UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO

Instituto de Química
Instituto de Física
Instituto de Biociências
Faculdade de Educação

DA QUÍMICA GERAL À QUÍMICA ANALÍTICA: REFLEXÕES SOBRE O ENSINO E APRENDIZAGEM DE CONCEITOS RELACIONADOS AO TEMA EQUILÍBRIO QUÍMICO.

POR

JULIANA DO NASCIMENTO GOMES

SOB ORIENTAÇÃO DO

PROF. DR. FLAVIO ANTONIO MAXIMIANO

SÃO PAULO

2013

JULIANA DO NASCIMENTO GOMES

DA QUÍMICA GERAL À QUÍMICA ANALÍTICA: REFLEXÕES SOBRE O ENSINO E APRENDIZAGEM DE CONCEITOS RELACIONADOS AO TEMA EQUILÍBRIO QUÍMICO.

Dissertação de mestrado apresentada ao Instituto de Física, ao Instituto de Química, Instituto de Biociências e a Faculdade de Educação da Universidade São Paulo, para a obtenção do título de Mestre em Ciências, obtido no programa Ensino de Ciências – Área de Concentração: Ensino de Química.

Orientador: Prof. Dr. Flavio Antonio Maximiano

São Paulo

2013

FICHA CATALOGRÁFICA
Preparada pelo Serviço de Biblioteca e Informação
do Instituto de Física da Universidade de São Paulo

Gomes, Juliana do Nascimento

Da química geral à química analítica: reflexões sobre o ensino e aprendizagem de conceitos relacionados ao tema equilíbrio químico.– São Paulo, 2013.

Dissertação (Mestrado) – Universidade de São Paulo.
Faculdade de Educação, Instituto de Física, Instituto de Química e Instituto de Biociências.

Orientador: Prof. Dr. Flavio Antonio Maximiano

Área de Concentração: Ensino de Química

Unitermos: 1. Química (Estudo e ensino); 2. Equilíbrio Químico; 3. Equilíbrio Ácido Base; 4. Concepções Alternativas;
5. Ensino Superior.

USP/IF/SBI-073/2013

Nome: GOMES, Juliana do Nascimento

Título: DA QUÍMICA GERAL À QUÍMICA ANALÍTICA: REFLEXÕES SOBRE O ENSINO E APRENDIZAGEM DE CONCEITOS RELACIONADOS AO TEMA EQUILÍBRIO QUÍMICO.

Dissertação de mestrado apresentada ao Instituto de Física, ao Instituto de Química, Instituto de Biociências e a Faculdade de Educação da Universidade São Paulo, para a obtenção do título de Mestre em Ciências, obtido no programa Ensino de Ciências – Área de Concentração: Ensino de Química.

Orientador: Flavio Antonio Maximiano

Aprovado em: 17/10/2013

Banca Examinadora:

Prof. Dra. Maria Eunice Ribeiro Marcondes	Instituição: Universidade São Paulo – IQ
Prof. Dr. Luiz Henrique Ferreira	Instituição:Universidade Federal de São Carlos

“Saudades... Muitos dizem que o tempo ajuda, mas o tempo, implacável, só faz aumentar essa saudade e com ela a dor egoísta de quem no fundo gostaria que de tê-lo aqui. Assim hoje teria sua força e confiança guiando meu caminho, teria seu sorriso tímido e sincero, e saberia que seguramente no meu amanhã teria seu consolo, sabedoria e conselhos. Mas a partida, inevitável, me fez seguir neste ultimo ano sem seus conselhos, apoio, acolhida. Dedico todo este trabalho ao meu pai que sempre me incentivou, se orgulhou e me apoiou nesta caminhada”

AGRADECIMENTOS

Agradeço a Deus, fonte de inspiração e segurança nos momentos mais difíceis, com muita luta, mas com muita determinação mais uma etapa vencida na minha vida;

Agradeço ao Flávio, meu orientador pela confiança e paciência;

A minha mãe, irmãs e noivo pela força dada todos os dias;

Aos meus amigos que sempre me apoiaram e entenderam os diversos "não posso ir" em função de um final de semana cheio de trabalho;

Mas em especial, quero agradecer ao meu pai, que infelizmente não esta presente fisicamente, para comigo brindar essa alegria, mas tenho certeza que esta junto a mim todos os momentos da minha vida. Obrigada Pai por ter depositado em mim confiança, sempre acreditando que eu iria conseguir alcançar meus objetivos;

Agradeço a todos que torceram por mim nessa jornada, que muitas vezes parecia impossível completar;

Agradeço fortemente aos professores que fizeram parte da minha formação e foram sem dúvidas fontes de inspiração para realização de um trabalho pautado na seriedade e dedicação;

Obrigada!!!

Resumo

GOMES, J. N. Da Química Geral à Química Analítica: Reflexões sobre o ensino e aprendizagem de conceitos relacionados ao tema equilíbrio químico. **2013. Dissertação de Mestrado – Instituto de Química, Universidade de São Paulo, São Paulo, 2013.**

O principal interesse desta pesquisa foi descrever e analisar o resultado do aprendizado de conceitos relacionados ao tema equilíbrio químico buscando as concepções dos alunos, sobre aspectos gerais dos sistemas em equilíbrio químico e os aspectos gerais de sistemas ácido base em equilíbrio químico. Para isso acompanhamos e gravamos o áudio das aulas referentes ao ensino do conceito de equilíbrio químico ao longo das disciplinas de Química Geral II e Química Analítica I, no IQUSP. Ao longo das disciplinas aplicamos avaliações iniciais, progressivas e finais. Os resultados foram apresentados em três itens, no primeiro apresentamos a análise da avaliação inicial (AI) e avaliação final (AF), aplicadas na disciplina de Química Geral II (QGII), onde discutimos as concepções sobre aspectos gerais dos sistemas em equilíbrio químico. No segundo item, apresentamos a discussão da avaliação inicial (AI) e avaliação final (AF) aplicada na disciplina de Química Analítica I (QAI), nestas avaliações investigamos os aspectos gerais de sistemas ácido base em equilíbrio químico. No terceiro item, apresentamos a análise das respostas de um aluno, que respondeu todos os testes ao longo das disciplinas de Química Geral II e Química Analítica I, buscando uma reflexão sobre o processo de aprendizagem sobre os modelos do equilíbrio químico e os modelos ácido base, as constantes de equilíbrio químico, as forças de ácidos e bases, solução tampão, e as possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico, que são conceitos relacionados ao tema equilíbrio químico. A análise dos dados permitem concluir que, após as aulas de Química Geral, referentes ao tema, os alunos passaram a caracterizar corretamente o equilíbrio químico nos níveis macroscópicos e microscópicos, e a comparar o coeficiente de reação com a constante de equilíbrio para fazer previsões de uma mistura reacional. Entretanto, alguns alunos ainda não demonstram uma boa compreensão do significado e das possíveis aplicações da constante de equilíbrio, definindo-a apenas a partir da descrição da sua fórmula matemática. Também não relacionam a constante de equilíbrio químico com a temperatura, aplicando apenas o Principio de Le Chatelier para prever as alterações no sistema em equilíbrio químico. Observamos também que há uma dificuldade para descrever e explicar ácido e base, a partir de um nível eletrônico, usando o modelo de Lewis. Identificamos também algumas dificuldades conceituais e concepções alternativas, que permaneceram mesmo após instrução, tais como: confusões nos modelos que definem ácidos e bases, confusões com a aplicação dos conceitos dissociação e ionização e concepções alternativas referente ao equilíbrio ácido base. Com relação as alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico, observamos que os alunos, de forma geral, justificam o deslocamento do equilíbrio destacando principalmente o Princípio de Le Chatelier. Esperamos favorecer uma reflexão para o ensino e aprendizagem sobre aspectos relacionados ao tema Equilíbrio Químico.

Palavras chave: 1. Química (Estudo e ensino); 2. Equilíbrio Químico; 3. Equilíbrio Ácido Base; 4. Concepções Alternativas; 5. Ensino Superior.

Abstract

Gomes, J. N. From General Chemistry to Analytical Chemistry: Reflections about learning at chemical equilibrium concept. 2013. Dissertação de Mestrado – Instituto de Química, Universidade de São Paulo, São Paulo, 2013.

The main interest of this research was describe and analyze the results of the learning concepts about chemical equilibrium, seeking the general students concepts related to, chemical equilibrium and acid-base reactions in a stage of equilibrium. To do this we followed an recorded the classes which approach the equilibrium chemical systems at disciplines General Chemistry II and Analytical Chemistry I for IQUSP chemistry students. Initial e final tests were applied throughout disciplines. The results was showed in a three sets, we present first the analysis of initial evaluation (AI) and final evaluations, applied to General Chemistry discipline, discussing concepts about general aspects in chemical equilibrium systems. Then we showed discussing initial and final evaluations applied at analytical chemistry discipline, we search in this evaluations the concepts about an acid-base reactions in chemical equilibrium. In a third step we present the answers analysis of one single student that participated of all tests throughout General II and Analytical I disciplines, seeking a reflection about the learning process on the following topics, chemical equilibrium and acid-base models, the constants, the acid-base strengths and buffer solutions, and the possible changes promoted in a chemical equilibrium system that are important concepts related to the theme. The analysis of this dates suggesting, after the General Chemistry classes, that approach the theme, that students are able to correctly characterize the chemical equilibrium at macroscopic and microscopic levels and compare the coefficient and the constant of equilibrium chemical reactions to make previsions in this systems. However some students didn´t showed a fine concept about possible the applications of theses constants, and only defining through the mathematic relation. They also couldn´t not relationed the alteration in a equilibrium constant with the temperature, appling only the Le Chatelier Principle to make previsions about the alterations in a chemical equilibrium system. We also observe the difficult to analyze and explain the acid-base models starting from electronic level, using a Lewis model. We also identified some conceptual difficulties and misconceptions, which remained even after instructions, like: confusing model which explain acid-base models, confusing at applications of dissociation and ionization concepts and alternative conceptions about acid base equilibrium systems. In relation of promoted alterations that offered to a chemical equilibrium system, we observed the students, generally, justify the displacement of equilibrium particularly focusing on Le Chatelier Principle. This work favors discussions in teaching and learning aspects concepts about the chemical equilibrium.

Keywords: 1. Chemistry (learning and teaching); 2. Chemical Equilibrium; 3. Acid base equilibrium; 4. Alternative Conceptions; 5. Undergraduate Education.

APRESENTAÇÃO..... 10

1. INTRODUÇÃO E JUSTIFICATIVA..... 12

1.1 Uma breve revisão bibliográfica..... 13

2. OBJETIVOS..... 23

3. CONTEXTO DA PESQUISA..... 24

4. METODOLOGIA DE PESQUISA E DADOS COLETADOS..... 25

4.1 Metodologia de elaboração e análise dos instrumentos de coleta de dados..... 25

a) Elaboração das questões que compõem a avaliação inicial e avaliação final:..... 25

b) Elaboração das questões que compõem as avaliações progressivas:..... 26

4.2 Metodologia de coleta de dados na disciplina de Química Geral II..... 28

5. RESULTADOS..... 33

5.1- Avaliação inicial (AI) e Avaliação Final (AF) – Química Geral II (QGII)..... 34

5.1-1 Caracterização do sistema em Equilíbrio Químico..... 35

5.1-2 Predições acerca de uma mistura reacional que ainda não atingiu o equilíbrio químico:..... 40

5.1-3 A constante de equilíbrio químico (K)..... 45

5.1-4 Predições acerca de alterações nas condições de um sistema em equilíbrio químico…..... 49

5.2 Avaliação Inicial e Avaliação Final – Química Analítica I (QAI)..... 52

5.2-1 Explicação e descrição de um equilíbrio ácido base..... 53

5.2-2 Definições, Relação e Importância das Constantes: Produto Iônico da Água (K_w), Constante de Dissociação Ácida (K_a) e Constante de Dissociação Básica (K_b)..... 62

5.2-3 Explicação e Exemplificação de um Sistema Tampão..... 66

5.2-4 As possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico. 75

5.3 Da Química Geral à Química Analítica: As dificuldades conceituais e concepções alternativas observadas..... 82

5.4 Da Química Geral à Química Analítica: Quais as modificações que ocorrem nas concepções de um aluno a medida que ele avança no estudo do tema Equilíbrio Químico?..... 84

5.4-1 Modelos que descrevem e caracterizam o equilíbrio químico 85

5.4-2 Análise de uma mistura reacional até atingir e identificar o equilíbrio químico……91

5.4-3 A constante de Equilíbrio Químico (K)..... 94

5.4-4 Modelos que descrevem os ácidos e as bases, e sobre força de ácidos e bases ... 95

5.4-5 As constantes de equilíbrio químico K_w, K_a e K_b. 101

5.4-6 Solução Tampão 104

5.4-7 As possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico 105

6. CONCLUSÕES E CONSIDERAÇÕES FINAIS..... 114

6.1 A análise das avaliações inicial e final na disciplina de Química Geral II – algumas conclusões e reflexões 114

6.2 A análise das avaliações inicial e final na disciplina de Química Analítica I – algumas conclusões e reflexões 115

6.3 Da Química Geral à Química Analítica: Quais as modificações que ocorrem nas concepções de um aluno a medida que ele avança no estudo do tema Equilíbrio Químico? – algumas conclusões e reflexões 116

REFERÊNCIAS:..... 119

APÊNDICES 123

APRESENTAÇÃO

A compreensão do tema Equilíbrio Químico é fundamental na formação do químico, pois explicam um grande número de fenômenos naturais que desempenham um papel importante em muitos processos industriais. Trata-se de um equilíbrio dinâmico e o entendimento desta natureza dinâmica requer, por exemplo, uma clara compreensão de como as reações químicas se passam no nível molecular (MASKILL; CACHAPUZ, 1989). É um dos conceitos mais básicos para o entendimento de outros tópicos da química como o comportamento ácido-base, reações de óxido-redução e solubilidade (KIRK *et al*, 2000), e a falta de conhecimento e de domínio de seus princípios, ou a falta de habilidade em transferir estes princípios a outros domínios, é fonte de dificuldades que os alunos encontram no estudo deste tópico (QUILEZ-PARDO; SANJOSÉ-LOPES, 1995). De forma geral, a abordagem deste tema é demasiadamente quantitativa e fragmentada, com a utilização de regras para resolução de algoritmos, o que pode impedir a aprendizagem de conceitos e ser uma fonte de erro conceitual refletindo na memorização de fórmulas que conduzem a uma aprendizagem mecânica e não significativa do conceito (QUILEZ-PARDO, 2000).

As pesquisas que focalizam o processo de ensino e aprendizado da química, particularmente aquelas que compreendem o chamado "movimento das concepções alternativas" (FURIO e ORTIZ, 1983), diagnosticaram uma série de concepções espontâneas, ou representações pessoais, compartilhada por um grupo de alunos, que diferem das concepções aceitas cientificamente, estas concepções são apresentadas por alunos de todos os níveis, inclusive no ensino superior ou em profissionais já formados. E mesmo sendo um dos conceitos básicos para o entendimento de outros tópicos da química, há um consenso em dizer que dentre os conceitos químicos fundamentais, o equilíbrio químico é um dos tópicos mais difíceis e exigentes para o aprendizado tanto em alunos do ensino médio como em cursos introdutórios de química no ensino superior (WILSON, 1998 e STEWART *et al*, 1982).

Considerando um curso superior em química, independentemente da formação, geralmente a disciplina do curso onde o tema equilíbrio químico é formalmente tratado pela primeira vez, é na disciplina de Química Geral. Nesta disciplina, apresentam-se os conceitos fundamentais para a compreensão das reações químicas, à luz das leis da termodinâmica e da reatividade, e também se introduzem as técnicas básicas de trabalho em laboratório para o estudo destes sistemas. E, a medida

que o aluno vai evoluindo no curso de química, o tema equilíbrio químico vai sendo aprofundado, como por exemplo, na disciplina de Química Analítica, que faz uso constante dos conceitos de equilíbrio químico envolvidos na identificação e quantificação de espécies químicas inorgânicas, na seletividade, sensibilidade e especificidade de reações químicas, no estudo das etapas envolvidas no processo de análise química e métodos quantitativos clássicos (volumetria e gravimetria).

Desta forma, uma pesquisa com o enfoque na aprendizagem do tema equilíbrio químico, ao longo dessas disciplinas pode ser uma boa oportunidade para verificar, por exemplo, se os alunos estabelecem relações entre os conceitos aprendidos em cada disciplina, quais as principais dificuldades na aprendizagem do tema, e também, se as concepções alternativas dão lugar a uma concepção cientificamente correta.

No capítulo 1, fazemos uma discussão abordando a importância do tema e a relação deste com outros conceitos importantes e apresentamos uma breve revisão das principais concepções alterativas e dificuldades de aprendizagem relacionadas ao tema equilíbrio químico. No capítulo 2, apresentamos os objetivos desta pesquisa. No capitulo 3, descrevemos qual o contexto em que a pesquisa ocorre. No capitulo 4, descrevemos a metodologia e os dados coletados na pesquisa. No capítulo 5, apresentamos a discussão dos resultados destacando as concepções sobre aspectos gerais de sistemas em equilíbrio químico e as concepções dos alunos sobre equilíbrio ácidos e bases, além de um estudo individual da aprendizagem ao longo das duas disciplinas. Finalizamos a discussão no capitulo 6, com as conclusões e considerações finais sobre o estudo. Ao final do trabalho apresentamos as referências bibliográficas, na sequência estão os apêndices, com as avaliações aplicadas durante as duas disciplinas.

1. INTRODUÇÃO E JUSTIFICATIVA

O estudo do tema equilíbrio químico está relacionado à compreensão de uma reação incompleta e reversível. Este conceito foi introduzido em torno de 1860, e as explicações sobre o equilíbrio químico, estão formuladas em duas perspectivas teóricas diferentes: cinética e termodinâmica. A perspectiva cinética, com contribuições de Pfaunder (1867), dadas a partir da explicação da dissociação parcial do cloreto de amônio que resulta na formação de amônia e ácido clorídrico, teve seu raciocino formulado em termos de movimento e colisão de partículas, e contribuições quantitativas de Guldberg e Waage em 1879, com a derivação de uma equação matemática para massas ativas, por exemplo, concentrações das substâncias envolvidas no estado de equilíbrio, concluindo que a uma dada temperatura essa relação entre as concentrações possui um valor constante. Na perspectiva termodinâmica, a explicação qualitativa para o fenômeno de equilíbrio foi introduzido primeiramente por Horstmann em 1873, usando a segunda lei da termodinâmica, como um ponto inicial para concluir que em um estado de equilíbrio químico a entropia de um sistema foi ao máximo. Anos depois formulações quantitativas, para o equilíbrio químico foram derivadas com base nas considerações energéticas de Van't Hoff e Gibbs. Em uma aproximação termodinâmica o estado de equilíbrio químico é caracterizado por um valor mínimo na função de Gibbs. Além disso, Gibbs demostrou como a concentração de reagentes e produtos no estado de equilíbrio são relacionados com a temperatura, e quais são os valores das quantidades energéticas do sistema. As duas perspectivas teóricas são aceitas, mas diferem na importância das observações que definem o equilíbrio químico (DRIEL e GRÄBER , 2002).

Este tema pode ser visto como uma síntese de conceitos e princípios químicos mais gerais (CAMACHO E GOOD, 1989) e por isso, demanda o domínio de um grande número de conceitos subordinados (QUILEZ-PARDO E SOLAZ-PORTOLES, 1995).

Segundo Tsarpalis *et al* (1998), os problemas que envolvem equilíbrio químico estão entre os mais importantes, complexos e difíceis encontrados nos curso de Química Geral. Sendo assim, não é surpresa que muitos pesquisadores tenham se dedicado a este tema, em uma vasta perspectiva que vai desde levantar as dificuldades e concepções alternativas apresentadas pelos alunos (FURIO-MAS e ORTIZ, 1983; THOMAS e SCHWENZ, 1998), até propor novas metodologias de ensino, como por

exemplo, através de resolução de problemas (CAMACHO e GOOD, 1989) ou utilização de jogos (WILSON, 1998). Para Souza e Cardoso (2008), é preciso estimular a pratica do "pensar quimicamente", dada a importância do raciocínio abstrato (em nível microscópico), necessários para a construção e manipulação deste conceito.

Partimos de uma orientação construtivista da aprendizagem, na qual é fundamental valorizar o conhecimento que os alunos possuem quando estudam um determinado conteúdo, e tendo implícita a teoria da aprendizagem significativa de David Ausubel, que considera que:

> *"Se tivesse que reduzir toda a psicologia educacional a um só princípio, diria o seguinte: o fator isolado mais importante que influencia a aprendizagem é aquilo que o aprendiz já sabe. Averigue isso e ensine-o de acordo"* (Ausubel, 1980).

Pesquisas mostram que ao estudar sobre um determinado conteúdo, os estudantes desenvolvem idéias nas quais relacionam o conceito aprendido com os conceitos já existentes no seu mundo, construindo significados e desenvolvendo estratégias próprias para resoluções de problemas. Entretanto, este processo de "tradução" para interiorização do conceito pelo aluno pode desencadear em concepções alternativas, que são as idéias que diferem das aceitas cientificamente.

Na sequência faremos uma breve revisão bibliográfica destacando alguns trabalhos que tratam das dificuldades de aprendizagem relacionadas ao tema. A lista de artigos que tratam das concepções alternativas e sugestões para a aprendizagem, do tema equilíbrio químico, é muito extensa, e não é nossa intensão esgotar a revisão bibliográfica neste sentido.

1.1 Uma breve revisão bibliográfica

Pereira (1988), apresentou uma revisão crítica das principais publicações sobre o ensino e a aprendizagem de equilíbrio químico, essas publicações retratam opiniões de autores baseadas nas suas próprias experiências com alunos do ensino superior. Neste artigo, foram relatadas as dificuldades de aprendizagem, discutidas em cinco itens, e relacionadas a elas, foram apresentadas sugestões de abordagem para clarificá-las.

- Dificuldades com a natureza dinâmica do equilíbrio químico: dado que o conceito de equilíbrio em outros contextos, como por exemplo, na física, está relacionado a algo "parado", e na química envolve "dinamismo".

- Dificuldades na visualização e descrição da composição da mistura em equilíbrio: Hackerman *apud* Pereira (1988), destaca que muitas vezes, o sistema em equilíbrio químico é visto como compartimentado, esta concepção pode estar relacionada a própria notação simbólica da equação química, onde reagentes e produtos estão separados por uma dupla seta, e possivelmente reforçada com a utilização de frases que incluem um sentido físico (direita ou esquerda) ao tratar das alterações no sistema em equilíbrio químico, também destaca a dificuldade entre rendimento de um produto e extensão da reação. Para clarificar essas dificuldades ele sugere que, deve-se discutir cuidadosamente a composição da mistura em equilíbrio.
- Dificuldades com o princípio de Le Chatelier: vários autores consideram que a aplicação do enunciado do principio de Le Châtelier, pode criar dificuldades pois, há situações em que ele não está escrito corretamente nos livros didáticos, o enunciado pode levar a aplicação do principio em sí, sem analisar a reação, e também pode levar a aplicação em situações inapropriadas, como a do não equilíbrio. Para evitar essas dificuldades é sugerido que o princípio seja reformulado, e discutido com o apoio de ilustrações gráficas, mostrando situações que não afetam o equilíbrio, as contradições aparentes entre a observação e a aplicação do principio, e situações de equilíbrios simultâneos.
- Dificuldades em termos de concentração: os alunos apresentam dificuldades relacionadas aos coeficientes, na aplicação da Lei de equilíbrio dada por uma equação química; dificuldades relacionadas a termos de concentração constantes, neste caso, é sugerido que se diferencie igual de constante, e trabalhe o significado de cada constante nos casos do produto iônico da água K_w e do produto de solubilidade K_s;
- dificuldades relacionadas a problemas numéricos, onde muitas vezes o aluno, não pensa sobre o processo e transforma em mera substituição dos valores conhecidos na expressão da constante. Sugere-se neste caso, que leia atentamente o problema, visualizando a situação, deve-se escrever as equações químicas envolvidas e as equações matemáticas a medida que o dado seja necessário, analisando em detalhes os processos envolvidos ao resolver um problema numérico.

- Dificuldade com a constante de equilíbrio e velocidades de reação: é comum encontrar a derivação da constante de equilíbrio a partir de considerações sobre velocidades de reação, no entanto, a utilização desta derivação é questionável pelos professores, alguns defendem que ao invés de se usar a derivação cinética, ao ensinar equilíbrio, no ensino secundário, deve-se utilizar uma derivação empírica baseada em resultados experimentais, mas há quem considere que esta derivação empírica afasta da construção da ciência, sugerindo um raciocínio cinético molecular baseado na teoria das colisões.

Hackling e Garnet (1985), destaca em um estudo com estudantes de química australianos, que as concepções alternativas mais frequentes foram:

- A velocidade da reação direta aumenta com o tempo a partir da mistura dos reagentes até que se estabeleça o equilíbrio, concepção esta que poderia estar relacionada ao fato de que muitos alunos falham em discriminar claramente entre as características das reações completas e reversíveis.
- Uma relação aritmética simples existe entre as concentrações de reagentes e produtos no equilíbrio (por exemplo, concentrações de reagentes é igual a concentrações de produtos).
- Quando o sistema está em equilíbrio químico e é feita uma modificação nas condições, a velocidade da reação direta aumenta, mas velocidade da reação inversa diminui, por exemplo, quando aumenta a temperatura, a velocidade da reação endotérmica aumenta, mas a velocidade da reação exotérmica diminui.

Ele finaliza destacando a importância do desenvolvimento e aplicação de testes diagnósticos para identificar estas concepções alternativas, e destaca um trabalho que propõe abordagens que podem ser adotadas para mudar essas concepções alternativas, mas ressalta que este é um processo difícil já que tais concepções são frequentemente resistentes à mudança.

Há também que se levar em conta, que um dos aspectos mais relevantes do estudo de equilíbrio químico, é a consideração dos fatores relacionados com as alterações que podem sofrer um sistema em equilíbrio químico, devido a mudanças das propriedades que o definem. Com relação a interpretação de alterações ao equilíbrio, de forma geral, os alunos aplicam o principio de Le Chatelier, e raciocinam qualitativamente usando a constante de equilíbrio. Entretanto, vários autores destacam que relacionados ao enunciado do principio de Le Chatelier, ele pode gerar dificuldades,

já que há situações em que não está correto, ou pode levar à aplicação do principio em si, em caso onde há de se considerar outros fatores, ou mesmo a aplicação do principio em situações de não-equilíbrio. Muitos destes trabalhos apontam que os alunos, e mesmo professores, utilizam este princípio de uma forma mecânica e memorizada, mesmo em situações onde o princípio não se aplica (QUILEZ-PARDO, 1995), como no caso em que a adição de uma massa não implica em um aumento de concentração, por exemplo, no caso da adição de uma massa de um sal pouco solúvel em uma solução já saturada. Este mau uso do princípio de Le Chatelier certamente está associado ao largo e mecânico uso que se faz dele nos livros textos (CANZIAN E MAXIMIANO, 2010). Os estudos indicam que de forma geral, há uma generalização da aplicação do principio de Le Chatelier sem considerar suas limitações, sendo o ensino deste aspecto pautado num tratamento superficial, sem um controle rigoroso de variáveis, com a aplicação de estratégias que não questionam sua validez (QUÍLEZ-PARDO E SANJOSÉ-LOPEZ, 1995; CANZIAN E MAXIMIANO, 2010).

Quanto à constante de equilíbrio, Machado e Aragão (1996), mostram que os estudantes não relacionam o seu valor numérico ao que a mesma permite representar em termos da concentração de reagentes e produtos, ou seja, em outras palavras, em termos da extensão da reação. E Moncaleano *et al.* (2003), destacam que é baixa a porcentagem de alunos que conseguem descrever quais são as características macroscópicas de um sistema em equilíbrio químico.

Texeira-Junior e Silva (2009), investigaram as dificuldades e concepções na formação inicial docente, a pesquisa foi realizada com 47 alunos concluintes do curso de Química Licenciatura de uma universidade pública do estado de Minas Gerais. Foram investigados as concepções referentes à definição do equilíbrio químico, à representação, valendo-se de modelos, e o princípio de Le Chatelier. Os resultados encontrados estavam em consonância com outros estudos, indicando que mesmo futuros professores, possuem conhecimentos que se aproximam dos estudantes do ensino médio, ressaltando a importância do investimento na formação cientifica de futuros professores, já que estes podem disseminar estas concepções erradas em seus alunos.

