

10

SISTEMA TAMPÃO EM SALA DE AULA: MEDIÇÕES PEDAGÓGICAS NA FORMAÇÃO INICIAL DE PROFESSORES DE QUÍMICA

Buffer System in Classroom: Pedagogical Mediations in the Initial Training of
Chemistry Teachers

RESUMO

O tema equilíbrio químico é um dos tópicos mais difíceis do currículo de química devido à abstração necessária para compreender o nível teórico-conceitual. Dificuldades com relação ao processo de ensino e aprendizagem de conceitos químicos são recorrentes nas aulas de Química, um exemplo é a compreensão de um sistema tampão. O licenciando não consegue transitar do nível fenomenológico (reações químicas observadas) para os níveis: teórico-conceitual (conceitos de equilíbrio ácido-base) e o nível representacional (equações químicas). Assim, tínhamos a seguinte questão: Como os licenciandos em Química constroem os conceitos científicos com relação aos três níveis do conhecimento químico para uma atividade sobre sistema tampão? Para responder à questão uma sequência de ensino foi desenvolvida com a mediação pedagógica da professora. Esta é uma pesquisa qualitativa, fundamentada em Vigotski e Bachelard. Neste trabalho a atividade possibilitou aos licenciandos lidar com suas dificuldades e obstáculos epistemológicos.

Palavras-Chave: Equilíbrio químico. Mediação pedagógica. Formação inicial de professores.

Renata Bernardo Araújo

araujorenatab@gmail.com

Universidade do Estado de Minas Gerais (UEMG)

<http://orcid.org/0000-0002-1291-1579>

Daniela Gonçalves de Abreu Favacho

danielaga@ffclrp.usp.br

Universidade de São Paulo (USP)

<http://orcid.org/0000-0003-1533-4647>

Yassuko Iamamoto

yassuko.iamamoto@gmail.com

Universidade de São Paulo (USP)

<http://orcid.org/0000-0003-0761-5086>

ABSTRACT

Chemical equilibrium is one difficult topic in the chemistry curriculum because of the abstraction necessary to understand the theoretical-conceptual level. Difficulties with regard to the teaching and learning process of chemical concepts are recurring in Chemistry classes; an example is the understanding of a buffer system. The undergraduate cannot pass from the phenomenological level (observed chemical reactions) to the theoretical-conceptual levels (concepts of acid-base equilibrium) and the representational level (chemical equations). Thus, we had the following question: How do chemistry students building scientific concepts in relation to the three levels of chemical knowledge for a buffer system activity? To answer the question, a teaching sequence was developed through pedagogical mediation of the teacher. This is a qualitative research, based on Vigotski and Bachelard. In this work, the activity enabled to undergraduates to deal with their difficulties and epistemological obstacles.

Keywords: Chemical Equilibrium. Pedagogical Mediation. Teacher Training.



INTRODUÇÃO

A literatura relata as dificuldades de ensino-aprendizagem do equilíbrio químico, sendo este considerado um dos temas mais difíceis no currículo de química (PEREIRA, 1989; BERQUIST E HEIKKINEN, 1990; TYSON, TREAGUST E BUCAT, 1999; SOLOMONIDOU E STAVRIDOU, 2001; PIQUETE E HEIKKINEN, 2005; ÖZMEN, 2007), devido à abstração necessária para compreender principalmente o nível teórico-conceitual. É uma das razões que explicam os fatos mencionados é que o equilíbrio químico é um conceito abstrato que exige o domínio de vários conceitos subordinados (QUÍLEZ, 2004).

Özmen (2007) realizou uma investigação sobre as concepções alternativas em equilíbrio químico, com estudantes do ensino médio. Um questionário foi desenvolvido e aplicado. Foi também elaborado um texto que corrige de forma clara as concepções alternativas dos estudantes. Após identificação das dificuldades dos estudantes por meio da correção dos questionários. O texto foi debatido em sala de aula com os estudantes, de forma a trabalhar os conceitos científicos corretamente. Na avaliação final, o mesmo questionário foi repetido, e foi observado que o texto ajudou os estudantes a apresentarem respostas cientificamente aceitas.

Ghirardi, et al. (2014) propuseram sequências didáticas com objetivo de ensinar o conceito de equilíbrio químico para estudantes de Ensino Médio. Essa sequência considerou a evolução do conceito de equilíbrio químico numa perspectiva histórica e epistemológica do conceito, as concepções alternativas, as dificuldades de aprendizagem destacadas no ensino de ciências e pelas pesquisas em educação. Os autores concluíram que este tipo de estratégia de ensino permitiu que os alunos aprendessem ativamente.

Bertotti (2011) avaliou as dificuldades e concepções alternativas dos estudantes iniciantes no curso de graduação em Química. Ele destaca algumas dificuldades dos estudantes, no caso de soluções tampão, um sistema em equilíbrio químico em soluções aquosas envolvendo reações ácido-base. Assim, quando se exemplifica a adição de uma espécie química que perturba o equilíbrio químico, o aluno não relaciona a natureza da reação entre o reagente adicionado e as espécies químicas em solução. Faltando também, clareza sobre a quantidade de matéria (mols) e a concentração (mol L^{-1}).

Segundo Johnstone (2010) o conhecimento químico é classificado em três níveis de compreensão: macroscópico, submicroscópico e o representacional. O nível macroscópico (fenomenológico) é referente aos eventos que podem ser reproduzidos ou visualizados; o nível sub-microscópico (teórico-conceitual) compreende a dimensão teórica dos conhecimentos químicos, envolvendo explicações baseadas em termos abstratos como átomo, molécula, íon, pH, teoria ácido-base, entre outros; e o nível representacional expressa os conteúdos químicos de natureza simbólica, tais como as fórmulas e equações químicas.

Ao ensinar conceitos químicos, algumas dificuldades com relação ao processo de aprendizagem são recorrentes em sala de aula, um exemplo é a compreensão referente ao controle de pH pelo sistema tampão, este processo é realizado no laboratório com a adição de reagentes e verificação do pH pelo papel indicador universal (nível fenomenológico). O licenciando não consegue articular o nível fenomenológico (observado no experimento) com os níveis: teórico-conceitual que envolve os conceitos de equilíbrio ácido-base e as respectivas constantes e o nível representacional (equações químicas).

Assim, neste artigo são apresentados os resultados de uma pesquisa, que teve como objetivo discutir a contribuição de uma atividade sobre sistema tampão, para o processo de ensino-aprendizagem de conceitos de equilíbrio químico e sistema tampão com ênfase na articulação dos três níveis de compreensão do conhecimento químico. Destaca-se o modo como os conteúdos conceituais foram desenvolvidos em sala de aula por meio da atividade em sequência de ensino, com a mediação pedagógica.

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

Considerando a aprendizagem dos licenciandos como um processo de interação dialógica entre os sujeitos na sala de aula, representada pelo desenvolvimento do pensamento e linguagem, nos quais o conceito científico é mediado por outro conceito (FONTANA, 2005; FONTANA e CRUZ, 1997). Nessa perspectiva, se adotou como um dos postulados teóricos deste trabalho os estudos realizados por Vigotski na perspectiva da teoria histórico-cultural.

Na interação social do indivíduo a linguagem desempenha um papel importante para sua comunicação com os outros, assim para que pudesse agir coletivamente o homem criou um sistema de signo que permitiu compartilhar significados (FONTANA e CRUZ, 1997). Nesse sentido, as autoras complementam o significado da linguagem nos processos de comunicação humana:

Ela é constitutiva (é a base) da atividade mental humana, sendo ao mesmo tempo um processo pessoal e social: tem origem e se realiza nas relações entre indivíduos organizados socialmente, é meio de comunicação entre eles, mas também constitui uma reflexão, a compreensão e a elaboração das próprias experiências e da consciência de si mesmo (FONTANA e CRUZ, 1997, p. 83).

