010): 1-6.

Neste sentido, a abordagem proposta neste artigo para o ensino dos conceitos de ácidos e bases se divide em duas etapas principais. No primeiro momento, serão apresentados textos históricos, a fim de discutir a evolução dos conceitos ácido-base através das diferentes épocas, evidenciando o seu caráter evolutivo e sua relação com o contexto social. No segundo momento, é proposta a utilização de um software interativo para que o aluno possa compreender de forma significativa conceitos importantes como produto iônico da água, indicadores, pH e sua escala.

CONSTRUINDO CONCEITOS DE ÁCIDOS E BASES ATRAVÉS DO CONTEXTO HISTÓRICO

As substâncias ácidas e básicas são conhecidas desde as antigas civilizações. Como exemplo, temos a civilização egípcia que se destacou em seus conhecimentos químicos, foi a primeira a obter várias substâncias, entre elas o amoníaco, descrito no papiro de Ebers. Na mitologia egípcia, o deus Thot era o criador do vinho e eles dominavam a fermentação alcoólica e a acética, produzindo álcool e vinagre. Mas, originalmente, o nosso conceito de ácido veio dos gregos, relacionado ao sabor. O termo ácido se originou da palavra grega *oxein*, que deu origem ao verbo latino *acere*, que significa azedo, daí o nome ácido acético. O termo alcalino se origina da palavra árabe *al qaly*, que significa cinza de plantas; o potássio era obtido a partir das cinzas, mas também existiam outras fontes naturais para a obtenção de álcalis. Plínio o velho (século I D.C) menciona a caustificação da soda que é a reação entre o carbonato de sódio natural (soda ou barrilha) e a cal (hidróxido de cálcio), em solução aquosa, precipitando carbonato de cálcio e ficando uma solução de hidróxido de sódio.¹⁴

No século XII destaque para dois alquimistas árabes. O primeiro é Abu Bakr Muhammad ibn Zakariyya, Razes, que trabalhou com águas agudas, mas não de origem ácida, provavelmente soluções de amoníaco

¹⁴ G. F. Jou, *Historia de La farmacia* (Madri. Afrodísio Aguado S.A, 1951); F. Szabadváry, *History of analytical chemistry*. 1ª ed.(Pergamon Press, 1966); A. P. Chagas, "O ensino de aspectos históricos e filosóficos e as teorias ácido-base do século XX," *Química Nova* 23, nº1 (2000):126-132.

ou alcalinas. Acredita-se que tenha feito uso da soda cáustica. Talvez Razes tenha chegado perto de obter o ácido clorídrico em sua receita intitulada “sobre a sublimação do sal amoníaco”.¹⁵

O outro grande nome é Abu Musa Jabir ibn Hayyan, mas devido à grande quantidade de obras atribuídas a ele, conhecida como “corpus jabiriano”, levantou-se suspeita sobre sua real existência. Contudo, polêmicas a parte, sua obra é uma verdadeira preciosidade do conhecimento da alquimia árabe. Em seus trabalhos encontramos o tratamento de metais com as “águas agudas” que, provavelmente, eram fruto da destilação das mais diversas substâncias, como exemplo a preparação do ácido acético a partir do vinagre. Em sua obra *A arca do saber* teria uma suposta receita para a preparação do ácido nítrico, mas o mais provável é que suas teorias tenham sido a fonte para que seu homônimo latinizado Geber, já na Europa medieval, tenha se inspirado para produzir ácidos minerais.¹⁶

Neste conjunto de obras atribuídas ao Geber europeu, tem-se de maneira clara os procedimentos para a obtenção do ácido nítrico, ou “aqua fortis”, além da obtenção da água régia, “aqua regia”, utilizada para dissolver o ouro. Há ainda na *Summa perfectionis magister* uma receita para fazer o ácido sulfúrico, obtido a partir de “cuperosa” (sulfato de cobre) ou “sublimação do vitríolo” (sulfato de ferro).¹⁷ As quantidades ponderais são indicadas exatamente, como também em outras receitas. “Tomai uma libra de vitríolo-de-cipre, uma libra e meia de salitre e um quarto de alúmen de Jameni; submetei o todo à destilação para retirar daí um líquido que tem uma grande força dissolvente. Esta força é ainda aumentada se for juntado um quarto de sal amoníaco, pois assim, este líquido dissolve o ouro, a prata e o enxofre”. Mostrando que as proporções entre as matérias primas usadas eram observadas.¹⁸

¹⁵ Ana M. Alfonso-Goldfarb, *Da alquímica à química: um estudo sobre a passagem do pensamento mágico-vitalista ao mecanicismo*. 3ª ed. (São Paulo. Landy Livraria e editora, 2001).

¹⁶ Ibid.

¹⁷ Ibid.

¹⁸ H. Rheinboldt. *História da Balança e a vida de J. J. Berzelius* (São Paulo. Nova Stella, Editora da Universidade de São Paulo, 1998).

Segundo Bensaude-Vincent, 1992, os alquimistas aperfeiçoaram as técnicas que virão a ser as da química moderna. Enquanto os árabes possuíam as técnicas de produzir ácidos fracos e soluções de sais corrosivos, os alquimistas europeus aprenderam a preparar e a condensar ácidos fortes como: *aqua fortis* ou espírito do nitro (ácido nítrico); espírito do sal (ácido clorídrico); espírito de vitríolo (ácido sulfúrico), e o concentrado, óleo de vitríolo; até a água régia (mistura dos ácidos clorídrico e nítrico).¹⁹

Os ácidos, instrumentos poderosos, permitiu-lhes produzir e caracterizar sais cada vez mais variados, e espíritos, partes espirituais do corpo que a destilação permite separar, cada vez mais numerosos. Os alquimistas desenvolveram práticas que conferiam uma identidade operacional às substâncias, preparando terreno para as práticas modernas da química.²⁰

Segundo Alfonso-Goldfarb, no século XVII, existia uma confusão geral em relação à classificação das substâncias e uma das tentativas de classificação era pela teoria ácido-alcalino, que tem suas origens em um pensamento vitalista e holista, que vai acompanhar a química até sua entrada na ciência moderna.²¹

A teoria ácido-alcalino foi elaborada por van Helmont; para ele, a digestão seria equivalente à fermentação, assim as secreções viscerais poderiam ser classificadas como os produtos finais da fermentação, em ácido e alcalino. Por meio de analogias, Helmont pretendia unificar a química e a fisiologia. Otto Tanchenius publica um trabalho afirmando que se a química e a fisiologia poderiam ser equiparadas pela teoria do ácido alcalino, esta poderia ser estendida para os mundos orgânico e inorgânico. Com isso, todas as substâncias deveriam conter um elemento ácido ou um alcalino.²²

¹⁹ Bensaude-Vincent & I. Stengers, *História da Química*. (Lisboa: Instituto Piaget, divisão editorial, 1992).

²⁰ Ibid.

²¹ Alfonso-Goldfarb, *Da alquímica à química*.

²² Ibid.