Em um relatório para a Royal Society of Chemistry, que faz uma revisão sobre as principais concepções alternativas encontradas em estudantes de química de 11 a 18 anos, Barker (2001) aponta que a forma tradicional de ensinar equilíbrio químico a estes estudantes pré-universitários é de introduzir a ideia qualitativa de dois caminhos

de reação, enquanto que os cálculos envolvendo a constante de equilíbrio e seu significado fica para o futuro. O princípio de Le Chatelier é introduzido neste estágio, de maneira qualitativa, com a intenção de ajudar os alunos a predizer futuras mudanças da posição de equilíbrio. As dificuldades na aprendizagem sobre equilíbrio químico destacadas foram: dificuldade na compreensão da natureza dinâmica do equilíbrio químico; compartimentação do sistema, a reação de equilíbrio é vista como envolvendo duas reações separadas (direta e inversa); problemas com o Princípio de Le Chatelier; dificuldades no cálculo e na aplicação das constantes de equilíbrio; e, confusão entre velocidade e o equilíbrio químico

Em um estudo com o objetivo de investigar os modelos mentais de trinta alunos do décimo ano de escolarização (equivalente ao ensino médio do Brasil) em Taiwan, Chiu e colaboradores encontraram que alguns conceitos de equilíbrio químico foram mais difíceis de aprender do que outros (CHIU *et al*, 2002). Os alunos tiveram muita dificuldade em, por exemplo, compreender a natureza do movimento dinâmico das partículas no sistema em equilíbrio, um conceito muito abstrato. Encontraram também que os estudantes apresentam um entendimento mais estático do que dinâmico do equilíbrio químico. Os autores afirmam que a dificuldade de compreensão apresentada pelos alunos não se deve somente pela falta de conhecimento domínio-específico dos alunos a respeito do tema. Está também relacionada e como estes constroem e organizam os seus modelos mentais a respeito do mundo microscópico, modelos a respeito das atividades das partículas microscópicas e de suas interações com outras partículas. Apontam que é preciso ajudar os alunos a desenvolver a habilidade de organizar ou codificar representações simbólicas em sua estrutura de conhecimento para que sejam capazes de aplicar esta habilidade na resolução de uma situação problemática.

Uma importante revisão das concepções alternativas a respeito de equilíbrio químico foi realizada por Raviolo e Aznar (2003). Dos 28 trabalhos analisados onze deles envolvem estudos com alunos do ensino superior. Destes, nove trabalhos investigam as concepções de alunos do primeiro ano do curso universitário, apenas um dos trabalhos levanta as concepções de alunos que cursam uma disciplina de físico-química. O trabalho encontrou uma grande quantidade de concepções alternativas e dificuldades que foram classificadas em oito categorias diferentes. Entre as dificuldades mais encontradas nas diferentes investigações estão: a confusão entre quantidade e

concentração, a imagem estática do equilíbrio e a imagem compartimentada do equilíbrio (que considera reagentes e produtos em compartimentos separados do sistema). Os autores encerram o trabalho apresentando, para cada categoria de dificuldades, uma importante e extensa lista de sugestões que devem ser levadas em conta no planejamento de ensino do tema equilíbrio químico. Nesta pesquisa observa-se que a maioria das concepções alternativas ou dificuldades encontradas em alunos do ensino médio também são encontradas nos alunos iniciantes no ensino superior. Resumimos as concepções alternativas diagnosticadas e sugestões didáticas elaboradas pelo autor do artigo, na tabela 1.

Tabela 1: Concepções alternativas x Sugestões didáticas (RAVIOLO e AZNAR, 2003)

Categoria	Concepção alternativa/dificuldade	Sugestões didáticas
Conceitos prévios que são utilizados no estudo do equilíbrio químico	Incapacidade em diferenciar quantidade e concentração*. Não reconhecimento da existência de reações químicas reversíveis*. Dificuldades em matemáticas e em estequiometria*. Confusão sobre o comportamento de gases*. Incapacidade no manejo de proporcionalidade*. Inadequada compreensão microscópica da reação química	Favorecer a compreensão e interpretação das reações químicas no nível molecular; Integrar adequadamente os princípios da estequiometria ao estudo do equilíbrio químico; Discutir a diferença entre os conceitos massa e concentração, velocidade e extensão da reação; Discriminar claramente entre reações reversíveis e reações que se completam;
Características de um sistema em equilíbrio químico	Não diferenciam sistemas em equilíbrio de sistemas que não estão. Desconhecimento da condição de ser um sistema fechado*. Não distinguem composições iniciais e de equilíbrio. Não admitem a coexistência de todas as espécies. Compartimentação do equilíbrio*. Não manter a constância da concentração a uma temperatura constante. Composição do sistema igual a uma relação aritmética simples ou a estequiometria*. Consideram o equilíbrio como estático*. Consideram o equilíbrio como único. Comportamento pendular*. Incompreensão de reagente limitante em uma situação de equilíbrio*.	Realizar atividades onde os alunos diferenciem variáveis de constantes, para distintos aspectos do equilíbrio químico; O uso mecânico das equações químicas para explicar o equilíbrio químico e os diagramas entálpicos, podem favorecer nos alunos a construção de imagens de um equilíbrio estático e compartimentado, gerando dificuldade de aprendizagem; Favorecer formas de raciocínio baseadas no caráter dinâmico do equilíbrio químico, por considera-lo mais significativo para os estudantes, porque tem que pensar em termos de moléculas e de mecanismos elementares de reação; Utilizar a noção de equilíbrio dinâmico como um modelo explicativo para as anomalias que surgem das ideias dos estudantes diante da reversibilidade e a reações incompletas; Mostrar situações iniciais onde por exemplo, um reagente se encontra em excesso (desde o ponto de vista de uma reação que se completa) e solicitar aos alunos que predigam se esta alcança o equilíbrio
Linguagem, simbolismo empregado e constante de equilíbrio	Associam o termo equilíbrio a uma igualdade e imobilidade. Incorreta interpretação da flecha dupla com distintos comprimentos*. Desconhecimento de quando K é constante*. Mantêm K inalterado diante de mudanças na temperatura*. Consideram que no equilíbrio K é igual a 1.	Abandonar o uso de flechas de diferentes tamanhos para indicar as proporções relativas de reagentes e produtos no equilíbrio; distinguir explicitamente o que tem em comum e diferente entre os conceitos de: equilíbrio (vida cotidiana), equilíbrio físico e equilíbrio químico e, evitar abreviar ‘‘equilíbrio químico’’ por ‘‘equilíbrio’’; evitar o uso da palavra ‘‘equilibrar’’ ou ‘‘ balancear’’ quando se faz referencia ao ajuste de equações químicas; especificar que somente as mudança de temperatura afetam a magnitude da constante de equilíbrio;

Categoria	Concepção alternativa/dificuldade	Sugestões didáticas
Efeito da mudança de variáveis sobre o equilíbrio (aplicação do princípio de Le Chatelier)	Maiores dificuldades em aplicar o princípio de Le Chatelier diante de mudanças de temperatura*. Aplicação de aproximações do tipo Le Chatelier a situações inapropriadas. Não consideram todos os fatores que afetam o equilíbrio (controle de variáveis)*. E tem dificuldades ao comparar as concentrações entre um equilíbrio inicial e um final*. Aplicação de Le Chatelier a situações que conduzem a predições incorretas*. Incompreensão do efeito de adicionar um gás inerte ao sistema em equilíbrio*. Não usam Q e K para predizer evolução*.	Usar gráficos de concentração versus tempo para ilustrar o que ocorre num sistema em equilíbrio ao ser perturbado; pôr maior ênfase no ensino dos efeitos da temperatura no equilíbrio; diferenciar três estados ou situações: equilíbrio inicial, modificado (o perturbado, de não equilíbrio) e equilíbrio final; Aplicar níveis de explicação complementares entre sí: estudo das velocidades de reação, o principio de Le Chatelier, e o enfoque termodinâmico; Aplicar somente o enfoque termodinâmico com o uso do quociente de reação Q_c e a constante de equilíbrio K_c para predizer a evolução de um equilíbrio químico perturbado e da equação de Van't Hoff; realizar um adequado controle de variáveis ao aplicar o principio de Le Chatelier; Evitar a introdução do principio de Le Chatelier no ensino.
Velocidades de reação	Confusão entre velocidade e extensão*. A velocidade direta aumenta com a aproximação do equilíbrio*. Quando a velocidade direta aumenta diante de uma perturbação a velocidade indireta deve diminuir e vice-e-versa*. Igualdade das velocidades direta e indireta no equilíbrio final com as do equilíbrio final*. Aplicação do princípio de Le Chatelier às velocidades*.	Ter cuidado quando se menciona que as velocidades de reação direta e inversa se igualam em equilíbrio dado que é frequentemente, interpretado como que se formam iguais quantidades de produtos e reagentes; aprofundar na aplicação do modelo cinético molecular através da utilização do modelo de colisões para visualizar os fatores que influem na velocidade de reação; pôr ênfase em certos aspectos cinéticos chaves como, por exemplo, que a velocidade da reação direta decresce ao aproximar-se do equilíbrio; diferenciar para a reação química os conceitos de: espontaneidade, extensão e "imediatez";
Catalisadores	O catalisador não afeta a reação inversa*. O catalisador diminui a velocidade inversa*. O catalisador produz maior proporção de produtos na mistura em equilíbrio*.	Incorporar o que ocorre no sistema em equilíbrio ao agregar um catalizador;
Energia	Mal interpretação da informação que contida no valor de ΔH*. Não relacionam ΔG^o com a extensão do equilíbrio*. Confundem ΔG^o com ΔH*. Não compreendem um processo termodinâmico reversível*. Incapacidade em diferenciar temperatura e energia. Confundem energia de ativação com ΔG^o*.	Diferenciar os conceitos temperatura, calor e energia; discriminar a variação negativa da energia livre (critério de espontaneidade) com a variação negativa da entalpia (critério de reação exotérmica); relacionar a extensão da reação (K_c) com a noção de espontaneidade (ΔG_r^o); abordar os distintos significados da palavra reversível e seus usos: cotidiano, termodinâmico (transformação reversível) e em equilíbrio (reações reversíveis)
Equilíbrios heterogêneos	Confusão entre massa e concentração*. Incompreensão do papel do sólido. A adição de mais sólido modifica o equilíbrio*	Debater sobre como a quantidade de sólidos não afetam a composição de um equilíbrio heterogéneo.

Extraído de: Raviolo, A. e Aznar, M. M. (2003), Una revisión sobre las concepciones alternativas de los estudiantes en la relación con el equilibrio químico. Clasificación y síntesis de sugerencias didáticas, *Educación Química*, 13(3), 159-165. *Concepções e dificuldades encontradas em alunos do ensino superior.

Observamos, nesta breve revisão, que de forma geral, os resultados são semelhantes, indicando que estas concepções alternativas são comuns em diferentes contextos e muitas vezes resistentes a mudanças. A respeito das causas dos erros apresentados pelos estudantes, Quilez-Pardo e San José (1995), afirmam:

> *"Na maioria dos casos não devemos considerar os erros apresentados pelos alunos como ideias espontâneas, mas como ideias induzidas através do ensino. São produzidos no contexto instrucional devido, entre outras causas, às analogias que os professores e os livros usam para ensinar o conceito de equilíbrio químico e estão associados, em algumas ocasiões problemas de linguagem, ao estabelecer aos estudantes analogias com conceitos da física e da vida diária (p.73)".*

Esta afirmação é válida para alunos do ensino médio, pois é nesta etapa da educação que há um primeiro contato com o tópico equilíbrio químico. Neste caso, os alunos ao iniciar os estudos deste assunto não têm ideias prévias sobre o termo equilíbrio químico. O mesmo não vale para o ensino superior. Neste caso os alunos chegam à Universidade com as concepções alternativas apresentadas acima. Assim, é essencial que no ensino superior se leve em conta que este tema não é novo para o aluno, este já chega a um curso universitário com concepções que vêm do ensino médio. É então, importante conhecer estas concepções e levá-las em conta no planejamento das estratégias de ensino.

Outra causa das dificuldades está relacionada com a deficiente resolução de problemas devido ao fato de que os alunos não delineiam previamente o que devem resolver, se limitando a estabelecer relações entre os dados e as equações necessárias para resolver o problema. Esta deficiente metodologia deve ter origem nas estratégias didáticas de resolução de problemas empregados tanto pelos livros didáticos quanto pelos professores e livros. A utilização como estratégia de ensino de algoritmos de resolução e de regras de memorização pode impedir aos alunos um aprendizado correto dos conceitos e ser fontes de erros conceituais (QUILEZ-PARDO E SAN JOSÉ, 1995).

A sistematização apresentada no trabalho de Raviolo e Aznar e a análise de outros trabalhos sobre o tema (BARKER, 2001, WANDERSEE *et al*, 1994) evidenciam uma importante característica admitida sobre as concepções alternativas que é o fato de que são comuns a estudantes de diferentes idades, meios, gênero e culturas. Os autores observam que esta universalidade é mais significativa em um tema como equilíbrio químico, cujos conceitos são construídos apenas no âmbito acadêmico e não no contexto cotidiano. A razão para isto é que o ensino formal do tema utiliza

metodologias e livros textos similares, principalmente nos primeiros anos do ensino universitário, onde há uma notável uniformidade entre os modelos de ensino (RAVIOLO E AZNAR, 2003).

Diante deste quadro é de se perguntar se, no caso de um curso superior de Química, estas concepções permanecem ou são superadas à medida que o estudante vai aprofundando seus estudos na Química. Ou seja, se ao estudar novos conceitos em novas disciplinas da Química, principalmente aqueles que fazem uso e até mesmo aprofundam os conceitos de equilíbrio químico, estas concepções alternativas dão lugar a uma concepção cientificamente correta. Vale também perguntar se, e em que medida, o aluno consegue transferir os conceitos aprendidos no contexto de uma disciplina ao contexto de outra. Para responder estes questionamentos, acompanhamos todas as aulas e analisamos as avaliações e diagnósticos formativos, aplicados ao longo das disciplinas, Química Geral II (2° semestre/2010) e Química Analítica I (1° semestre/2011), oferecidas para alunos dos cursos de Química Licenciatura e Química Ambiental, ambas no período noturno no Instituto de Química da Universidade São Paulo.

2. OBJETIVOS

O principal interesse desta pesquisa foi descrever e analisar o resultado do aprendizado de conceitos relacionados ao tema equilíbrio químico buscando as concepções dos alunos, sobre aspectos gerais dos sistemas em equilíbrio químico e os aspectos gerais de sistemas ácido base em equilíbrio químico.

Identificar as dificuldades apresentadas pelos alunos, as concepções alternativas persistentes que podem se caracterizar como um obstáculo para aprendizagens posteriores.

Refletir como se dá o aprendizado dos aspectos qualitativos necessários para a correta compreensão do tema, para isso acompanhamos o processo de ensino e construção do conceito de equilíbrio químico ao longo das disciplinas de Química Geral II e Química Analítica I, e analisamos as respostas de um estudante do ensino superior, referentes a aprendizagem dos modelos do equilíbrio químico e os modelos ácido base, as constantes de equilíbrio químico, as forças de ácidos e bases, solução tampão, e as possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico.

3. CONTEXTO DA PESQUISA

O Instituto de Química da Universidade de São Paulo (IQUSP) tem dois cursos no período noturno: Bacharelado em Química Ambiental e Licenciatura em Química. Independente do curso ou habilitação estes cursos apresentam uma estrutura curricular básica comum, com disciplinas básicas das diferentes áreas da química (Química Inorgânica, Química Orgânica, Química Analítica Físico-Química e Bioquímica) sendo cursadas em conjunto por todos os alunos. Considerando esses dois cursos oferecidos no período noturno, a primeira abordagem do tema equilíbrio químicos é feita na disciplina Química Geral II, oferecida no segundo semestre do primeiro ano do curso. Nesta disciplina são discutidos os conceitos fundamentais do equilíbrio químico, as características de um sistema químico em equilíbrio, o cálculo da constante de equilíbrio, as possíveis alterações que um sistema em equilíbrio pode sofrer (aplicações do Princípio de Le Chatelier), o efeito do íon comum e os tipos de equilíbrios: heterogêneo, ácido-base, de solubilidade e de oxido-redução. No semestre seguinte o tema é largamente utilizado e ampliado na disciplina Química Analítica I, com o estudo e avaliação de conceitos de equilíbrio químico relacionados à identificação e quantificação de espécies químicas inorgânicas, seletividade, sensibilidade e especificidade de reações químicas, além de algumas técnicas de separação e eliminação de interferentes (IQUSP, 2009).

A pesquisa iniciou-se no segundo semestre de 2010, na disciplina de Química Geral II, com 64 alunos matriculados, sendo 52 ingressantes no mesmo ano. A disciplina é dividida em aulas práticas (laboratório) e teóricas e tem como pré requisito a disciplina Química Geral I, oferecida no primeiro semestre. As aulas teóricas aconteciam duas vezes na semana, segunda feira das 19h as 20h40 e na terça das 21h as 22h40. Foram acompanhadas apenas as aulas teóricas. No primeiro semestre de 2011 acompanhamos e coletamos dados na disciplina de Química Analítica I, estavam matriculados nesta disciplina 59 alunos, destes, 39 estavam matriculados em 2010 na disciplina de Química Geral II. As aulas de Química Analítica I ocorrem três vezes durante a semana, na segunda feira das 19h as 23h eram ministradas as aulas praticas e as aulas teóricas ocorriam na terça-feira das 21h as 23h e na quinta-feira das 19h as 21h, as aulas teóricas também foram divididas em química analítica qualitativa e química analítica quantitativa, ministrada por professores diferentes. Os dados para pesquisa referem-se somente as aulas teóricas de química analítica qualitativa (parte 1).

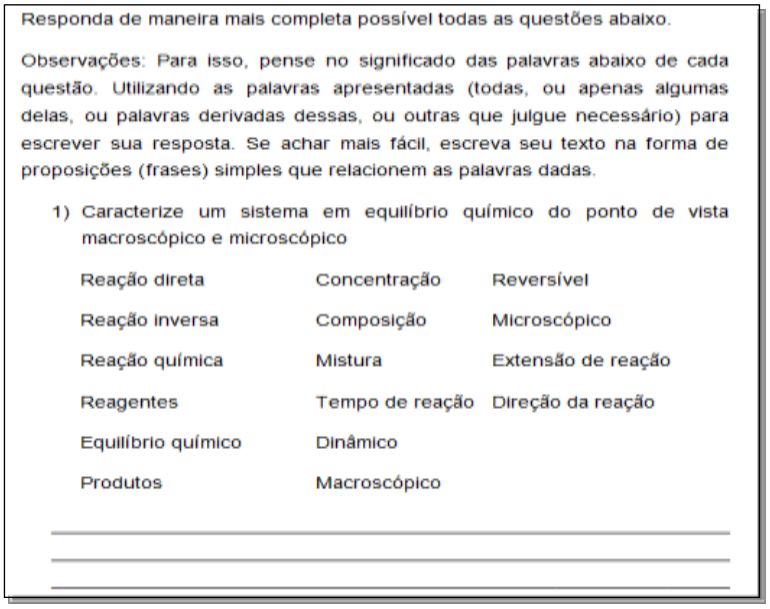
4. METODOLOGIA DE PESQUISA E DADOS COLETADOS

A partir da observação e acompanhamento das aulas, coletamos dados que fundamentaram a descrição da aprendizagem do tema equilíbrio químico ao longo das disciplinas de Química Geral II e Química Analítica I. Os instrumentos de coleta de dados foram: avaliação inicial (diagnóstica), avaliações progressivas e uma avaliação final, além da gravação do áudio das aulas, e anotações feitas durante as aulas.

4.1 Metodologia de elaboração e análise dos instrumentos de coleta de dados.

a) Elaboração das questões que compõem a avaliação inicial e avaliação final:

A avaliação inicial teve por objetivo fundamental analisar a situação de cada aluno antes de iniciar um determinado processo de ensino aprendizagem e a avaliação final tem por objetivo principal verificar o que o aluno não conseguiu interiorizar e o que pode se caracterizar como um obstáculo para aprendizagens posteriores. Além disso, pode nos dar indícios sobre problemas na de sequência de ensino (SANMARTÍ, 2009). Estas avaliações, inicial e final, foram idênticas e formuladas contendo perguntas abertas onde uma lista de conceitos indutores, necessários para a sua resposta, é previamente fornecida (FIGURA 1).



Responda de maneira mais completa possível todas as questões abaixo.

Observações: Para isso, pense no significado das palavras abaixo de cada questão. Utilizando as palavras apresentadas (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Se achar mais fácil, escreva seu texto na forma de proposições (frases) simples que relacionem as palavras dadas.

1) Caracterize um sistema em equilíbrio químico do ponto de vista macroscópico e microscópico

Reação direta	Concentração	Reversível
Reação inversa	Composição	Microscópico
Reação química	Mistura	Extensão de reação
Reagentes	Tempo de reação	Direção da reação
Equilíbrio químico	Dinâmico	
Produtos	Macroscópico	

Figura 1: Modelo de questão aberta com conceitos indutores

O objetivo principal foi de aplicar questões que explorassem o conhecimento do aluno sobre aspectos básicos relacionados ao tema equilíbrio químico, deste modo, optamos por questões abertas do tipo discursivas. As questões foram

elaboradas a partir do estudo do tema equilíbrio químico, abordado nos livros *"Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente"* (ATKINS & JONES, 2001) e *"Química a Ciência central"* (BROWN, *et al.*, 2007) na disciplina de Química Geral II e *"Fundamentos de Química Analítica"* (SKOOG, *et al.*, 2006) na disciplina de Química Analítica I. Na parte do texto que tratava da questão elaborada, agrupamos um conjunto de conceitos que aparecem com mais frequência nos livros, os conceitos indutores, que são conceitos selecionados a partir do estudo do tema, e que eram então, considerados fundamentais para a elaboração da resposta pelos alunos.

Considerando que, aprender e compreender um determinado assunto, é saber estabelecer relações corretas entre diferentes conceitos que compõem os princípios fundamentais deste assunto (NOVAK e GOWIN, 1984), pretendeu-se assim, que os conceitos listados servissem como base para que os alunos respondessem as questões na forma de um texto ou de proposições livres entre os conceitos. A hipótese é de que a presença dos conceitos listados possa realmente induzir a elaboração do texto de maneira a fiquem explícitas as relações entre os mesmos.

b) Elaboração das questões que compõem as avaliações progressivas:

A avaliação progressiva teve por objetivo acompanhar o processo de construção do conceito de equilíbrio químico ao longo das disciplinas (SANMARTÍ, 2009) e foi aplicada ao final de cada aula, ou ao final de um conjunto de aulas sobre um mesmo tema, investigando a aprendizagem do conteúdo ensinado na aula dada.

As questões presentes nas avaliações progressivas foram elaboradas a partir da análise de conteúdo dos livros didáticos (BROW e Le MAY, 2007; SKOOG, *et al.* 2006) adotados como referência e dos slides elaborados pelos professores como recurso didático para uso durante as aulas, também foram selecionadas questões de testes já validados que buscam identificar as concepções alternativas relacionadas ao tema equilíbrio químico (ÖZMEN, 2008).

Embora o processo de elaboração das avaliações para cada disciplina tenha sido a mesma, a metodologia para coleta dos dados foi diferente considerando cada disciplina. Na disciplina de Química Geral II, a professora optou por inserir os dados coletados na pesquisa nas discussões das aulas, além disso, seu planejamento possibilitou que ao final de cada aula sobrasse um tempo para aplicação dos testes. Na disciplina de Química Analítica I, parte qualitativa, o professor não utilizou os dados

coletados na pesquisa, nas discussões das aulas, além disso, seu planejamento permitiu que aplicássemos os testes apenas ao final de um conjunto de aulas, sendo algumas vezes necessário fragmentar um teste para aplicação em duas aulas. Portanto, apresentaremos em separado, nos itens 4.2 e 4.3, a metodologia de coleta de dados para cada disciplina.

c) Metodologia de análise das avaliações

Para tratamento dos dados obtidos nas avaliações utilizamos a análise de conteúdo (BARDIN, 1977), com o objetivo principal de identificar concepções alternativas e dificuldades conceituais que podem se caracterizar como um obstáculo para aprendizagem futura. Esta análise se divide em três partes: a pré-análise; a exploração do material e o tratamento dos resultados, a inferência e interpretação. A pré-análise consiste em organizar e sistematizar ideias. A exploração do material é o momento em que se codifica e categoriza as informações encontradas. Segundo Bardin, a codificação é um processo de transformação dos "dados brutos" em uma real representação do conteúdo, através de agregação (BARDIN, 1977, p. 103). E a categorização complementa esse processo, uma vez que as categorias emergem dessa codificação:

> *"A categorização é uma operação de classificação de elementos constitutivos de um conjunto, por diferenciação e, seguidamente, por reagrupamento segundo o gênero (analogia), com os critérios previamente definidos (BARDIN, 1977, p. 117)"*

Para auxiliar no tratamento destes dados utilizamos o software webQDA (SOUZA *et al*, 2011), especifico para tratamento de dados qualitativos, que também possibilita a integração e codificação dos outros tipos de dados coletados (testes, áudio e slides). As categorias de análise empregadas na codificação foram emergentes da leitura dos dados e algumas já pré elaboradas a partir de outras pesquisas feitas sobre o tema. Durante a discussão dos resultados apresentaremos e discutiremos cada categoria criada.

d) Da gravação do áudio das aulas, dos slide elaborados pelos professores e as anotações feitas durante as aulas.

Durante a disciplina de Química Geral II, foram dadas seis aulas teóricas sobre o tema equilíbrio químico, e todas as aulas tiveram o áudio da professora captado, totalizando sete horas de aulas relacionada ao tema. Essas aulas foram armazenadas em

formato .mp3, e inseridas no software de análise qualitativa WebQDA, onde foram feitas as descrições das aulas (APÊNDICE L), processo que foi fundamental para relacionar a aula na discussão dos resultados obtidos. Durante a disciplina de Química Analítica I, parte qualitativa, foram ministradas 11 aulas teóricas referentes ao tema equilíbrio químico, totalizando 13 horas. Essas aulas também foram armazenadas em formato .mp3, e inseridas no software de analise qualitativa WebQDA, onde foram feitas as descrições das aulas (APÊNDICE M).

Ao acompanhar as aulas durante as duas disciplinas buscamos fazer anotações que destacassem a quantidade de alunos presente na aula, o comportamento deles durante a aula, as dúvidas apresentadas pelos alunos, além disso focalizamos também como o professor direcionava a aula, quais as anotações feitas no quadro, como eles respondiam os questionamentos dos alunos. Essas anotações serviram como material de apoio na análise dos resultados obtidos durante a pesquisa.

4.2 Metodologia de coleta de dados na disciplina de Química Geral II

Iniciamos o acompanhamento da turma uma semana antes da professora começar a discutir o tema equilíbrio químico, com a aplicação de uma avaliação inicial (diagnóstica), que se constituiu de um questionário aberto formado por quatro questões.

A avaliação inicial (AI), foi aplicada no final da aula de terça feira para 46 alunos, que tiveram 45 minutos para responder a esta avaliação, 35 alunos responderam e entregaram a avaliação ao final da aula, os outros 11 entregaram o questionário até a data da avaliação final, entretanto consideramos para análise apenas as avaliações entregues no mesmo dia. A mesma avaliação foi aplicada ao final da disciplina, avaliação final (AF), como questões da prova da disciplina (QGII), e foi respondida por 62 alunos. O objetivo destas avaliações foi explorar os conhecimentos prévios (AI) e finais (AF) dos alunos sobre aspectos gerais dos sistemas em equilíbrio químico, tais como, a caracterização do sistema em equilíbrio químico no nível macroscópico e microscópico; análise de um sistema que ainda não atingiu o equilíbrio químico; definição e significado do valor numérico da constante de equilíbrio e as possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico. As questões desta avaliação foram elaboradas pelo nosso grupo de pesquisa com base no estudo do tema. (APÊNDICE A)

Foram acompanhadas noves aulas durante a disciplina de Química Geral II, dessas aulas, seis aulas teóricas sobre o tema equilíbrio químico, totalizaram sete horas

de aulas relacionada ao tema. Na tabela 4 apresentamos a programação das aulas que foram acompanhadas, de forma a resumir todos os dados coletados durante esta disciplina. Durante essas aulas foram aplicados ao total oito avaliações, sendo uma avaliação inicial (diagnóstica), seis avaliações progressivas e uma avaliação final, idêntica a avaliação inicial (Tabela 4).

Tabela 2. Resumo dos dados coletados

Dados coletados	**Avaliação diagnóstica**	**Avaliações progressivas**						**Avaliação final**
		1	2	3	4	5	6	
Número de alunos que responderam as avaliações no mesmo dia da aula	35	36	48	37	19	6	35	62

Os seis testes progressivos aplicados durante as aulas tiveram o objetivo de acompanhar o processo de construção do conceito de equilíbrio químico, e identificar as principais concepções alternativas persistentes ao longo do curso (APÊNDICES B à G). As questões dos testes progressivos buscaram investigar tanto os aspectos qualitativos, como definição, descrição e reflexão sobre os conceitos envolvidos, como também as características quantitativas, por exemplo, cálculo da constante de equilíbrio, de concentrações de constituintes, de valores de pH, etc. Estes testes foram aplicados ao final de cada aula, investigando o conteúdo ensinado na aula dada (Tabela 3).

Tabela 3. Conceitos abordados nas avaliações

Avaliações		**Conceitos abordados**
Avaliação inicial e final		Caracterização do sistema em equilíbrio químico no nível macroscópico e microscópico; análise de um sistema que ainda não atingiu o equilíbrio químico; definição e significado do valor numérico da constante de equilíbrio e as possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico.
Avaliação progressiva	1	O conceito de equilíbrio químico (características do sistema, aspectos microscópicos e simbólico) , Relação entre Q e K
	2	Alterações no sistema em equilíbrio químico (principio de Le Chatelier), Relação entre Q e K
	3	O conceito de ácido-base, adição de água em um eq. ácido base, cálculo do pH, a influencia da temperatura no valor do pH
	4	Força do ácido, cálculos de pH, pOH, $[OH^-]$ e $[H^+]$
	5	Cálculos de K_a, K_b e pH, significado da constante (K_a e K_b)
	6	Adição de água em um eq. ácido-base, efeito do íon comum, adição de um sólido, a variação do pH e o efeito do íon comum em uma base forte, e em uma base fraca.