Segundo Oliveira (1992) a linguagem para Vigotski possui duas funções fundamentais: a de intercâmbio social e a de pensamento generalizante, pois favorece a comunicação entre os indivíduos, e atribui categorias conceituais que tem seus significados compartilhados pela comunidade que desfruta de determinada linguagem. Podemos dizer que os conceitos são construções culturais, internalizadas pelos indivíduos no decorrer de seu desenvolvimento. Assim, os conceitos são definidos por características consideradas importantes aos grupos culturais. Desse modo, é o grupo cultural que irá definir o universo de significados em conceitos, nomeado por palavras da língua desse grupo. Esta autora exemplifica o sentido da linguagem no favorecimento dos processos de abstração e generalização.

Os atributos relevantes têm de ser abstraídos da totalidade da experiência (para que um objeto seja denominado “triângulo” ele deve ter três lados, independentemente de sua cor ou tamanho, por exemplo) e a presença de um mesmo conjunto de atributos relevantes permite a aplicação de um mesmo nome a objetos diversos (um pastor alemão e um pequinês são ambos cachorros, apesar de suas diferenças: os atributos de que compartilham permitem que sejam classificados numa mesma categoria conceitual) (OLIVEIRA, 1992, p. 27-28).

Ao estudar o processo de formação dos conceitos e seu desenvolvimento Vigotski (1993) definiu os conceitos cotidianos e científicos. Assim, para ele os conceitos cotidianos são caracterizados pela mediação espontânea, em que os sujeitos têm sua atenção voltada para uma situação vivenciada em suas experiências do dia-a-dia. Já, os conceitos científicos são aprendidos na escola, com a orientação do professor. Fundamentada no pensamento de Vigotski para (OLIVEIRA, 1992, p. 32):

As concepções sobre o processo de formação de conceitos científicos remetem a ideias mais gerais acerca do desenvolvimento humano. Em primeiro lugar, a particular importância da instituição escola nas sociedades letradas: os procedimentos de instrução deliberada que nela ocorrem (e aqui destaca-se a transmissão de conceitos inseridos em

sistemas de conhecimento articulados pelas diversas disciplinas científicas) são fundamentais na construção dos processos psicológicos dos indivíduos dessas sociedades. A intervenção pedagógica provoca avanços que não ocorreriam espontaneamente.

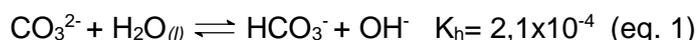
Dessa forma, o processo de ensino-aprendizagem que ocorre na escola permite aos iniciantes da cultura letrada a aquisição do conhecimento construído e acumulado pela ciência e a procedimentos metacognitivos, centrais ao próprio modo de articulação dos conceitos científicos (OLIVEIRA, 1992).

É nesse sentido que as discussões sobre Vigotski neste trabalho foram necessárias, pois no momento da atividade proposta em sala de aula observamos a importância da linguagem na construção dos conceitos científicos com a mediação pedagógica do conteúdo que se pretendia ensinar. No entanto, ao analisarmos os dados desta atividade observamos que obstáculos na aprendizagem dos licenciandos surgiram ao fazer a articulação entre os três níveis do conhecimento químico, assim foi necessário recorrer ao referencial de Bachelard (1996).

Segundo Bachelard obstáculos epistemológicos são entraves que impedem o aluno de compreender o conhecimento científico. Este mesmo autor categorizou os obstáculos epistemológicos principalmente na física e na química como de: observação prévia; de generalização prematura; verbal; do conhecimento unitário e pragmático; animista; realista e substancialista. No contexto de Química, Lopes (2007) classificou alguns obstáculos epistemológicos, dos quais destacamos os obstáculos substancialista e verbal.

O obstáculo substancialista surge de definições simples para determinado conhecimento científico, são explicações no nível fenomenológico de qualidade evidente ou superficial. Este obstáculo é recorrente nos livros didáticos e aulas de química quando é abordada a teoria ácido e base de Arrhenius, e na definição equivocada ao afirmarem que: ácido “contém” H^+ e base “contém” OH^- e liberam estes íons em solução. Além de ser obstáculo substancialista, pela forma simples de definir ácido e base, é também obstáculo verbal.

O obstáculo verbal- está relacionado à linguagem, ao uso de palavras antigas que vão mudando com o tempo e o contexto, por exemplo, a palavra “liberar”, significa obstáculo verbal neste contexto. A forma mais adequada para não induzir os licenciandos a este obstáculo é utilizar outras teorias ácido-base, de acordo com a especificidade do caso. Por exemplo, o íon CO_3^{2-} , não contém OH^- , contudo se comporta como base em água, devido à hidrólise. Para este caso, consideramos que a teoria mais adequada é a de Bronsted e Lowry:



O íon carbonato atua como base porque recebe prótons da água, produzindo o respectivo ácido conjugado, bicarbonato. A água por sua vez atuou como ácido doando prótons, gerando a respectiva base conjugada, íons hidroxila (eq.1).

Na perspectiva de melhoria do ensino de Química, Lopes (2007) concluiu a abordagem dos obstáculos epistemológicos sugerindo que seja dada uma atenção especial à linguagem adotada no ensino. E assim diz:

Ela pode ser instrumento para a discussão racional de conceitos altamente matematizados, como pode veicular metáforas realistas, pretensamente didáticas, que obstaculizam o conhecimento científico. O descaso para com as rupturas existentes na linguagem científica apenas tende a reter o aluno no conhecimento comum, e fazê-lo desconsiderar

Contexto da pesquisa e a abordagem do tópico equilíbrio químico e sistema tampão

Esta pesquisa foi desenvolvida com 36 licenciandos matriculados em uma disciplina de disciplina de Química Analítica (QA). As aulas da referida disciplina foram ministradas no 3º semestre do 2º ano de um curso de Licenciatura em Química noturno, em uma universidade pública, semanalmente com duas aulas teóricas de 1h e 40 minutos cada e uma aula de laboratório de 4h.

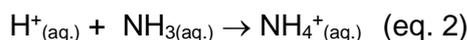
A parte teórica do ensino na disciplina é constituída do equilíbrio químico em soluções aquosas envolvendo reações: ácido-base, de precipitação, de complexação e de oxidação-redução. Na parte experimental é feita a análise qualitativa de cátions e ânions. Os cátions encontram-se divididos em cinco grupos analíticos, grupo I: Na^+ , K^+ e NH_4^+ ; grupo II: Mg^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+} e Sr^{2+} ; grupo III: Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} e Mn^{2+} ; grupo IV: Hg_2^{2+} , Pb^{2+} , Bi(III)^a , Cu^{2+} , Cd^{2+} , As(III)^a , As(V)^a , Sb(III)^a , Sb(V) , Sn^{2+} e Sn^{4+} ; Grupo V: Ag^+ , Pb^{+2} e Hg_2^{+2} . A separação analítica dos grupos de cátions é denominada de *marcha analítica*, um dos fundamentos mais importantes da marcha analítica está relacionado ao conceito de *equilíbrio químico em soluções aquosas*. O equilíbrio químico, além de tratar do equilíbrio de formação de sólidos, trata de reações ácido-base, oxidação e redução e de formação de complexos. É necessário que haja um controle efetivo das condições em que se processam as reações de separação e identificação dos cátions, por exemplo, o controle de pH por meio do sistema tampão formado.

Desenvolvimento da pesquisa e procedimentos metodológicos

Antes da realização da atividade sobre um sistema tampão os licenciandos tiveram aulas teóricas abordando o tema incluindo cálculos de pH.

No laboratório eles realizaram a reação de precipitação do íon Mg^{2+} . A reação foi feita em tubo de ensaio com 3 gotas de uma solução de nitrato de magnésio $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ e a seguir adicionou 3 gotas de HCl 6 mol L^{-1} e NH_3 6 mol L^{-1} gota a gota até o meio ficar alcalino (viragem do papel indicador tornassol, de rosa para azul) e 3 gotas de monohidrogenofosfato de sódio 3 mol L^{-1} . Os licenciandos conferiram o pH 9 com o papel indicador universal, observaram a formação de um precipitado cristalino branco no tubo de ensaio e no teórico-conceitual, a estrutura do precipitado em formato de estrelas (ALEXEYEV, 1975). E anotaram as equações químicas de cada etapa do experimento em seus cadernos de laboratório.