Boyle, em seu interesse pelo estudo das substâncias, acaba provando o erro da generalização da teoria ácido alcalino. Usa testes químicos mais refinados e sistematizados do que os usados na época. A efervescência, o gosto e a mudança de cor deveriam ser testados em conjunto e apenas as substâncias que dessem positivos em todos esses itens poderiam ser classificadas em ácido ou alcalina.²³

O teste de mudança de cor já era difundido com o uso do xarope de violetas, que ficava vermelho em meio ácido e verde em meio alcalino, mas Boyle observa que todos os ácidos - e não apenas alguns - provocavam o efeito da mudança de cor.²⁴

Boyle realiza uma série de experimentos para testar diferentes extratos de plantas, como por exemplo, o pau-brasil, que era usado no tingimento de tecido, cuja mudança de cor com o tempo ou na presença de certas substâncias, já havia sido notada. Boyle vê a utilidade do extrato de pau-brasil como indicador, a cor deste extrato variava do vermelho forte em meio alcalino até quase ao amarelo em meio ácido. Também, fez testes com substâncias de origem mineral não obtendo sucesso como indicadores.²⁵

Boyle acaba descobrindo que certas substâncias não obedecem a todos os testes de um ou outro grupo, que seriam as substâncias neutras; com isso, o futuro da teoria que classifica as substâncias em ácidas e alcalinas estava comprometido. No entanto, a teoria ácido alcalina sobreviverá com modificações até o início do século seguinte e, algum tempo depois, o sistema de classificação de Boyle e seus testes para substâncias ácidas, básicas e neutras tornam-se comuns, aceitos como padrão na maioria dos compêndios de química.²⁶

A partir dos trabalhos de Boyle, publicações sobre o uso de extratos de plantas como indicadores tornaram-se frequentes. Os extratos mais utilizados, nesta época, eram os de violeta e de um líquen, *Heliotropium*

²³ Ibid.

²⁴ Ibid.

²⁵ Ibid.

²⁶ Ibid.

triccum, chamado em inglês de “litmus” e em francês “tournesol”. Durante o século XVIII, notou-se que nem todos os indicadores apresentavam as mesmas mudanças de cor. Em 1775, Bergman escreveu que extratos de plantas azuis são mais sensíveis aos ácidos, ou seja, possuem uma variação gradual de cor, que pode diferenciar ácidos fortes de fracos. Por exemplo, o ácido nítrico torna o extrato vermelho, já o vinagre não. E quando se trabalha com extrato de litmus, esta mudança gradual de cor para ácidos de diferentes forças não é observada.²⁷

O trabalho de Joseph Black sobre os álcalis no século XVIII foi de grande importância para o estabelecimento da Química moderna, pois foi pautado em um minucioso estudo com análises químicas qualitativas e quantitativas. Realizou procedimentos de caracterização comuns na época, como a calcinação, destilação, dissolução e cristalização, além de trabalhar com dados quantitativos obtidos pelo uso de balança.²⁸

O objeto de pesquisa de Black foi a produção e uso de remédio para o tratamento de acidez estomacal e dissolução de cálculos renais, o composto estudado foi a magnésia alba (carbonato hidratado de magnésio). Iniciou o trabalho em uma perspectiva médica, mas o desenvolvimento foi nitidamente químico.²⁹

Minha curiosidade levou-me a investigar mais particularmente a natureza da magnésia, e especialmente a comparar suas propriedades com as de outras terras absorventes, que parecem para mim serem de diferentes espécies, comumente expressas por um mesmo nome³⁰

Black verificou que a magnésia Alba dissolvia apresentando efervescência com vitríolo (ácido sulfúrico), nitro (ácido nítrico), espírito de sal (ácido clorídrico) e vinagre destilado (ácido acético), os sais obtidos

²⁷ A. V. Rossi, & D. B. L. Terzi, “Indicadores naturais de pH: usar papel ou solução?” *Química Nova* 25, nº 4(2002): 684-688.

²⁸ N.A.L. Sicca, & P. W. Gonçalves, “ História da química e da geologia: Joseph Black e James Hutton como referências para educação em ciências,” *Química Nova* 25, nº4 (2002):689-695.

²⁹ Ibid.

³⁰ J. Black, *Experiments upon Magnesia Alba, quick-lime, and other Alkaline substances* (W.Creech: Edinburgh, 1777).

apresentavam diferentes cores, tipos de cristais e propriedades. Após análise dos dados, concluiu que a magnésia era diferente das terras alcalinas comuns (na época, terras eram substâncias sem cheiro, não inflamáveis, não solúveis em água e incapazes de ser volatilizadas). Depois, fez um estudo do grau de atração da magnésia pelos ácidos citados.³¹

Black mostrou que a magnésia Alba ($x\text{MgCO}_3$, $y\text{Mg(OH)}_2$, $z\text{H}_2\text{O}$) ao ser calcinada liberava um gás que ele chamou de ar fixo (CO_2), pois estava fixo na pedra, o mesmo gás que havia sido identificado por Van Helmont como gás silvestre. O resíduo era a magnésia calcinada (MgO), mais leve e alcalina que a magnésia alba. Por pesagem da magnésia alba após o aquecimento em uma retorta de vidro, afirmou que

das partes voláteis do pó, uma pequena proporção é apenas água; o resto não pode, como se vê, estar contido no vaso, sob uma forma visível a matéria volátil perdida na calcinação da magnésia é em maior parte ar, e a magnésia calcinada não emite ar, nem efervesce quando mistura com ácidos³²

Em suma:

Magnésia Alba = magnésia calcinada + água + ar fixo (1);

Magnésia Alba + ácido = sal de magnésio + ar fixo (2);

Magnésia calcinada + ácido = sal de magnésia (3).

Black menciona os estudos de Stephen Hales em que provou que os sais alcalinos contêm uma grande quantidade de ar fixo, que era liberado quando adicionado ao ácido. Black também fez experimentos onde observou a diminuição do peso da magnésia Alba quando tratada com ácido, o que fez com que sua atenção se voltasse para o estudo dos carbonatos, sendo as reações 4 e 5 já conhecidas na época:

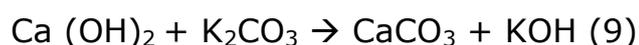
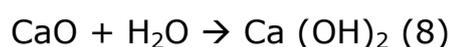
³¹ Sicca & Gonçalves.

³² J.R. Partington, *A short history of chemistry*, 2ª ed. (London: Macmillan and CO limited, 1951).

Carbonato de cálcio = óxido de cálcio + ar fixo (4);

Óxido de cálcio + água = hidróxido de cálcio (5).

A reação 5 provocava o desprendimento de calor, e esse calor era atribuído às partículas de fogo adquiridas pelo óxido durante sua obtenção pela calcinação do carbonato. Realizou as seguintes reações:



Concluiu que essa série de reações era cíclica, pois os compostos poderiam ser decompostos e combinados.

Black rejeitou a teoria das partículas de fogo, pois as terras calcárias, ao serem aquecidas, são convertidas em óxido de cálcio, pela mudança em sua composição com a perda de água e ar fixo, e não pela adição de uma partícula proveniente do fogo, como era aceito na época. Explicaria, ainda, que determinadas substâncias eram liberadas devido às diferentes atrações entre as mesmas, o que lhe possibilitou explicar a perda da causticidade quando um ácido era misturado a uma base formando um sal. Teve provas conclusivas sobre a causticidade como propriedade das substâncias fortemente alcalinas e compreendeu que esta é removida quando o gás é fixado nas mesmas.³³

Uma das consequências dos estudos de Black sobre a alcalinidade foi a contestação da teoria do fogo elaborada pelo químico alemão Johann Friedrich Meyer em 1764, mas o que mais chamou a atenção e levou a importantes desdobramentos no estudo da química foi o nascimento da química pneumática, abrindo caminho para a criação de novas teorias.

Como visto, até meados do século XVIII, não havia uma conceituação precisa do que eram os ácidos, álcalis e nem os sais. O que

³³ Sicca & Gonçalves.

havia era uma tentativa de identificar tais compostos baseados nas propriedades macroscópicas.