Tabela 4. As aulas de Química Geral II e os dados coletados

Aula	Conceitos trabalhados	Números de slides	Duração da aula	Dados coletados
1	Diferença entre reações completas e reações incompletas; O equilíbrio químico e sua característica dinâmica; A importância de se estudar este conceito; Analisando um sistema em equilíbrio químico; A Lei da Ação das Massas; A Constante de Equilíbrio; Resposta do Equilíbrio a Mudanças das Condições; Proposta de exercícios	29	1h19m	Áudio, slides, anotações e teste progressivo 1
2	Equilíbrios heterogêneos; O significado da constante de equilíbrio; O coeficiente da reação; Prevendo a direção da reação. A resposta do equilíbrio às mudanças na composição (Principio de Le Chatelier)	35	1h	Áudio, slides, anotações e teste progressivo 2
3	Relação de T com K, também relacionadas com ΔG. Equilíbrio acido base: Modelos de Arrhenius e Brønsted-Lowry; Reação de autoprotolise e autoionização da água; As escalas de pH e pOH; Resolvendo problemas	28	1h12m	Áudio, slides, anotações e teste progressivo 3
4	Monitoria	-	1h40m	Áudio e anotações
Duas semanas sem aulas referentes ao tema: feriados de 1 e 2 de novembro / prova 3 / aula de compostos de coordenação, voltada para aula pratica / feriado 15 novembro				
5	Os modelos ácido-base, de Arrenhius, Bronsted, ácidos e bases em solução aquosa: o grau de dissociação Acido forte e bases forte. Constante de dissociação. Acido fraco e bases fracas. Representação microscópica da dissociação de um acido fraco	27	1h20	Áudio, slides, anotações e teste progressivo 4
6	O pH de soluções de ácidos e bases. O pH de soluções de sais; Reações de ânions com água. Reações de cátions com água e a influencia no valor do pH	36	1h30	Áudio, slides, anotações e teste progressivo 5
7	O efeito do íon comum (exemplos e exercícios); Ácidos ou bases polipróticos. O pH de ácidos polipróticos (exemplos e exercícios); Equilíbrio em fase aquosa; pH de uma solução de um ácido fraco e seu sal (exemplos e exercício); Tampões; Como um tampão ácido funciona; Como prepara uma solução tampão; Calcular o pH de um tampão (exemplo e exercício)	30	1h	Áudio, slides, anotações e teste progressivo 6
8	Monitoria	-	1h40	Áudio e anotações
9	Prova – Avaliação final	-	1h40	Prova (AF)

4.3 Metodologia de coleta de dados na disciplina de Química Analítica I

Dada a impossibilidade de aplicar um teste que levasse mais de uma hora para ser resolvido em uma única aula, iniciamos o acompanhamento da turma três aulas antes do início da abordagem do tema equilíbrio químico. Neste caso a avaliação inicial foi dividida em três partes, avaliação inicial parte 1 (AIp1) investigou as concepções sobre os modelos ácido-base e 53 alunos responderam a avaliação (APÊNDICE H). Na segunda parte (AIp2) abordamos os conceitos equilíbrio ácido base e sistema tampão e terceira parte (AIp3) abordamos equilíbrio de complexação, efeitos de sal nos sistemas em equilíbrio químico e efeito do íon comum, este último é especialmente importante nos equilíbrios de precipitação e respectivamente 43 e 41 alunos responderam as avaliações. A avaliação final (AF) foi formulada com as mesmas perguntas da avaliação inicial parte 2 e 3, e foi aplicada no início da penúltima aula prática, um dia antes da prova final da disciplina (APÊNDICE I).

As avaliações progressivas foram aplicadas ao final de um conjunto de aulas sobre um determinado tema, investigando as concepções referentes ao mesmo (APÊNDICES J e K). Os conceitos investigados em cada avaliação são mostrado na tabela abaixo (TABELA 5).

Tabela 5. Conceitos abordados nas avaliações

Avaliações		Conteúdo abordado
Avaliação inicial (diagnóstica)	1	Modelos ácido – base e força dos ácidos e bases
	2 -1	Equilíbrio ácido-base
	2- 2	Sistema tampão e alterações no sistema em equilíbrio
Avaliação Progressiva	1	Equilíbrio ácido – base
	2	Equilíbrio de solubilidade e equilíbrio redox
Avaliação Final		Equilíbrio ácido-base, Sistema tampão e alterações no sistema em equilíbrio

As aulas referentes ao tema foram acompanhadas e gravadas em áudio e durante a aula foram feitas anotações relevantes, com ênfase no processo de ensino. Acompanhamos 11 aulas teóricas, referentes ao tema equilíbrio químico, totalizando 13 horas. Na tabela 7, apresentamos a programação das aulas que foram acompanhadas, de forma a resumir os dados coletados durante esta pesquisa. Nesta disciplina foram aplicados ao total seis avaliações, sendo a avaliação inicial (diagnóstica) dividida em três partes, duas avaliações progressivas e uma avaliação final (Tabela 6).

Tabela 6. Resumo dos dados coletados

Dados coletados	Avaliação inicial			Avaliações progressivas		Avaliação final
	1	2	3	1	2	
N◦ de alunos que responderam as avaliações	53	43	41	34	27	43

Tabela 7. As aulas de Química Analítica e os dados coletados

Aula	Conteúdo abordado:	N°. de slides	Duração	Dados coletados
1	Equilíbrio acido base - os modelos utilizados para explicar essas reações; a ionização da água; a influencia da temperatura no pH da água, a relação entre pH e pOH; exercícios do cálculo do pH para soluções de ácidos e bases fortes e depois para ácidos e bases fracos.	44	1h	Áudio, slides e anotações
2	Como calcular o pH de ácidos e bases fracos. O conceito de íon comum; o cálculo de pH em soluções de cátions e ânions que provocam hidrolise. Resolução passo a passo de um exercício de ionização de ácidos polipróticos e finaliza propondo aos alunos que resolvam os problemas parecidos	20	55m	Áudio, slides e anotações
3	Exercícios aplicados a exemplo de ionização de ácidos polipróticos; Explica e propõe que os alunos resolvam cálculos de pH em soluções de cátions ou ânions que provocam hidrolise; Explica o que é caráter Anfótero; Solução tampão	25	1h19m	Áudio, slides e anotações
4	Solução tampão (aula é toda baseada em exercícios)	15	1h06m	Áudio e anotações
5	Solução tampão (resolução de problemas que envolvem a formação de uma solução tampão); Constante de solubilidade; Reações que envolvem o equilíbrio entre a solubilidade e a precipitação	35	1h42m	Áudio, slides e anotações
6	Equilíbrio de solubilidade; O significado numérico de K_{ps} ; A relação entre a solubilidade (S) e o K_s (constante de solubilidade)	21	1h03m	Áudio, slides e anotações
7	Retoma o conceito de equilíbrio de solubilidade; o efeito de outros íons na solubilidade. Verificar quantitativamente que a precipitação foi completa; Cálculo da concentração de íons após a precipitação.	23	54m	Áudio, slides, anotações e teste progressivo 1
8	Formação de precipitados; A concentração de íons após precipitação; O efeito do pH da solução na precipitação.	8	1h05m	Áudio, slides e anotações
9	Efeito do pH na precipitação; O pH de precipitação de alguns hidróxidos; Equilíbrios simultâneos envolvendo a precipitação e a dissolução; a dissolução de precipitados, apresentando como exemplo a reação de dissolução do carbonato de bário; Equilíbrio de complexação.	48	1h34m	Áudio, slides e anotações
10	Equilíbrio de complexação; Formação do íons complexos; Geometria dos íons complexos; Aplicação dos complexos; Constate de formação. Equilíbrio simultâneos de precipitação e de solubilidade com formação de complexos	52	1h	Áudio, slides e anotações
11	equilíbrios redox; o balanceamento das equações de reação de oxido redução a partir do método das semi-reações; Eletrodo de referencia, o potencial padrão de redução, a influencia no potencial redox de um par de redução, a direção das reações redox.	51	1h22m	Áudio, slides, anotações e teste progressivo 2

5. RESULTADOS

Os resultados serão apresentados em três itens:

- Análise da avaliação inicial (AI) e avaliação final (AF), aplicadas na disciplina de Química Geral II (QGII), onde discutimos as concepções sobre aspectos gerais dos sistemas em equilíbrio químico (5.1 p. 34);
- Análise da avaliação inicial (AI) e avaliação final (AF) aplicada na disciplina de Química Analítica I (QAI), nestas avaliações investigamos os aspectos gerais de sistemas ácido base em equilíbrio químico. O objetivo destas duas análises foi obter uma visão geral sobre a aprendizagem dos conceitos abordados antes e após cada disciplina (5.2 p. 50);
- Resumo das concepções alternativas e dificuldades conceituais observadas na análise das avaliações inicial e final aplicadas nas disciplinas de Química Geral II e Química Analítica I (5.3 p.81) ;
- Análise das respostas de um aluno, que participou de todos os testes ao longo das duas disciplinas, Química Geral II e Química Analítica I, ele foi escolhido aleatoriamente, dentre aqueles que responderam a todos os testes ao longo das duas disciplinas. Neste caso a leitura dos dados é feita em conjunto com o áudio das aulas, com os slides utilizados pelos professores durante as disciplinas, os livros de referência *"Princípios de Química: Questionando a vida moderna e o meio ambiente"* (ATKINS & JONES, 2001) e *"Química a Ciência central"* (BROWN, *et al.*, 2007) na disciplina de Química Geral II e *"Fundamentos de Química Analítica"* (SKOOG, *et al.*, 2006) na disciplina de Química Analítica I, e a literatura em questão, de modo a estabelecer uma triangulação dos dados, propiciando uma reflexão sobre o processo de aprendizagem sobre os modelos do equilíbrio químico e os modelos ácido base, as constantes de equilíbrio químico, as forças de ácidos e bases, solução tampão, e as possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico, que são conceitos relacionados ao tema equilíbrio químico (5.4 p.83).

5.1- Avaliação inicial (AI) e Avaliação Final (AF) – Química Geral II (QGII)

Inicialmente fizemos uma análise das mudanças das respostas dos alunos, a partir da comparação dos resultados obtidos na avaliação inicial e final. A avaliação inicial foi respondida por 35 alunos e a avaliação final foi respondida por 62 alunos (como parte integrante da avaliação final da disciplina), mas, para método de comparação entre as duas avaliações, só foram aqui analisados os testes dos 34 alunos que responderam nos dois momentos de avaliação.

Para tratamento dos dados obtidos nessas avaliações utilizamos a análise de conteúdo (BARDIN, 1977) comparando as respostas obtidas em cada uma das avaliações. Dessa forma, em um primeiro momento organizamos os dados, onde todos os testes foram transcritos e estão em formato de texto (,doc). A partir disto, exploramos os dados, criando grupos de respostas com um mesmo padrão, este processo foi realizado com o suporte do software de análise qualitativa WebQDA, feito este exercício foram criadas categorias emergentes que agrupam as respostas obtidas na avaliação inicial e final.

As questões versam sobre os aspectos gerais dos sistemas em equilíbrio químico, como: a descrição macroscópica e microscópica e as características do estado de equilíbrio químico; as previsões sobre um sistema que ainda não atingiu o equilíbrio químico; a definição da constante de equilíbrio e o significado de seu valor numérico, e as possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico (APÊNDICE A). A análise das respostas será apresentada por questão, de modo a comparar os resultados obtidos na avaliação inicial e final.

5.1-1 Caracterização do sistema em Equilíbrio Químico

A questão 1 apresentava o seguinte texto: “Caracterize um sistema em equilíbrio químico do ponto de vista macroscópico e microscópico.” (Conceitos indutores: reação direta, reação inversa, reação química, reagentes, equilíbrio químico, produtos, concentração, composição, mistura, tempo de reação, dinâmico, macroscópico, reversível, microscópico, extensão de reação, direção da reação.)

As propriedades macroscópicas (cor, estado físico, volume, densidade) permanecem constantes, ou seja, macroscopicamente não se percebe nenhuma alteração no sistema. Microscopicamente a reação é dinâmica e reversível e a partir do momento em que a velocidade de formação de produtos é igual a velocidade de formação de reagentes, as concentrações das espécies permanecem constantes, caracterizando o estado de equilíbrio químico.

Deste modo, o objetivo principal desta questão foi de verificar quantos alunos conseguem categorizar corretamente o equilíbrio químico do ponto de vista macroscópico e microscópico, quais são as concepções dos alunos ao caracterizar o equilíbrio químico sobre estes aspectos.

As respostas foram analisadas e agrupadas em quatro categorias:

1. Níveis macroscópico e microscópico;
2. Apenas no nível macroscópico;
3. Apenas no nível microscópico;
4. Respostas incorretas

A primeira categoria agrupa as respostas que caracterizam corretamente o equilíbrio químico nos dois níveis representacionais, macroscópico e microscópico. Na segunda e terceira categoria agrupamos as respostas que caracterizam corretamente o equilíbrio químico em apenas um nível representacional. E na quarta categoria estão as respostas incorretas (Figura 2).

Observamos que na avaliação inicial doze alunos, caracterizam corretamente o sistema em equilíbrio químico nos dois níveis representacionais, macroscópico e microscópico. Na avaliação final esta porcentagem se eleva para vinte e nove alunos. Consequentemente o número de alunos que caracterizam o equilíbrio químico destacando apenas um nível representacional diminui na avaliação final.

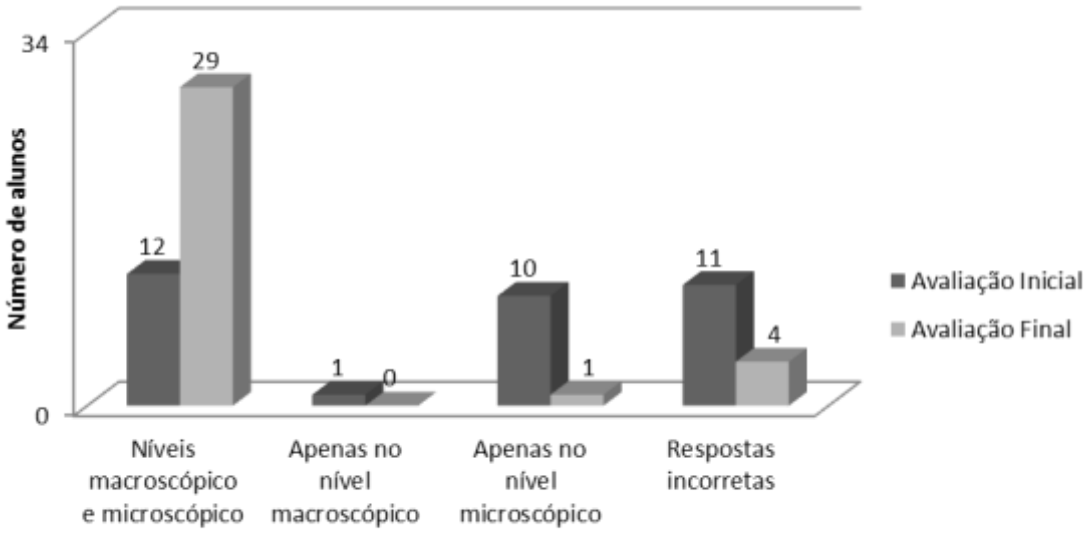


Figura 2. Caracterização do sistema em equilíbrio químico

Além disso, a quantidade de respostas incorretas também diminui de onze alunos na avaliação inicial para quatro alunos na avaliação final.

Considerando os onze alunos que responderam de forma incorreta, seis deles apresentam uma concepção alternativa que já foi relatada em diversos artigos (PEREIRA, 1989; SOUZA E CARDOSO, 2008; DRIEL E GRÄBER, 2002). Eles explicam o equilíbrio químico a partir da concepção de igualdade, parece haver uma dificuldade em diferenciar igualdade de constante, como mostram os exemplos abaixo:

> *"uma reação química está em equilíbrio quando há formação de produtos e reagentes nas mesmas quantidades."[A27$_i$]*[1]
>
> *"Para que uma reação química esteja em equilíbrio químico é necessário que os reagentes e os produtos possuam as mesmas concentrações."[A15$_i$]*

Esta concepção pode estar relacionada com a compreensão da palavra equilíbrio aplicada no cotidiano, relacionando a uma condição de um sistema físico, como uma posição estável de um corpo, sem oscilações ou desvios, ou como, uma igualdade de força. Como destacamos na tabela 1 (p.19-20), a sugestão didática é realizar atividades onde os alunos diferenciem variáveis de constantes, para distintos

[1] Considere nas transcrições de exemplo o número representado entre colchetes é o número que indica o aluno e a letra subscrita indica: $_i$ = avaliação inicial e $_f$ = avaliação final.

aspectos do equilíbrio químico, favorecendo as formas de raciocínio baseadas no caráter dinâmico do equilíbrio químico (RAVIOLO E AZNAR, 2003).

Durante as aulas de Química Geral II, a professora discute bastante o caráter dinâmico do equilíbrio químico (slides 5 a 12). E vale ressaltar que essa concepção alternativa foi encontrada apenas na análise da avaliação inicial.

No slide 12, a professora mostra o ponto onde as concentrações de reagentes e produtos são iguais e discute com os alunos que este ponto destacado no gráfico, não caracteriza o equilíbrio químico, pois, o que define o equilíbrio químico é o instante a partir do qual as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes. Além disso, ela também destaca que o caráter dinâmico não pode ser observado graficamente, e por isso precisamos de outros modelos para suportar o modelo dinâmico do equilíbrio (FIGURA 3).

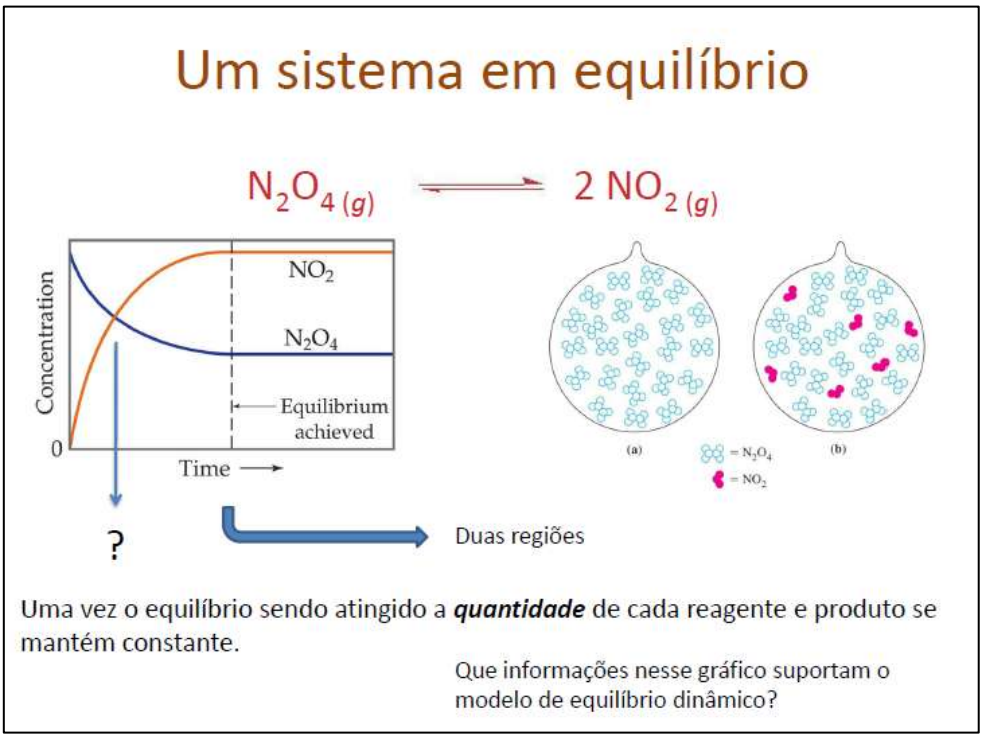


Figura 3: Diferença entre igualdade e constante e o caráter dinâmico do equilíbrio químico (Slide 12)

A descrição do equilíbrio químico pode ser feita relacionando diferentes conceitos que caracterizam um sistema em equilíbrio químico, tais como, reversibilidade, equilíbrio dinâmico, concentrações de reagentes e produtos constantes e igualdade das velocidades das reações direta e inversa. Quanto maior o número de relações corretas entre esses conceitos e a descrição do sistema em equilíbrio químico,

maior é a capacidade de elaboração e raciocínio pelo aluno, fator muito importante para se entender os modelos que explicam a ciência.

Selecionamos os trechos nos quais os alunos apresentam esses conceitos para definir o equilíbrio e agrupamos em quatro categorias, que ressaltam as características do sistema em equilíbrio químico destacadas pelos alunos:

1. Reversível
2. Dinâmico
3. Concentrações ou pressão parcial permanecem constantes
4. Igualdade na velocidade da reação direta e inversa

Na avaliação inicial a característica mais utilizada pelos alunos para explicar o equilíbrio químico, foi a reversibilidade das reações químicas, vinte e dois alunos (65%) caracterizam o equilíbrio químico como uma reação reversível. Na avaliação final essa porcentagem se manteve.

> *"Para haver equilíbrio químico, as reações envolvidas precisam ser reversíveis." [A13$_f$]*

O aspecto dinâmico foi atribuído como uma característica do sistema em equilíbrio químico por vinte e um alunos (62%), na avaliação final essa relação se eleva para vinte e seis alunos (76%).

> *"O equilíbrio se caracteriza por ser dinâmico, ou seja, a reação direta e inversa ocorrem de forma a manter o equilíbrio, a nível microscópico."[A26$_i$]*

As características oriundas de uma abordagem cinética do equilíbrio químico também estiveram presentes na explicação. O número de alunos que relacionaram a característica, concentrações de produtos e reagentes constantes no equilíbrio químico, se elevou de treze alunos (38%) na avaliação inicial para quinze (44%) na avaliação final. A igualdade das velocidades das reações direta e inversa foi relacionada por doze alunos (35%) na avaliação inicial e vinte e cinco alunos (74%) na avaliação final.

> *"No ponto de vista microscópico, percebe-se que há reação química, mas a velocidade com que se formam os reagentes é a mesma em que se formam os produtos; a velocidade da reação direta é a mesma velocidade da reação inversa, e portanto as concentrações no equilíbrio não se alteram." [17]$_f$*

Como esses conceitos se relacionam para explicar o equilíbrio químico, um mesmo aluno pode estar presentes em mais de uma categoria (TABELA 8)

Tabela 8. Características do sistema em equilíbrio químico

Características do sistema em equilíbrio químico	Avaliação inicial	Avaliação final
Reversível	65%	65%
Dinâmico	62%	76%
Concentrações ou pressão parcial permanecem constantes	38%	44%
Igualdade na velocidade da reação direta e inversa	35%	74%

Comparando as avaliações inicial e final, observamos um aumento percentual nas relações entre os diferentes conceitos para explicar o equilíbrio químico. Assim, podemos afirmar que na avaliação final, os alunos passaram a atribuir mais características para explicar o sistema em equilíbrio químico.

5.1-2 Predições acerca de uma mistura reacional que ainda não atingiu o equilíbrio químico:

A questão 2 pedia: “Como se pode saber se um sistema atingiu ou não o estado de equilíbrio químico? Caso um sistema ainda não tenha atingido o equilíbrio como é possível prever se uma determinada mistura reacional produzirá mais reagentes ou mais produtos?” (Conceitos indutores: concentração, constante de equilíbrio (K), pressão parcial, produtos, coeficiente de reação (Q), expressão matemática da constante de equilíbrio, direção da reação, equilíbrio químico, reação inversa, reação química, reagente.)

Os aspectos que evidenciam o estado de equilíbrio químico relacionam diferentes conceitos, como, comparar o coeficiente de reação (Q) com a constante de equilíbrio (K), para isso se precisa conhecer as concentrações de reagentes e de produtos e o valor de K, ou a partir da observação de que as concentrações de reagentes e produtos deixam de variar com o tempo, permanecendo constantes.

As respostas foram agrupadas em seis categorias, e um mesmo aluno pode estar presente em mais de uma categoria, já que ele pode destacar vários indícios que levam a concluir que o sistema está em equilíbrio químico:

1. Comparando Q com K;
2. A partir das concentrações constantes;
3. Quando a velocidade da reação direta é igual da reação inversa;
4. A partir de K;
5. Observações macroscópicas;
6. Não responderam a questão.

As duas primeiras categorias incluem respostas corretas, que atribuem características que permitem concluir que o sistema atingiu o equilíbrio químico. A terceira categoria, embora expresse uma verdade a respeito de um sistema químico em equilíbrio, deve aqui ser considerada incompleta se o aluno apenas citar este fato sem fazer menção às respostas citadas acima. Vale lembrar que embora no estado de equilíbrio químico as velocidades das reações de formação de reagentes e de produtos sejam iguais, visualmente (macroscopicamente) ou mesmo experimentalmente, este fato não pode ser verificado. O que se verifica de fato é uma característica visual do sistema (por exemplo, coloração da solução) ou uma propriedade (por exemplo, a condutividade da solução) permanecerem constantes com relação o tempo. Já a quarta categoria é

considerada como uma resposta incompleta, pois o aluno relaciona o equilíbrio químico apenas com o valor obtido com uso da expressão matemática da constante de equilíbrio químico, mas não explica. A quinta categoria, atribuição de aspectos macroscópicos, é um tipo de resposta que apresenta restrições, já que só é possível esse tipo de observação se a reação é perceptível, por exemplo, por mudança de cor, quando a cor não muda mais podemos dizer que o sistema atingiu o equilíbrio. Na ultima categoria estão agrupados os alunos que não responderam a questão. Um mesmo aluno pode estar presente em mais de uma categoria, já que ele pode destacar vários indícios que levam a concluir que o sistema está em equilíbrio químico.

Na avaliação inicial apenas oito alunos (24%) compararam o valor do coeficiente de reação com a constante de equilíbrio, entretanto, após as aulas sobre o tema esta relação foi feita por vinte e dois alunos (65%), dentre eles estão os alunos "3", "16" e "27" que não responderam a questão na avaliação inicial.

> *"O equilíbrio químico é atingido quando as velocidade das reações direta e inversa são iguais. Isso pode ser verificado se o coeficiente da reação for igual a constante de equilíbrio daquela reação." [26]$_f$*

Este na relação entre Q e K, pode ser justificado observando a abordagem feita pela professora e também pelos livros adotados como referencia para disciplina (slides 45 a 51).

A relação entre as concentrações de reagentes e produtos e o equilíbrio químico também aumenta de dez alunos, na avaliação inicial, para treze alunos na avaliação final.

> *"Para saber se um sistema atingiu o equilíbrio químico basta analisar a concentração dos reagentes e dos produtos. Quando a concentração dos reagentes e dos produtos, em um sistema isolado, parar de variar pode-se dizer que o sistema atingiu sua constante de equilíbrio e que consequentemente ele está no estado de equilíbrio."[8]$_f$*

Também observamos um aumento de citações na relação entre, a igualdade das velocidades das reações direta e inversa e o equilíbrio químico, de cinco alunos na avaliação inicial, para oito alunos na avaliação final.

Respostas menos elaboradas, e sem justificativas relacionam diretamente a constante de equilíbrio (K) com o equilíbrio químico, na avaliação inicial essa relação foi feita por sete alunos e na avaliação final não houve relações desse tipo.

> *"Através da expressão matemática da constante de equilíbrio é possível determinar, ou prever o ponto de equilíbrio." [A13i]*

Além disso, cinco alunos relacionaram a observação macroscópica como dado para verificar se a reação atingiu o equilíbrio, entretanto essa relação tem restrições, já que só é valida quando a reação é perceptível, por exemplo, por mudança de cor, quando a cor não muda mais podemos dizer que o sistema atingiu o equilíbrio.

> *"Pode-se saber se um sistema atingiu o equilíbrio químico observando se ocorrem mudanças macroscópicas." [A10$_i$]*

Na avaliação final este tipo de relação caiu para dois alunos, entretanto eles atribuíram também outras características para explicar o equilíbrio químico.

> *"Um sistema atinge o equilíbrio quando macroscopicamente não há alteração. Microscopicamente quando as concentrações de produtos e reagentes não mudam com o tempo. Se ao calcular o coeficiente da reação chegamos a um valor de Q, se este é menor que K o equilíbrio será deslocado favorecendo a formação de produtos. Caso Q seja maior que K será formado mais produtos. Se Q é igual a K a reação está em equilíbrio."[A33$_f$]*

Analisando os dados de modo geral, podemos observar que o número de alunos que atribui uma característica correta para prever se o sistema está em equilíbrio químico aumentou na avaliação final, ou seja, houve uma maior relação entre os conceitos, coeficiente de reação, constante de equilíbrio, concentração de produtos e reagentes e o equilíbrio químico.