No nível representacional os licenciandos escreveram as equações químicas que expressam a formação da solução tampão. Expressaram inicialmente a equação iônica de neutralização, formando íon amônio:



Com a adição de excesso de amônia, o sistema $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ é formado. A seguir os licenciandos representaram o sistema tampão pela equação de equilíbrio da amônia.



Dessa forma, os licenciandos articularam o nível representacional e o teórico-conceitual quando eles compreenderam o processo de formação do tampão e consideraram que a solução é constituída de um ácido fraco NH_4^+ e uma base fraca NH_3 . Além disso, considera-se que os licenciandos resolveram previamente problemas de cálculos de pH

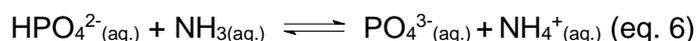
envolvendo sistemas ácido-base (tampão). Assim relacionaram o pH com $K_b=1,80 \times 10^{-5}$, e escreveram a expressão da constante de equilíbrio:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \quad (\text{eq. 4})$$

Os licenciandos articularam o nível fenomenológico quando observaram a formação do precipitado cristalino branco em formato de estrelas com o nível representacional escrevendo a equação química que expressa a formação do precipitado:



O experimento possibilitou aos licenciandos a articulação dos três níveis do conhecimento químico. No nível fenomenológico observaram a formação do precipitado de $MgNH_4PO_4 \cdot 6 H_2O_{(s)}$, e para explicarem porque precipita, transitaram entre o nível teórico-conceitual que é o efeito do sistema tampão no controle da concentração de íons PO_4^{3-} , na presença de NH_3 (base de reserva), e do Mg^{2+} na presença de NH_4^+ (ácido de reserva), e o nível representacional (Equações 5, 6 e 7).



Os licenciandos articularam também ao nível fenomenológico, quando observaram que não houve a formação do precipitado de $Mg(OH)_2$ (gelatinoso) com nível representacional (eq. 7) e com o nível teórico-conceitual para explicar o controle da concentração de íons OH^- com o tampão a pH 9.

Neste experimento, os íons Mg^{2+} ficam em solução favorecendo a formação do precipitado cristalino de $MgNH_4PO_4 \cdot 6 H_2O_{(s)}$. E assim, os licenciandos compreenderam o significado do produto iônico e do valor de K_{ps} na precipitação de íons Mg^{2+} a pH 9 (sistema tampão), e tiveram a oportunidade de articular os três níveis do conhecimento químico.

Depois que os licenciandos tiveram estas aulas, uma atividade foi elaborada com o objetivo de ensinar os conteúdos químicos deste tópico: equilíbrio ácido-base de Bronsted e Lowry, cálculos de concentração, pH e a expressão da constante de equilíbrio. Em uma sequência de ensino, que se constituiu em 4 momentos, com uma questão para os licenciandos responderem.

Esta é uma pesquisa qualitativa, e para o tratamento dos dados obtidos por meio da análise das respostas dos licenciandos à questão que foi proposta em atividade na sala de aula, se utilizou a análise de conteúdo de Bardin (2011). A resolução da questão em grupos de licenciandos foi mediada pela professora, com o auxílio de quatro monitores. Os áudios coletados na atividade foram transcritos, e para a análise se adotou a abordagem microgenética, definida por Góes (2000):

De um modo geral, trata-se de uma forma de construção de dados que requer a atenção a detalhes e o recorte de episódios interativos, sendo o exame orientado para o funcionamento dos sujeitos focais, as relações intersubjetivas e as condições sociais da situação, resultando num relato minucioso dos acontecimentos (GÓES, 2000, p. 9).

Assim, nesse trabalho são apresentados os recortes de episódios que evidenciam aspectos relativos a como os licenciandos mobilizaram seus conhecimentos químicos para uma atividade sobre sistema tampão, com relação aos três níveis propostos por Johnstone. Na discussão dos resultados turnos numerados são descritos e exemplificam as falas que

foram comuns nos grupos. Os licenciandos são designados como (L1, L2, e assim por diante) e os monitores (M) e a professora (P), e os grupos de licenciandos são designados como G1, G2, G3 e assim por diante.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

No **1º momento** dessa atividade - **Uma semana antes do 2º momento**: Foram disponibilizadas aos estudantes pelo site da faculdade, portal do aluno, as seguintes tarefas:

Leia o artigo de: FIORUCCI, A. R; SOARES, M. H. F. B; CAVALHEIRO, E. T. G. "O conceito de solução tampão. **Química Nova na Escola**, v.13, p.18, 2001, e prepare uma síntese de uma folha no máximo sobre:

1 – A importância do conceito de solução tampão, explicado por meio de exemplos nos sistemas biológicos, biogeoquímicos e na indústria de alimentos.

2 – Fatores que determinam o pH de uma solução tampão e a capacidade tampão no contexto das aplicações mencionadas.

Em sala de aula (**2º momento – 40 minutos**): A professora apresentou os princípios do sistema tampão e fez uma discussão com os licenciandos sobre os conceitos envolvidos e suas aplicações no artigo disponibilizado, retomando a leitura e respostas às questões atribuídas como tarefa no 1º momento. A seguir, alguns turnos dos diálogos que se seguiram:

(1) P: No sistema biológico o que é que vocês entenderam que tampona? Qual é o sistema que tampona o pH do sangue por exemplo?

(2) Licenciandos: Bicarbonato.

(3) P: Então eu vou apresentar aqui esse sistema (Representou por meio do slide as equações químicas do ácido carbônico em água: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$ e a constante de equilíbrio:

$$K_1 = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,2 \times 10^{-7}$$

E do bicarbonato em água: $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$

$$K_2 = \frac{[H_3O^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4,8 \times 10^{-11}$$

(4) P: Nós estamos colocando agora a importância do conceito de tampão nos sistemas, no sangue. Alguém pode escrever no quadro qual é sistema do sangue? Tampão do sangue, a equação de equilíbrio do sangue.

(5) L2 escreveu no quadro: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$ (Sempre olhando o slide).

(6) P: Quando esse sistema $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$ é tampão?

(7) P: Quando contém o quê? Nós definimos anteriormente o que é tampão.

(8) Todos os alunos conversaram, mas não responderam.

(9) P: Você tem um ácido fraco e o que? (Disse tentando ajudar os alunos a responderem)

(10) L3: Uma base fraca.

(11) P: Um ácido fraco e uma base fraca?

(12) P: Olhando no quadro quem é o ácido fraco e a base fraca, nesta equação que você escreveu? (Disse para a aluna que escreveu no quadro a equação: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$)

(13) L2: O ácido conjugado é HCO_3^- e o ácido H_2CO_3 .

(14) P: Ácido fraco é o ácido carbônico H_2CO_3 e bicarbonato é a base conjugada. (Falou corrigindo A2)

(15) P: Escreva você agora, a expressão de equilíbrio, da constante do ácido. (Disse ao A3).

(16) P: Agora escrevam a expressão da constante de equilíbrio do ácido.

(17) L3 escreveu no quadro:

$$K_a = \frac{[HCO_3^-][H_3O^+]}{[H_2CO_3]} = 4,2 \times 10^{-7}$$

(18) P: Se eu colocar mais OH^- neste sistema o que acontece com ele? (Se referindo ao sistema: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$ escrito no quadro)

(19) L4: Ele desloca para o lado esquerdo.

(20) P: Desloca para o lado esquerdo significa o quê?

(21) L4: Ele vai reagir com hidrônio e formar mais ácido carbônico.

(22) P: E aí vai ficar assim?

(23) L1: Vai restabelecer o equilíbrio.

(24) P: Eu coloquei OH^- ele consumiu o H^+ , ele disse que vai deslocar o sistema para formar mais ácido carbônico. E termina aí?