A teoria dos sais havia sido uma parte importante da química do século XVIII. Um conhecimento mais preciso da composição dos ácidos e dos álcalis, dos quais eles provinham, permitiria como consequência defini-los melhor. Daí o interesse de Lavoisier por um estudo metuculoso dos ácidos.³⁴

Lavoisier a partir de seus estudos sobre a formação do ácido carbônico pela combustão do carvão e do diamante, assim como as dos ácidos sulfúrico e fosfórico pelo enxofre e fósforo, respectivamente, levaram-no a acreditar na existência de um princípio acidificante.³⁵ Com os experimentos desenvolvidos ao longo de 1777, ele concluiu que o “ar eminentemente respirável” é o princípio constituinte da acidez. Um princípio comum a todos os ácidos, que por isso receberia a denominação de “oxigênio”, do grego formador de ácidos. E já que a combustão envolve o oxigênio, todo produto gerado por ela deveria dar origem a um ácido, os ácidos seriam “óxidos aquosos” para Lavoisier.³⁶

Destaque para o químico e médico brasileiro Vicente Coelho de Seabra Silva Telles, que nasceu em Congonhas do Campo no Estado de Minas Gerais e, em 1783 aos 19 anos, foi para Portugal estudar medicina na Universidade de Coimbra, onde teve aulas de química com o italiano Domingos Vandelli. Seabra frequentou as Faculdades de Matemática e Filosofia licenciando-se em filosofia. Em 1789, já era sócio correspondente da Academia Real das Ciências de Lisboa e, em 1791, foi nomeado demonstrador da cadeira de Química e Metalurgia da Faculdade de Filosofia onde se doutorou; em 1789, foi promovido a sócio efetivo da academia.³⁷

³⁴ D. Fauque, “O papel indicador de Lavoisier,” *Química Nova*18, nº 6 (1995): 567-573.

³⁵ L. Tossi, “Lavoisier: uma revolução na química,” *Química Nova*12, nº1(1989):33-56.

³⁶ Ana M. Alfonso-Goldfarb & Márcia H. M. Ferraz, “As possíveis origens da química moderna,” *Química Nova* 16, nº1(1993): 63-68.

³⁷ C. A. L. Filgueiras, *Lavoisier – o estabelecimento da química moderna* (São Paulo: Odysseus Editora, 2002); A. A. Costa. *Vicente Coelho de Seabra Silva Telles (c.1764-1804)*. <http://www.spg.pt/docs/Biografias/Vicente%20Coelho%20de%20Seabra%20%20port.pdf> (acessado em 5 de março de 2012).

Foi uma figura singular da química portuguesa de seu tempo, estando a par dos últimos desenvolvimentos desta ciência tendo publicado uma obra intitulada *Elementos de Chimica* em 1788, um ano antes que o *Tratado Elementar de Química de Lavoisier*, onde apresentava os conceitos mais importantes e recentes da época. Foi um dos primeiros cientistas a aceitar as ideias de Lavoisier, mas, infelizmente, sua obra não teve a divulgação e o reconhecimento merecidos.³⁸

Coelho de Seabra dedica seu compendio de química a uma corporação de iluminados, Sociedade Literária do Rio de Janeiro e fala da importância para o Brasil:

Sem hum bom compendio de chimica que apresente à mocidade com ordem as ideias de huma theoria luminosa, de balde se amontoão experiencias sem nexo, e sem destino fixo. O espírito embaraçado não dá passo; ou se avança, se por entre espinhos, e precipícios. A parte pratica desta tão útil Sciencia, allumiada pela tocha das verdades theoricas, e derigida por hum ajuizado sistema, vós bem sabeis, quanto intereça á humanidade aperfeiçoando a agricultura, o comercio, e as artes, que tão atrasadas estão em nosso Brasil. Sem agricultura nenhuma sociedade política, nenhuma riqueza, ou prosperidade nacional. A nação que depende de alimentos estrangeiros, em uma nação de escravos.³⁹

Apresenta um discurso preliminar de seu compendio, aborda a importância de conhecer as obras de químicos anteriores e contemporâneos, bem como do estudo prático, repetindo e fazendo novas experiências; em seguida, descreve seu compendio. Na parte 1, fala da utilidade da química e já cita a importância de conhecer a história da química e a celebre obra de Fourcroy, *Elementos de Historia Natural e*

³⁸ Ibid.

³⁹ V. C. Seabra. *Elementos de Chimica offerecidos a sociedade litteraria do Rio de Janeiro Parte 1*. (Coimbra: Na Real Officina da Universidad e Com licença da Real Mesa da Commissão Geral sobre o Exame, e Censura dos Livros. M.DCCLXXXVIII).

Chimica. Nesta parte ele divide a história da química em seis épocas e cita o objeto da química:

A chimica he a Sciencia que trata de conhecer a natureza dos corpos decompondo-os em seus princípios, e recompondo-os, quando he possível, por meio da acção recíproca de huns sobre os outros⁴⁰

Discute a lei que os químicos chamam da lei da afinidade, fala dos princípios gerais dos corpos e descreve várias operações gerais da química.

Na segunda parte, discute a importância de um sistema para a nomenclatura química e afirma:

Antes de entrar-mos a tratar da segunda parte deste compendio advertiremos, que se para poder estudar, e entender com facilidade a Historia Natural, foi preciso que o grande Linneo, e outros fizessem huma nomenclatura scientifica, e própria desta sciencia com muito mais razão se deveria fazer isso mesmo na chimica, sciencia muito mais extensa, do que aquella, pois trata de examinar todas as combinações possíveis dos corpos huns com outros⁴¹.

Faz a classificação das substâncias em duas classes, as combustíveis e incombustíveis. Na Classe I, corpos incombustíveis organizados por ordens, gêneros e espécies. Destaque para a ordem III, os sais:

Os chimicos até agora conheciam os saes pelo seu sabor, dissolubilidade n'agoa, e crystallização; porém todos estes caracteres são falíveis, como veremos no decurso desta obra, porque há substancias não salinas, que gozão destas propriedades.

O gênero I desta ordem são os Alcaes:

⁴⁰ Ibid.

⁴¹ Ibid.

Os alcales tem algumas semelhanças com as matérias salino-terreas: as suas propriedades são

1. *O sabor ourinoso, queimante, e caustico*
 2. Enverdecem o charope de violetas, e a tintura de heliotrópio
 3. Unem-se à agoa com calor, e absorvem aquella, que he contida na atmosfera
 4. Absorvem o acido carbonaceo da atmosfera, e fazem depois disto effervescencia com os ácidos
 5. Com os áci dos sulphurico, muriatico, e nítrico formão saes neutros crystallizaveis, disoluveis n'ago
 6. Combinados com o enxofre formão diversos sulphures alcalinos
 7. Combinados com os Oleos formão diversas espécies de sabão
- Temos sómente três espécies Potassa, Soda e Ammoniac.⁴²

Faz uma descrição detalhada destas três espécies de alcalis e, a seguir, o gênero II desta classe os ácidos.

A formação dos ácidos, e a sua decomposição he hum dos pontos mais bem conhecidos, e uteis da chimica moderna. Sabe-se depois das bellas experiências de Lavoisier como teremos occasião de ver, que elles são formados pela combinação de huma substancia mais, ou menos combustível com o oxyginio; que este, sendo o mesmo em todos, he a causa da sua natureza acida, e que suas diferenças só dependem as substancia combustível, diversa nos diversos ácidos. O oxyginio he o principio universal dos ácidos, como diz Lavoisier.

Apresenta algumas características dos ácidos:

Os caracteres dos ácidos são alem dos referidos (§ 121)

- 1° Hum sabor mais, ou menos acido segundo a sua maior, ou menor tendência á combinação (§ 104 e 121)
- 2° Avermelhar as cores, e as tinturas azues dos vegetaes
- 3° Restituir-lhes as cores alteradas pelos alcales
- 4° Formar saes neutros com as substancias alcalinas, salino-terreas, e metallicas

⁴² Ibid.