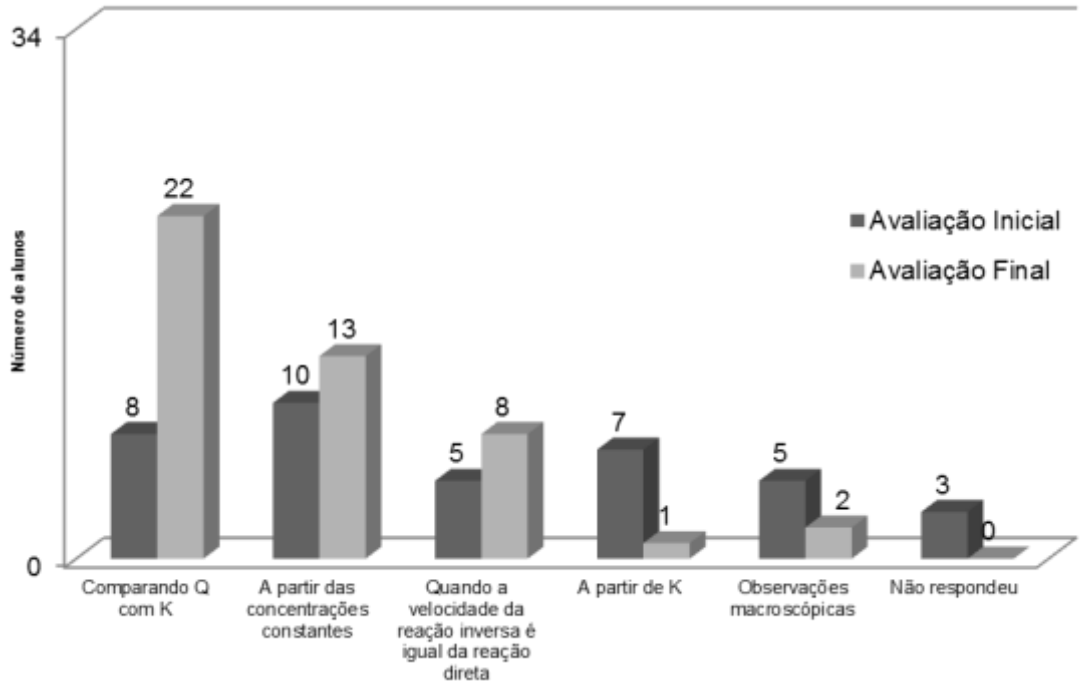


Figura 4. Características usadas para determinar se um sistema atingiu ou não o Equilíbrio Químico

A questão que consideramos agora é como predizer se uma mistura reacional, tende ser direta, no sentindo da formação dos produtos, ou inversa favorecendo os reagentes. Para responder essa questão, o aluno deve calcular o quociente da reação Q a partir da composição real da mistura reacional. Para prever se uma mistura particular de reagentes e produtos terão tendências a produzir mais produtos ou mais reagentes, comparamos Q com K.

As respostas foram agrupadas em quatro categorias:

1. Comparando Q com K;
2. Aplicação do Principio de Le Chatelier
3. Analisando o valor da constante de equilíbrio K;
4. Não responderam a questão.

Apenas a primeira categoria é considerada correta, já que compara o coeficiente de reação com a constante de equilíbrio químico. A segunda categoria agrupa as respostas que justificam o uso do principio de Le Chatelier para prever se um sistema que ainda não atingiu o equilíbrio químico produzirá mais reagentes ou produtos, e a terceira categoria agrupa as respostas que fazem uma análise do valor da constante de equilíbrio químico (K), entretanto, estas duas categorias agrupam respostas incorretas, já que a aplicação do principio de Le Chatelier e a análise da constante de equilíbrio químico só pode ser feita a sistemas que já estão em equilíbrio químico, o que não é o caso. Na ultima categoria estão os alunos que não responderam a esta questão (Figura 5)

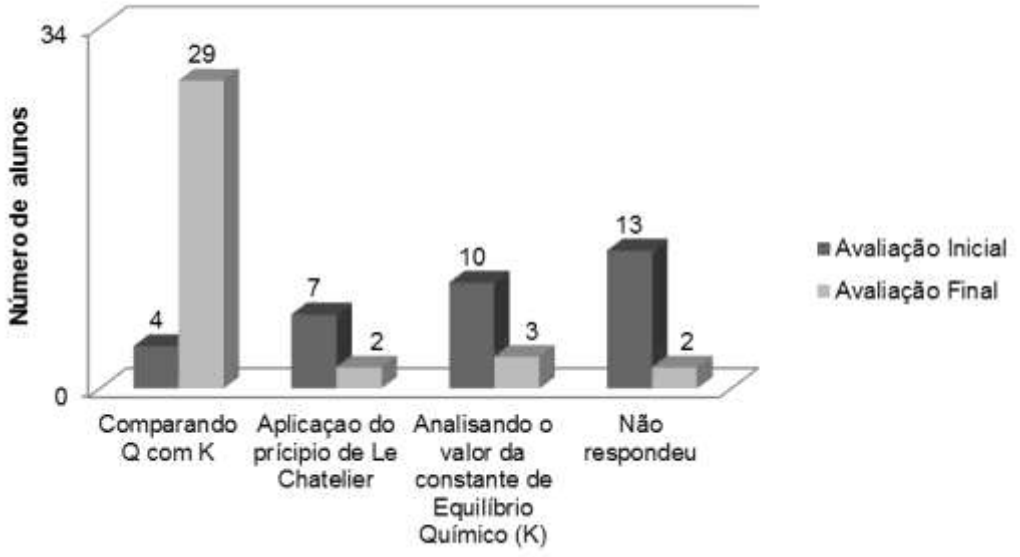


Figura 5. Características usadas para predizer se uma mistura reacional tem tendência para formar mais produtos ou reagentes.

A relação entre o coeficiente de reação, a constante de equilíbrio químico e a previsão da composição da mistura reacional em equilíbrio químico aumenta de quatro alunos (12%) na avaliação inicial para vinte e nove alunos (85%) na avaliação final. Entretanto, deve se destacar que quando comparamos Q com K, consideramos um sistema que ainda não atingiu o equilíbrio químico e deste modo as previsões são feitas com base em velocidades das reações que ainda não são iguais.

> *"Com o valor do coeficiente de reação comparando-o com a constante de equilíbrio esperado, é possível estimar sobre o que será mais produzido entre reagentes e produtos." [A26$_i$]*

A simples menção quanto à analise do valor da constante de equilíbrio diminui de dez alunos, na avaliação inicial, para apenas três na avaliação final. Neste caso, os alunos confundem a previsão da extensão de uma reação química, dada pela constante de equilíbrio com a previsão do sentido de uma reação dada condições iniciais de uma mistura reacional, que exige comparar esta condição inicial, expressa por Q, com o valor de K. Nos dois caso o que está em jogo é o conceito de espontaneidade de reação que pode ser expresso pela equação termodinâmica $\Delta G = - RT \ln K + RT \ln Q$. Tal confusão denota como estes conceitos devem ser trabalhados de uma maneira mais exaustiva.

> *"Para se saber se uma determinada mistura reacional formará mais produto ou reagente basta analisarmos o valor da constante de equilíbrio. Caso ela seja alta, a formação dos produtos é favorecida. Caso ela seja baixa, a formação dos reagentes é favorecido." [A8$_i$]*

Sete alunos aplicam o principio de Le Chatelier para prever a composição da mistura em equilíbrio químico, esse número de relações decai para dois alunos na avaliação final. Mais uma vez se denota uma confusão conceitual onde uma regra utilizada para prever alterações do estado de equilíbrio químico, a partir de uma alteração das condições experimentais que o definem, é utilizada de uma maneira incorreta e de forma acrítica, a partir de uma extrapolação da generalização desta regra (CANZIAN E MAXIMIANO, 2010).

> *"A ação de fatores durante uma reação pode agir na direção de formação de mais produtos ou reagentes, segundo o principio de Le Chatelier" [A1$_i$]*

No entanto, é positivo observar que o número de alunos que não responderam como predizer a extensão da reação diminui de treze , na avaliação inicial, para dois na avaliação final.

5.1-3 A constante de equilíbrio químico (K)

A questão 3 pedia: “Defina o que é uma constante de equilíbrio. Como se pode determinar uma constante de equilíbrio? Aponte o que seu valor numérico pode nos indicar ou quais são seus possíveis usos.” (Conceitos indutores: concentração, constante de equilíbrio (K), equilíbrio químico, extensão da reação, lei de ação de massas, expressão matemática da constante de equilíbrio, produtos, reação direta, reação inversa, reagentes, temperatura, variação de energia livre padrão (ΔG°), velocidade de reações, estequiometria de reação.)

A constante de equilíbrio depende da temperatura do sistema e está diretamente relacionada com a composição de uma reação em equilíbrio químico e, especificamente, se podemos esperar uma concentração alta ou baixa de produtos, permite também prever a direção na qual a reação se processa quando os reagentes e os produtos estão presentes a uma concentração arbitrária. Entretanto, a constante de equilíbrio nada diz a respeito da velocidade na qual o equilíbrio é atingido.

As respostas foram distribuídas em quatro categorias:

1. Descrição da expressão matemática da constante de equilíbrio químico;
2. Extensão da reação;
3. Valor numérico ou ponto de equilíbrio;
4. Não respondeu

Na primeira estão agrupadas as respostas que definem a constante de equilíbrio químico a partir da descrição ou apresentação da expressão matemática da constante de equilíbrio; na segunda categoria estão as respostas que definem a constante de equilíbrio químico como a extensão da reação (ou o “quão longe” vai a reação); a terceira categoria agrupa as respostas que definem a constante de equilíbrio químico como o ponto de equilíbrio, essas três categorias são consideradas corretas, na ultima categoria estão os alunos que não responderam a questão (Figura 6).

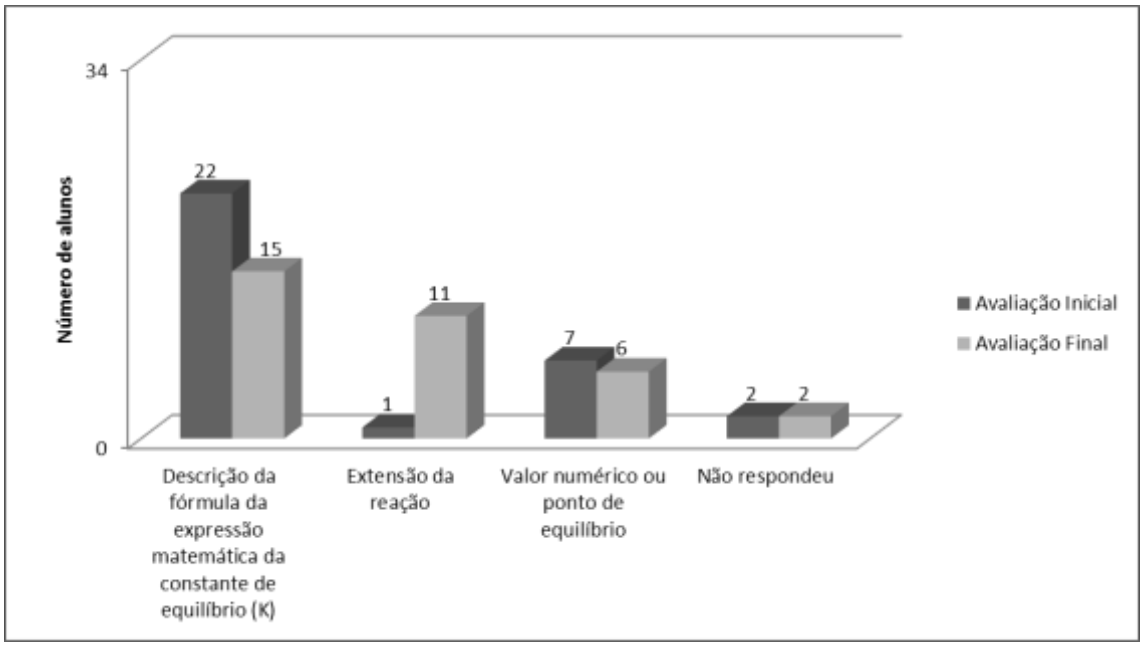


Figura 6. Definição da Constante de Equilíbrio

Para Machado e Aragão (1996), os estudantes concebem a constante de equilíbrio como uma 'entidade matemática' capaz de influenciar diretamente o fenômeno da transformação química. A análise dos nossos resultados confirmou esta concepção, esse tipo de resposta foi observado em 22 alunos na avaliação inicial. Possivelmente, uma abordagem excessivamente quantitativa do conceito de equilíbrio químico no ensino médio, onde K é extensivamente utilizado para fazer cálculos, sem que se reflita profundamente a respeito de seu significado físico, leva a não compreensão do significado da constante de equilíbrio relacionando ela exclusivamente a sua formula matemática.

> *"Constante de equilíbrio é a relação dos produtos sobre os reagentes, elevados aos seus coeficientes estequiométricos." [A20$_i$]*

Na avaliação inicial, apenas um aluno (3%) define a constante de equilíbrio corretamente com base na extensão da reação, na avaliação final este número aumenta para onze alunos . Enquanto o número de alunos que define a constante a partir da descrição da expressão matemática cai para quinze alunos . Possivelmente a abordagem feita pela professora nas aulas e a abordagem feita nos livros indicados como referência podem ter influenciado diretamente na evolução deste resultado, mesmo esta ainda sendo discreta.

> *"Constante de equilíbrio expressa a extensão da reação qual a possibilidade de ocorrer determinada reação e o "quão longe" ela vai."[A33$_f$]*

A porcentagem de alunos que definem a constante de equilíbrio como um ponto de equilíbrio ou como um valor numérico no qual a reação está em equilíbrio se mantém constante na avaliação inicial e final.

> *"Constante de equilíbrio é o valor que mostra quando o equilíbrio é atingido em uma reação química." [A24$_i$]*
>
> *"É um valor que mostra quando uma reação química entrou em equilíbrio."[A17$_f$]*

O segundo aspecto investigado nesta questão é qual o significado do valor numérico obtido na constante de equilíbrio químico. As respostas obtidas foram agrupadas em quatro categorias:

1. Fornece informações sobre a extensão da reação;
2. Indica o ponto de equilíbrio;
3. Respostas incorretas;
4. Não respondeu

Na primeira categoria estão as respostas que associam corretamente o valor numérico da constante de equilíbrio químico a extensão da reação. Na segunda categoria estão as respostas que justificam que o valor numérico obtido indica o ponto de equilíbrio, este tipo de resposta é considerada incompleta já este valor fornece mais informações referentes ao equilíbrio. A terceira categoria agrupa as respostas incorretas e a ultima categoria mostra a porcentagem de alunos que não responderam a esta questão (Figura 7)

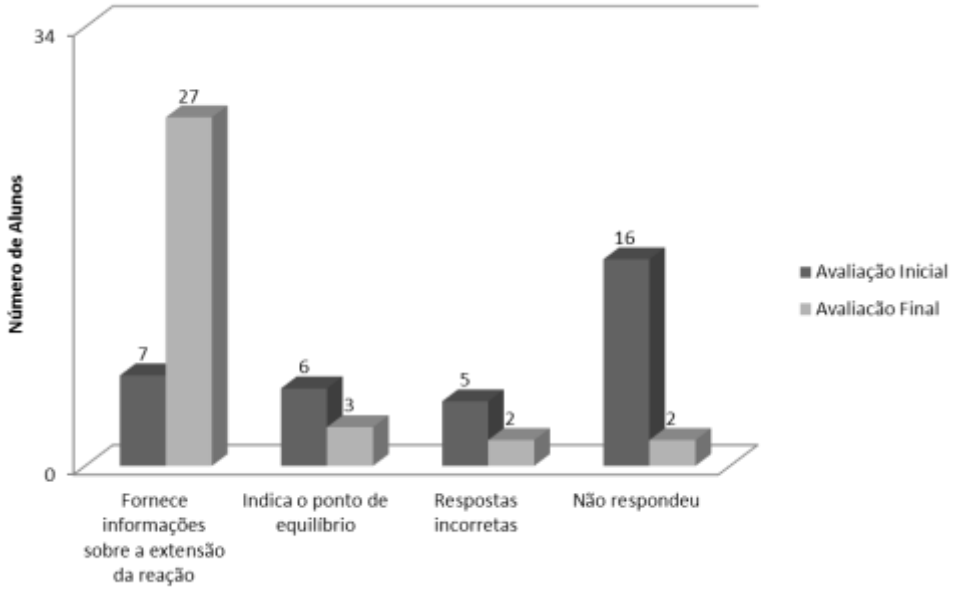


Figura 7. Significado do valor numérico da constante de equilíbrio químico

Na avaliação inicial dezesseis alunos não responderam qual o significado do valor numérico da constante de equilíbrio, apenas sete alunos , relacionaram corretamente o significado de seu valor numérico com informações sobre a extensão da reação, na avaliação final esse valor se eleva para vinte e sete alunos . E apenas dois alunos não responderam a questão na avaliação final. Indicando uma importante evolução na aprendizagem referente a este aspecto.

A análise dessa questão indicou também que a maioria dos alunos, não relaciona a constante de equilíbrio com a temperatura. Na avaliação inicial apenas cinco alunos fizeram esta relação, na avaliação final este número se elevou para dez alunos, mas ainda é elevado número de alunos (vinte e quatro), que mesmo após as aulas referentes ao tema, ainda não relacionam a dependência de K com a temperatura, sendo uma das concepções alternativas mais citadas por Raviolo e Aznar (2003).

5.1-4 Predições acerca de alterações nas condições de um sistema em equilíbrio químico

Finalmente, a questão 4 apresentava o seguinte texto: "Como podemos prever possíveis alterações no estado de equilíbrio químico promovidas por uma alteração nas condições do sistema?" (Conceitos indutores: concentração, constante de equilíbrio (K), deslocamento de equilíbrio, direção da reação, endotérmico, exotérmico, lei de ação das massas, perturbação, principio de Le Chatelier, coeficiente de reação (Q), reação direta, reação inversa, reagentes, temperatura, volume, expressão matemática da constante de equilíbrio, variação de entalpia).

Como os equilíbrios são dinâmicos, eles respondem a mudanças nas condições quando adicionamos ou removemos um reagente, o valor de ΔG_r sofre uma variação e a composição muda até que $\Delta G_r=0$ novamente. As composições também podem variar em resposta a mudanças na pressão ou na temperatura. É relativamente fácil prever como a composição de uma reação em equilíbrio tende a mudar quando as condições são alteradas. O químico Frances Henri Le Chatelier identificou os princípios gerais para essa perturbação. Este princípio empírico, no entanto, não é mais do que uma regra prática. Isto não nos fornece uma explicação ou previsão quantitativa (CANZIAN e MAXIMIANO, 2010). Podemos também explicar termodinamicamente considerando os valores relativos de Q e K para o caso de alterações de concentração e pressões ou da dependência de K com a temperatura para casos de variação nesta propriedade (CHEUNG, 2004 e KATZ, 1961).

As repostas foram analisadas e agrupadas em quatro categorias:

1. Aplicação do principio de Le Chatelier;
2. Comparação de Q com K;
3. Não respondeu
4. Respostas incorretas

As duas primeiras categorias são consideradas corretas, pois estão agrupadas as respostas que preveem possíveis alterações no sistema em equilíbrio químico a partir da aplicação do principio de Le Chatelier, e a da comparação entre Q e K. Na terceira categorias estão respostas incorretas e na ultima categoria é apresentado a porcentagem de alunos que não responderam a esta questão (Figura 8).

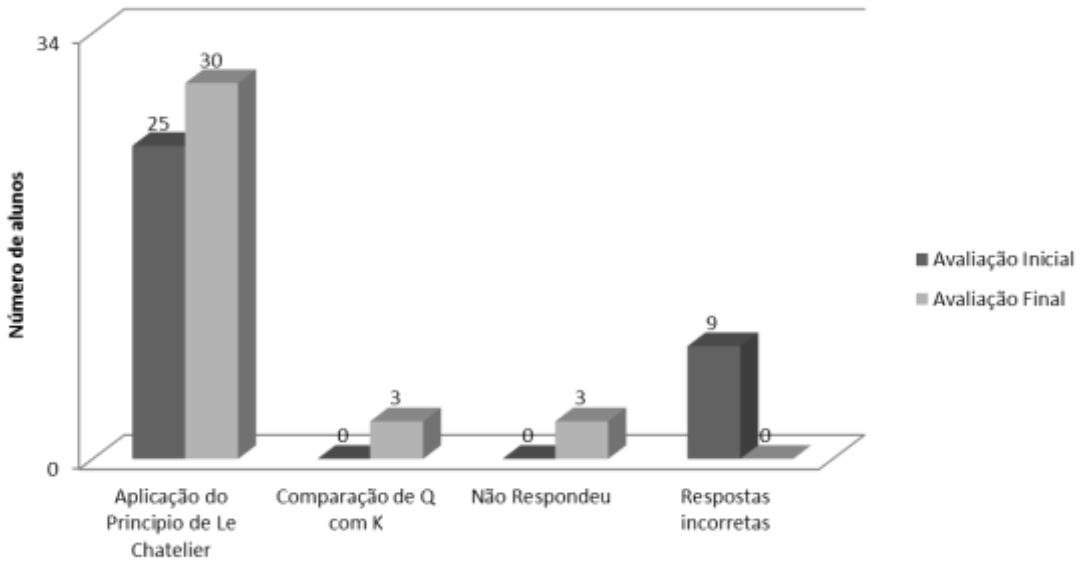


Figura 8. Características usadas para prever possíveis alterações no estado de equilíbrio químico promovidas por uma alteração nas condições do sistema

A maior parte dos alunos, tanto na avaliação inicial (vinte e cinco alunos) quanto na avaliação final (trinta alunos) respondem que é possível prever alterações no estado de equilíbrio aplicando o Princípio de Le Chatelier.

> *"O principio de Le Chatelier nos diz que um sistema em equilíbrio químico tende deslocar-se no sentido direto ou inverso, afim de minimizar os efeitos das perturbações ao sistema." [A11$_f$]*

Entretanto, nenhum dos alunos estabelecem os limites de aplicação deste princípio e, conforme destacado por Canzian e Maximiano (2010), este é um problema relatado inclusive na análise de livros didáticos usados no ensino médio, onde este princípio embora seja utilizado de forma fundamental na predição qualitativa da evolução do sistema, sua formulação apresenta um *"caráter indutivo, vago, ambíguo, universal, sem fundamentação teórica e sem mostrar suas limitações."*

Na avaliação inicial somente um aluno compara o coeficiente de reação (Q) com a constante de equilíbrio químico (K) para prever as possíveis alterações no equilíbrio químico, já na avaliação final esse número de alunos que fazem esta relação aumenta para quatro.

> *"Se, no equilíbrio a concentração dos reagentes for aumentada (Q<K), o equilíbrio tende a se deslocar no sentido da formação dos produtos, até restaurar o estado de equilíbrio. Se a concentração dos produtos for aumentada (Q>K) e o equilíbrio tende a se deslocar no sentido de formação dos reagentes." [A1$_f$]*

Mesmo após as aulas referentes ao tema, a aplicação do Principio de Le Chatelier para prever alterações no sistema em equilíbrio químico é majoritária. Segundo Canzian e Maximiano (2010), ao abordar a predição das alterações que podem sofrer um sistema em equilíbrio, é preciso considerar todos os fatores que afetam o sistema de uma maneira mais rigorosa, fazendo principalmente um uso mais extensivo da equação da constante de equilíbrio na resolução de problemas dessa natureza.

5.2 Avaliação Inicial e Avaliação Final – Química Analítica I (QAI)

A avaliação inicial parte 2 foi respondida por 43 alunos e a parte 3 por 41 alunos a avaliação final foi respondida por 43 alunos, para método de comparação entre as duas avaliações, só foram aqui analisados os testes de 28 alunos, que correspondem aos alunos que responderam aos três momentos de avaliações.

Para tratamento dos dados obtidos nessas avaliações utilizamos a análise de conteúdo (BARDIN, 1977) comparando as respostas obtidas em cada uma das avaliações. Dessa forma, em um primeiro momento organizamos e exploramos os dados, a partir deste exercício foram criadas categorias emergentes que agrupam as respostas obtidas nas avaliações inicial e final.

A análise das respostas será apresentada por questão de modo a comparar os resultados obtidos na avaliação inicial parte 2 e parte 3, com a avaliação final (APÊNDICE I).

As questões versam sobre os aspectos gerais de sistemas ácido base em equilíbrio químico, tais como:

5.2.1 Explicação e descrição de um equilíbrio ácido base;

5.2.2 Definição, relação e importância das constantes, K_w, K_a e K_b;

5.2.3 Explicação e descrição de um sistema tampão e;

5.2.4 As possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico.

5.2-1 Explicação e descrição de um equilíbrio ácido base.

A questão 1 apresentou o seguinte texto: “Baseado nas palavras listadas abaixo descreva tudo o que você sabe a respeito do equilíbrio ácido-base.” (Conceitos indutores: Ácido, ácido conjugado, ácido forte, ácido fraco, base, base conjugada, base forte, constante de dissociação ácida (K_a), constante de dissociação básica (K_b), dissociação, doador de prótons, equilíbrio dinâmico, equilíbrio químico, espécies anfipróticas, força de ácidos, ionização, macroscópico, microscópico, neutralização, pKa, reação de neutralização, receptor de prótons, reversível [reversibilidade], solução aquosa.).

Ao solicitar que eles descrevessem tudo que sabiam a respeito do equilíbrio ácido base tivemos como objetivo principal explorar as explicações dos alunos sobre os conceitos que envolvem este tema, quais são os modelos apresentados para definir um equilíbrio ácido base.

Deste modo, as respostas foram analisadas selecionando os trechos que destacam os principais conceitos utilizados pelos alunos para descrever um equilíbrio ácido base, estes trechos foram agrupados em quatro categorias: 1) os modelos ácido base, 2) força de ácidos e bases, 3) aspectos gerais de equilíbrio químico e 4) concepções alternativas e/ou erros conceituais.

1) Os modelos ácido base

Na análise da primeira questão, selecionamos os trechos nos quais os alunos apresentam um modelo para explicar/definir ácidos e bases, e distribuímos essas respostas em cinco categorias:

1. Características do modelo de Brosnsted Lowry;
2. Características do modelo de Arrhenius;
3. Confusão nas características entre modelos;
4. Diferentes modelos;
5. Não usam nenhum modelo ácido base

As quatro primeiras categorias são inclusivas, e um mesmo aluno pode pertencer a mais de uma categorias, ou seja, o aluno pode apresentar em sua respostas, características do Modelo de Bronsted Lowry, ou características do Modelo de Arrhenius, ou apresentar confusões para descrever os modelos ácido base, ou o reconhecimento de diferentes modelos para definir ácido e base. A ultima categoria é

exclusiva, portanto, os alunos classificados nesta categorias não podem estar nas demais, e são aqueles que não usam nenhum modelo ácido base em sua resposta.

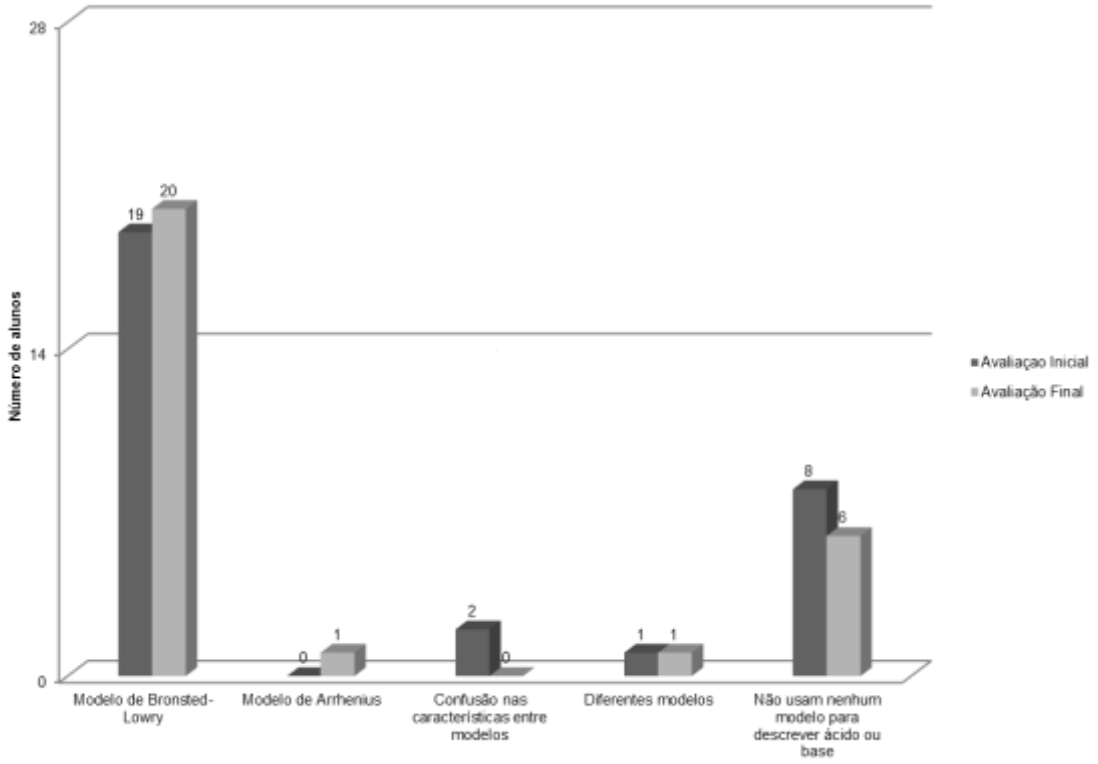


Figura 9. Definições de ácidos e bases e os modelos.