(Se referindo ao sistema: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$ escrito no quadro)

(25) L1: Falta formar o equilíbrio.

(26) P: Alguém falou restabelece o equilíbrio, o equilíbrio se restabelece neste momento?

(27) P: Restabelece como?

(28) L2: A razão entre os dois é a mesma.

(29) L2: Então diminui a concentração, aí ele desloca para a direita, por que está diminuindo a concentração.

(30) P: OH^- reagiu com H_3O^+ , nesse momento o que acontece com o sistema? Alguém disse que forma H_2CO_3 , não é verdade.

(Se referindo ao sistema: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$ escrito no quadro)

(31) L3: Aumenta a quantidade de bicarbonato.

(32) P: Se eu coloquei OH^- retirei H_3O^+ do sistema eu perturbei o valor da constante de equilíbrio, rapidamente o sistema se restabelece ionizando o ácido carbônico obedecendo o valor da constante.

(33) L2: Eu não entendi. Eu adiciono OH^- e este reagirá com quem?

(34) P: Se eu disser que este OH^- reagiu com ácido carbônico conceitualmente está certo, porque OH^- reage com H^+ e rapidamente ele vai ionizar.

(35) P: Alguém pode dizer funciona porque ele tem um ácido de reserva, e este ácido de reserva é o ácido carbônico.

(36) L2: Porque para mim seria assim, adiciona o OH^- , este OH^- vai consumir o ácido carbônico e isso vai deslocar, no sentido de formar esse ácido que foi consumido, deslocando para esquerda. (Apontou olhando para a equação do quadro: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$).

(37) P: A solução tampão não é assim, se você disser desloca para direita ou para esquerda isso é muito relativo.

(38) P: Agora se eu digo que OH⁻ reagiu com ácido carbônico, eu aceito a sua explicação.

(39) L2: Isso vai consumir, e deslocar para suprir esse ácido que foi consumido, para manter o equilíbrio.

(40) P: Por isso que eu estou dizendo que se você compreendeu como é que atuou para tamponar, ou seja, manter o pH constante está certo.

(Apontou olhando para a equação do quadro: $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$).

(41) P: Se você me explicar dessa forma, que está explicando, o OH⁻ reage com ácido carbônico e diminuiu a concentração de ácido carbônico, teoricamente esse sistema vai reagir com mais H₃O⁺ de tal forma a formar mais ácido carbônico. Não está errada a explicação, se você escrever a equação de equilíbrio e disser o que acontece com o sistema, está certo.

(42) P: Nesse caso é um ácido de reserva.

(43) L2: Professora, mas se você interpretar desse jeito não vai mudar o valor da constante?

(44) P: Não, porque sempre vai acontecer da constante ser obedecida.

(45) P: Então se ela disse que OH⁻ reagiu com H₃O⁺ este irá rapidamente se associar ao bicarbonato para formar mais ácido carbônico e a relação obedece ao valor do K_a (Mostrando a expressão da constante de equilíbrio)

$$K_a = \frac{[HCO_3^-][H_3O^+]}{[H_2CO_3]} = 4,2 \times 10^{-7}$$

(46) P: Vocês viram no artigo como calcular o pH do sangue?

Professora apresentou um slide com o sistema tampão H₂CO₃/HCO₃⁻ e disse:

(47) P: Vocês podem calcular o H⁺ desse sistema deduzindo da equação de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[HCO_3^-][H_3O^+]}{[H_2CO_3]} = 4,2 \times 10^{-7} \quad [H_3O^+] = K_a \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$$

(48) P: Ácido carbônico sobre bicarbonato multiplicado pela constante.

(49) P: Se a relação entre o ácido fraco e a base fraca fosse um, ou seja, o pH desse tampão seria igual ao pK_a = 6,38

(50) P: No sangue a K_{a1} = 7,94 x 10⁻⁷ a 37° C, a concentração de ácido carbônico é 0,0012 mol.L⁻¹ e a concentração de bicarbonato é 0,024 mol.L⁻¹, pH = 7,4. (Estas informações estavam escritas no slide da aula).

(51) P: Vejam que a quantidade de bicarbonato é maior do que a de ácido carbônico.

Os turnos de 1 ao 51 evidenciam a importância de a professora formular perguntas e discutir dirigindo o pensamento dos licenciandos para a construção do que ela pretendia ensinar que neste caso é a construção de conceitos químicos sobre o sistema tampão, nesse processo a professora estabelece uma confrontação entre ela e seus alunos como pode ser observado nos turnos 1, 4, 6, 7, 9, 11, 18, 20, 22, 24, 26, 27 e 30. Em seus questionamentos a professora demonstra que tenta direcionar o pensamento deles. E esta orientação estimula um jogo dialógico em que há confrontação de vozes historicamente definidas (FONTANA, 2005). Ou seja, na sua função docente ela atribui novos significados, explica e sistematiza conceitos químicos.

Essa ação da professora é significativa, pois representa o fato de que “os conceitos não são analisados como categorias intrínsecas da mente, nem como reflexo da

experiência individual, mas sim como produtos históricos e significantes da atividade mental mobilizada a serviço da comunicação, do conhecimento e da resolução de problemas” (FONTANA, 2005, p. 13). Dessa forma, nos turnos 20, 22, 24 e 37 ela questiona a simples explicação do licenciando de pensar que a adição do reagente OH^- ao no sistema tampão $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ irá fazer com que este desloque para a esquerda, sem explicitar o que significa o termo deslocar em um sistema tampão.

Logo, nos turnos 30, 37 e 45 a professora direciona suas explicações para que os licenciandos compreendam que quando se adiciona OH^- ao sistema tampão: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ocorre uma interação ácido-base, na realidade não há deslocamento para esquerda ou para a direita, pois o equilíbrio químico é dinâmico.

Nesse sentido, entendemos que os conceitos científicos no contexto da sala de aula são apropriados e reelaborados na interação professor-aluno pela mediação pedagógica, a professora corrige a linguagem do licenciando turnos 14 e 30, no turno 14 ela sistematiza os conceitos de equilíbrio químico ácido-base, nos turnos (32) e (45) a constante de equilíbrio, o pH do sistema tampão no turno (40), assim a professora estabelece interlocuções que possibilitam aos alunos o compartilhamento de significados conceituais adequados.

No turno 3 a professora escreve as equações de equilíbrio e a expressão da constante de equilíbrio do ácido e no turno 12 questiona os licenciandos sobre o ácido e a base fraca no sistema: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$, e isto evidencia as mediações da professora no sentido de elaborar um conceito por meio de outro, ao falar sobre o equilíbrio ácido-base e a constante de equilíbrio, ao enfatizar que no sistema tampão o pH é mantido constante (40) e que neste processo a constante de equilíbrio é obedecida e esta ideia fica sistematizada nos turnos 41 e 45.

Promovendo assim, a elaboração de conceitos cada vez mais generalizantes e abstratos, pela interpretação teórico-conceitual das equações químicas representadas e pelo fenômeno discutido que é o sistema tampão do sangue.

Assim podemos destacar que neste 2º momento os três níveis do conhecimento químico foram articulados por meio da mediação pedagógica da professora ao explicar o conteúdo, conforme (quadro 1). Na mediação pedagógica foi explicado como o pH do sistema tampão no sangue é mantido constante. A compreensão da expressão da equação de equilíbrio e a sua relação com a constante de equilíbrio é fundamental para se explicar como o sistema tampão funciona.

Além disso, a teoria ácido-base de Bronsted e Lowry explica o papel do ácido fraco, H_2CO_3 (ácido reserva) que reage com a base OH^- doando próton formando HCO_3^- e da base fraca HCO_3^- (base reserva) que reage com o ácido H^+ recebendo próton, formando H_2CO_3 . Nesse processo a professora explicou o funcionamento do tampão no sistema $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$:

P: Quando se adiciona H^+ , este reage imediatamente com HCO_3^- (base reserva) perturba momentaneamente o equilíbrio. H_2CO_3 formado se ioniza, repõe HCO_3^- consumido e o equilíbrio se restabelece, satisfazendo o valor de K_a .