- 5° Decompor-se em muitas combinações, e desenvolver diversos gases
- 6° Unir-se com água, excitando algumas vezes calor conforme o seu maior, ou menor grau de concentração
- 7° Precipitar as dissoluções alcalinas.⁴³

No gênero II os ácidos, faz a descrição das espécies: I- ácido arsenical, II- ácido succinico ou alambriçico, III- ácido boracico ou sal sedativo, IV- ácido molybdico, V- ácido tungstico, VI- ácido sulphurico, ou vitriólico, aqui apresenta a variedade ácido sulphureo, VII- ácido nítrico, ou ácido nitroso, que apresenta a variedade ácido nitroso, ou ácido nitroso phlogisticado, VIII- ácido muriatico ou marinho, IX- ácido nito-muriatico, X- ácido fluorico ou ácido spathico. A seguir os ácidos aeriformes, XI- gaz muriatico, XII- gaz muriatico oxyginiado, XIII- gaz fluorico, XIV- gaz sulphureo, XV- ácido carbonaceo, continua falando de várias espécies de ácidos vegetais do XVI até XXV que é o vinagre ou ácido acetoso. Na sequência, vem os ácidos animais da espécie XXVI até XXXII, para cada um dos ácidos. Seabra faz uma meticulosa descrição, desde os possíveis descobridores, propriedades e formas de obtenção. Na página 183, apresenta uma tabela dos graus de afinidade entre oito ácidos e sete bases para reações ácido-base apresentado na Figura 1.

Seabra, em seu compêndio, apresenta muitas outras informações, mas como o objetivo deste trabalho é falar a respeito dos ácidos e bases, limitaremos-nos a essas informações. Sem dúvida, essa obra reuniu as informações mais recentes conhecidas na época.

O impacto do compêndio de Seabra foi pequeno em Portugal, apesar de aprovado e autorizado para publicação pela Congregação da Faculdade de Filosofia da Universidade de Coimbra em 1788, não há registros de que tenha sido adotado pela universidade. Comprometendo sobremaneira a formação de químicos portugueses com os desenvolvimentos mais recentes da química europeia, em vez disso, foram adotados compêndios baseados na teoria do flogisto, como *Fundamenta Chemicæ*-

⁴³Ibid.

Praelectionibus accomodata, Praga, wolfgangum Gerlb de 1777 de Scopoli e os Elementa Chemiae Universae et Medicae-Praelectionibus suis accomodata, Coimbra , Typis Academicis, 1807 de J. F. A. Jacquin. No Brasil, a obra de Seabra também teve pouca repercussão.⁴⁴

DE CHIMICA PART. II. 183

§. 232. Tabela dos grãos de afinidades exprimidas por numeros relativos entre oito acidos, e sete bases

Acido sulphurico tem com	barote huma af- finidade - - 14 potassa - - 13 foda - - 12 cal viva - - 11 ammoniac - 9 magnesia - 8 argilla - - 8	Acido nitrico com	barote huma af- finidade - - 12 potassa - - 12 foda - - 11 cal viva - - 9 ammoniac - 8 magnesia - 7 argilla - - 6
Acido muriatico tem com	barote huma af- finidade - - 12 potassa - - 11 foda - - 10 cal viva - - 8 ammoniac - 7 magnesia - 6 argilla - - 5	Acido oxalico tem com	cal viva huma af- finidade - - 12 magnesia - - 10 potassa - - 9 foda - - 8 ammoniac - 7 argilla - - 4
Acido phosphorico tem com	cal viva huma af- finidade - - 10 magnesia - - 9 potassa - - 9 foda - - 8 ammoniac - 7 argilla - - 1	Acido tartaroso tem com	cal viva huma af- finidade - - 10 magnesia - - 5 potassa - - 4 foda - - 3 ammoniac - 2 argilla - - 2
Acido acetoso, ou vinagre tem com	barote huma af- finidade - - 4 potassa - - 3 foda - - 2 ammoniac - 1 cal viva - - 1 magnesia - 1 argilla - - 1	Acido carbonaceo tem com	barote huma af- finidade - - 3 cal viva - - 3 potassa - - 2 foda - - 1 ammoniac - 1 magnesia - 1 argilla - - 1

Aa Four-

Figura 1: Tabela com os graus de afinidades ente ácidos e bases.⁴⁵

Lavoisier foi o primeiro cientista a afirmar que a acidez estava relacionada a um constituinte presente na estrutura dos ácidos, no caso o oxigênio. No entanto, Claude L. Berthollet mostrou que o ácido prússico (HCN) não continha oxigênio, mas este era um ácido fraco fazendo com que a maioria dos cientistas concluísse que não era um ácido verdadeiro. Humphry Davy, desde 1810, já havia levantado dúvidas sobre a teoria de Lavoisier dos ácidos, pois este admitia apenas os ácidos oxigenados. Devy, de forma convincente, mostra que existem hidrácidos como, por

⁴⁴ Costa.

⁴⁵ Ibid.

exemplo, o ácido clorídrico que era reconhecidamente um ácido forte e mostrou que continha apenas hidrogênio e um outro elemento que chamou de cloro; com isso, mostrou que o princípio acidificante não poderia ser atribuído ao oxigênio. Davy sugeriu que, talvez, o responsável poderia ser o hidrogênio, mas eram conhecidas muitas substâncias com hidrogênio e que não apresentavam acidez.⁴⁶

Thomas Graham, no início do século 19, estudando os ácidos que continham o fósforo, concluiu que os ácidos orto, meta e piro fosfóricos (H_3PO_4 , HPO_3 , $H_4P_2O_7$) eram diferentes, pois variavam na quantidade de água que continham e no número de unidades de bases que poderiam neutralizar. Justus Von Liebig, em um estudo similar, mas com ácidos orgânicos cianídrico, tartárico e cítrico, observou que foram capazes de reagir com uma, duas e três unidades de base respectivamente, o que o levou a pensar nos termos ácido, monobásico, dibásico e tribásico. Em 1838, retomou a ideia de Davy, que o hidrogênio deveria ser o elemento essencial aos ácidos, e definiu que todos os ácidos deveriam ser “compostos de hidrogênio em que o hidrogênio pode ser facilmente substituído por um metal”. O número de átomos de hidrogênios que podem ser substituído vai indicar se temos um ácido monobásico ou polibásico. Bases continuam sendo qualquer substância que neutralizam os ácidos para forma sal.⁴⁷

Na primeira metade do século XIX, Jons Jacob Berzelius usou o dualismo eletroquímico para definir ácidos e bases. Para Lavoisier o oxigênio era o elemento central dos ácidos, Davy mostrou que as bases eram compostas de um metal com oxigênio e Berzelius completou seu sistema dualista assumindo que em todos os casos um sal era um composto de um ácido com uma base. Berzelius e William Hisinger mostraram que sais em solução são decompostos pela corrente elétrica em bases, que vão para o polo negativo e, por conseguinte, parecem transportar uma carga positiva, e os ácidos, que vão para o polo positivo e

⁴⁶ D. Kolb, “Acids and Bases,” *Journal of Chemical Education* 55, nº7(1978):459-464.