Observamos que na avaliação inicial a maioria dos alunos (19 alunos) utiliza as características do modelo de Bronsted Lowry para definir um ácido ou base, nenhum aluno define a partir do modelo de Arrhenius, apenas um aluno destaca que existem diferentes modelos que definem ácidos e bases, mas explica somete usando modelo de Bronsted Lowry:

> *"Existem diferentes definições para ácidos e bases com abrangência de diferentes proporções. Segundo a teoria de Bronsted – Lowry ácidos são doadores de prótons e bases receptoras das mesmas. Se um processo é reversível então o ácido possui uma base conjugada; na reação direta o ácido libera um próton formando a base conjugada e na reação inversa a mesma é protonada formando a espécie ácida da reação direta. Os conceitos de ácidos e bases conjugadas só valem para ácidos e bases fracos, pois estes não ionizam completamente e atingem equilíbrio químico."[A21i]*

Dois alunos (8%) parecem misturar as características dos modelos de Arrhenius e Bronsted-Lowry para definir ácido base, e a resposta fica vaga para classificação num determinado modelo. No primeiro exemplo [A4i], o aluno considera

ácido aquele que libera prótons em meio aquoso e base libera OH^-, neste caso, embora o H^+ seja um próton, ao definir desta forma o aluno parece misturar os modelos ácido base de Arrhenius e Bronsted-Lowry. No segundo exemplo [A22i], o aluno descreve o equilíbrio ácido base da água, destacando a formação de íons H_3O^+ e OH^-, mas não define claramente o que seria um ácido ou uma base.

> *"ácido forte é capaz de dissociar-se por completo em meio aquoso liberando prótons enquanto que a base forte libera OH^-." [A4i]*

> *"Equilíbrio ácido-base é um equilíbrio dinâmico, como por exemplo na água onde ocorre a formação de água, hidrônio e hidróxido mesmo no equilíbrio." [A22i]*

E oito alunos, não definem ácido e base de acordo com algum modelo, apenas descrevem as características gerais do sistema em equilíbrio químico (como, dinâmico, reversível) e/ou destacam a relação dissociação e força de ácidos e base (essas respostas serão analisadas e descritas nos itens 2 e 3, na sequencia).

Na análise da avaliação final utilizamos as mesmas categorias da avaliação inicial e observamos que os dados obtidos foram semelhantes ao da avaliação inicial, vinte alunos, utilizam as características do modelo de Bronsted-Lowry para descrever um ácido ou base e apenas três destes alunos citam o modelo correspondente as características descritas, um aluno descreve ácido e base a partir das características do modelo de Arrhenius. E um aluno destaca que existem diferentes modelos ácido base, mas explica somente o modelo de Bronsted – Lowry.

Michal Drechsler (2007), destaca que os conceitos de ácidos e bases evoluíram a partir de nível fenomenológico para o abstrato, e que o ensino deste tema é uma excelente oportunidade para se discutir o uso de modelos e a evolução destes com o desenvolvimento cientifico. Durante as aulas de química geral observamos que isto é feito pela professora, entretanto, em suas respostas, os alunos não relacionam os modelos ácido base, é importante considerar que alguns destes alunos serão futuros professores e é fundamental que a discussão seja profunda com relação a evolução da química com o uso de modelos, e deste com o ensino de química, de modo que as definições apresentadas pelos alunos não fiquem apenas dadas como regras.

Na avaliação inicial dezenove alunos apresentaram as características do modelo de Bronsted-Lowry para definir um ácido ou uma base. Na avaliação final, o modelo de Bronsted-Lowry, foi apresentado por vinte alunos. As características destacadas pelos alunos para descrever o modelo de Bronsted-Lowry são apresentadas

na tabela 9, neste caso as categorias são inclusivas e um mesmo aluno pode ter apresentado mais de uma característica para a descrição do modelo.

Tabela 9. Características que descrevem o modelo de Bronsted-Lowry

Características que descrevem o modelo de Bronsted-Lowry	Exemplos	N° de alunos - AI (n=19)	N° de alunos - AF (n=20)
i. formação do par ácido/base conjugado	*"no equilíbrio ácido – base, numa reação com ácido e base, analogamente cada base possui um ácido conjugado correspondentes, em soluções aquosa:* $HCl_{(aq)} + H_2O_{(s)} \Leftrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ *ácido base ac. conjugado base conjugado"[a5i]*	17 alunos	15 alunos
ii. ácido doa prótons e base recebe prótons	*"Cabe ressaltar conceitos fundamentais, nos quais se define: acido é um doador de prótons. Enquanto a base é a receptor de prótons" (A2$_f$)*	13 alunos	15 alunos
iii. espécies anfipróticas	*"[...]Certos ácidos e certas bases posem ser comportar como ácidos e bases dependendo do meio, estas espécies são chamadas de anfiprótica[...]"[A20i]*	8 alunos	4 alunos

A análise dos testes sugerem que embora os professores das duas disciplinas tenham discutido os diferentes modelos que explicam/definem ácidos e bases, os alunos continuam apresentando apenas as características do modelo de Bronsted-Lowry, mas sem usar o nome do modelo e ainda de forma bem fragmentada e teórica, apenas indicando as características apresentadas acima. Apenas dois alunos exemplificam o equilíbrio ácido base mostrando uma equação química genérica, nos dois casos, a equação serve para mostrar a reação do ácido e sua base e conjugado, chegando a equação da constante ácida.

> *"Equilíbrio ácido-base é um equilíbrio onde um elemento doa ou recebe prótons. Um ácido é um composto que libera como cátion* H^+ *ou um sal que retira* OH^- *tornando o meio ácido. Pode ser representado como:*
>
> $HA \Leftrightarrow H^+ + A^-$
>
> *Ácido base conjugada* $K_a = [H^+][A^-]/[HA]$
> *No equilíbrio todos estão presentes, e suas concentrações depende do* K_a*.* K_a *alto indica um ácido forte e* K_a *baixo indica uma base forte."*
>
> *"O equilíbrio entre uma base e seu ácido conjugado ou de um ácido e sua base conjugada são equilíbrios ácido-base. Se a base for forte, ou seja tende a receber prótons, o seu ácido conjugado será fraco e vice-versa. A força ácida está relacionada com sua capacidade de doar prótons e é expressa pelo* pK_a*. Na neutralização os ácidos e bases se reequilibram, formando água e um sal. O equilíbrio é dinâmico e os*

> *produtos podem ser retornados aos seus reagentes iniciais; como na equação:*
> *$cHA \Leftrightarrow bH^+ + aA^-$ onde $Ka = [H^+]^b . [A^-]^a / [HA]^c$ demonstrando o quanto o ácido está dissociado. Uma espécie é anfótera quando pode atuar tanto recebendo quanto doando prótons."*

A utilização exclusiva do modelo de Bronsted-Lowry pode estar associada aos inúmeros exemplos dados em sala de aula, considerando as duas disciplinas, que envolviam principalmente equilíbrios ácido e base suportadas pelo modelo de Bronsted-Lowry. Observamos que, de modo geral, os alunos descartam as definições de Arrhenius como se aceitassem somente o modelo de Bronsted-Lowry, e mesmo este modelo não parece totalmente enraizado na sua estrutura cognitiva, já que muitas vezes eles citam as características que definem ácidos e bases, mas não os relacionam com o nome do modelo. Esta aceitação exclusiva de um modelo acaba distorcendo a ideia da construção da ciência baseada na elaboração dos modelos. Além disso, o fato de nenhum aluno, nem na avaliação inicial e nem na final, terem citado o modelo de Lewis pode sugerir uma dificuldade de aplicação e compreensão do modelo, estes alunos poderão ter dificuldades, por exemplo, na compreensão da formação de complexos, suportadas por este modelo.

2) Força de ácidos e bases

Na avaliação inicial, ao serem solicitados que escrevessem tudo que soubessem sobre equilíbrio ácido base, essa característica sobre força de ácidos e bases foi a mais utilizada pelos alunos (20 alunos). De forma geral, os alunos relacionam: i) a força do ácido e base diretamente com suas constantes K_a e K_b (15 alunos) e ii) a força de ácidos e bases com sua capacidade de dissociação (8 alunos)

> *i) "As constantes K_a e K_b determinam a força de um ácido e/ou base"[A3i]*
>
> *"Quanto maior for a constante de dissociação básica (K_b) mais forte é a base"[A11i]*
>
> *ii) "Ácido forte e base forte é o ácido ou a base que apresentam alto grau de dissociação, enquanto que os ácidos e bases fracas apresentam baixo grau de dissolução"[A23i]*

Na avaliação final a força de ácidos e base também foi uma característica destacada por 15 alunos na resposta à primeira questão. Entretanto, as respostas indicaram que os aspectos qualitativos e quantitativos estavam mais relacionados do que na avaliação inicial, ou seja, os alunos passaram a justificar a força de ácidos e base por

sua capacidade de dissociação, indicada pelo sua constante K_a e/ou K_b, e não destacando apenas um aspecto, como observado na avaliação inicial.

> *"Ácidos e bases fortes estão totalmente dissociadas em solução aquosa. Somente faz sentido falar em K_a e K_b quando nos referimos as ácidos e bases fracas pois não se dissociam totalmente"[A11f]*
>
> *"Ácidos e bases podem ser fortes ou fracos, e isso depende de suas constantes de dissociação (K_a e K_b), que indicam o quão dissociados estão em solução. Quanto maior for K_a ou K_b, maior será a espécie."[A27f]*

Uma das características essenciais da aprendizagem considera que compreender algo supõe estabelecer relações, ao observar as relações estabelecidas pelos alunos para explicar a força de ácidos e bases, as análises sugerem que a aprendizagem é dada com certa evolução conceitual quando comparamos os resultados da avaliação inicial e final.

3) Aspectos gerais do Equilíbrio Químico

Na avaliação inicial dezessete alunos destacam as características gerais de um sistema em equilíbrio químico, tais como, dinâmico (12 alunos), reversível (8 alunos), velocidade direta e inversa são iguais (5 alunos), para explicar um sistema ácido base em equilíbrio químico Na avaliação final esta relação foi feita por treze alunos, as características destacadas foram: dinâmico (8 alunos), reversível (6 alunos), velocidade direta e inversa são iguais (7 alunos).

Já era esperado que na avaliação inicial os alunos destacassem mais as características que definem um sistema geral em equilíbrio químico, já que os alunos tinham como base as aulas de química geral. Portanto, o fato de ser menor o número de alunos que relacionam estas características gerais do equilíbrio químico na avaliação final, não quer dizer que eles deixaram de considerar essas características, mas sim que passaram a aplicá-las em sistemas definidos, deste modo estes aspectos gerais estão acrescidos nas respostas que definem e caracterizam um sistema acido base em equilíbrio químico.

4) concepções alternativas e/ou dificuldades conceituais

Considerando as explicações de equilíbrios ácido base encontramos as seguintes concepções alternativa e dificuldades conceituais:

- Confusões nos modelos que definem ácidos e bases

Relacionada aos modelos ácido base, observamos somente na avaliação final que dois alunos invertem a definição de ácido e base, o que pode sugerir um processo de memorização e não compreensão do conceito

> *"[...] onde o acido se define como um receptor de prótons e a base um doador de prótons"*
>
> *"Bases são doadoras de prótons e ácidos receptoras de prótons. Em uma reação acido base todo ácido forte possui uma base conjugada fraca e toda base forte possui um ácido conjugado fraco e vice – versa"*

- Confusões com a aplicação dos conceitos dissociação e ionização

Na disciplina de Química analítica II, o professor também discute essa questão, e ressalta que é comum empregar o termo dissociação, quando na verdade o correto é o termo ionização, como podemos observar no trecho da transcrição abaixo.

> *"Arrhenius: dissociação ou ionização? Quando ocorre uma ionização? Por exemplo, Arrhenius, quando começou a falar em ácidos e bases ele falava que todo ácido era qualquer espécie que quando colocava em água liberava* H^+ *e ânion correspondente. Ele falava de dissociação. Mas isso não é uma dissociação, na realidade quando eu tô falando da presença de ácido em água, na realidade o que ocorre é uma reação química que envolve a protonação da molécula de água para a formação do íon* H_3O^+*. ou seja, eu tenho uma ionização. Por uma questão de simplicidade a gente acaba falando, pra facilitar as coisas na dissociação. Eu não fico escrevendo, toda hora, que isso aqui colocado em água é o* $H_3O^+ + A^-$ *. por uma questão de facilidade, simplicidade e a gente acaba usando simplesmente a expressão HCl quando colocada em água é* $H^+ + Cl^-$*, tá certo? Mas na realidade, essa suposta dissociação que nós estamos falando, a verdade é que não é simplesmente uma dissociação e sim uma ionização. Tá certo. Então cuidado com os termos que nós acabamos usando por aí."* (Transcrição de um trecho da aula 3 – QAI)

Tanto na avaliação inicial como na avaliação final, observamos nas respostas de quatro e dois alunos respectivamente, confusões com a aplicação dos conceitos dissociação e ionização. Observamos que essa confusão é apresentada pelos alunos 2 e 19 tanto na avaliação inicial como na final.

> *"Em solução aquosa pode ocorrer dissociação ou ionização que geralmente é reversível."*$[A2_i]$
>
> *"A dissociação de um sal pode ser considerado uma ionização sendo um equilíbrio dinâmico e reversível."*$[A7_i]$
>
> *"Este equilíbrio é uma reação de neutralização em que envolve a ionização das substancias envolvidas, além de ionização também ocorre a dissociação do ácido e da base para cada um desses existe uma constante de dissociação que determina seu grau."*$[A5_i]$

> *"O equilíbrio ácido-base é atingido a partir da neutralização da reação, ocorrendo a ionização da solução e a dissociação do ácido e da base." [A19$_i$]*

> *"O grau de ionização ou dissociação são geralmente utilizados na forma matemática, descrita como constante de dissociação ácida (K_a) e constante de dissociação básica (K_b) respectivamente." [A2$_f$]*

> *"Um acido forte é bastante ionizável em solução aquosa e possui uma constante de dissociação acida alta."[A19$_f$]*

Consideramos esta categoria como uma dificuldade conceitual apresentada pelos estudantes devido ao emprego incorreto do vocabulário químico.

Concepções alternativas referente ao equilíbrio ácido base:

- Reações de neutralização geram um pH neutro

Observamos uma ocorrência na avaliação inicial,

> *"Reações de neutralização geram um produto com pH neutro"[A3i]*

E uma na avaliação final,

> *"Uma reação de neutralização é aquela em que um ácido reage com uma base e se as suas concentrações forem as mesmas resultará em uma solução neutra."[A10i]*

Esta é uma afirmação incorreta, já que o resultado de uma solução com pH neutro se dá somente se as concentrações de H^+ e OH^- são 1,0 x 10^{-7}mol /L.

- Reações ácido base é uma reação de neutralização

A reação de neutralização é um exemplo de equilíbrio químico, mas nem todo o equilíbrio químico ácido base, é uma reação de neutralização. E observamos que muitas vezes há a generalização do equilíbrio ácido base como uma reação de neutralização. Na avaliação inicial esta relação foi feita por sete alunos, e na avaliação final esse número se elevou para nove alunos.

> *"a reação que ocorre entre um acido e uma base é chamado de reação de neutralização na qual se consiste em um equilíbrio químico." [A7i]*

> *"Em um equilíbrio ácido-base, há neutralização total quando são acionados nas mesmas proporções de mols o ácido e a base." [A9i]*

> *"O equilíbrio ácido-base é atingido a partir da neutralização da reação, ocorrendo a ionização da solução e a dissociação do ácido e da base."[A19i]*

> *"Uma situação de equilíbrio ocorre a medida que uma solução aquoso de ácido e base atinge o equilíbrio químico, ou seja, a taxa de ácido e base que estão neutralizadas são proporcionais."[AI_A23]*

> *"equilíbrio ácido-base tem como resultado, reação de neutralização, onde o acido se define como um receptor de prótons e a base um doador de prótons."[A5f]*

> *"No equilíbrio ácido – base ocorre a reação de neutralização. O pH final da solução depende da constante de neutralização ácida e constante de neutralização básica, isso determinará quem se ioniza mais."[A9f]*
>
> *"O equilíbrio ácido-base consiste numa reação reversível de neutralização em que um ácido forte ou fraco reagem como uma base forte ou fraca para a formação de um ácido e uma base conjugada. "Se a reação consistir entre um acido forte e uma base fraca os produtos serão um acido fraco e uma base forte."[A15f]*
>
> *"Trata-se de uma reação de neutralização, ocorrendo em solução aquosa em que as espécies se dissociam (ácido doador de prótons) e esta dissociação pode ser calculada por K_a (e K_b no caso da base, a receptora de prótons)."[A26f]*

Nossos resultados são consonantes com o descrito por Schmidt (1991), que ressalta que o significado original do conceito de neutralização mudou no curso de seu desenvolvimento de 300 anos e como o ensino de química lida com definições antigas e novas, sugere que os alunos são suscetíveis de apresentarem dificuldades na aplicação do conceito corretamente. Na análise de seu estudo, mostrou que muitos alunos compreendem o conceito em seu formato original, assumido que uma reação de neutralização forma uma solução neutra, mesmo se um ácido fraco ou base participa da reação. Outros estudantes chegaram à mesma conclusão assumindo que a neutralização é uma reação irreversível, o que causaria uma grande dificuldade para compreender sistemas em equilíbrio químicos.

A análise dos nossos resultados mostrou que as concepções dos alunos são derivadas da definição original da neutralização, discutido pela primeira vez no século 17, com o objetivo de definir as propriedades das substâncias envolvidas e o seu comportamento Ihde (1970) *apud* Schmidt (1991)[2]:

> *"Ácidos tem um gosto azedo. Eles mudam a cor de determinado material vegetal (por exemplo, tornassol torna-se vermelha). Álcalis tem um gosto amargo. Eles também mudam a cor do material vegetal, mas numa forma diferente (fica azul). Na neutralização de ácidos e bases do sistema, reagem para formar um sal. A característica das propriedades dos ácidos e bases envolvidas nesta reação desaparecem."* [Tradução nossa]

Ao longo da história da química o conceito de neutralização foi sendo redefinido, o termo neutralização era usado para definir uma reação entre duas substancias, uma acida e outra básica, no qual uma consome a outra. Isso é que indicava o termo neutralização. Esse termo veio do latim *neuter* (neutro) que significa nenhum

[2] IHDE, A. J. 1970, *The Development of Modern Chemistry* (Dover Publications, New York), p. 407 ff

nem outro (nem ácido nem básico). Uma definição moderna de reação de neutralização é uma reação entre partículas, onde ocorre a transferência de um próton produzindo água. E somente é considerado como neutro uma solução aquosa em que as concentrações de H^+ e OH^- são 1,0 x 10^{-7} mol /L. (SCHMIDT, 1997).

5.2-2 Definições, Relação e Importância das Constantes: Produto Iônico da Água (K_w), Constante de Dissociação Ácida (K_a) e Constante de Dissociação Básica (K_b)

A questão 2 apresentava o seguinte texto: "Baseado nas palavras listadas abaixo escreva um texto que defina: produto iônico da água, constante de dissociação ácida e constante de dissociação básica. Explique como estas constantes se relacionam e mostre a importância destes conceitos para a Química." (Conceitos indutores: Ácido fraco, autoprotólise, base fraca, concentração, constante de dissociação da base (K_b), Constante de dissociação do ácido (K_a), dissociação parcial, equilíbrio químico, pares ácido base conjugados, pH, produto iônico da água (K_w), Soluções aquosas, solvente anfiprótico).

Ao solicitar que eles definissem, relacionassem e destacassem a importância das constantes de equilíbrio K_w, K_a e K_b, tivemos como objetivos investigar quais as concepções dos alunos referentes a estes conceitos, quais as dificuldades conceituais envolvidas, o aluno sabe falar sobre essas constantes, ou apenas sabe aplicá-las em fórmulas para cálculos de pH?

As respostas da segunda questão da avaliação inicial foram analisadas e codificadas, selecionando os trechos em que destacam as definições para cada constante K_w; K_a e K_b; e suas relações e/ou importância. Dividimos as análises em três categorias inclusivas, ou seja, um mesmo aluno pode pertencer a duas ou mais categorias. Essas categorias foram pensadas previamente de modo a responder todas as perguntas feita na questão 2.

Na primeira categoria estão agrupados os trechos nos quais os alunos apresentam uma definição para o produto iônico da água (K_w). Na segunda categoria de análise, agrupamos os trechos nos quais os alunos definem K_a e K_b. E na terceira categoria agrupamos os trechos nos quais os alunos destacam a importância e a relação entre as constantes.

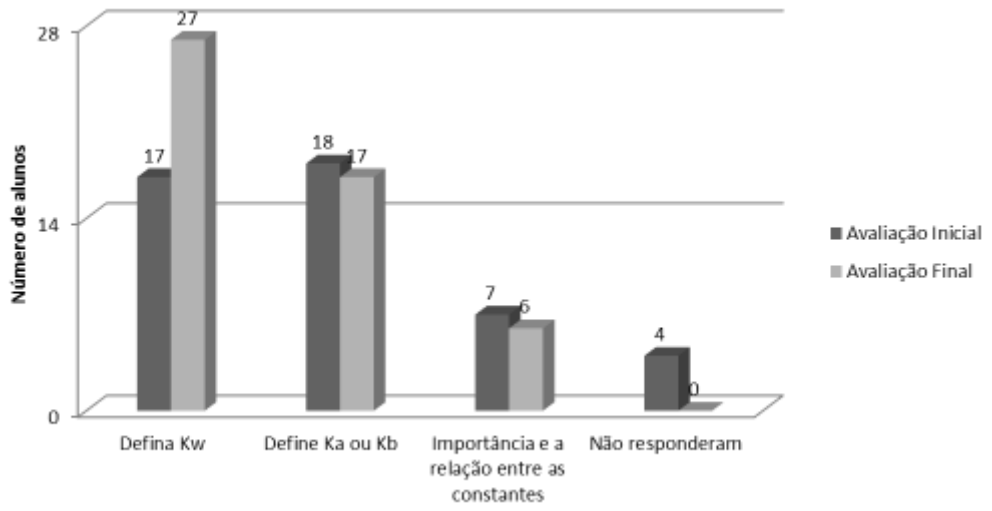


Figura 10. As definições para cada constante K_w, K_a e K_b, e suas relações ou importância.

Dos 28 alunos que responderam a avaliação inicial, quatro alunos deixaram a resposta em branco e sete alunos não definem K_w. Portanto, dezessete alunos que definiram o produto iônico da água (K_w) de forma geral eles definem: a) o produto iônico como uma expressão matemática e/ou um valor numérico (15 alunos), e/ou b) o produto iônico da água é descrito a partir da explicação da autoprotólise da água (9 alunos).

a) O produto iônico como uma expressão matemática e/ou um valor numérico (15 alunos),

Nesta subcategoria agrupamos as repostas nas quais o produto iônico é apresentado como uma expressão matemática da constante de equilíbrio da água e/ou relacionado ao seu valor numérico:

> *"O produto iônico da água, K_w, tem o valor de 10^{-14}"[1i]; "O produto iônico da água pode ser expresso por $K_w=[H_3O^+][OH^-]$ Este produto deve ser igual a 10^{-14}, sendo 7,0 pH da água"[A4i]*

b) O produto iônico da água é descrito a partir da explicação da autoprotólise da água (9 alunos).

Nesta subcategoria agrupamos as respostas que definem o produto iônico da água a partir da explicação da autoprotólise da água:

> *"produto iônico da água a partir da autoprotólise da água, pode se encontrar duas espécies em equilíbrio químico: H_3O^+ e OH^-. As concentrações de ambas são iguais no equilíbrio e ao produto das concentrações delas damos o nome de produto iônico da água."[A2i];*

"produto iônico da água é sua dissociação de $H_2O(l) \Leftrightarrow OH^-(aq) + H^+(aq)$ conhecido como autoprotolise." [A5i];

Agrupamos na segunda categoria de análise, os trechos nos quais os alunos definem K_a e K_b, e observamos que dos 28 alunos que responderam ao teste, seis alunos não definem K_a e K_b e quatro alunos não respondem a questão. Portanto dos dezoito alunos que definiram as constantes de dissociação do ácido e da base, as características destacadas foram: a) relacionam as constante K_a e K_b à força de ácidos e bases (10 alunos), b) relacionam K_a e K_b com o grau de dissociação (12 alunos)

Na terceira categoria agrupamos os trechos nos quais os alunos tratam da importância da relação entre as constantes (7 alunos)

Na avaliação final, todos os alunos responderam à segunda questão, e apenas um aluno não define K_w [23]. Portanto dos 27 alunos que definiram K_w, de forma geral: a) o produto iônico é definido como uma expressão matemática e/ou um valor numérico (18 alunos), e/ou b) o produto iônico da água é descrito a partir da explicação da autoprotólise da água (16 alunos).

a) Dezoito alunos destacam a expressão matemática que define K_w, observamos que esta relação é maior na avaliação final. E sendo, a disciplina de química uma matéria que exige conhecer as fórmulas e saber aplicá-las corretamente, esta é uma competência importante que o aluno deve desenvolver, entretanto, uma aprendizagem mecânica, baseada exclusivamente em aplicações de fórmulas, pode levar a dificuldades de compreensão do conceito como um todo. Durante a disciplina de Química Analítica o aluno deve saber aplicar estas fórmulas para cálculos de concentrações e pH, mas é fundamental que ele entenda o meio no qual está ocorrendo a reação, como as reações estão ocorrendo, e "traduza" o valores obtidos.
b) Dezesseis alunos descrevem o produto iônico da água a partir da explicação da autoprotólise da água.

Observamos, quando comparamos as duas avaliações, que na avaliação final os alunos atribuem mais características para definir o produto iônico da água, o que pode sugerir que há um maior domínio conceitual, pois estes passam a relacionar a expressão numérica de K_w, com a autoprotólise para explicar o produto iônico da água.

Na avaliação final, considerando a segunda categoria de análise, observamos que dos 28 alunos que responderam ao teste, 11 alunos não definem K_a e K_b. Portanto dos dezessete alunos que definiram as constantes de dissociação do ácido e

da base, as características destacadas foram: a) relacionam as constante K_a e K_b à força de ácidos e bases (7 alunos), b) relacionam K_a e K_b com o grau de dissociação (13 alunos)

Comparando as duas avaliação não notou-se diferenças significativas quanto as definições das constantes de dissociação ácida e básica.

Na terceira categoria, considerando a avaliação final, seis alunos tratam da importância da relação entre as constantes. Ao comparar as duas avaliações observamos que o número de alunos que destacam a importância das relações entre as constantes é pequeno, o que pode sugerir que eles sabem aplicar as fórmulas e definir as constantes, mas não sabem sua importância prática no exercício do químico.

5.2-3 Explicação e Exemplificação de um Sistema Tampão.

A questão 3 apresentava o seguinte texto: “Explique como funciona um sistema tampão. Forneça um exemplo, e descreva os equilíbrio envolvidos. Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta.” (Conceitos indutores: ácido conjugado, ácido forte, ácido fraco, base conjugada, base forte, base fraca, capacidade tamponante, grau de dissociação (α), constante de dissociação ácida (K_a), constante de dissociação básica (K_b), constante de equilíbrio (K), diluição, equilíbrio químico, pH, solução tampão).

As respostas da terceira questão foram analisadas e codificadas, selecionando os trechos em que os alunos destacam: 1°. A função da solução tampão; 2°. Como um tampão é formado? e 3°. Exemplos de solução tampão.

Considerando a primeira questão, sobre a função da solução tampão, agrupamos os trechos onde os alunos descrevem a função de um tampão, emergente da análise dessas respostas, destacamos oito categorias, que representam os sinônimos utilizados pelos alunos para descrever a função da solução tampão (FIGURA 11).

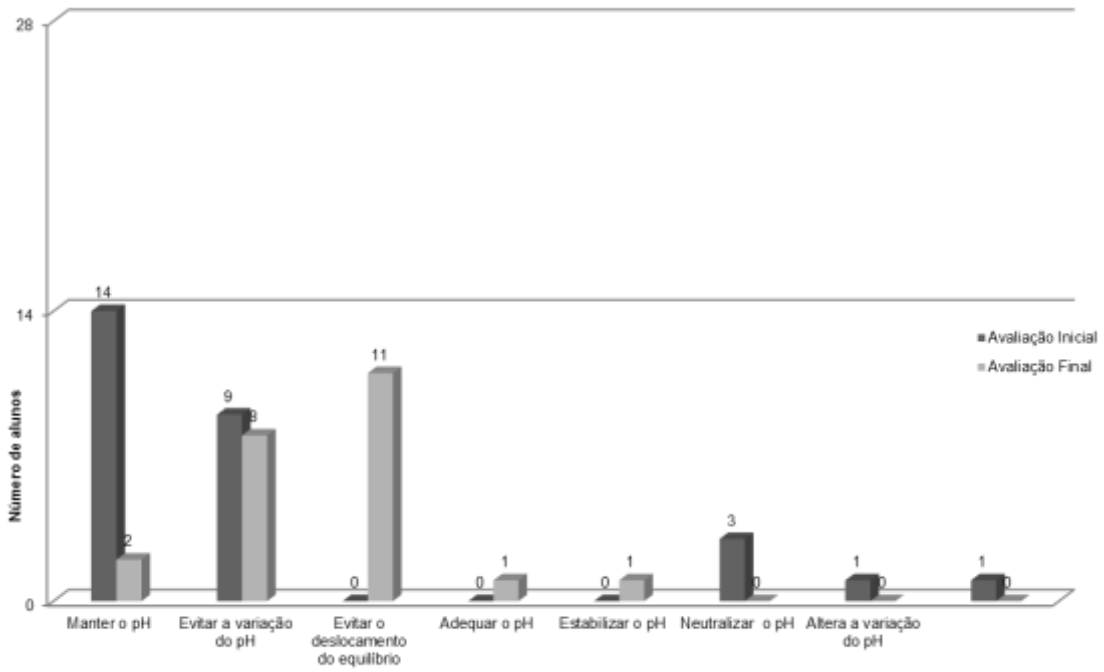


Figura 11: Características que descrevem a função do tampão

Observamos na avaliação inicial que o termo mais utilizado é “resistir à variação do pH” com catorze referências (50%), seguido pelo termo “manter o pH” com nove referências (32%), “estabilizar o pH” com três referências (11%), “neutralizar o pH” e “altera a variação do pH” com uma referência cada (3,5%).