P: Quando se adiciona OH^- , este reage com H_2CO_3 (ácido reserva), perturba momentaneamente o equilíbrio, liberando HCO_3^- . HCO_3^- sofre hidrólise, repõe o H_2CO_3 consumido e o equilíbrio se restabelece, satisfazendo o valor de K_b .

Quadro 1: Articulação dos três níveis do conhecimento químico

Fenomenológico	Representacional	Teórico-conceitual
Sangue, sistemas biológicos, biogeoquímicos e na indústria de alimentos (Contexto relatado no artigo proposto no 1º momento da atividade).	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,2 \times 10^{-7}$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$	Sistema tampão; equilíbrio químico em solução aquosa; constantes de equilíbrio de ácidos e bases fracas; teoria ácido-base de Bronsted e

	$K_b = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]} = 2,4 \times 10^{-8}$ <p style="text-align: center;">pH</p>	Lowry
--	--	-------

Fonte: Elaborado pela pesquisadora (2019).

Diante da interação aluno-professor na construção dos significados científicos, se retomam as palavras de Vigotski (1989) ao afirmar que a linguagem científica tem características próprias que são diferentes da linguagem comum, estas características são estabelecidas sócio-historicamente no processo de desenvolvimento das ciências. E nesse processo é a escola que possibilita a aprendizagem da linguagem e do vocabulário das disciplinas escolares baseadas nos conhecimentos científicos.

Depois da discussão (**3º momento – 60 minutos**) em sala de aula os licenciandos foram organizados, totalizando 8 grupos de licenciandos, cada grupo recebeu uma folha com a questão abaixo, adaptada do original que consta no artigo de Bertotti (2011). Esta questão exigiu dos licenciandos conceitos químicos mais abstratos. Ao final da aula as respostas foram entregues para correção.

Uma reação enzimática foi conduzida em tampão HTris⁺/Tris (200 mL), onde Tris corresponde à base fraca tris(hidroximetil)aminometano e HTris⁺ é o ácido fraco (pKa = 8,1). O pH da solução no início da reação era 7,8. Como resultado dessa reação, 0,0010 mols de H⁺ foram produzidos. Sabendo que a quantidade total de Tris em solução (Tris + HTris⁺) corresponde a 0,12 mols, calcule:

- A composição do tampão no início da reação (concentrações de Tris e HTris⁺).
 - O pH após o término da reação.
 - O pH após o término da reação, caso a solução não estivesse tamponada (sem Tris e HTris⁺).
 - Explique o resultado obtido em b) utilizando a equação de equilíbrio e a expressão da constante de ionização do ácido fraco ou da base fraca e a teoria ácido base de Bronsted e Lowry.
-

Diálogos durante a resolução dos itens: a e b

(1) L1: Qual a composição do tampão no início da reação, concentração de Tris e HTris. (Ficou pensando).

(2) L1: Gente pensa comigo aqui. Nós temos que partir de alguma coisa assim: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$, vocês lembram? Formando NH_4^+ . (Falou e escreveu na folha o exemplo citado).

(3) L2: Não, isso aí é a neutralização, aqui não é. Aqui é um tampão. (Indicou a reação): $\text{HTris}^+_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Tris}_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$

(4) L1: Então, aqui é $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$ você tinha que ter um excesso de amônia NH_3 , para estabelecer o equilíbrio com o NH_4^+ .

(5) L1: Aí depois esse NH_3 vai vir em excesso e reagir com a água como a gente fazia, e formava NH_4^+ e OH^- . Certo? (Disse e escreveu $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$).

(6) L1: Porque você lembra aquele negócio de início e fim que nós tínhamos que fazer. Estou pensando no equilíbrio químico.

Nos turnos de 1 ao 6, o grupo demonstrou a mobilização nos três níveis do conhecimento químico para entender o sistema tampão da questão proposta. Assim os

licenciandos resgataram o conhecimento adquirido na experiência vivenciada no laboratório quando fizeram as separações analíticas dos grupos I, II e III. Para separar, por exemplo, os cátions do grupo III (Fe^{3+} , Al^{3+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} e Mn^{2+}) dos cátions do grupo II (Mg^{2+} , Ba^{2+} e Ca^{2+}), realizaram na prática a produção do íon amônio por meio da reação do ácido clorídrico com excesso de amônia, obtendo o tampão $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$. As separações químicas observadas no nível fenomenológico foram explicadas por meio do tampão $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ articulando seus conhecimentos no nível representacional e teórico-conceitual. Os licenciandos estão tentando transpor o conhecimento adquirido anteriormente para um exemplo menos familiar, promovendo a elaboração de conceitos generalizantes e abstratos pela interpretação teórico-conceitual do fenômeno.

(7) L2: *É só substituir aqui na expressão (disse e escreveu):*

$$[\text{HTris}^+] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_a}$$

(8) L2: *Não esquecer que é ao quadrado.*

(9) M: *Porque você está colocando ao quadrado?*

(10) L3: *Porque é uma coisa que é igual, e vezes ela mesma.*

(11) L2: *Então no equilíbrio vai ser K_a igual ao produto sobre o reagente, o Tris vezes o hidrônio sobre o HTris^+ . (Escreveu):*

$$K_a = \frac{[\text{Tris}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HTris}^+]}$$

(12) L2: *Se eu considerei lá no início que Tris é igual ao hidrônio, posso falar que isso é igual a hidrônio ao quadrado.*

(Se referiu a expressão):

$$[\text{HTris}^+] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_a}$$

(13) M: *É um sistema tampão. Onde você está querendo chegar?*

(14) L2: *Estou querendo chegar na concentração de HTris^+ .*

(15) M: *Vocês podem fazer essas considerações quando vocês não têm valores, mas neste caso vocês tem. Qual é o pH inicial que foi fornecido no enunciado da questão?*

(16) L1: *Se você tem o pH inicial você tem a concentração de H^+ .*

(17) L2: *E daí?*

(18) L1: *Você não vai considerar Tris igual H_3O^+ .*

(19) L2: *É mesmo.*

Prosseguindo, dos turnos 7 ao 19 os licenciandos discutem como fazer o cálculo das concentrações, notamos que o licenciando diz que a concentração de Tris é igual a concentração de H_3O^+ , neste caso ele retoma seus conhecimentos de cálculos que realizou em etapas anteriores quando se tratava de uma solução de ácido fraco do tipo HA. Os licenciandos escreveram a equação de equilíbrio e a expressão da constante de equilíbrio (nível representacional), mas, demonstraram dificuldade em distinguir um sistema tampão

de uma solução de ácido fraco (nível teórico-conceitual). Neste caso com a interferência do monitor os alunos conseguiram perceber que estavam pensando de forma equivocada.

Neste ponto é fundamental o licenciando compreender que um sistema tampão deve ser constituído de uma concentração significativa de ácido fraco (no caso HTris⁺), e de base fraca (no caso Tris). Esta base fraca não poderia ser originada da simples ionização do ácido fraco. Por exemplo, no laboratório os estudantes viram na preparação do tampão NH₃/NH₄⁺, que a amônia era adicionada em excesso.