⁴⁷ Ibid.

parecem ter uma carga negativa, essa concepção ficou associada a polaridade elétrica. Bases eram óxidos eletropositivos e ácidos óxidos eletronegativos, ou, como Berzelius expressou, substâncias eletropositivas e eletronegativas respectivamente, conforme Figura 2.⁴⁸

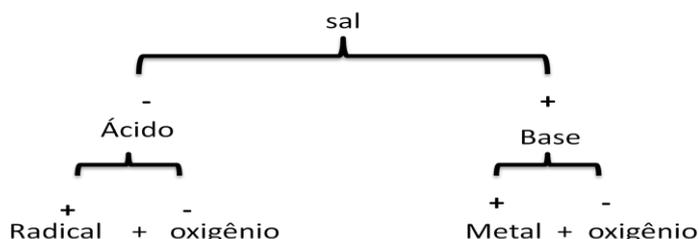


Figura 2: Adaptado de Ann. Chim., 1836. lxi, 146.⁴⁹

Berzelius concluiu que as reações ácido-base eram, simplesmente, o resultado de atrações elétricas e estendeu essa ideia a outros tipos de reações químicas. Para ele, sua teoria dualística explicava as interações químicas em termos da neutralização de cargas elétricas opostas.⁵⁰

Svante Arrhenius publicou em 1887 a Teoria Química dos Eletrólitos com hipóteses como a de que os eletrólitos consistiam de moléculas ativas e inativas. Contudo, apenas as ativas conduziam eletricidade e que eram na realidade os eletrólitos, as moléculas poderiam decompor-se assim que dissolvidas em água formando os eletrólitos. Definiu coeficiente de atividade e que a lei da ação das massas poderia ser aplicada às reações iônicas, íons poderiam ser formados sem a necessidade de corrente elétrica e os íons poderiam movimentar-se sem a ação do campo elétrico. Fez cálculos que determinaram a constante de dissociação dos ácidos e bases relacionando com as forças destes.⁵¹

Arrhenius definiu ácido como sendo um composto que contém hidrogênio e reage com a água para formar íons hidrogênio. HCl é um ácido de Arrhenius, pois libera íons H⁺ quando dissolvido em água, já CH₄

⁴⁸ Partington.

⁴⁹ Ibid.

⁵⁰ Kolb.

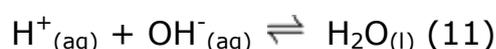
⁵¹ M. S. Gama & J. C. Afonso, "De Svante Arrhenius ao peagâmetro digital: 100 anos de medida de acidez," *Química Nova* 30, nº1(2007):232-239; E. Crawford, *Arrhenius: from ionic theory to the greenhouse effect* (Canton, MA: Watson Publishing International, 1996).

não é um ácido pois não libera os íons hidrogênio na água. Base é um composto que produz íons hidróxido na água. O NaOH é uma base de Arrhenius porque íons OH^- vão para a solução quando dissolvida, a amônia também se enquadra nessa definição, pois íons OH^- são produzidos pela reação com a água.⁵²

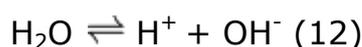


O sódio metálico, embora produza íons OH^- quando reage com a água, não conta como uma base de Arrhenius porque é um elemento, e não um composto como requer a definição.⁵³

A neutralização seria a reação entre os íon H^+ e OH^- produzindo água, conforme a seguinte equação:



A partir da teoria de Arrhenius e lei de ação das massas, determinou-se a constante de dissociação da água pura, o primeiro a fazer essa determinação foi Arrhenius em 1887 a partir de cálculos do grau de hidrólise do acetato de sódio, em 1893, Wilhelm Ostwald também determinou essa constante com células de concentração e, no ano seguinte, por F. Kohlrausch e A. Heydweiller por medidas de condutância, chegando a valores do produto iônico entre $1,41 \times 10^{-14}$ a $1,1 \times 10^{-14}$.⁵⁴



Aplicando a lei de ação das massas:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad (13)$$

⁵² P. Atkins, & L. Jones, *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre. Bookman, 2001.

⁵³ *Ibid.*

⁵⁴ Gama & Afonso; F. Szabadvary, *History of analytical chemistry*. 1ª ed. (Pergamon Press, 1966).

Como a concentração da água no equilíbrio é constante temos:

$$K[\text{H}_2\text{O}] = K' = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] \quad (14)$$

Esse é o produto iônico da água, K_w , que foi importante para, posteriormente, estabelecer o conceito de pH.

Hans Friedenthal observou que nas soluções - depois de certo grau de diluição - era impossível ter concentrações definidas de íons hidrogênio e hidroxila a partir de ácidos e bases puras. As concentrações muito baixas de H^+ e OH^- eram afetadas por meros traços de qualquer contaminante, mas um de seus estudantes, Pál Szily, descobriu que era possível preparar soluções com pequenas, mas constantes concentrações de íons hidrogênio, e uma dessas soluções foi preparada pela mistura de sais alcalinos como o mono e dihidrogênio fosfato. Szily estava estudando ácidos e bases no soro sanguíneo e concluiu que o soro comportava-se como uma solução de bicarbonato que está saturada com dióxido de carbono; este foi o primeiro estudo e aplicação de uma solução tampão.

Friedenthal, finalmente, recomendou que uma solução deveria ser caracterizada pela concentração dos íons hidrogênio, de acordo com a seguinte equação:



A concentração dos íons hidrogênio, também, determinaria a concentração dos íons hidroxila, pois 10^{-14} dividido pela concentração dos íons hidrogênio daria a concentração dos íons hidroxila.⁵⁵

⁵⁵ Szabadvary.

Para contornar o uso de muitos zeros, trabalhava-se com notação científica. Em 1909, Sören P. T. Sørensen estabeleceu uma maneira mais prática usando um artifício matemático para expressar a acidez pelo logaritmo negativo da concentração dos íons hidrogênio e, graças ao artifício, apresentava valores positivos para faixa de concentração abaixo de 1 mol L^{-1} :

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$; pH, "pondus hidrogenni – potencial de hidrogênio"

Uma definição mais precisa de pH é: $\text{pH} = -\log a_{\text{h}}$, onde a_{h} é a atividade do íon hidrogênio⁵⁶

A rigor, o conceito de pH aplica-se somente a soluções aquosas e diluídas. Para se calcular a basicidade do meio, pOH, podemos lançar mão da expressão : $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, daí a importância do produto iônico da água, k_{w} , também é importante notar que os valores da escala de pH não são arbitrários.⁵⁷

Através do desenvolvimento da teoria de dissociação eletrolítica de Arrhenius, foi possível explicar a condutividade elétrica das soluções, teve ampla aplicação em vários campos com citados acima. Um das primeiras aplicações foi na explicação de certas anomalias nos valores de propriedades coligativas descritas por Jacobus van't Hoff. Na Obtenção da lei de diluição de Ostwald; a equação de Nerst, que relaciona a força eletromotriz das pilhas com a concentração de íons. Mas, apesar de todos esses avanços, estava restrita a água sendo, em alguns casos, possível estender a outros solventes.⁵⁸

A teoria de Arrhenius foi um sucesso para explicar as reações ácido-base em meio aquoso, mas não incluía reações semelhantes que ocorriam em solventes não aquosos. Edward Franklin, em 1905, propôs que a reação entre o cloreto de amônio e amida de sódio na amônia líquida era uma reação ácido-base, apesar dos íons H^+ e OH^- não estarem presentes e

⁵⁶ Gama & Afonso.

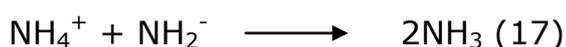
⁵⁷ Ibid.

⁵⁸ A. P. Chagas, "O ensino de aspectos históricos e filosóficos e as teorias ácido-base do século XX," *Química Nova* 23, nº1(2000):126-132; R. H. Petrucci, & W. S. Harwood, *General chemistry: principles and modern applications*, 7ª ed. (New Jersey: Prentice Hall, 1997).

nem haver a formação de água. Esta teoria ficou conhecida como sistema solvente amônia de Franklin.⁵⁹



Franklin considerava que o solvente sofria uma auto ionização, gerando um cátion, que agiria como o ácido, NH_4^+ e uma base, o ânion, NH_2^- , a reação de neutralização seria:



Que é uma reação análoga a reação dos íons H_3O^+ e OH^- em meio aquoso.⁶⁰

A partir do trabalho de Franklin com amônia surgiu a teoria do sistema solvente, um dos químicos que desenvolveu essa teoria foi Albert F. O. Germann, em 1925, estudando o sistema com o solvente COCl_2 :



Ácido é tudo que faz aumentar a concentração do cátion característico do solvente e base é o que aumenta a concentração do ânion característico.⁶¹

Apesar desta teoria apresentar um escopo maior que as outras teorias ácido-base, apresentava importantes limitações, como por exemplo a necessidade da presença de um solvente e que o mesmo sofresse auto ionização.