Os termos resistir, manter, evitar a variação do pH e evitar o deslocamento do equilíbrio são sinônimos em sua função de controlar o pH, e portanto, as quatro primeiras categorias (resistir a variação do pH, manter o pH, evitar a variação do pH e evitar o deslocamento do equilíbrio), estão as características consideradas corretas, já que os alunos entendem que o tampão é uma solução que resiste a uma alteração no seu pH quando um ácido ou base é adicionado a ele.

> *“Sistema tampão é um sistema que resiste a pequenas variações de pH.”[A22$_i$]*
>
> *“Solução tampão é a solução que mantém a faixa de pH constante mesma com a adição de ácido e ou base, capacidade tamponante.”[A5$_i$]*

Entretanto, os termos “estabilizar” e “neutralizar” devem ser usados com restrições, pois na química estes termos tem outras aplicações, o termo “estabilizar” pode ser relacionado com um sistema estático, não dinâmico, o oposto de um sistema tampão que representa um equilíbrio químico.

> *“Uma solução tampão proporciona uma estabilidade na sua reação, de forma que, o pH da espécie não varie bruscamente por um período.”[A19$_i$]*

Já o termo “neutralizar” pode estar associado a um valor de pH neutro, sendo definida como uma reação entre um ácido e uma base, que de algum modo "consumiam" um ao outro, isto é o que o termo neutralização indicava. O correto é entender por neutralização uma reação entre as partículas, como uma reação de transferência de prótons na produção de água, explicada pelo modelo de Bronsted-Lowry para ácido e bases (Schimidt, 1997).

> *“Este sistema permite que pequenas variações de pH sejam neutralizadas para não prejudicar o resultado do soluto em estudo.”[A14$_i$]*

Um fato interessante é que ao analisar, como o livro didático explica a capacidade de uma solução tampão, observamos que ele também usa o termo neutralizar, como mostrado a seguir:

> *“[...] duas importantes características de um tampão são capacidade e pH. A capacidade de tampão é a quantidade de ácido ou base que*

> *um tampão pode <u>neutralizar</u> antes que o pH comece a variar a um grau apreciável. A capacidade de um tampão depende da quantidade de ácido e base da qual o tampão é feito. O pH do tampão depende de K_a para o ácido e das respectivas concentrações relativas de ácido e base que o tampão contém." (BROWN, 2007, p.615).*

Desta forma, é fundamental analisar o contexto no qual o termo neutralizar foi aplicado.

O termo "alterar a variação do pH" também pode gerar confusões pois, o aluno não explica como é essa alteração e a definição da função da solução tampão fica muito vaga.

> *"Uma solução é aquela que altera a variação do pH"[A17$_i$]*

Na avaliação final as respostas que indicam qual a função do tampão, emergiram da análise e foram distribuídas em cinco categorias, "resistir a variação do pH" com duas referências (7%), "manter o pH" com oito referências (28,5%), "evitar a variação do pH" com onze referências (39%), "evitar o deslocamento do equilíbrio" e "adequar o pH", com respectivamente uma referência cada (3,5%).

Nesta avaliação, não foram encontradas os termos "neutralizar" e "estabilizar", como observamos na avaliação inicial, mas há uma subcategoria, "adequar o pH" com uma referência, neste caso há uma concepção alternativa, pois o aluno considera que o tampão adéqua o pH do meio, mas é exatamente o inverso, cada tipo de tampão é usado para uma determinada faixa de pH.

> *"Um sistema tampão tem a utilidade de adequar o pH de uma solução para que este não sofra mudanças significativas quando são adicionadas pequenas quantidades de ácidos ou base."[A20$_f$]*

No entanto, uma nova categoria foi identificada na avaliação final, "não ocorre um grande deslocamento de equilíbrio químico", com uma referência. Neste caso, o aluno relaciona diretamente a função do tampão ao equilíbrio químico e não ao pH como observado em todos as outras respostas.

> *"Nesta solução tampão não ocorre um grande deslocamento de equilíbrio químico, quando se adiciona ácido forte ou uma base forte." [A28$_f$]*

Considerando a segunda questão sobre como um tampão é formado, as soluções tampão são constituídas geralmente de uma mistura de um ácido fraco e sua base conjugada, ou da mistura de uma base fraca e seu ácido conjugado (Fiorucci, et all, 2001). O livro define que *"os tampões são geralmente preparados pela mistura de um ácido fraco ou uma base fraca com um sal do ácido ou da base."* (Skoog, pag. 614). E

na aula de química geral a professora define que um tampão ácido é preparado pelo ácido fraco mais o sal da base conjugada, e tampões básicos é preparado por uma base fraca mais o sal do ácido conjugado (slide 25 – Anexo 1). E nas aulas de Química Analítica, o professor define uma solução tampão, como uma solução "insensível" a adição ou base, formada por um ácido fraco ou uma base fraca e o sal do acido fraco ou base fraca (slides 80 e 81 – Anexo 2).

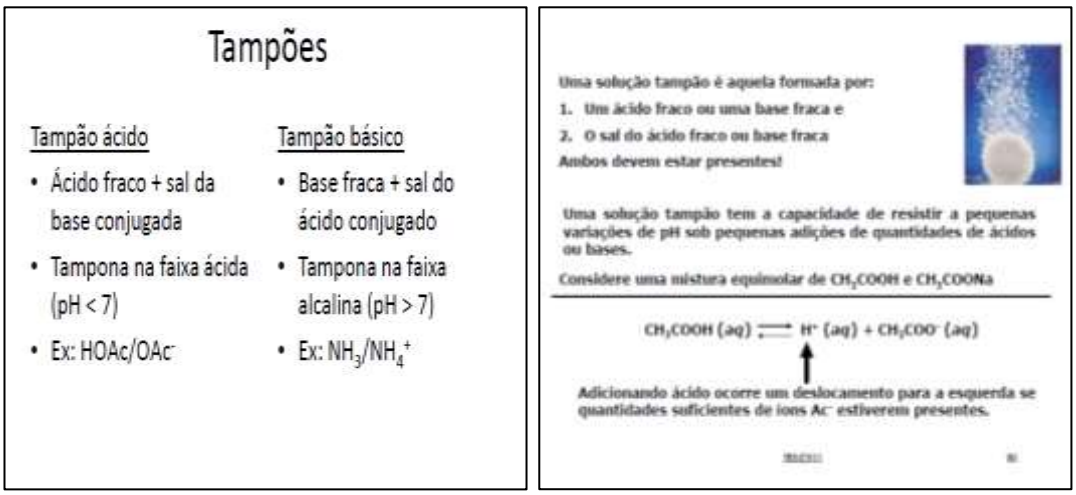


Figura 12: Como um tampão é formado- slides usados nas disciplinas de QGII e QAI

Todas as definições apresentadas são corretas e explicam de formas diferentes a mesma coisa: "como uma solução tampão é preparada". O aluno precisa transitar entre as diferentes formas de descrever uma solução tampão, e isso se torna natural a medida que nos apropriamos dos conceitos. Entretanto, para transitar entre essas diferentes definições (ácido fraco e sua base conjugada, ácido fraco com o sal do ácido, ácido fraco mais o sal da base conjugada ou ácido fraco e o sal do ácido fraco), é fundamental compreender os conceitos que definem o modelo ácido base de Bronsted-Lowry e nem sempre os alunos estão preparados, e esse pode ser um dos motivos para o qual o conceito seja considerado complexo e difícil pelos alunos, quando iniciamos a discussão sobre soluções tampão.

Na análise dos resultados agrupamos as respostas das avaliações inicial e final em três categorias:

1. Ácido/Base fraco e seu sal ou ácido/fraco e sua base conjugada;
2. Dificuldades conceituais e/ou concepções alternativas;
3. Não descreve como um tampão é formado

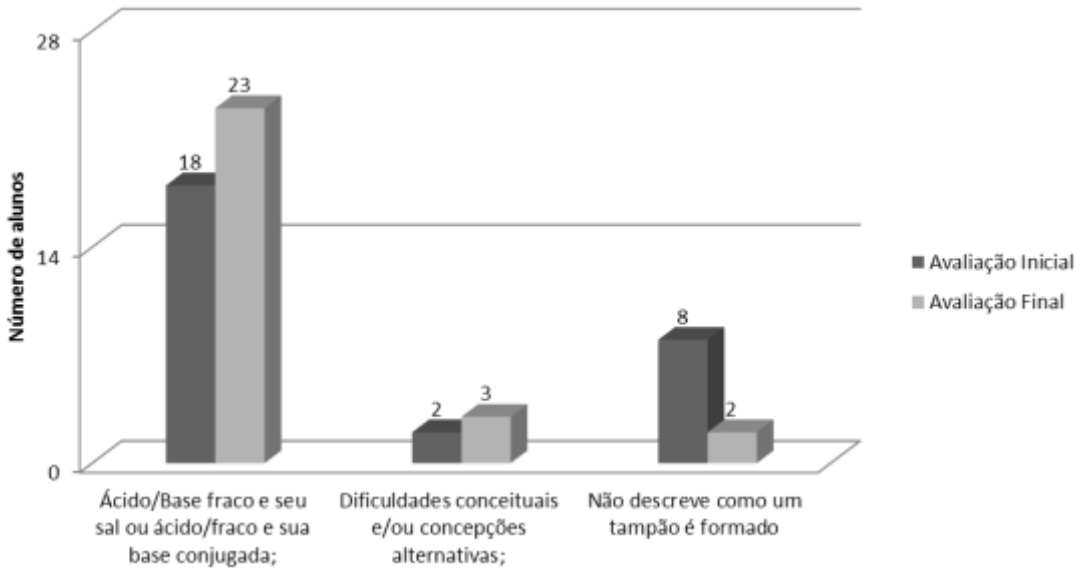


Figura 13: Categorias das respostas sobre como um tampão é formado

Observamos que tanto na avaliação inicial como na final, a maioria dos alunos descreve corretamente como uma solução tampão é formada. Na avaliação inicial essa descrição é dada por dezoito alunos (64%), que de forma geral descrevem a solução tampão, por uma reação formada com um ácido fraco e seu sal, ou o ácido fraco e sua base conjugada. Já na avaliação final, vinte e três alunos (82%), descrevem como uma solução tampão é formada.

> *"Se ela for uma solução tampão ácida será formada por um ácido fraco e sua base conjugada forte; se for uma solução tampão básica será formada por uma base fraca e por seu ácido conjugado forte" [A10$_i$]*
>
> *"A solução tampão contem a mistura de um ácido fraco e seu sal, ou uma base fraca e seu sal." [A23$_i$]*
>
> *"Sistema tampão consiste em um acido / base fraca sendo ionizado gerando constantes de dissociações baixas, nas quais os sais formados entram em equilíbrio com outra espécie gerando uma solução tampão." [A7$_f$]*
>
> *"Um sistema tampão é composto por um ácido fraco ou uma base fraca e seu respectivo sal." [A19$_f$]*

No entanto, embora os alunos saibam descrever como um tampão é formado, eles apresentam uma visão muito simplificada, o que sugere uma descrição *"memorística"*, pois, não relacionam a formação do par ácido base conjugado com o modelo de Bronsted-Lowry, e a explicação dos equilíbrios envolvidos na formação do tampão. Isto foi observado tanto na avaliação inicial como na avaliação final, onde poucos alunos relacionaram a explicação da solução tampão com a explicação das

reações em equilíbrio químico. Na avaliação inicial observamos seis referencias e na avaliação final observamos cinco referencias:

> *"Um exemplo clássico é a solução tampão HAc/Ac^-, composta por um acido fraco (HAc) e a sua base conjugada forte, o íon acetato. A solução resiste à mudanças de pH pois em meio acido, o H_3O^+ é consumido pelo acetato formando HAc e restabelecendo o equilíbrio. Em meio básico e equilíbrio é deslocado no sentido inverso." [A3i]*
>
> *"Sistema tampão é o equilíbrio entre o acido/base e sua base/acido dissociados que assim que em contato com um ácido/base eles se consomem variando pouco o pH." [$A6_f$]*
>
> *"Um sistema tampão possui certa capacidade tamponante. Nesta solução tampão não ocorre um grande deslocamento de equilíbrio químico, quando se adiciona ácido ou uma base." [A28f]*

Além disso, observamos que na avaliação final a maioria dos alunos começa a resposta especificando como o tampão é formando e a partir disto, descrevem sua função. Na avaliação inicial observamos exatamente o processo inverso. Abaixo mostramos as respostas de dois alunos (A13 e A27), comparando a avaliação inicial e a avaliação final.

> *"Uma solução tampão consiste basicamente em manter a solução com o pH variando até ±1. Um exemplo de solução tampão é o NH_4OH e NH_4Cl." [$A13_i$] e "Um sistema tampão é formado por um ácido ou uma base mais o sal do cátion da base ou do ácido. Um sistema tamponado pode resistir a mudanças bruscas de pH se caso uma base ou um ácido forem adicionados ao sistema, tendo uma certa margem de variação." [$A13_f$]*
>
> *"Solução tampão é aquela que resiste a mudança de pH quando ácido ou bases são adicionados. Pode-se preparar uma solução tampão a partir de um ácido e um sal de sua base conjugada um exemplo é o de ácido acetato."[$A27_i$] e "Um tampão se constitui de uma mistura de um ácido com seu sal, ou de uma base com seu sal. Um exemplo muito conhecido é o de ácido acético e acetato. Tampões são importantes pois tem a capacidade de manter o pH da solução constante."[$A27_f$]*

Como a disciplina de química analítica tem um fundo prático (laboratorial) muito mais presente e relacionado com as aulas teóricas, a prática em preparar soluções tampão pode ter influenciado a destacarem inicialmente como ele é formado, como prepará-lo e partir disto explicar sua função. Bertotti (2011), destaca que este tipo de atividade é importante, pois desenvolve habilidades práticas no manuseio de soluções e exige do aluno o trabalho com grandezas como concentração, volume e quantidade de matéria, além de facilitar a compreensão das propriedades das soluções tampão.

Na segunda categoria agrupamos as respostas que apresentam dificuldades conceituais e/ou concepções alternativas. Observamos que na avaliação inicial, dois

alunos (7%) demonstram dificuldades na compreensão do modelo de Bronsted – Lowry, e da aplicação deste modelo na explicação do equilíbrio químico.

> *"O sistema tampão corresponde a adição do ácido conjugado em solução e de seu ácido correspondente."[A13$_i$]*.
>
> *"Um tamponante é composto de um ácido e sua base conjugada, sendo que ambos não podem ser fortes." [A19$_i$]*.

Na avaliação final, três alunos apresentaram dificuldades ao explicar como um tampão é formado, e no caso, dois deles haviam respondido corretamente na avaliação inicial. Este fator negativo, sugere que o conceito não foi aprendido, e que possivelmente na primeira avaliação este conceito havia sido memorizado.

> *"Solução tampão mantém o pH de uma solução em uma faixa de pH, normalmente é feito de um ácido ou base forte, com seu ácido base forte com seu ácido ou base fraco."[A5$_f$]*
>
> *"Para a preparação usa-se um acido ou uma base fraca com o anion respectivo (HAc^-/Ac^- ; NH_3OH/OH^-) com a mesma molaridade."*(A16i) e *"Um tampão é a mistura de um ácido forte com sua base conjugada forte. Ou uma base forte e seu ácido conjugado forte."*(A16$_f$)
>
> *"A solução tampão contem a mistura de um ácido fraco e seu sal ou uma base fraca e seu sal."*[A23$_i$] e *"Um solução tampão é constituída por uma base forte e um sal acido fraco ou um ácido forte e um sal de base fraco."[*A23$_f$]

Observamos que as dificuldades estão relacionadas com a incorreta compreensão e relação entre os conceitos aprendidos, apenas memorizar informações e definições sem saber aplicá-las pode levar a erros, como vemos nas respostas dos alunos A19i e A16f, onde é clara, a não compreensão do modelo de Bronsted-Lorwy e a explicação do par ácido-base conjugado.

É preciso compreender que, em qualquer equilíbrio ácido base tanto a reação direta quanto a reação inversa envolvem a transferência de prótons, portanto a compreensão da solução tampão envolve a compreensão das reações envolvidas e o modelo de Bronsted-Lowry. Cada ácido tem uma base conjugada, formada pela remoção de um próton. Analogamente, cada base tem associada a ela um ácido conjugado, formado pela adição de um próton a base, como podemos representar pelas equações químicas, no exemplo abaixo, considere a reação entre o ácido nitroso (HNO_2) e a água (FIGURA 14).

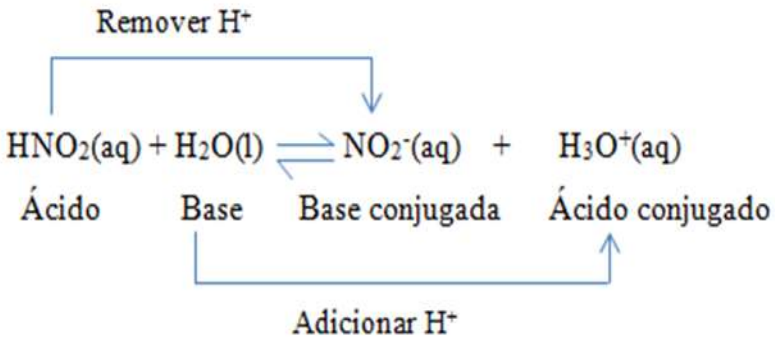


Figura 14: Exemplo da reação entre o ácido nitroso e a água (modelo de Bronsted-Lowry)

Com relação a terceira questão que trata dos exemplos de solução tampão, agrupamos os trechos onde os alunos apresentam exemplos de soluções tampão. O exemplo que mais apareceu entre as respostas foi do tampão acetato, o mesmo utilizado por eles na aula prática, dos vinte e oito alunos que responderam a questão, vinte e três deram este exemplo. E destes vinte três alunos apenas oito alunos relacionaram a equações químicas dos equilíbrios envolvidos.

> *"Segue o exemplo de uma solução tampão ácido acético / acetato:* $CH_3COOH + H_2O \Leftrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$
>
> *Adição de ácido:* $H^+ + CH_3COO^- \Leftrightarrow CH_3COOH$
>
> *Adição de base:* $OH^- + CH_3COOH \Leftrightarrow CH_3COO^- + H_2O$*" [A21$_i$]*

Três alunos deram exemplos de tampão básico (NH_4OH/OH^-), mas apenas citaram e não mostraram as equações dos equilíbrios envolvidos. E um aluno exemplificou com o tampão do sangue.

> *"Como exemplo, podemos citar os tampões presentes no sangue estes evitam que a presença de metabolitos básicos ou ácidos, entre estes, comidas e bebidas, provoquem a variação do pH. Há diversos tampões no sangue, entre elas:*
>
> $H_2PO_4^- + H_2O \Leftrightarrow HPO_4^{2-} + H_3O^+$
>
> $H_2CO_3 + H_2O \Leftrightarrow HCO_3^- + H_3O^+$*" [A15$_i$]*

Na avaliação final apenas onze alunos deram exemplos de soluções tampão, mas da mesma forma como observado na avaliação inicial, a maioria dá como exemplo o tampão acetato. E destes onze alunos, seis representam uma equação de equilíbrio químico como exemplo:

"HAc/ NaAc

HAc ⇔ H^+ + Ac^-

Introdução de OH^- → neutraliza H^+ e dissocia mais HA

Introdução de H^+ → reage com Ac^- para a formação de HAc" [$A8_f$]

"NH_4OH / / NH_4Cl

NH_4OH ⇔ NH_4+ + OH^- → resistência a ácido

NH_4Cl ⇔ NH_4+ + Cl^- → resistência a base

O tampão de amônia mantém o pH do sistema alcalino e consegue manter o pH constante até certo intervalo."[$A22_f$]

De forma geral, os resultados nas duas avaliações (inicial e final), referentes ao conceito de solução tampão sugerem que o conceito de tampão é claro quanto a sua função e composição, e aplicável pela maioria dos alunos, de forma um pouco mais elaborada após a disciplina de Química Analítica I. No entanto, nas respostas os alunos ainda não relacionam os diferentes níveis representacionais para explicar o sistema tampão e não relacionam os equilíbrios envolvidos e os modelos que o fundamentam, o que pode sugerir uma falta de relação entre os conceitos aprendidos, uma fragmentação na aprendizagem.

Um estudo feito por Orgill e Sutherland (2008), mostra resultados consonantes com o encontrado nesta pesquisa, onde os alunos de certa forma tem uma visão muito simplificada da solução tampão, não relacionando os níveis representacionais e definindo-o principalmente em termos de sua função. O entendimento conceitual da capacidade tamponante não tem sido alcançado plenamente devido à ausência de uma associação com conceitos de equilíbrio e com o princípio de Le Chatelier (FIORUCCI, SOARES e CAVALHEIRO, 2001)

5.2-4 As possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico

A questão 4 apresentava o seguinte texto: “Considere o equilíbrio químico descrito a seguir:

$$BaSO_4\,(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$$

Como podemos prever possíveis alterações no estado de equilíbrio químico promovidas pela adição: a) uma pequena quantidade de K_2SO_4, sal solúvel contendo o íon comum sulfato; b) uma certa massa de NaCl, um eletrólito inerte (que não participa do equilíbrio). (conceitos indutores: atração eletrostática, cargas, concentração, concentração do eletrólito, constante de equilíbrio (K), deslocamento de equilíbrio, direção da reação, efeito da ação de massas, eletrólito, equilíbrio químico, espécies neutras, íon comum, ionização, participantes iônicos, perturbação, posição do equilíbrio, precipitado iônico, principio de Le Chatelier, produto de solubilidade (K_{ps} ou K_s), produtos, reagentes, sólido (precipitado iônico), solubilidade).

No primeiro item da quarta questão, da avaliação inicial aplicada na disciplina de química analítica, buscamos identificar as explicações dos alunos sobre o efeito da adição de K_2SO_4 (aq), com um íon comum ao equilíbrio de $BaSO_4$ (aq), de forma mais qualitativa, com o objetivo que eles relacionassem os equilíbrios químicos envolvidos.

As respostas deste item foram agrupadas em três categorias que emergiram da análise, “deslocamento do equilíbrio químico”, “não haverá perturbação significativa no meio” e “em branco” (FIGURA 15).

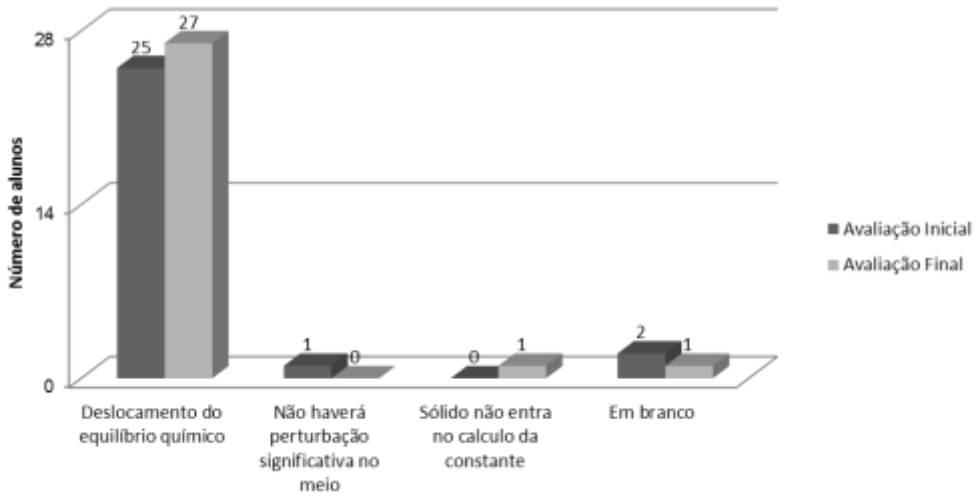


Figura 15: Efeito da adição de um íon comum

Tanto na avaliação inicial como na final, a maioria dos alunos considera que ocorre um deslocamento no equilíbrio químico. Dos vinte e cinco alunos (89%), que respondem na avaliação inicial, que desloca o equilíbrio químico, apenas uma aluna mostra as equações químicas e discute os equilíbrios químicos envolvidos:

> *"$BaSO_4(s) \Leftrightarrow Ba^{2+}(aq) + SO_4^{-2}(aq)$ e $K_2SO_4(s) \Leftrightarrow 2K^+(aq) + SO_4^{-2}(aq)$. A adição de K_2SO_4 aumenta a oferta de SO_4^{-2} em solução, uma vez aumentada a concentração desse íon, há deslocamento no sentido de consumir esses íons, ou seja, formação de $BaSO_4(s)$ e $K_2SO_4(s)$"[A18$_i$]*

Vinte e sete alunos consideram, na avaliação final, que a adição de um íon comum provocará um deslocamento do equilíbrio químico, mas nenhum aluno escreve as equações químicas dos equilíbrios envolvidos.

Na avaliação inicial, observamos que uma aluna considera que não haverá perturbação significativa no meio, não considerando as espécies comuns nos equilíbrios químicos envolvidos.

> *"quando se adiciona K_2SO_4 a esta solução por conta de o equilíbrio inicial estar deslocado a direita, não haverá uma perturbação significativa do meio, então o equilíbrio continuará se deslocando para a direita"[A20i]*

E na avaliação final uma aluna considera que por ser sólido não entrará no cálculo da constante de equilíbrio, indicando uma dificuldade de perceber que há sim um deslocamento no equilíbrio, mas este se reestabelece mantendo as mesmas proporções.

> *"como trata-se da adição de um sólido, esta não entrará nas contas do equilíbrio" [A26$_f$]*

De forma geral, nas duas avaliações a justificativa desse deslocamento do equilíbrio é feita usando, o principio de Le Chatelier, embora na maioria das vezes, o principio não seja citado pelo aluno, apenas aplicado, explicando que o equilíbrio desloca para a formação do sólido ($BaSO_4$) (FIGURA 16).

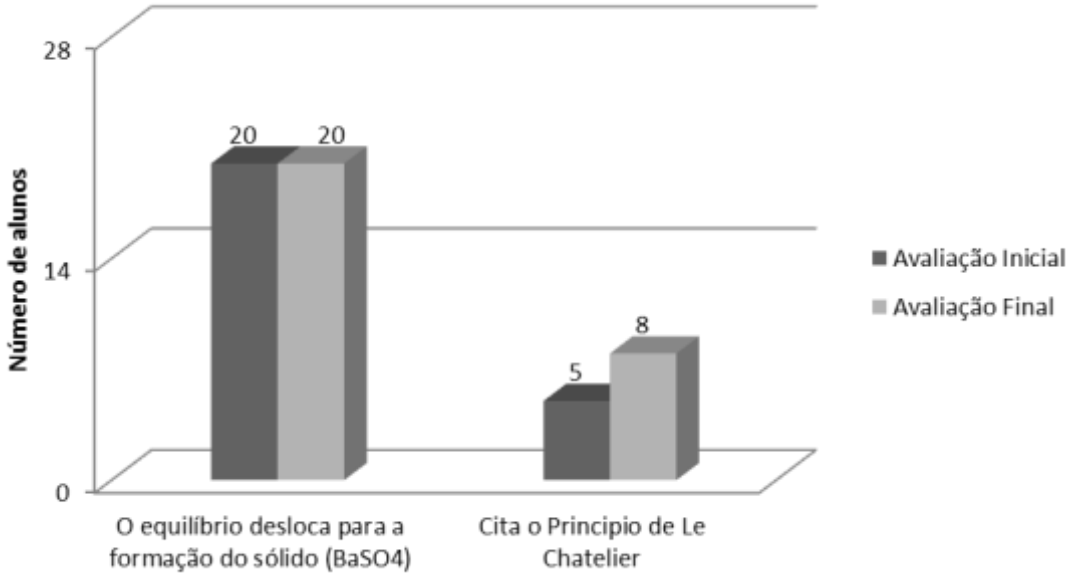


Figura 16. Justificativa dada para o efeito da adição de um íon comum

Como podemos observar no gráfico, de forma geral, eles respondem que a adição de um íon comum irá provocar um deslocamento no equilíbrio químico, no sentido da formação do sulfato de bário sólido:

> *"Adicionando-se K_2SO_4 haverá um aumento na concentração de SO_4^{-2}, para minimizar esse efeito a reação ocorrerá no sentido inverso formando o precipitado iônico $BaSO_4$"[A21$_i$]*

Ou que será deslocado para a esquerda:

> *"Com a adição de K_2SO_4 ocorre uma perturbação no equilíbrio, devido ao aumento da concentração de SO_4^{-2} (aq). O equilíbrio da reação se deslocará para a esquerda."[A24$_i$]*

Ou então, deslocado para o sentido dos reagentes:

> *"A reação tende a deslocar-se no sentido de formação dos reagentes"[A23$_i$]*

Nesses dois últimos exemplos as respostas sugerem que mesmo sem demonstrar as equações do equilíbrio químico, de certa forma os alunos visualizam estas equações ao responder o sentido no qual a reação foi deslocada. Mas ao fazerem isto de forma tão mecânica podem gerar erros ao tratar de equilíbrios químicos mais complexos.

Da mesma forma que na avaliação inicial, na avaliação final, embora não descrevessem as equações químicas, nas respostas dadas, eles direcionavam o sentido da reação de acordo com a equação química.