(20) L1: *Eu posso colocar a base conjugada em cima. (Se referiu à organização da equação):*

$$K_a = \frac{[\text{Tris}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HTris}^+]} = 7,94 \times 10^{-9}$$

(21) M: *Trabalhem por meio da equação que vocês escreveram. (Se referiu a equação):*

$$K_a = \frac{[\text{Tris}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HTris}^+]} = 7,94 \times 10^{-9}$$

(22) L2 *escreveu as duas equações:*

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HTris}^+]}{[\text{Tris}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{Tris}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HTris}^+]} = 7,94 \times 10^{-9}$$

(23) *Em seguida L2 escreveu:* $\frac{1,58 \times 10^{-8}}{7,94 \times 10^{-9}} = \frac{[\text{HTris}^+]}{[\text{Tris}]} = 1,98 = \frac{[\text{HTris}^+]}{[\text{Tris}]}$

(24) L2: *Logo eu substituo isso aqui [Tris] = 1,98 [HTris⁺] e resolvo a questão.*

(25) M: *Você dividiu o contrário, isola H₃O⁺ e deixa Tris sobre HTris⁺.*

(26) L2 *escreveu e disse:* $\frac{7,94 \times 10^{-9}}{1,58 \times 10^{-8}} = \frac{[\text{Tris}]}{[\text{HTris}^+]}$; $0,50 = \frac{[\text{Tris}]}{[\text{HTris}^]}$

(27) L2: *Agora eu falo que a concentração de Tris é igual a 0,50 multiplicado pela concentração de HTris⁺. (Escreveu: [Tris] = 0,50 [HTris⁺])*

(28) L1: *Você tem que a quantidade de Tris e o volume. (Se referiu a informação do enunciado a quantidade de Tris em solução (Tris + HTris⁺) corresponde a 0,12 mols.*

(29) M: *Em mols? Quando está em equilíbrio se trabalha com qual unidade?*

(30) L2: *mol L⁻¹.*

(31) L1: *Tem que aplicar Hasselbach ai? Está certo? (se referiu a equação que A2 tinha escrito):* $0,50 = \frac{[\text{Tris}]}{[\text{HTris}^+]}$

(32) L3: *Se a concentração de um fosse igual à do outro aí ficava fácil.*

(33) L3: *pH é igual a pKa mais log de Tris sobre HTris⁺. (Se referiu a equação de Henderson Hasselbach.*

(34) M: *Calculem as concentrações.*

(35) L2: *É como se eu calculasse a concentração analítica de ácido acético e acetato, e o que seria a concentração analítica 0,10, por exemplo. E substitui aqui no sistema, tem*

que achar a concentração analítica. Como uma questão parecida que fizemos na monitoria.

(36) L2: Olha a concentração de equilíbrio é igual a 0,6 mol por litro, que é a mesma coisa da concentração analítica. (Se referiu a informação do enunciado a quantidade de Tris em solução (Tris + HTris⁺) corresponde a 0,12 mols.

(37) L2 escreveu: $0,12 \text{ — } 200 \text{ mL}$
 $C \text{ — } 1000 \text{ mL}; C = 0,6 \text{ mol L}^{-1}$

(38) L2: Por que eu tenho 0,12 mols em 200 ml

(39) L2: A concentração do HTris⁺ eu achei 0,4 mol L⁻¹ e a de Tris 0,2 mol L⁻¹. Estão certas? (L2 fez os cálculos e conseguiu a resposta certa).

(40) L2 escreveu:

$[HTris^+] + [Tris] = 0,60 \text{ mol L}^{-1}$ (eq.1)

$[Tris] = 0,50 [HTris^+]$ (eq.2)

Substituindo na (eq.1) a (eq.2)

$([HTris^+] + 0,50 [HTris^+]) = 0,6 \text{ mol L}^{-1}$

$1,50 [HTris^+] = 0,6 \text{ mol L}^{-1}$

$[HTris^+] = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$

$([HTris^+] + [HTris^+]) = 0,6 \text{ mol L}^{-1}$

$(HTris^+ + 0,4) = 0,60 \text{ mols}$

$[Tris] = 0,6 - 0,4 = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$

$[Tris] = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$

Podemos observar que dos turnos 20 ao 40 os licenciandos atuam no nível representacional ao escreverem a equação de equilíbrio para o sistema HTris⁺/Tris. Destacamos que no turno 22 o licenciando escreveu a equação de Henderson-Hasselbach e a expressão da constante de equilíbrio, nível representacional, para calcular a concentração do ácido e da base, porém nos turnos 23 e 24 o aluno demonstrou que ao utilizar a equação de Henderson-Hasselbach, ele errou o cálculo, e foi necessária a intervenção do monitor para direcionar o aluno ao cálculo por meio da expressão da constante de equilíbrio.

A equação de Henderson-Hasselbach é genericamente representada como:

$$pH = pKa + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \quad (\text{eq. 8})$$

é utilizada por exemplo, na área da Bioquímica e apresenta as concentrações diretamente na forma logarítmica para facilitar os cálculos de pH no contexto das aplicações. Dessa forma, é também apresentada nos livros quando abordam sistema tampão. Porém, em nosso contexto consideramos que a utilização desta equação poderia ser um obstáculo epistemológico substancialista, pois impediria o estudante de compreender o significado do pH em relação à expressão da constante de equilíbrio e de relacionar com a concentração de íons hidrogênio.

Assim, dificultaria a dedução da equação e do cálculo da concentração de íons hidrogênio por meio da expressão da constante de equilíbrio. E depois para calcular o pH, o estudante omitiria a equação de equilíbrio e não conseguiria compreender o equilíbrio químico. Um equívoco desse tipo é relatado no artigo de Orgill e Sutherland (2008). No entanto, é necessário deixar claro que a equação de Henderson-Hasselbach deve ser apresentada ao estudante ao final do ensino deste tema tendo em vista as vantagens do uso da sua forma logarítmica para concentrações menores.

A respeito da representação por meio de equações, no turno 20 aluno escreveu a expressão da constante de equilíbrio e no turno 22 a equação de Henderson-Hasselbach e a expressão da constante de equilíbrio, sendo essencial a mediação do monitor como podemos observar nos turnos 21, 25, 29 e 34 para direcionar o estudante à expressão, conceitos e cálculos adequados para este problema, ao ir significando a representação o monitor possibilita a sistematização do conceito por meio da linguagem química.

Assim, a linguagem química se torna um signo mediador que vai orientar o pensamento do estudante, depois um signo deste conceito (MACHADO, 2000). Como defende Vigotski (1991), na formação de conceitos o signo mediador é a palavra, a qual tem, em princípio, a função de meio na formação de um conceito, e posteriormente, torna-se o seu símbolo.

Contexto Discussão referente ao item “d”: porque o pH calculado no item “b” não varia

(44) M: O que acontecerá com este sistema tampão se algum ácido for adicionado? (Indicou a reação $\text{HTris}^+_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Tris}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$).

(45) Licenciandos: Desloca para a esquerda.

(46) L2: É por causa do equilíbrio, do deslocamento de equilíbrio não é?

(47) L2: O equilíbrio $\text{HTris}^+_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Tris}_{(\text{aq})}$ vai ser deslocado para o lado direito o lado do produto, por que está formando produto e consumindo reagente.

(48) L2: O H^+ ao reagir com o Tris diminui a quantidade deste, pois favorece a formação de HTris^+ deslocando o equilíbrio.

(49) M: E a explicação baseada na teoria ácido-base de Bronsted e Lowry?

(50) M: Quem é a base fraca aí nesse tampão? (Indicou a reação: $\text{HTris}^+_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Tris}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$).

(51) L2: O Tris.

(52) M: E a base fraca tem afinidade por quem?

(53) L2: Por H^+ .

(54) M: E qual foi a conclusão da letra “b”?

(55) L1: Que o pH não muda.

(56) M: Se vocês dizem que o equilíbrio desloca, mas então o que acontece para ele deslocar? Qual o sentido disso?

(57) L1: As concentrações não mudam.

(58) M: Há um restabelecimento no equilíbrio?

(59) L2: Não, o equilíbrio desloca... (Ficou pensando)

(60) M: Quem que se ioniza para restabelecer o equilíbrio?

(61) L1: O HTris^+ .

(62) L1: Se ele se ioniza e o pH não vai mudar. (Se referiu ao HTris^+).

(63) M: E porque ele se ioniza?

(64) L1: Para voltar o equilíbrio.