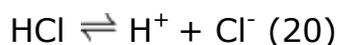
Arrhenius supôs que bases iônicas como o NaOH e KOH fossem dissociadas para produzir o íon hidróxido apenas quando dissolvidas em água; contudo, atualmente, sabemos que os compostos iônicos existem na forma de íons mesmo nos cristais. Também que o excesso de íons H^+ em um ácido qualquer em solução aquosa aparecesse por simples

⁵⁹ Kolb.

⁶⁰ Ibid.

⁶¹ Ibid.

equilíbrio de dissociação do ácido quando dissolvido em água. Assim, por exemplo, no caso do ácido clorídrico, ele formulou a hipótese de que a reação consistia da dissociação de algumas moléculas do ácido em íons H^+ e Cl^- , em equilíbrio com as moléculas não dissociadas do ácido: ⁶²



Um íon hidrogênio H^+ , sendo apenas um próton não contém elétrons tendo um raio efetivo aproximado de $10^{-13}cm$; um próton, com essa relação carga/raio extremamente elevada, não pode existir em forma não-hidratada em solução aquosa, rodeada por moléculas de água cujos átomos de oxigênio apresentam, naturalmente, não só uma carga negativa parcial como dois pares de elétrons não compartilhados. Portanto, o cátion hidrogênio livre, o próton, não existe em solução aquosa.⁶³

Se o íon hidrogênio não pode existir sem hidratação em solução aquosa, podemos representar essa reação do seguinte modo:



O íon H_3O^+ , por causa de sua semelhança com o íon amônio, NH_4^+ , recebeu o nome de íon hidrônio. Por estarem as próprias moléculas de água associadas por meio de ligações hidrogênio, parece fora de dúvida estar cada próton associado a um número variável de moléculas de água. Os íons hidrônio em solução são com toda probabilidade $(H_5O_2)^+$, $(H_7O_3)^+$, $(H_9O_4)^+$, dependendo do grau médio de hidratação como também da temperatura, mas por simplicidade representamos H_3O^+ , a existência do íon hidrônio foi comprovada por meio de espectroscopia do infravermelho, e poderíamos representar a dissociação em água de qualquer ácido pela equação geral:

⁶² C.A.Vanderwerf, *Acids, bases and the chemistry of the covalent Bond* (London: Chapman & Hall, 1962).

⁶³ Ibid.



Há um certo número de compostos covalentes, como a amônia, que em solução aquosa exibem características das bases, de acordo com dados de condutividade elétrica se dissociam em grau limitado, produzindo baixas concentrações do íon hidróxido e, por isso, são consideradas bases fracas; o outro íon produzido nessa reação de dissociação é o amônio, NH_4^+ , a reação de equilíbrio dessa reação pode ser representada por:



Outros compostos covalentes que, pelas mesmas razões podem se comportar como bases fracas, se dissociam de modo análogo e a equação geral pode ser representada pela equação (VANDERWERF, 1962):⁶⁴



Examinando a equação de dissociação de ácidos e bases covalentes, podemos observar que a função de um ácido como o clorídrico em sua reação com a água é exatamente a oposta de uma base como a amônia. Enquanto a molécula do ácido doa um próton a uma molécula de água, a molécula de amônia recebe um próton da molécula de água.⁶⁵

Essa ideia geral levou a uma ampla e importante definição de ácidos e bases. Em 1923, independentemente, J. N Bronsted em Copenhague e J. M. Lowry em Cambridge propuseram que um ácido fosse definido, simplesmente, como qualquer substância capaz de doar um próton a outra substância. Uma base, qualquer substância capaz de receber um próton

⁶⁴ Ibid.

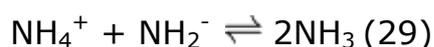
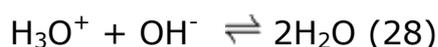
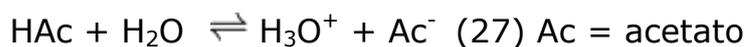
⁶⁵ Ibid.

de outra substância. Em resumo, um ácido é um doador prótons e uma base é um receptor de prótons.⁶⁶

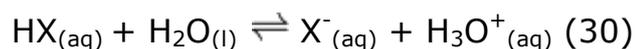
A reação de neutralização seria uma transferência de prótons entre um ácido e uma base, conforme a equação abaixo:



Exemplos:



Em qualquer equilíbrio ácido-base - tanto a reação direta quanto a inversa - envolve transferência de próton. Por exemplo, considere a reação de um ácido, que denominamos HX, com a água:



Na reação direta HX doa um próton para H₂O. Consequentemente, HX é um ácido de Bronsted-Lowry, e H₂O é uma base de Bronsted-Lowry. Na reação inversa o íon H₃O⁺ doa um próton para o íon X⁻, logo H₃O⁺ é o ácido e X⁻ é a base. Quando o ácido HX doa um próton, ele deixa para trás uma substância, X⁻, que pode atuar como uma base. Semelhantemente, quando H₂O age como uma base, ela gera H₃O⁺, que pode atuar como um ácido.⁶⁷

Um ácido e uma base como HX e X⁻, que diferem apenas na presença ou ausência de um próton, são chamados par ácido-base conjugado. Cada ácido tem uma base conjugada, formada pela remoção de um próton de um ácido. Por exemplo, OH⁻ é a base conjugada de H₂O, e X⁻ é a base conjugada de HX. Analogamente, cada base tem associada a

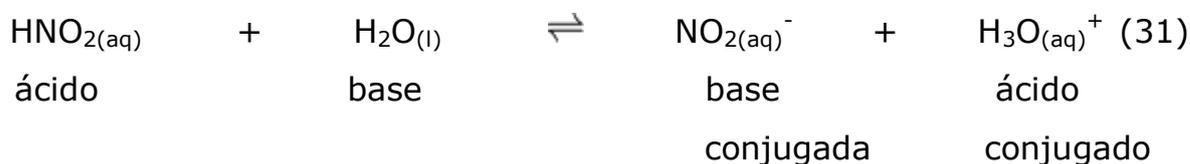
⁶⁶ Ibid.

⁶⁷ T. L. Brown et al., *Química a ciência central* (São Paulo:Pearson Prentice Hall, 2005).

ela um ácido conjugado, formado pela adição de um próton à base. Assim, H_3O^+ é o ácido conjugado de H_2O e HX é o ácido conjugado de X .⁶⁸

Quanto mais forte um ácido, tanto mais fraca sua base conjugada e quanto mais forte a base, mais fraco seu ácido conjugado.

Exemplos:



Esta teoria permitiu o desenvolvimento de estudos em sistemas fortemente ácidos, sendo o ácido sulfúrico o solvente, sistemas sólidos, desenvolvimentos de indicadores para estes meios. Apesar de alguns problemas, é uma teoria utilizada e atual.⁶⁹

Examinando as definições de Bronsted-Lowry, quanto a sua aplicação conceitual, apresenta limitações, pois as definições se aplicam a transferência de prótons. Gilbert N. Lewis afirmou que "qualquer extensão instrutiva do conceito de ácido foi retardada pelo que ouse chamar de culto ao próton".⁷⁰

Em 1923 Lewis propôs as seguintes definições para ácidos e bases: Um ácido é um receptor de pares eletrônicos, uma base é um doador de pares eletrônicos e uma reação ácido-base é o compartilhamento de um par eletrônico entre um ácido e uma base.⁷¹

Essas três definições simples constituem o núcleo do que ora se conhece como a teoria de Lewis para ácidos e bases. Em ampla extensão,

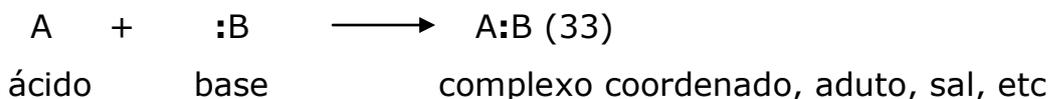
⁶⁸ Ibid.