> *"desloca o equilíbrio para a esquerda"[A9$_f$]*
>
> *"a adição de K_2SO_4 aumenta a oferta de SO_4^{-2}, deslocando o equilíbrio para a esquerda"[A18$_f$]*
>
> *"a adição de K_2SO_4 causará um deslocamento no sentido de formação do reagente"[A4$_f$]*

No entanto, observamos que nesta avaliação dois alunos destacam que este "deslocamento" é provisório, até atingir o equilíbrio novamente.

> *"ao adicionar um íon comum ocorrerá a perturbação do sistema e o equilíbrio será deslocado para a formação do sólido até que o valor da constante se restabeleça."[A24$_f$]*
>
> *"quando adiciona-se o sal com SO_4^{-2} como íon comum a tendência do equilíbrio é deslocar-se para a formação de Ba_2SO_4 até que o equilíbrio se estabeleça novamente."[A16$_f$]*

Na avaliação inicial cinco alunos justificam que a formação do sulfato de bário ocorre de acordo, ou seguindo, o Princípio de Le Chatelier:

> *"deslocamento do equilíbrio químico para a formação de reagentes, uma vez que com a adição de sal com íon comum, ocorre perturbação do meio e de acordo com o Principio de Le Chatelier a reação tende a neutralizar essa modificação mantendo o equilíbrio de quantidades das espécies de acordo com a reação."[A5$_i$]*
>
> *"pelo princípio de Le Chatelier, a adição de sal contendo íon comum sulfato, fará com que haja deslocamento de equilíbrio no sentido inverso da reação citada, promovendo a formação de sulfato de bário."[A2$_i$]*

Na avaliação final esse número se eleva para oito alunos, que explicam com o Princípio de Le Chatelier o deslocamento no equilíbrio químico:

> *"A adição de SO_4^{2-} provoca o deslocamento do equilíbrio do sentido de formação de $BaSO_4$(1), segundo principio de Le Chatelier."[A10$_f$]*

A literatura na área de ensino de química tem sugerido que a utilização desse princípio vem sendo feita de forma indiscriminada, mecânica e sem limitações, gerando erros conceituais muito persistentes, sendo, inclusive, apontado por alguns pesquisadores como um "autêntico obstáculo metodológico na aprendizagem do Equilíbrio Químico" (QUILEZ-PARDO, 1998, p.369).

Os dados indicam que é importante insistir em um tratamento qualitativo da situação de equilíbrio, e a discussão de todos os aspectos envolvidos no sistema, é preciso exercitar a linguagem química. O fato de o ensino em sala de aula e da abordagem em livros didáticos envolverem preferencialmente aspectos quantificáveis, sugerem que embora os alunos saibam responder às questões, eles não tendem a

relacionar todos os fatores para interpretar e atribuir significados ao fenômeno, não representam as equações envolvidas, e não discutem em termos de sistema.

O segundo item da questão trata da adição de NaCl, um eletrólito inerte no sistema em equilíbrio químico, as respostas foram agrupadas em seis categorias (Figura 17):

1- Não ocorre nada;
2- Desloca no sentido dos produtos
3- Desloca no sentido da ionização de $BaSO_4$
4- Diminui a solubilidade de $BaSO_4$
5- Ocorre uma reação de óxido redução
6- Em branco

Na avaliação inicial e final, a maioria dos alunos (18 e 22 alunos respectivamente), consideram que a adição de NaCl não influencia no equilíbrio químico. Alguns alunos destacam que haverá formação de Na^+ e Cl^- em solução.

> *"utilizando o cloreto de sódio como reagente, sendo ele um eletrólito inerte, que não provocará perturbação elétrica, não haverá efeito na reação. Por outro lado, nem o sódio e nem o cloreto serão capazes de reagir com bário ou sulfato."[A2$_i$]*
>
> *"Adicionando NaCl o equilíbrio não será perturbado pois não tem ocorrência de íon comum."[A11$_i$]*
>
> *"Acredito que o equilíbrio não será afetado, devido ao fato de o NaCl ser inerte. Forma-se á Na^+ e Cl^- em solução."[A3$_i$]*

Três alunos, consideram que o cloreto de sódio em solução deslocará a reação no sentido dos produtos. No primeiro caso, o aluno justifica que o equilíbrio deslocará pois haverá formação de Na_2SO_4, no segundo caso o aluno considera que há formação de $BaCl_2$, deslocando o equilíbrio, e no terceiro caso o aluno considera que a adição de NaCl favorece a estabilidade dos íons solvatados e por isso desloca o equilíbrio. Na avaliação final apenas um aluno considera que o equilíbrio será deslocado no sentido dos produtos e justifica, aplicando de forma inapropriada o Principio de Le Chatelier.

> *"devido a formação de Na_2SO_4 desloca-se na formação dos produtos pois esta retirando-se íons sulfato da solução"[A7$_i$]*
>
> *"mesmo não participando do equilíbrio, se NaCl for adicionado formará um precipitado o BaCl, deslocando o equilíbrio para a direita, para a formação de Ba^{2+}."[A13$_i$]*
>
> *"pela adição de NaCl, que favorece a estabilidade dos íons solvatados, há deslocamento no sentido dos produtos."[A28$_i$]*

> *"a adição de NaCl, também pelo principio de Le Chatelier irá perturbar o equilíbrio, uma vez que o Cl^- irá reagir com Ba^{2+} será retirado da solução na forma de BaCl(s), um precipitado iônico. Dessa forma o equilíbrio será deslocado no sentido dos produtos."[A12$_f$]*

Um aluno, na avaliação inicial, considera que a adição do NaCl, deslocará o equilíbrio no sentido da ionização de $BaSO_4$, e aplica de forma inapropriada o principio de Le Chatelier para justificar este deslocamento.

> *"a presença de cloreto irá favorecer a formação de sólido precipitado iônico, como Ba^{2+} deslocando o equilíbrio no sentido da ionização do $BaSO_4$, respeitando o Principio de Le Chatelier"[A12$_i$]*

Na avaliação inicial, uma aluna considera que, a adição de NaCl provocará uma reação de óxido redução, mas não justifica o porquê da ocorrência deste tipo de reação. Esta concepção só aparece na avaliação inicial.

> *"ocorrerá uma reação de óxido redução"[A19$_i$]*

Quatro alunos tanto na avaliação inicial como na avaliação final, não responderam a questão.

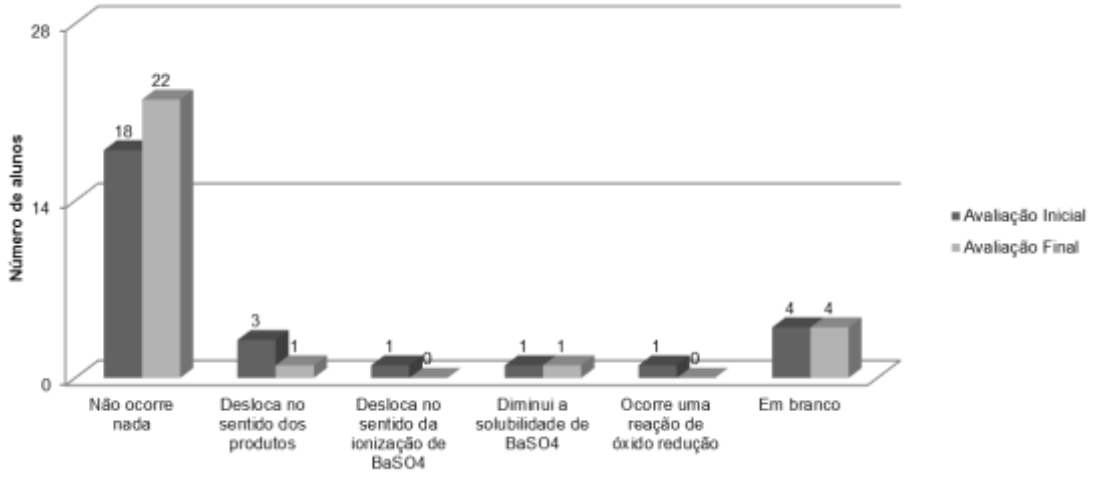


Figura 17: Adição de NaCl

Entretanto, ao elaborar esta questão, não observamos que o termo "eletrólito inerte" poderia induzir os alunos a responderem que não haverá reação, desconsiderando o efeito do eletrólito, também conhecido como efeito salino. Neste caso, observamos que apenas uma aluna na avaliação inicial e na avaliação final, considera que o NaCl pode influenciar na solubilidade de $BaSO_4$.

> *"a adição de NaCl perturba o equilíbrio na medida que requer moléculas de água para deslocá-las. Isso diminui a oferta de H^+ e OH^- em solução o que diminui a solubilidade do sal $BaSO_4$"[A18$_i$]*
>
> *"NaCl consome moléculas de H_2O para dissociar-se e ficar na forma solvatada, diminui Ba^{2+} e SO_4^{-2}, equilíbrio se desloca para a direita." [A18$_f$]*

Observamos que mesmo sendo discutido o efeito salino em sala de aula, ao considerar no exercício dado que o NaCl é um eletrólito inerte ao equilíbrio a maioria dos alunos desconsidera este efeito.

5.3 Da Química Geral à Química Analítica: As dificuldades conceituais e concepções alternativas observadas.

Consideramos todas as respostas dadas na avaliação inicial e final das duas disciplinas, já discutidas nos itens (5.1 e 5.2), e buscamos resumir na tabela abaixo (TABELA 10) quais as dificuldades conceituais ou concepções alternativas que surgiram na análise de cada questão. Elas foram divididas em três categorias que agrupam as dificuldades conceituais e concepções alternativas relacionadas as: i) Caracteristicas gerais do sistema em equilíbrio químico; ii) Caracteristicas gerais do sistema em equilíbrio químico ácido base e iii) Conceitos que utilizamos no estudo de equilíbrio Químico

Tabela 10 - As dificuldades conceituais ou concepções alternativas

Categorias	Dificuldades conceituais e concepções alternativas	A I	A F
Caracteristicas gerais do sistema em equilíbrio químico	Equilíbrio Químico visto como igualdade	X	
	Equilíbrio visto como um pêndulo	X	
	Idéia de reagente limitante	X	
	Constante de equilíbrio indica uma concentração	X	
	Constante de equilíbrio indica um valor da velocidade da reação	X	
	Não consideram a influência da temperatura na constante de equilíbrio químico.	X	X
	Aplicação indiscriminada ou inapropriada do Princípio de Le Chatelier	X	X
	Não consideram todos os fatores que afetam o equilibrio	X	X
Caracteristicas gerais do sistema em equilíbrio químico ácido base	Reações de neutralização geram pH neutro	X	X
	Reação de ácido base é uma reação de neutralização	X	X
	Reacão de neutralização formam sal e água	X	X
	Confusões nos modelos que definem ácido e base	X	X
	Confusões no modelo de Bronsted – Lowry para como uma solução tampão é preparada.	X	X
	Visão simplificada da solução tampão, sem relacionar com os equilíbrios químcos envolvidos	X	X
	Função do tampão relacionando ao termos estabilizar e neutralizar	X	
	Não relacionam K_a e K_b com K_w e não destacam sua importância	X	X
Conceitos que utilizamos no estudo de EQ	Confusão com os conceitos dissociação ou ionzação	X	X
	Não consideram o efeito salino no equilíbrio químico	X	X

Observamos que, apenas algumas das dificuldades relacionadas as características gerais do sistema em equilíbrio químico não aparecem na avaliação final indicando uma importante mudança na aprendizado conceitual.

No entanto, muitas das dificuldades são encontradas também na avaliação final, o que sugere que estas dificuldades permanecem mesmo após a instrução, sendo importante então, que estas questões que se mostram mais resistentes à mudanças, precisam ser retomadas e observadas em outras etapas do curso de graduação.

5.4 Da Química Geral à Química Analítica: Quais as modificações que ocorrem nas concepções de um aluno a medida que ele avança no estudo do tema Equilíbrio Químico?

Neste estudo consideramos as respostas de um aluno que participou de todas avaliações ao longo das duas disciplinas, este aluno foi escolhido aleatoriamente dentro de um grupo de 9 alunos que responderam a todas avaliações.

Para analisar como o aluno responde aos conceitos ao longo das duas disciplinas agrupamos as questões de todos os testes em ordem de aplicação, por conceitos, conforme organizado no quadro abaixo.

CONCEITOS INVESTIGADOS	Disciplina_Avaliação_Questão
1. Modelos que descrevem e caracterizam o equilíbrio químico	QGII_AI_Q1
	QGII_TP1_Q3
	QGII_AF_Q1
2. Análise de uma mistura reacional até atingir/identificar o equilíbrio químico.	QGII_AI_Q2
	QGII_TP1_Q2
	QGII_TP2_Q1
	QGII_AF_Q2
3. A constante de Equilíbrio Químico (K)	QGII_AI_Q3
	QGII_AF_Q3
4. Modelos que descrevem os ácidos e as bases, e sobre força de ácidos e bases	QGII_TP3_Q1
	QGII_TP4_Q1a.b.c.d.e
	QAI_AI1_Q1a.b.c.
	QAI_AI1_Q2
	QAI_AI2_p1_Q1
	QAI_TP1_Q1_Q2a.b._Q3a.b.
	QAI_TP2_Q2_Q3
	QAI_AF_Q1
5. As constantes de equilíbrio químico K_w, K_a e K_b.	QGII_TP3_Q3_Q4_Q5
	QGII_TP4_Q3
	QAI_AI2_p1_Q2
	QAI_AF_Q2
6. Solução tampão	QA_AI2_p2_Q1
	QAI_AF_Q2
7. As possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico	QGII_AI_Q4
	QGII_TP2_Q2_Q3a.b.c.
	QGII_TP3_Q2
	QGII_TP6_Q1_Q2_Q3_Q4
	QGII_AF_Q4
	QAI_AIp3_Q2
	QAI_TP1_Q4
	QA_AF_Q4

A leitura dos dados foi feita em conjunto com o áudio das aulas, com os slides utilizados pelos professores durante as disciplinas, os livros de referência das duas disciplinas (ATKINS & JONES, 2001 e SKOOG, *et al.*, 2006), de modo a estabelecer uma triangulação dos dados. A discussão é apresentada incluindo os dados obtidos em outras pesquisas sobre a aprendizagem do tema, afim de propiciar uma reflexão sobre a aprendizagem dos conceitos em questão.

Na sequência discutiremos como cada conceito investigado foi trabalhado ao longo das duas disciplinas e como o aluno respondeu às questões sobre o determinado conceito. O objetivo deste estudo é promover uma reflexão sobre como os conceitos são aprendidos ao longo das aulas. Será que ao aprofundar os estudos em novas disciplinas da química, o aluno relaciona com o que já foi aprendido? Há uma mudança nas concepções do aluno? As concepções alternativas e dificuldades conceituais dão lugar a uma concepção cientificamente correta?

5.4-1 Modelos que descrevem e caracterizam o equilíbrio químico

Conceito investigado	Questões analisadas
1. Modelos que descrevem e caracterizam o equilíbrio químico	QGII_AI_Q1
	QGII_TP1_Q3
	QGII_AF_Q1

Referente às questões que tratam do uso de modelos para descrever o equilíbrio químico, a primeira questão foi aplicada na avaliação diagnóstica, QGII_AI_Q1, solicitamos que ele caracterizasse um sistema em equilíbrio químico do ponto de vista macroscópico e microscópico.

> "*Equilíbrio químico é um equilíbrio alcançado quando reagentes e produtos formam-se na mesma quantidades*[1] *em uma reação química. Reagentes são os 'ingredientes' da reação, são as substancias que ao reagirem podem ou não formar produtos, que são o resultado da reação dos reagentes. Uma reação é dita reversível quando, após o equilíbrio, a partir dos produtos, pode-se regressar aos reagentes, caracterizando a reação inversa*[2]*. A concentração das substancias influi no equilíbrio, podendo deslocá-lo no sentido dos produtos ou reagentes. Reação direta é aquela que ocorre no sentido de formação dos produtos, a composição de uma reação indica o que está sendo reagido nela. A direção da reação depende de como o equilíbrio é afetado."*

Observamos na transcrição da resposta, feita acima, que ele não define o equilíbrio químico identificando aspectos macroscópicos e microscópicos. Mas destaca corretamente as características, reversibilidade e a dinamicidade. Entretanto, ele

também apresenta algumas concepções alternativas, como sugerem os trechos sublinhados, a concepção do equilíbrio químico como uma igualdade de quantidades entre produtos e reagentes[1] e a concepção do equilíbrio como um pêndulo[2]. Ele relaciona a mudança na concentração como uma forma de mudar o sentido da reação, mas não cita a relação da temperatura no equilíbrio químico, o que sugere uma falta de domínio dos aspectos termodinâmicos e cinéticos que definem o equilíbrio químico. Consideramos que as concepções deste aluno são oriundas do contexto do ensino médio, refere-se àquilo que o aluno sabe antes da professora iniciar a discussão sobre as alterações promovidas num sistema em equilíbrio químico.

Na primeira aula de Química Geral II sobre o tema equilíbrio químico, a professora apresenta um exemplo de reação completa, $Mg + ½O_2 \rightarrow MgO$ e constrói um modelo que descreve as hipóteses assumidas e as evidências experimentais de uma reação irreversível, e contrapõe a um exemplo de reação incompleta, que é apresentado a partir de uma experimentação feita em aula, utilizando três vidros de relógios sobre o retroprojetor. A reação explicada trata da reação de ferro e tiocianato, $Fe^{3+}(aq) + 6\ SCN^-(aq) \rightarrow [Fe(SCN)_6]^{3-}(aq)$. A professora inicia colocando em cada vidro de relógio um reagente e vai construindo o experimento a partir de perguntas. Em um recipiente está a solução de ferro, no outro, uma solução de tiocianato e no terceiro a mistura, e discutem a diferença de reações completas e incompletas [Slides 1 a 3 – Aula 01 - Áudio de 02m57s – 18m25s].

Na seqüência apresenta a reação de equilíbrio $2\ NO_2 \Leftrightarrow N_2O_4$, neste exemplo a professora começa fazendo uma análise da reação, *"Quem tá reagindo? Com quem tá reagindo? E como estão reagindo?"*. A professora apresenta o slide 04 e questiona aos alunos *"O que é dimeriza?"*. Os alunos respondem baixo, como se estivessem murmurando e não é possível entendê-los. A professora ainda espera uma resposta por alguns segundos, mas eles não se manifestam então, a professora segue explicando, e questiona: *"Por que ele faz isso?"* e explica que NO_2 tem uma estrutura de ressonância, e novamente pergunta aos alunos *"O que é uma estrutura de ressonância?"* [T~20m02s]. Um aluno responde: *"São estruturas que se alternam?!"*, mas ele fala muito baixo eu observo e anoto, mas a professora não ouve, e segue explicando. A professora discute alguns conceitos sobre a geometria da molécula e na sequencia o porque o NO_2 tende a se dimerizar. Então, ela pergunta, *"Essa reação é endotérmica ou exotérmica?"* e discute alguns parâmetros termodinâmicos, energia

livre de Gibbs e entalpia, segue discutindo o efeito da temperatura e conclui num modelo no qual a reação é reversível, mostrando um quadro que resume e diferenciam as reações irreversíveis de reações em equilíbrio químico [Slides 4 a 6 – Aula 1 – Áudio 18m25s – 27m08s].

A professora começa a explicar o equilíbrio químico com mais detalhes. A reação escolhida foi a da formação da amônia na qual a professora inicia a discussão a partir do rendimento da reação. O primeiro conceito apresentado é o caráter dinâmico do equilíbrio químico. Ela pergunta aos alunos *"o que acontece com a velocidade de reação no equilíbrio químico?"*, os alunos prontamente respondem que não se alteram mais, ou seja $v_1 = v_2$. A professora então apresenta um modelo que explica o equilíbrio químico, destacando a igualdade das velocidades das reações opostas, o caráter dinâmico do equilíbrio químico (nível microscópico e macroscópico). E define a importância de estudar o sistema em equilíbrio químico [Slides 7 a 11 – Aula 1 – Áudio 27m09s – 31m19s]. Ela retoma a reação de $N_2O \Leftrightarrow 2NO_2$ e a partir do gráfico representado a professora faz a leitura de como a reação está ocorrendo. Este gráfico apresenta duas regiões, e a professora pede que eles expliquem que regiões são essas, os alunos respondem que uma região é o ponto onde as concentrações são iguais e a outra o momento de equilíbrio químico. Então a professora pergunta, *"o que quer dizer este ponto onde as concentrações são iguais?*" Eles ficam em silêncio, observo que eles parecem ficar na dúvida e um aluno fala bem baixo para um colega *"é o equilíbrio?!"*. Neste instante a professora ressalta que este ponto não quer dizer nada, é apenas um instante do gráfico. O ponto mais importante é este no qual as concentrações não variam mais, que então se define o equilíbrio químico. A professora pergunta: *"Que evidência deste gráfico suportam o modelo de equilíbrio dinâmico?"* mas, os alunos ficam em silêncio. A professora insiste que eles respondam alguma coisa. Então um aluno responde: *"A presença de reagentes e produtos?"*. A professora refaz a pergunta: *"Mas, graficamente como comprovar que a reação é dinâmica?"*. Os alunos ficam em silêncio, então ela responde: *"nenhuma, esse modelo se sustenta a partir de associações de evidências que não somente gráfica. Um exemplo de mostrar isso é a variação da temperatura"* [Slides 12 e 13 – Aula 1 – Áudio 31m19s – 35m10s].

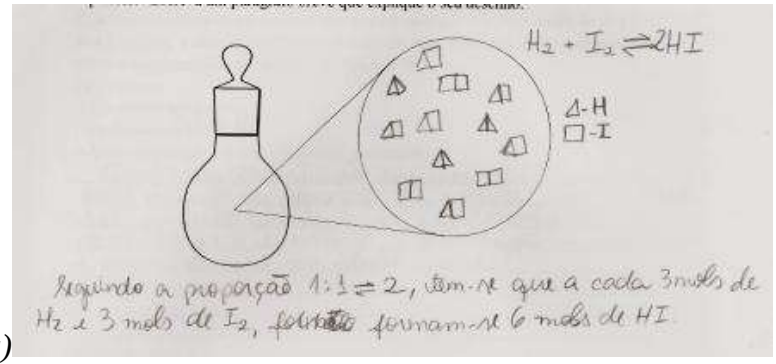
A professora trata da Lei de ação das massas e mostra que partindo das diferentes concentrações o mesmo K é encontrado. Na sequência a professora objetiva construir o modelo que explica o equilíbrio químico a partir do ponto de vista cinético e

termodinâmico. Como a professora trata da Lei da velocidade e da constante de equilíbrio ela diferencia k (pequeno) de K (grande), e neste instante os alunos observam atentamente a explicação da professora, um silêncio toma conta da sala e apenas o discurso da professora se destaca, eles parecem ouvir isto pela primeira vez. A professora conclui a explicação perguntando *"Então é isso, OK?"* Alguns alunos fazem um sinal de sim com a cabeça e outros se mantém em silêncio, então a professora segue explicando. Na sequência, a professora apresenta um gráfico que trata do progresso da reação do ponto de vista termodinâmico, a partir da análise da energia livre de Gibbs [Slide 14 a 17 – Aula 01 – Áudio 35m10s – 45m37s].

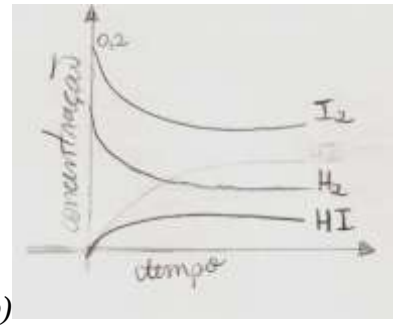
A partir de uma reação hipotética ela estabelece a reação do equilíbrio, $aA + bB \Leftrightarrow cC + dD$, identificando a constante de equilíbrio a partir da equação química. Com o exemplo da reação $2SO_2(g) + O_2(g) \Leftrightarrow 2SO_3(g)$, partindo de diferentes composições (concentrações) para uma mesma temperatura, obtém-se o mesmo K_c. E graficamente ela mostra que o equilíbrio químico pode ser alcançado a partir de qualquer direção, mantendo sempre as mesmas proporções das substâncias na condição de equilíbrio químico. Nesse slide uma aluna pergunta como que se resolve o problema da mesma proporção independente da concentração em um processo industrial. A partir desta questão a professora explica a constante de equilíbrio químico, que varia com a temperatura, é dada, normalmente usando os menores coeficientes estequiométricos e multiplicá-los por um fator vai alterar o valor de K [slide 18 a 22 – Aula 01 – Áudio 45m38s]. Ela apresenta os problemas típicos de equilíbrio e segue dando o primeiro exemplo, ela sugere que eles resolvam em um minuto e meio, e eles, conversando entre si iniciam a resolução do exercício. [Slide 23 e 24 – Aula 01 – Áudio 49m30s – 56m45s]. A professora inicia a resolução do exemplo 1 (slide 24) no quadro, montando tabelas que representam a reação no início, durante (variação) e no equilíbrio químico. A partir disto a professora dá um novo tempo para que eles calculem novamente. Ela volta a resolver o exercício no quadro e depois apresenta explicando passo a passo [Slide 24 a 29 – Aula 01 – Áudio 56m46s – 62m56s]. A professora dá um segundo exemplo, conhecendo as concentrações iniciais e a constante de equilíbrio químico, pergunta-se qual a composição da mistura no equilíbrio e pede para que eles resolvam. Após cinco minutos ela inicia a resolução no quadro, completando a tabela que descreve o sistema até o equilíbrio. Ela segue explicando passo a passo a questão no quadro [slides 30 a 34 – aula 01 – Áudio 63m01s – 79m34s].

Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 1 que buscou identificar como os alunos compreendem as características de um sistema em equilíbrio químico, suas representações macroscópicas e microscópicas e a relação entre Q e K (APÊNDICE B). A terceira questão desta avaliação, itens a e b, trata da representação microscópica e gráfica de um sistema em equilíbrio químico gasoso entre o hidrogênio, iodo e o ácido iodídrico.

a)



b)



Observamos na representação do aluno (acima), que ele considera a proporção entre as substâncias envolvidas dada por uma equação química balanceada. Entretanto, deve-se atentar pois, ao representar microscopicamente um ponto qualquer da reação em equilíbrio, ele mostra 3 moléculas de H_2, 3 moléculas de I_2 e 6 moléculas de HI, o que pode sugerir uma confusão entre moléculas e mols.

No gráfico, o aluno representa no eixo y, a concentração das espécies, considerando que I_2 é maior que H_2 e que as concentrações diminuem com o tempo até um instante em que permanecem constantes, também observamos na representação que HI inicia em zero e aumenta com o tempo, ficando constante após um determinado tempo. Ele não destaca o ponto de equilíbrio químico, mas mostra que após um tempo as concentrações ficam constantes, e não necessariamente iguais.

Nas demais aulas, observamos que a professora sempre discutia os aspectos gerais que definem o estado de equilíbrio químico, buscando sempre representá-lo a partir de equações químicas e descrevê-los.

Na avaliação final, QGII_AF_Q1, solicitamos novamente que ele caracterizasse um sistema em equilíbrio químico do ponto de vista macroscópico e microscópico.

> *"Diz-se que um sistema atinge o equilíbrio químico quando a reação química chega a um ponto em que as concentrações dos reagentes e produtos permanecem constantes e a velocidade da reação direta e inversa é a mesma. Em um equilíbrio químico, a reação não para, ela continua ocorrendo, mesmo que tal fato não seja perceptível, macroscopicamente, apenas microscopicamente. O equilíbrio químico pode estar mais deslocado para o sentido dos produtos ou dos reagentes, demonstrando o quão longe vai a reação."*

Observamos que as concepções alternativas identificadas na avaliação inicial não aparecem, inclusive o aluno passa a definir as concentrações de reagente e produtos constantes no equilíbrio químico. O mesmo ocorre com concepção de equilíbrio como pêndulo, onde aluno passa a descrever o equilíbrio de forma dinâmica. Além disso, ele destaca aspectos cinéticos para determinar o equilíbrio químico e define o equilíbrio químico identificando os aspectos macroscópicos e microscópicos.

5.4-2 Análise de uma mistura reacional até atingir e identificar o equilíbrio químico.

Conceito investigado	Questões analisadas
2. Análise de uma mistura reacional até atingir e identificar o equilíbrio químico	QGII_AI_Q2
	QGII_TP1_Q2
	QGII_TP2_Q1
	QGII_AF_Q2

As concepções dos alunos sobre a análise do sistema até atingir o equilíbrio químico, foram investigadas na QGII_AI_Q2, já discutimos esta questão de forma geral no item, 5.1-2 Predições acerca de uma mistura reacional que ainda não atingiu o equilíbrio químico, nesta questão, perguntamos como se pode saber se um sistema atingiu ou não o estado de equilíbrio químico, e caso um sistema ainda não tenha atingido o equilíbrio químico como é possível prever a extensão da reação. Abaixo transcrevemos a resposta do aluno.

> *"O sistema tem seu estado de equilíbrio atingido quando reagentes e produtos encontram-se com concentrações fixas. Cada equilíbrio tem sua 'constante de equilíbrio (K), calculada a partir da expressão matemática:* $K = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$ *para: aA + bB ⇔ cC + dD. A ação de fatores durante uma reação pode agir na direção de formação de mais produtos ou reagentes, segundo o princípio de Le Chatelier. A ação de um fator externo a um equilíbrio tende a deslocar o equilíbrio no sentido de minimizar essa ação. Esses fatores que interferem no equilíbrio, são por exemplo: variação da concentração, da pressão, temperatura."*.