Durante a resolução deste item (turnos 44 a 64) percebemos que os licenciandos demonstraram um esforço para explicar o efeito da adição de um ácido no sistema tampão $\text{HTris}^+_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Tris}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, e que o termo “deslocar” é recorrente e têm-se a impressão que tudo fica explicado com o termo. Dessa forma, foi necessária a mediação

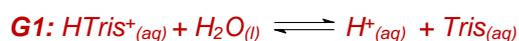
análise de livros texto do ensino médio e de Química Geral utilizados no primeiro ano dos cursos de Química, destacando que o princípio é em geral apresentado como uma proposição positivista, um princípio infalível sem limitações.

Este autor descreve problemas que surgiram na formulação tradicional do princípio de Le Chatelier, diz ainda que, muitas afirmações provenientes do princípio são de difícil compreensão e as palavras de caráter polissêmico. Desta forma, exemplifica que as palavras parecem ser expressas em um contexto físico (mecânico) em vez do químico, um exemplo disso é o termo “deslocar” o equilíbrio para a direita ou para a esquerda, quando este sofre uma perturbação.

Assim, o uso do termo “deslocar” se constitui em obstáculo verbal. O autor reforça a ideia de abandonar o uso dessa uma regra qualitativa, sugerindo que seja feita uma abordagem de ensino metodológico, representando uma sequência de tarefas que envolvam a expressão constante de equilíbrio químico.

Análise das respostas dos licenciandos

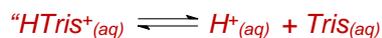
Os itens (a); (b) e (c) da questão proposta exigiram que os licenciandos realizassem cálculos e raciocinassem com os conceitos do equilíbrio químico, ácido-base de Bronsted e Lowry e estes foram respondidos corretamente. No entanto, o item (d) exigiu dos estudantes uma habilidade cognitiva maior, além dos conhecimentos no nível representacional, demandou uma articulação com o nível teórico-conceitual. A este item (d), 6 grupos de licenciandos forneceram respostas completas e 2 grupos apresentaram resposta incompleta. A seguir são apresentadas algumas respostas transcritas dos grupos ao item (d).



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Tris}]}{[\text{HTris}^+]} = 7,94 \times 10^{-9}$$

O resultado obtido em b (pH mantido em 7,8 é explicado da seguinte forma: o H⁺ adicionado reagirá com TRis deslocando o equilíbrio momentaneamente. Este é restabelecido com a ionização do HTris⁺ para que a constante seja mantida.

G2: O pH não foi alterado no final da reação pois temos um equilíbrio entre uma base fraca (Tris) e seu ácido conjugado (HTris⁺):



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Tris}]}{[\text{HTris}^+]}$$

Quando adicionamos ácido, deslocamos o equilíbrio momentaneamente para a esquerda, pois está reagindo com Tris, em seguida o equilíbrio é restabelecido pois o HTris⁺ volta a se ionizar, logo não há alteração do pH.

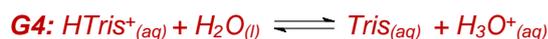
G3: Voltamos ao equilíbrio anteriormente mostrado, temos que:



A constante de ionização é dada por:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Tris]}{[HTris^+]}$$

Após o término da reação ocorreu a liberação de H_3O^+ , observando o equilíbrio, se ocorrer aumento da concentração de H_3O^+ ao meio reacional, é deslocado o equilíbrio no sentido dos reagentes, logo, o $HTris^+$ se ioniza novamente restabelecendo o equilíbrio, isso ocorre porque a constante de equilíbrio não pode variar. O $HTris^+$ é um ácido segundo Bronsted-Lowry, logo, sua ionização gera uma base conjugada (Tris), restabelecendo o equilíbrio, por isso pequenas adições de ácido ou base não alteram o pH da solução tampão.



$$K_a = \frac{[H^+][Tris]}{[HTris^+]} = 7,94 \times 10^{-9}$$

Na etapa b foi produzida uma concentração de H^+ , e esta reagiu com a base conjugada Tris deslocando o equilíbrio momentaneamente no sentido de formação do ácido conjugado $HTris^+$, e após certo tempo o equilíbrio se restabelece para manter o valor do pH. De acordo com a teoria Bronsted-Lowry, onde a base é receptora de prótons e o ácido é o doador de prótons.



$$K_a = \frac{[H_3O^+][Tris]}{[HTris^+]}$$

De acordo com o resultado obtido em (b), não há variação do pH, pois segundo Bronsted-Lowry a base age como receptora de prótons deslocando momentaneamente o equilíbrio para a esquerda ($HTris^+$), assim o ácido restabelece o equilíbrio se ionizando para repor a base constituindo o equilíbrio.

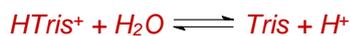
Nas respostas transcritas acima os grupos escreveram a equação de equilíbrio e a expressão da constante de ionização do ácido fraco e explicaram o que acontece no equilíbrio químico por meio da teoria ácido-base. A palavra “deslocamento” de acordo com o Princípio de Le Chatelier apareceu em todas as respostas e neste contexto está adequada, pois os alunos conseguiram demonstrar que o termo “deslocamento” neste caso foi utilizado para explicar a interação do ácido com a base.

As respostas consideradas incompletas são apresentadas a seguir:

G7: O Tris, que tem afinidade pelo H^+ reage com este favorecendo a formação de $Htris^+$, deslocando assim o equilíbrio para o produto o $Htris^+$, no entanto sofre ionização favorecendo a formação de Tris e restabelecendo o equilíbrio o que justifica a não alteração de pH.

Nesta resposta G7 conseguiu responder utilizando a teoria ácido-base, porém não escreveram a equação de equilíbrio e a constante de ionização para justificar, o que tornou a resposta como incompleta.

G8: Como a reação enzimática foi feita em um sistema tampão e produziu 0,0010 mols de H^+ . Esta quantidade produzida reagiu com Tris, formando $HTris^+$. Este, por sua vez se ionizou formando novamente Tris e $HTris^+$, restabelecendo o equilíbrio, conforme reação abaixo:



A resposta de G8 foi considerada incompleta, pois os estudantes expressaram a equação de equilíbrio de forma incompleta, porque representou H^+ e não H_3O^+ , ou deveria ter omitido a água na equação. A segunda equação não faz sentido nesse contexto, uma vez que a primeira equação já representa o sistema tampão. Responderam corretamente que H^+ reagiu com Tris, contudo não explicaram porque esta reação ocorre e confundiram quando afirma que $HTris^+$ se ioniza “*formando novamente Tris e $HTris^+$* ”. E não fazem nenhuma relação com a constante de ionização do ácido fraco envolvido (K_a). Não concluem a resposta do item, afirmando que a concentração dos íons hidrogênio, $[H^+]$ e o pH permanecem constante. Este grupo não utilizou o termo “deslocamento” em sua resposta.

Com essa atividade foi possível identificar a compreensão que os estudantes possuíam previamente sobre equilíbrio químico e as mediações realizadas possibilitaram aos alunos compreenderem o papel da espécie Tris como base, e que o sistema tende ao restabelecimento do equilíbrio.

Por meio das análises realizadas neste trabalho podemos dizer que as mediações pedagógicas se centraram na orientação da atenção do aluno por meio de perguntas; elaboração de um conceito por meio de outro conceito; sistematização do conceito por meio da linguagem química e a articulação dos três níveis do conhecimento químico. Ao defendermos estas mediações, salientamos que os conceitos científicos são considerados por Vigotski como uma forma superior de pensamento no qual a palavra é um meio para o desenvolvimento de operações intelectuais conscientes. Assim, seria difícil sistematizar os conceitos sem o uso da palavra como signo mediador. Segundo Vigotski (1993): “[...] o central neste processo é o uso funcional do signo ou palavra da como meio através do qual o adolescente domina e dirige suas próprias operações psíquicas, controlando o curso de sua atividade e orientando-a para resolver a tarefa que está posta” (p. 132).

No **4º momento (30 min em sala de aula)**: *Feedback* da produção na aula seguinte, com a entrega da questão corrigida aos licenciandos.