⁶⁹ Chagas.

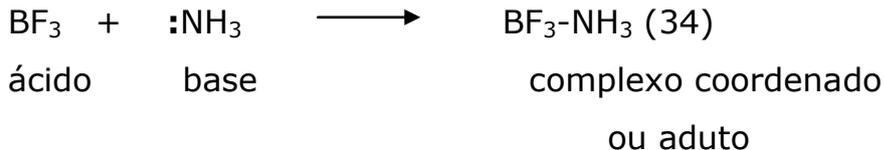
⁷⁰ Vanderwerf.

⁷¹ Ibid.

libertam o conceito da dependência do átomo de hidrogênio (próton) e abrem uma nova e ampla visão da química dos ácidos e das bases.⁷² De uma maneira geral temos:



A reação fundamental ácido-base, de acordo com a teoria de Lewis, é a formação de uma ligação covalente entre um ácido e uma base. A base é o doador de pares eletrônicos, o ácido, o receptor. O processo recebe o nome de neutralização, ou simplesmente coordenação. O produto da reação é um composto coordenado, um complexo coordenado ou aduto, formado por uma porção ácida e por outra básica. Um exemplo típico, e muitas vezes citado, é a reação do ácido trifluoreto de boro com a base amônia para formar o complexo coordenado BF_3NH_3 .⁷³



A teoria Lewis foi aplicada inicialmente no estudo de reações orgânicas e na Química de Coordenação. Surgiram, então, os termos doador e aceitador e reagentes eletrofílicos e nucleofílicos cunhados por C. K. Ingold em 1933. Os termos cunhados por Ingold envolviam não apenas ácidos e bases, mas também oxidantes e redutores, generalizando assim os próprios conceitos de Lewis, o que não contribuiu para a popularização da teoria.⁷⁴

⁷² Ibid.

⁷³ Ibid.

⁷⁴ Chagas.

Em 1938, Lewis retoma o tema ácido-base, apresentando uma conferência onde especifica os critérios fenomenológicos, ou macroscópicos, para o comportamento ácido base:

- 1) A reação entre um ácido e uma base, neutralização, é rápida;
- 2) Um ácido ou uma base pode descolar um ácido ou uma base mais fraco de seus compostos;
- 3) Ácidos e bases podem ser titulados um com o outro por meio de indicadores;
- 4) Ácidos e bases são capazes de atuarem como catalisadores.

Assim Lewis une observações fenomenológicas com a interpretação molecular e sua teoria passa a ter ampla aceitação e considerada unificadora. Muitos artigos e livros passam a tratar de sua teoria; com isso, novas linhas de pesquisa passaram a ser desenvolvidas, como por exemplo estudos do ácido etilenodiamintetraacético (EDTA) e outros agentes quelantes, os conceitos de ácidos duros e moles, a química supramolecular, correlação de fenômenos ácido-base e de óxido-redução.⁷⁵

Uma teoria de ácidos e bases, ainda mais ampla que a de Lewis, foi estabelecida em 1939 pelo russo M. Usanovich, que considera ácido toda substância que, com as bases, formam sais, cede cátions ou então se combinam com os ânions ou captura elétrons. Bases inversamente, toda substância que forma sais com ao ácidos, cede ânions ou elétrons e se combina com os cátions.⁷⁶

A UTILIZAÇÃO DO SOFTWARE COMO ESPAÇO DE PERCEPÇÃO E INTERAÇÃO

A adoção de softwares como ferramentas auxiliares na educação é uma alternativa que pode trazer diversas possibilidades de contribuição ao Ensino de Química. O uso de tais ferramentas tem se mostrado importante para uma melhor compreensão de conteúdos, interpretação de dados e na simulação de fenômenos químicos e físicos.

⁷⁵ Ibid.

⁷⁶ Izrael M. Rozenberg. *Química Geral*. (São Paulo: Edgard Blücher, 2002).

Os softwares de simulação apresentam grande relevância no ensino de Química, uma vez que privilegiam a interatividade do usuário com os sistemas propostos, o que, com a intervenção do professor, pode proporcionar uma aprendizagem significativa dos conteúdos de forma mais eficiente quando comparado com as formas mais tradicionais de interação (livros e aula expositiva) utilizados isoladamente.

Neste sentido, a introdução de um software de simulação nesta abordagem tem como objetivo principal propiciar uma visão dinâmica dos conceitos construídos na etapa anterior. A utilização das simulações deve possibilitar ao aluno:

- Identificar se uma solução é ácida ou básica;
- Dispor ácidos ou bases em ordem relativa de acidez;
- Determinar a concentração de íons hidroxila (OH^-), de hidrônio (H_3O^+) e de água (H_2O) em determinado valor de pH;
- Relacionar a cor do líquido ao pH;
- Predizer (qualitativa e quantitativamente) como a diluição e volume afetam o pH e a concentração de íons hidroxila, íons hidrônio e água.

O software “Escala de pH”, utilizado no desenvolvimento da proposta, foi desenvolvido pela Universidade do Colorado e está disponível no sítio <http://phet.colorado.edu> para download gratuito. Em termos gerais, o software possibilita ao professor simular testes utilizando substâncias comuns como café, saliva e sabão permitindo a identificação de seu caráter ácido, básico ou neutro através da avaliação de diferentes parâmetros. O software permite ainda a visualização da razão entre a concentração de íons H_3O^+ e OH^- e sua relação com a escala de pH; utilização de escala logarítmica e linear, além de possibilitar a investigação da influência da diluição no pH. Cabe destacar que o conhecimento sobre os conceitos de ácidos e bases, segundo a Teoria de Arrhenius, é suficiente para explicar os fenômenos simulados pelo software, entretanto, o professor deve procurar extrapolar os conceitos segundo teorias mais amplas, como a Brønsted-Lowry. A adoção dos conceitos ácido-base de Arrhenius se

justifica pela importância histórica da teoria e, principalmente, por sua ampla aplicabilidade em sistemas aquosos.

O software utilizado apresenta versão em português e tem interface simples e bastante intuitiva. A Figura 3 mostra a representação da tela típica do programa. Nesta representação, simula-se o cálculo do pH de um líquido qualquer para o volume de 1L de solução, nas concentrações de H_3O^+ e OH^- mostradas à direita da tela. Os pontos coloridos no sistema evidenciam a diferença de concentração entre as espécies iônicas citadas.

O software permite a alteração dos diferentes parâmetros mostrados na Figura 3: adição da substância estudada, diluição (adição de água), alteração do pH e da concentração dos íons hidrônio e hidroxila.

As substâncias ácidas e básicas são conhecidas desde as antigas civilizações. Como exemplo, temos a civilização egípcia que se destacou em seus conhecimentos.