CONSIDERAÇÕES

A atividade realizada permitiu identificar a articulação dos níveis de compreensão do conhecimento químico, por parte dos licenciandos com a mediação pedagógica da professora e monitores. Assim, consideramos a linguagem expressa nos diálogos, ferramentas de investigação para compreendermos como o licenciando em química articula os três níveis de compreensão do conhecimento químico, avançando na construção dos conceitos científicos.

Conforme os turnos demonstraram, as mediações possibilitaram que os licenciandos superassem as dificuldades e obstáculos epistemológicos que surgiram durante a resolução da questão proposta no 3º momento. Assim, mesmo que o licenciando continue a utilizar o a equação de Henderson-Hasselbach e a palavra “deslocamento”, a aprendizagem poderá ser efetivada, se na metodologia de ensino forem atribuídos os significados aos termos por meio da linguagem científica adequada ao conteúdo.

Nesse sentido, parte-se do pressuposto que cabe aos professores construir o conhecimento com o aluno a partir do que lhe é familiar e avançar na construção do que se entende deste conceito cientificamente. Dessa forma, estamos de acordo com a sugestão de Tyson, Treagust e Bucat (1999) quando dizem que os professores precisam ser capazes de monitorar a compreensão dos alunos sobre princípios científicos, para que possam desenvolver suas estratégias de ensino atendendo às necessidades de aprendizagem.

REFERÊNCIAS

- ALEXEYEV, V. Semimicroanálise Química Qualitativa. Moscow: Mir Publishers, 1975.
- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Chemistry**. Molecules, matter and change. Chemical Equilibrium. cap.13, ed.3. p. 492, New York: Freeman, 1997.
- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química**: Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2007.
- BROWN, Theodore. L; LEMAY, Eugene. H; BURSTEN, Bruce. E. **Química**: a ciência central. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.
- BACHELARD, Gaston. A. **A formação do espírito científico**. Rio de Janeiro: Contraponto, 2016.
- BERTOTTI, Mauro. Dificuldades conceituais no aprendizado de equilíbrios químicos envolvendo reações ácido-base. **Química Nova**, v.34, n.10, p. 1836-1839, agosto, 2011.
- BERGQUIST, Wilbur; HEIKKINEN, Henry. Student ideas regarding chemical equilibrium. **Journal of Chemical Education**, v.67, n.12, p.1000-1003, dezembro, 1990.
- FIORUCCI, Antonio. R; SOARES, Márlon. H. F. B; CAVALHEIRO, Éder. T. G. O conceito de Solução Tampão. **Química Nova na Escola**, n. 13, p. 18-21, maio, 2001.
- FONSECA, Martha. R. M. **Química (Ensino médio)**. São Paulo: Ática, 2013.
- FONTANA, Roseli. A. C; CRUZ, Maria. N. **Psicologia e trabalho pedagógico**. São Paulo: Atual, 1997.
- FONTANA, Roseli. A. C. **Mediação pedagógica na sala de aula**. Campinas: Autores associados, 2005.
- GÓES, Maria. C. R. **A abordagem microgenética na matriz histórico-cultural**: Uma perspectiva para o estudo da constituição da subjetividade. Campinas: Cadernos Cedes, p. 21-29, 2000.
- GHIRARDI, Marco; MARCHETTI, Fabio; PETTINARI, Claudio; REGIS, Alberto; ROLETTO, Ezio. A teaching sequence for learning the concept of chemical equilibrium in secondary school education. **Journal of chemical education**, v.91, n.1, p. 59-65, 2014.
- JONHSTONE, A. H. You can't get there from here. **Journal of Chemical Education**, v. 87, n.1, p. 24, 2010.
- KOTZ, John. C; TREICHEL, Paul. M; WEAVER, Gabriela. C. **Química Geral e Reações Químicas**. São Paulo: Cengage Learning, 2009.
- LOPES, Alice. C. **Currículo e epistemologia**. Ijuí: Unijuí, p. 137-171, 2007.
- MACHADO, Andréa. H. Pensando e falando sobre fenômenos químicos. **Química Nova na Escola**, v.12, n.3, p. 38-42, 2000.
- MAHAN, Bruce. M; MYERS, Rollie. J. **Química**: um curso universitário. São Paulo: Editora Blucher, 2007.
- OLIVEIRA, Marta. K. **Vygotsky e o processo de formação de conceitos**. In: LA TAILLE, Yves; OLIVEIRA, Marta. K; DANTAS, Heloysa. Piaget, Vygotsky e Wallon. Teorias psicogenéticas em discussão. São Paulo: Summus, 1992.
- ORGILL, Marykay; SUTHERLAND, Aynsley. Undergraduate chemistry students' perceptions and misconceptions about buffers and buffer problems. **Chemistry education research and practice**, v.9, p. 131-143, janeiro, 2008.
- ÖZMEN, Haluk. The Effectiveness of Conceptual Change Texts in Remediating High School Students' Alternative Conceptions Concerning Chemical Equilibrium. **Asia Pacific Education Review**, v.8, n.3, p. 413-425, 2007.

- PEREIRA, Mariana. P. B. A. Equilíbrio químico - dificuldades de aprendizagem: I-Revisão de opiniões não apoiadas por pesquisas. **Química Nova**, v.12, n.1, p. 76-81, 1989.
- PIQUETTE, Jeff. S; HEIKKINEN, Henry. W. Strategies reported used by instructors to address student alternate conceptions in chemical equilibrium. **Journal of Research in Science Teaching**, v.42, n.10, p.1112-1134, junho, 2005.
- PERUZZO, Francisco. M; CANTO, Eduardo. L. **Química na abordagem do cotidiano**. 3ed. São Paulo: Moderna, 2003.
- QUÍLEZ, Juan. El principio de Le Chatelier como regla cualitativa: un obstáculo epistemológico en el aprendizaje del equilibrio químico. Infancia y Aprendizaje. **Journal for the study of education and development**, v.20, n.78, p. 73-86, 1997.
- QUÍLEZ, Juan. A historical approach to the development of chemical equilibrium through the evolution of the affinity concept: some educational suggestions. **Chemistry education: research and practice**, v. 5, n. 1, p. 69-87, 2004.
- RAVILOLO, Andrés; AZNAR, Mercedes. M. Una revisión sobre las concepciones alternativas de los estudiantes en relación con el equilibrio químico. Clasificación y síntesis de sugerencias didácticas. Investigación educativa. **Educación Química**, v.14, n.3, p. 159-165, julho, 2003.
- SANTOS, Wildson, L. P; MÓL, Gerson. de S. **Química cidadã (Ensino médio)**. São Paulo: Editora AJS, 2013.
- SOLOMONIDOU, Christina; STAVRIDOU, Heleni. Design and development of a computer learning environment on the basis of students' initial conceptions and learning difficulties about chemical equilibrium. **Education and Information Technologies**, v.6, n.1, p.5-27, 2001.
- SKOOG, Douglas. A; WEST, Donald. M; HOLLER, James. F; CROUCH, Stanley. R. Fundamentos de Química Analítica. 3ed. São Paulo: Cengage Learning, 2014.
- TYSON, Louise; TREAGUST, David. F; BUCAT, Robert. B. The complexity of teaching and learning chemical equilibrium. **Journal of Chemical Education**, v.76, n.4, p.554-558, abril, 1999.
- VOSKA, Kirk. W; HEIKKINEN, Henry. W. Identification and analysis of students' conceptions used to solve chemical equilibrium problems. **Journal of Research in Science Teaching**, v.37, n.2, p.160-176, 2000.
- VOGEL, Arthur. I. **Química Analítica Qualitativa**. São Paulo: Mestre Jou, p.38-39, 1981.
- VIGOTSKI, Lev. S. **Pensamento e linguagem**, 2ed. São Paulo: Martins Fontes, 1989.
- VIGOTSKI, Lev. S. **Psicologia e pedagogia**: Pensamento e Linguagem. Trad. Jeferson Luiz Camargo. São Paulo: Martins fontes, 1991
- VIGOTSKI, Lev. S. **Obras escogidas II**: problemas de psicología general. Madrid: Visor, 1993.