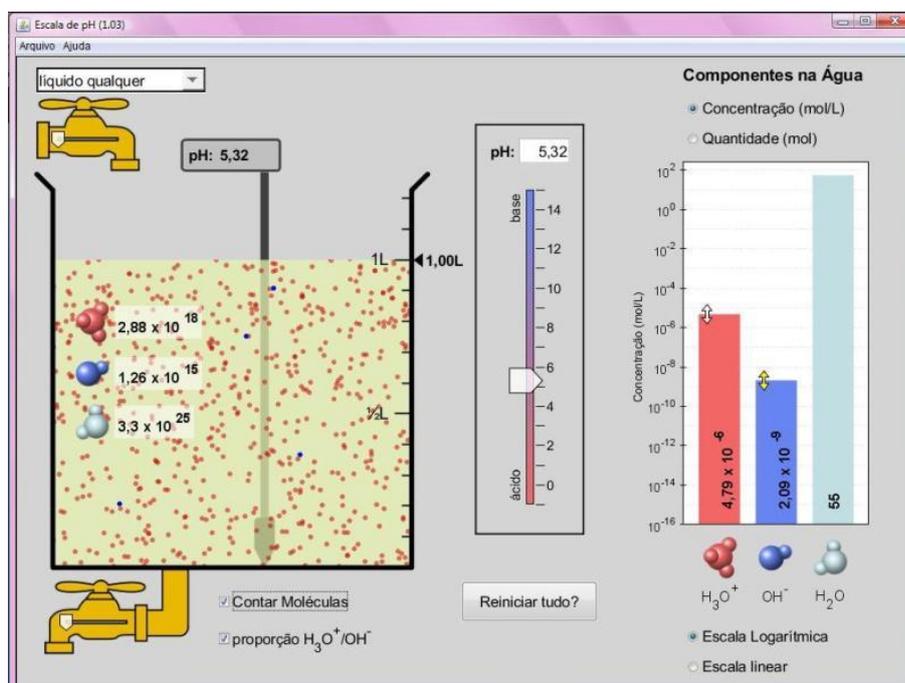


Figura 3. Interface do programa “Escala de pH”

Utilizando o sangue como exemplo, inicialmente (figura 4a), é apresentado o seu pH normal (7,4) e as concentrações de H_3O^+ e OH^- correspondentes. A partir desse sistema, pode-se avaliar a influência da

diluição no sistema sobre as concentrações dos íons H_3O^+ e OH^- e consequentemente sobre o pH do sistema. A figura 4b mostra a representação da adição de 0,5 L de água ao sistema, resultando na diminuição do pH.

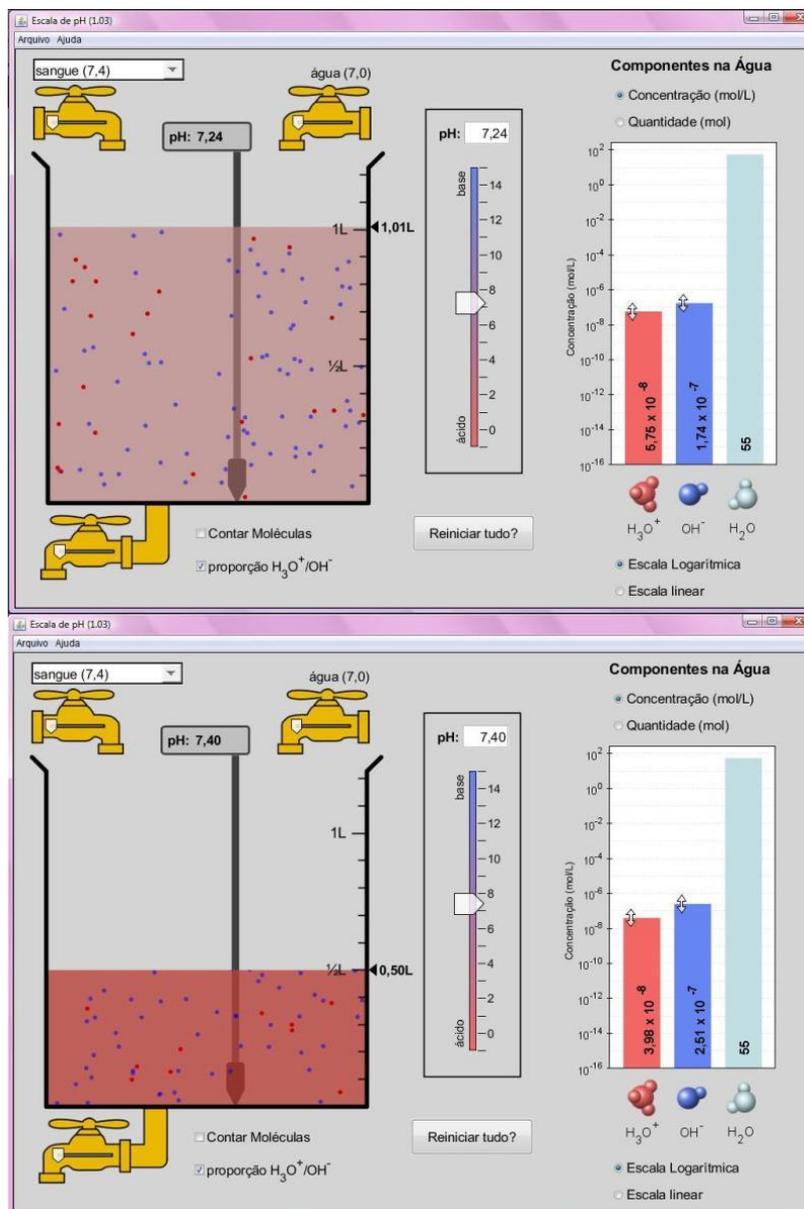


Figura 4. Variação das concentrações de íons H_3O^+ e OH^- em função da diluição do sistema

Dado o seu caráter interativo, a adoção do software na simulação de diferentes situações permite estimular a curiosidade e a capacidade de correlação do aluno, levando-o a estabelecer relações de causa/efeito que

justifiquem as alterações observadas na tela. O uso deste programa permite, também, ao estudante visualizar de forma concreta que o pH de um sistema é dependente das concentrações dos íons hidrônio e hidroxila.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

A escolha da evolução dos conceitos ácido-base através da História da Ciência é um tipo de abordagem que possibilita aos alunos uma compreensão das controvérsias em torno da evolução dos conceitos, e que os conceitos são construídos por cientistas, indivíduos sujeitos a erros, que não são predestinados ou gênios. Seus trabalhos e Teorias são frutos de muito trabalho e embates entre os diferentes modelos. É de grande importância que, na construção do conhecimento químico, seja introduzida a noção de que cada conceito é produto de sua época, com grande influência de aspectos sociais e tecnológicos. Assim, se permite discutir as teorias não do ponto de vista de quem as classifica como certas ou erradas, e sim avaliar criticamente se satisfazem ou não ao que foram propostas. Podemos também destacar o papel da comunidade científica na validação, ou não, uma nova teoria.

Trabalhando o tema proposto numa perspectiva histórica, a partir das definições de Arrhenius, pode-se levar o aluno a perceber que o modelo para as Teorias que surgem após, como as de Bronsted e Lewis, tem a tendência de generalizar a anterior, englobando cada vez mais um número maior de fenômenos, sem contraposição.

Nas últimas décadas, com a ampliação do acesso às ferramentas computacionais nas escolas como política pública, a tecnologia da informação tem se mostrado um aliado valioso no desenvolvimento da aprendizagem. Nesta perspectiva, o uso de softwares educacionais é introduzido nas escolas como um recurso didático importante para o professor, por permitir simulações satisfatórias de fenômenos químicos e físicos em nível microscópico. Uma vez que a maioria das escolas públicas não dispõe de laboratório de química e considerando a ampliação ao acesso à internet, o uso deste software pode ser uma ferramenta

significativa para a aprendizagem, ajudando o aluno a visualizar fenômenos microscópicos.

SOBRE OS AUTORES:

Marcos Paulo da Silva

IFBA-*Campus* Ilhéus

(e-mail: mapaulo@ifba.edu.br)

Maria Antonieta Santiago

IFBA-*Campus* Ilhéus

(e-mail: mariaasantiago@yahoo.com.br)