Observamos na resposta que ele considera que pode saber se o sistema atingiu o equilíbrio quando as concentrações são fixas, apresenta a aplicação direta da expressão da constante de equilíbrio (K) relacionando-a com uma equação química hipotética. E para prever a extensão da reação ele aplica o Principio de Le Chatelier, o que sugere uma dificuldade em compreender as condições na qual o principio deve ser utilizado, já que neste caso estamos analisando um sistema que ainda não atingiu o equilíbrio químico. No caso ele não considera a Lei de ação das massas, e o coeficiente da reação (Q) para analisar o sistema que ainda não atingiu o equilíbrio químico. Consideramos que as concepções deste aluno nesta questão são oriundas do contexto do ensino médio, refere-se àquilo que o aluno sabe antes da professora iniciar a discussão sobre as alterações promovidas num sistema em equilíbrio químico.

Na primeira aula sobre equilíbrio químico a professora se preocupa principalmente em definir os modelos que o explicam, e não trata da análise da evolução de um sistema até atingir o equilíbrio, relacionando com o coeficiente de reação, como previsto no plano de aula inicial. No final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 1, e a segunda questão desta avaliação trata da análise de um sistema, para verificar se o mesmo encontra-se em equilíbrio químico, fornecemos as concentrações das espécies e o valor da constante.

> "*Segundo o principio de Le Chatelier, uma alteração em um sistema em equilíbrio tende a ser minimizado deslocando-se o equilíbrio para o lado contrário à alteração, logo a adição de excesso de A, deslocará o equilíbrio no sentido da formação de B".*

Como já era esperado, pois a abordagem da comparação entre Q e K para análise de um sistema não foi feita ainda em aula, ao ser questionado sobre a análise de uma mistura reacional, novamente o aluno utiliza diretamente a expressão da constante de equilíbrio para prever se o sistema atingiu ou não o equilíbrio químico, e justifica que o sistema não estará em equilíbrio e vai se deslocar no sentido da formação de B, pois segue o principio de Le Chatelier, mantendo as concepções alternativas já identificadas na avaliação inicial.

Na segunda aula a professora discute os equilíbrios heterogêneos e o significado da constante de equilíbrio químico. Ela segue explicando o significado da constante de equilíbrio químico, e então questiona, *"ela pode dizer se uma reação está em equilíbrio (falando sobre K) e se não estiver, pode dizer em que direção prossegue?"*, e pede para que os alunos resolvam o exemplo. Então a professora pergunta *"Como eu sei que a reação esta em equilíbrio?"* Ela mesma responde: *"quando Q é igual a K e quando com o tempo não mudarem mais as concentrações"* e discute com a turma que o coeficiente de reação é que nos diz sobre a direção da reação química e mostra uma representação gráfica, da relação entre K e Q na previsão da direção da reação n-butano ⇔ iso-butano. [Slides 10 a 17 – Aula 02 – Audio 15m51 – 26m47s]. A professora propõe fazer algumas contas, e mostra o exercício 1, uma mistura de hidrogênio, iodo e iodeto de hidrogênio. Durante a resolução deste exercício uma aluna pergunta *"Se Q é igual a K e se isso é igual a 1 significa que está em equilíbrio total?"* A professora fala que não, e explica novamente, mas a aluna não fica convencida e a professora apresenta outros exemplos. A aluna ainda não entende, então a professora insiste e apresenta o gráfico do slide 12 (aula 1). Aí sim a aluna conclui:

"então as concentrações não precisam ser iguais, apenas constantes.". Observamos no áudio que uma outra aluna também ressalta a compreensão *"Professora então o valor das concentrações não precisam ser iguais, mas para estar em equilíbrio precisam ser constantes*". A professora responde concorda e segue a aula [Slide 18 – Aula 02 – Áudio 26m50 – 41m45s].

Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 2, que versou sobre alterações no sistema em equilíbrio químico (princípio de Le Chatelier), relação entre Q e K. A primeira questão desta avaliação, QGII_TP2_Q1, tratamos novamente da análise de uma mistura reacional, são dadas os valores da constante de equilíbrio em diferentes temperatura para o equilíbrio da reação, $N_2O_4(g) \Leftrightarrow 2\ NO_2(g)$, e a partir de uma composição conhecida prever a mistura reacional.

> *"Como o valor de Q=K na dada temperatura, tem-se que o sistema está em equilíbrio".*

Observamos em sua resposta que o aluno passa a considerar o coeficiente de reação (Q), para prever se um sistema atingiu ou não o equilíbrio químico e também que está diretamente relacionado a uma dada temperatura.

Na avaliação aplicada ao final da disciplina de Química Geral II, segunda questão, QGII_AF_Q2, o conceito foi novamente explorado, e o aluno mostra de maneira articulada, a relação do coeficiente de reação (Q) com a constante de equilíbrio químico (K), para prever se um sistema atingiu ou não o equilíbrio e qual o sentido da mistura reacional.

> "*A partir das concentrações dos reagentes e dos produtos no equilíbrio é possível chegar no valor da constante de equilíbrio (K) da reação, dada por exemplo:* $aA(aq) \Leftrightarrow bB(aq) + cC(aq)$
>
> $K=[B(aq)]^b . [C(aq)]^c / [A]^a$
>
> *Tendo esse valor em mãos, sabe – se o equilíbrio está deslocado na direção dos produtos* ($K > 1$) *ou na direção dos reagentes* ($K<1$). *Sabendo o valor da constante de equilíbrio é possível dizer se o sistema atingiu ou não o equilíbrio é possível dizer se o sistema atingiu ou não o equilíbrio a partir do cálculo do quociente de reação (Q), O (Q) é calculado da mesma forma que o K, porém, para situações que podem não ser o equilíbrio. Se* $Q = K$, *o sistema está em equilíbrio, se* $Q < K$, *o sistema ainda não atingiu o equilíbrio e mais produtos serão formados, se* $Q>K$, *o sistema não está em equilíbrio e mais reagentes serram formados. É importante salientar que se o equilíbrio está deslocado no sentido dos reagentes na reação direta* ($K<1$), *na reação inversa o K será* > 1 *e o equilíbrio estará deslocado para os reagentes.".*

5.4-3 A constante de Equilíbrio Químico (K)

Conceito investigado	Questões analisadas
3. A constante de Equilíbrio Químico (K).	QGII_AI_Q3 QGII_AF_Q3

Na QGII_AI_Q3, quando questionado sobre o que era a constante de equilíbrio e como determiná-la, ele responde corretamente considerando que a constante de equilíbrio mede as concentrações de reagentes e produtos em equilíbrio químico e a partir de uma equação química hipotética descreve a expressão da constante de equilíbrio, entretanto, não considera que deve se manter a temperatura constante e nem a influência desta com a constante, também não responde o que seu valor numérico pode nos indicar ou quais são seus possíveis usos.

> "*constante de equilíbrio é uma constante que "mede" em quais concentrações os reagentes estão em equilíbrio com os produtos. Para uma reação do tipo : aA + bB ⇔ cC + dD , tem se que o valor da constante é:* $K = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b}$ ".

Consideramos que as concepções deste aluno nesta questão são oriundas do contexto do ensino médio, refere-se àquilo que o aluno sabe antes da professora iniciar a discussão sobre as alterações promovidas num sistema em equilíbrio químico.

Durante a disciplina de Química Geral II, a professora discutiu o significado da constante de equilíbrio químico (K_{eq}) na segunda aula, relacionando à informações sobre o equilíbrio químico como o grau de reação, a extensão da reação (se favorece produtos ou reagentes), a sua origem termodinâmica e relação com a entalpia e energia livre de Gibbs [slides 4 a 9- Aula 02 – Áudio 08m39s – 15m49s].

Na avaliação final QGII_AF_Q4, o aluno passa a definir a constante de equilíbrio em termos de extensão da reação, destacando o que seu valor numérico pode nos indicar e quais são seus possíveis usos, além de descrever a expressão da constante de equilíbrio, a partir de uma equação química hipotética.

> "*A constante de equilíbrio é um valor que define a "magnitude" da extensão da reação, definido se o equilíbrio está deslocado para o "lado" dos produtos ou dos reagentes na reação direta. A constante de equilíbrio (K) pode ser determinada a partir dos valores das concentrações dos reagentes e produtos ao se atingir o equilíbrio. Para tal usa – se a expressão matemática da constante de equilíbrio dada por: Ex: aA(aq) ⇔ bB(aq) + cC(aq)*
>
> $K=[B(aq)]^b\,[C(aq)]^c / [A(aq)]^a$ *(1)*
>
> *Seu valor numérico serve para nos indicar desde a extensão da reação até a concentração dos produtos e/ou reagentes ao atingir – se o equilíbrio."*

5.4-4 Modelos que descrevem os ácidos e as bases, e sobre força de ácidos e bases

Conceito investigado	Questões analisadas
4. Modelos que descrevem os ácidos e as bases, e sobre força de ácidos e bases	QGII_TP3_Q1
	QGII_TP4_Q1a.b.c.d.e
	QAI_AI1_Q1a.b.c.
	QAI_AI1_Q2
	QAI_AI2_p1_Q1
	QAI_TP1_Q1_Q2a.b._Q3a.b.
	QAI_TP2_Q2_Q3
	QAI_AF_Q1

Para explicar equilíbrios químicos do tipo ácido base é fundamental que o aluno transite com facilidade entre os modelos de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis, que definem ácidos e bases, indicando suas aplicações e limitações. Durante a disciplina de Química Geral II, a professora inicia a discussão sobre equilíbrio ácido base na terceira aula, dando sequência, na quinta, sexta e sétima aula. Na terceira aula, o primeiro modelo apresentado pela professora para iniciar a discussão sobre equilíbrio ácido base é o modelo de Arrhenius e a partir da limitação deste modelo, a professora apresenta o modelo de Bronsted-Lowry, mostrando as características de transferência de prótons e formação do par ácido/base conjugada, que descrevem o modelo. A professora destaca que as definições de ácidos e base não são absolutas, utilizando a água como exemplo de uma espécie anfiprótica [Slides 01 a 11 – Aula 03 – Áudio 25m18s – 48m38s]. A professora segue explicando sobre força de ácidos e bases, constantes de dissociação, trabalha com os alunos os cálculos de pH de soluções, todas essas explicações tem como modelo ácido base os modelos de Arrhenius e Bronsted-Lowry.

Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 3, e na primeira questão, perguntamos: Por que a água pode ser tanto uma base de Bronsted como uma base de Lewis? A água pode ser um ácido de Brosnted? E um ácido de Lewis? (APENDICE D)

> *"Porque a água pode tanto doar o próton e formar a base conjugada, atuando como ácidos, por exemplo em:* $O_2^- + H_2O \Leftrightarrow 2OH^-$*. Mas ela também pode atuar como uma base, recebendo um próton por exemplo em:* $HCl + H_2O \Leftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$ *e formando o ácido conjugado. Por a água possuir um par de elétrons livres, ela pode receber um próton, atuando como uma base de Lewis."*

Observamos que ele define corretamente o modelo de Bronsted-Lowry, exemplificando e representando um exemplo com a equação química, mas, ao explicar a

água como um ácido de Lewis ele não define corretamente uma base de Lewis, embora até observe que a água possui par de elétrons livres, característica que a define como uma base, ele acaba definindo como base aquela que recebe um próton.

Após apresentar e discutir sobre os modelos ácido – base e de tratar o conceito de equilíbrio químico de uma forma mais qualitativa, na quinta aula, a professora da disciplina de QGII, inicia a discussão sobre forças de ácidos e bases destacando: os valores das constantes de dissociação K_a e K_b, o efeito nivelador do solvente e a estrutura química da substância. Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 4, questionamos sobre os modelos que definem ácidos e bases e também sobre a força de ácidos e bases, comparando diferentes substancias. Nos itens b e d tratamos dos modelos ácido base. QGII_TP4_Q1b, quando perguntado se todo ácido de Brønsted-Lowry também é um ácido de Lewis; o aluno não respondeu, deixando uma interrogação no espaço em branco, o que sugere que ainda tem dificuldades para definir o modelo de Lewis. No item d, TP4_Q1d, que trata do modelo de Bronsted – Lowry, perguntamos se a afirmativa "os ácidos conjugados de bases fracas produzem soluções mais ácidas que os ácidos conjugados de bases fortes." estava correta,

> *"Correta. pois em um ácido forte a tendência é a ionização com perda de H^+, assim sua base conjugada não tem a tendência de receber o H^+, e vice versa."*

Ele concorda com a afirmativa sua justificativa trata do modelo de Bronsted ao definir ácido forte e base conjugada, e relaciona a força do ácido a sua tendência de ionização.

Nos itens a.c.e, tratamos de força de ácidos e base. Observamos que ele concorda com a afirmação do item a, "o HNO_3 é um ácido mais forte que HNO_2", justificando que HNO_3 tem um oxigênio a mais, tornando mais estável. Ele não considera que o HNO_3 é mais forte porque tem um átomo de oxigênio não protonado a mais e consequentemente maior número de oxidação em N.

> *"Correta. Devido a maior quantidade de oxigênios em HNO_3, o que deixa o ânion mais estável".*

No item c, afirmamos que o H_2S é um ácido mais forte que H_2O, e ele erra a resposta embora a sua justificativa gire em torno da polaridade da ligação, que é o que deve ser analisado, entretanto, na justificativa ele considera a ligação H-O é mais polar do que H-S, quando de fato, por ter um raio atômico maior a ligação H-S é mais fraca, portanto, mais forte é o ácido.

"Incorreta. O H_2O é mais forte, pois a ligação H-O é mais polar."

Aqui é importante destacar também que este exemplo foi apresentado no slide 20 e discutido pela professora durante a aula, que precedeu o teste.

No item e, afirmamos que o íon K^+ é ácido em água porque faz com que moléculas de água hidratadas se tornem mais ácidas, a resposta dada por ele também é incorreta, pois ele concorda com a afirmativa.

> *"Correta. Pois tem a tendência a se ligar à hidroxila, diminuindo o pH da solução."*

O que ocorre na verdade é que o K^+ é um cátion de base forte e tem acidez desprezível. Além disso, os íons de metais alcalinos e metais alcalinos terrosos mais pesados não reagem com água e, consequentemente, não afetam o pH, ou também podemos explicar considerando K^+ um ácido de Lewis desprezível por causa de seu raio iônico relativamente grande e a carga positiva baixa o que o tornam ruim em atrair pares de elétrons.

Na sexta aula a professora trata de reações de cátions com água, e questiona porque o nitrato de alumino tem o pH ácido. Após esperar por alguma resposta dos alunos ela fala que *"tem a verr com a possibilidade dos cátions doar elétrons e receber elétrons, tem a ver com a carga dos cátions"* (53m50s). Neste instante a professora introduz o conceito de formação de complexos, que é explicado com modelo de Lewis, entretanto, este modelo não é citado, mas no slide está escrito, "cátions metálicos ácidos de Lewis", a aula tem como foco responder por que os cátions podem alterar o pH, deixando a solução mais ácida, e nos cálculos de pH, e neste caso a professora não enfatiza que neste exemplo há uma mudança no modelo usado para definir ácido e base, mas complementa que na disciplina, compostos de coordenação, estes exemplos serão amplamente discutidos [Slides 05 a 12 Aula 06 – Áudio 49m55s – 59m49s].

A professora segue a aula trabalhando com aspectos quantitativos, discutindo cálculos de K_a a partir do pH, porcentagem de ionização do ácido, discute também da autoprotólise e sua relação com o pH [Slides 13 a 23 – Aula 06 – Áudio 59m51s – 90m31s]. Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 5, entretanto nesta avaliação apenas seis alunos responderam ao teste, portanto não consideramos esta avaliação na análise dos dados. Na sétima aula não foram discutidos os modelos que definem ácidos e base e força de ácido e bases.

Este conceito foi novamente abordado na disciplina de química analítica, mas antes de iniciar a sua discussão nas aulas, aplicamos uma avaliação inicial, dividida em três partes, cada parte aplicada em uma aula.

Na QA_AI.p1_Q1, pedimos que ele definissem os conceitos de ácidos e bases de acordo com os modelos de a) Arrhenius, b)Bronsted – Lowry e c) Lewis. Consideramos que as concepções deste aluno com relação a explicação de modelos ácido base, oriundas do contexto das aulas de Química Geral II, discutidas acima. Observamos que ele define corretamente os conceitos de ácido e base de acordo com os modelo (teorias) de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis.

> *"a) ácidos são as substâncias que em meio aquoso liberam H_3O^+(aq) (hidrônio). Bases são as substâncias que em meio aquoso liberam OH^-(aq) (hidroxila). b) ácidos são substâncias doadoras de prótons e bases são os receptores de prótons; c) ácidos são substâncias doadoras de par de e^- e bases são receptoras de pares de e^-."*

Na segunda questão desta avaliação QAI_AI.p1_Q2 (APÊNDICE H), pedimos para ele definir ácido forte e ácido fraco e mostrar qual é a relação entre estes conceitos com o conceito de equilíbrio químico, e ele o fez relacionando a dissociação à força e esta, ao valor de K_a, relaciona ao equilíbrio químico de forma algébrica, representando a expressão da constante ácida, mas deixa claro que embora saiba a expressão matemática de pKa, ele declara que não sabe exatamente a sua função.

> *"Acido forte é um ácido que se dissocia quase completamente em meio aquosos formando H_3O^+ e uma base conjugada fraca. Apresenta uma constante de dissociação ácida próximo a 1. Acido fraco é aquele que não se dissocia em grande escala quando em meio aquoso – formando H_3O^+ e uma base conjugada forte. Apresenta um K_a baixo e, consequentemente um K_b alto. As constantes estão ligadas ao equilíbrio químico através da expressão: $K_a = [H_3O^+][base conj]/[acido]$. Não lembro exatamente a função do pK_a, $pKa = -log\ K_a$ $pKa = - log\ [H_3O^+].[Base]/[Ácido]$.",*

Na segunda parte da avaliação inicial, QA_AI.p2_Q1 (APÊNDICE I), pedimos que ele descrevesse tudo o que sabia a respeito do equilíbrio ácido base e ele ao descrever, destaca a dinamicidade, o significado da constante de equilíbrio relacionado a força e a extensão da reação, descreve aspectos gerais do modelo de Bronsted-Lowry, e destaca a expressão algébrica da relação entre as constantes de dissociação do ácido e da base e a constante de hidrólise da água. Mas define que reações de neutralização geram pH neutro, esta concepção alternativa não considera que o pH neutro só ocorre quando uma solução aquosa em que as concentrações de H^+ e OH^- são 1,0 x 10^{-7}mol /L.

> *"O equilíbrio ácido-base é um equilíbrio químico dinâmico. As constantes K_a e K_b determinam a força de um ácido e /ou base, em outras palavras, o quanto o equilíbrio está deslocado para os produtos. Ácidos fracos formam bases conjugadas fortes e vice-versa, o mesmo vale para bases formando ácidos conjugados. De acordo com Bronsted, o ácido é o doador de prótons e a base o receptor. As espécies no equilíbrio estão em solução aquosa $K_a \times K_b = K_w = 10^{-14}$. Reações de neutralização geram produtos com pH neutro."*

Nas aulas de Química Analítica, o professor inicia a discussão de equilíbrios ácido base, apresentando questões que são objetivos mínimos de aprendizagem, ele enfatiza que ao final da disciplina os alunos deverão responder com facilidade essas "dúvidas do dia a dia" [Slide 1 a 4 – Aula 01 – Anexo 2]. Logo a primeira pergunta já relaciona a definição de ácidos e base e evolução das teorias envolvidas. E da mesma forma que foi apresentado na disciplina de química geral, o professor de analítica, trata primeiramente o modelo de Arrhenius e a partir da limitação deste modelo, ele apresenta o modelo de Bronsted-Lowry, fundamentado pela transferência de prótons, formação do par ácido/base conjugada, discute força de ácidos e bases relacionada ao grau de ionização (α) e constante de ionização do ácido (K_a), relaciona a estrutura molecular e força de ácido e bases e finaliza a discussão sobre modelo de Bronsted-Lowry definindo espécies anfóteras. Ele finaliza a abordagem sobre modelos ácido base, apresentando o modelo de Lewis, que define ácido e base a luz da transferência de pares de elétrons [Slides 5 a 28 – Aula 01]. Ao total, foram doze aulas de Química Analítica que trataram de sistemas em equilíbrio químicos, a disciplina foi dividida em duas partes, química analítica qualitativa e química analítica quantitativa, ambas discutem princípios teóricos e práticos das análises químicas. Sempre que possível o professor relacionava os modelos envolvidos, por exemplo na aula 3, ele explica sobre a limitação do modelo de Arrhenius, explicando que a reação da amônia em água, resultava em um pH alto, mas a partir do modelo de Arrenhius isso era impossível de explicar pois na reação não tem a espécie OH^-, que caracteriza uma base. E só depois, com o modelo de Bronsted-Lowry foi possível explicar este comportamento básico da amônia. Neste instante ele destaca a importância do uso de modelos e da sua compreensão para aprendizagem dos conceitos químicos envolvidos, e sendo a química uma ciência experimental, a proposta de modelos para explicar as observações experimentais é fundamental, e a busca e estudo para propor novos modelos é o que caracteriza a evolução da ciência.

Na QAI_TP1, aplicado ao final da aula 07, a primeira questão trata do conceito de força de ácidos e bases. Perguntamos "Por que uma solução aquosa de HCl 0,1 M tem pH igual a 1, enquanto uma solução de CH_3COOH (ácido acético – Hac), também 0,1 M tem pH 2,87?". Abaixo a resposta dada pelo aluno.

> *"para obter-se o valor do pH, deve-se calcular o -log $[H^+]$. Para a solução de HCl esse valor corresponde a um pH pois ele está completamente dissociado em H^+ e Cl^-; enquanto o HAc não, para descobrir seu pH, deve-se usar K_a, pois ele não está completamente dissociado."*

O principal objetivo nesta questão era ver se ele relaciona o valor de pH à força do ácido, e observamos que o aluno, relaciona o valor do pH a dissociação do ácido forte HCl, e o valor de pH do ácido fraco à sua constante de ionização ácida (K_a), a palavra "força" do ácido não aparece na sua resposta.

Na QA_AF_Q1 retomamos a questão 1 aplicada na avaliação inicial, onde solicitamos que ele descrevesse tudo o que sabia sobre o equilíbrio ácido e base ele destaca aspectos gerais que definem o equilíbrio químico, aspectos referentes a força de ácidos e base, explica utilizando as caraterísticas de um ácido base de Bronsted –Lowry e relaciona de maneira quantitativa com a constante de equilíbrio (K_a).

> *"Os ácidos podem ser definidos como ácidos fortes e ácidos fracos. Os ácidos fortes são aqueles que estão completamente dissociados em solução aquosa e formam base conjugada fraca quando dissociados. Os ácidos fracos são ácidos que não estão dissociados em solução aquosa. Sua força pode ser predita através da constante dissociação ácida, calculada através do equilíbrio químico, $K_a = [H^+][A^-]x[HA]^{-1}$; Formam uma base conjugada forte. Os mesmos conceitos se aplicam quando as bases estão em questão. Todo o equilíbrio químico é dinâmico. Ácidos são doadores de prótons e bases receptoras. $pK_a = -\log K_a$. Reações entre ácido e base podem ser de neutralização segundo a reação $H^+ + OH^- \Leftrightarrow H_2O$. "* .

5.4-5 As constantes de equilíbrio químico K_w, K_a e K_b.

Conceito investigado	Questões analisadas	Tipo da questão
5. As constantes de equilíbrio químico K_w, K_a e K_b	QGII_TP3_Q3_Q4_Q5	Qualitativa/quantitativa (uso do K_w para cálculos de pH)
	QGII_TP4_Q3	Quantitativa
	QAI_AI2_p1_Q2	Qualitativa
	QAI_AF_Q2	Qualitativa

Na terceira aula, após explicar reações ácido base de Bronsted Lowry, a professora da disciplina de Química Geral II, discute a reação de autoprotólise da agua, chegando a constante de equilíbrio K_w, o produto iônico da água $[H_3O^+]$ x $[OH^-]$. Então, ela pede que eles resolvam os exemplos do slide 14, calcular as molaridades de H_3O^+ e OH^- em diferentes soluções as 25°C. Na sequência, discute a importância da constante de autoprotólise da água na construção de escalas de pH [Slides 13 a 18 – Alua 03 – Áudio 48m39s – 70m51s].

Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 3, e as questões três, quatro e cinco, tratam das constante de equilíbrio químico. Na QGII_TP3_Q3, solicitamos que ele respondesse o pH da água a 50 °C, observamos que aluno aplica corretamente a expressão matemática de K_w para calcular e obter a $[H_3O^+]$ e na sequencia calcular o pH.

> *"Para K_w = 5,5 x 10^{-14}, $[H_3O^+] = [H_3O^+] = \sqrt{5{,}5 \cdot 10^{-14}} = 2{,}34 \times 10^{-7}$; pH = -log 2,34 x 10^{-7} = 6,63; pH à 50°C=6,63".*

E na QGII_TP3_Q4, pedimos que ele explicasse a mudança no pH da água com o aumento na temperatura, na sua resposta o aluno explica a mudança do pH de acordo com a temperatura, pois esta afeta o K_w ,que afeta a $[H_3O^+]$.

> *"O aumento da temperatura altera a Kw, e consequentemente a concentração de H_3O^+, que é utilizada para o calculo do pH."*

Embora ele esteja correto ao relacionar a influência da temperatura com o K_w, ele não considera nenhum fator termodinâmico para explicar sua resposta e relacionar a dependência de K_w com temperatura considerando que a autoionização é endotérmica.

Na QGII_TP3_Q5, exploramos novamente o aspecto quantitativo, o cálculo do pH de uma solução 0,10 mol/L $Cr(NO_3)_3$ a 25°C. Para responder a esta questão, deve-se observar que se trata de um cálculo de pH para bases e ácidos fracos, desta

forma, deve primeiramente calcular a concentração e depois aplicar na fórmula do pH, no entanto observamos que o aluno aplica direto a expressão para calcular pH=-log[H^+], sem considerar o equilíbrio de hidrólise, chegando a um resultado incorreto.

> *"Visto que a equação está balanceada, então, 0,10mol de $Cr(NO_3)_3$ formam 0,10 mol de H^+. O pH é calculado por –log[H^+] = -log[0,1] = 1".*

A constante de dissociação de ácidos e base é apresentada no inicio da quinta aula, e a professora relaciona seu valor à força do ácido ou base. E então, propõe exercícios no qual os alunos devem escrever a equação do equilíbrio químico, a expressão matemática para a constante de acidez, identificar a base conjugada e escrever sua constante de basicidade, então pergunta quanto vale K_a x K_b, e os alunos chegam a K_w [Slides 4 a 8]. Observamos que o tratamento das constantes K_a, K_b e K_w, é feita principalmente de forma quantitativa, a fim de encontrar molaridades, concentrações de H_3O^+ e OH^- , e valores de pH e pOH. No livro didático, "Química a Ciência Central" o mesmo tratamento é dado, o produto iônico da água é definido [item 16.3 - Auto – ionização da água, pag. 571], onde o autor destaca que como a auto-ionização da água é um processo em equilíbrio químico, podemos usar a constante de equilíbrio para ela, e então usamos o símbolo K_w para representar a constante de equilíbrio, que é chamada de produto iônico da água, e representada pela equação $K_w=[H_3O^+][OH^-] = 1{,}0x10^{-14}$ a 25°C, e enfatiza que *"essa expressão da constante de equilíbrio e o valor de K_w, a 25°C são extremamente importantes; você deve memorizá-los*". Além disto, o autor destaca que existe uma relação, muito importante que pode ser usada para determinar o pH de uma solução de sal, K_a x K_b = K_w, entre K_a e K_b de qualquer par ácido-base conjugado. No item 16.8 – Relação entre K_a e K_b, pag. 589, o autor discute novamente a relação entre as constante de equilíbrio ácido e base, e o produto iônico da água, como um maneira quantitativa de mostrar que os ácidos fortes tem bases conjugadas mais fracas, pois *"a medida que a força de um ácido aumenta (maior K_a), a força de sua base conjugada deve diminuir (menor K_b) de tal forma que o produto K_a x K_b seja igual a 1,0 x 10^{-14} a 25°C".* Desta forma podemos calcular K_b para qualquer base fraca se conhecemos K_a para seu ácido conjugado (BROWN, 2007).

Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 4 e a terceira questão deste teste explora o domínio de aspectos quantitativos, para completar em uma tabela os valores de [H^+], [OH^-], pH, pOH. Embora o aluno acerte todos os resultados e complete corretamente a tabela, ele não mostra os cálculos realizados.

Na QAI_AI2p1_Q2, o objetivo foi investigar quais as definições dadas para as constantes K_w, K_a, K_b, e a relação entre elas destacando a importância deste conceito para a química. Observamos que na resposta ele define K_w em termos numéricos, relacionando ao pH, também de forma algébrica. Ele relaciona as concentrações de H_3O^+ e OH^- para a determinação do pH, e a força do ácido e bases com K_a e K_b, além de, destacar a autoprotólise.

> "*Produto iônico da água é o produto entre o K_a e K_b, igual a 10^{-14}. Esse valor denota o pH neutro, pois – log[conc.] = 7= pH. A concentração de íons H_3O^+ e/ou OH^- são fatores determinantes na determinação do pH. Ácidos fracos possuem K_a baixo e bases fracas, K_b baixa. Autoprotolise é a influência que a água pode vir a ter no pH, pois altera a concentração das espécies em solução."*

Na avaliação final, QAI_AF_Q2, observamos que ele passa a discutir a questão por meio da importância na química, relacionando ao cálculo do pH. Apresenta o equilíbrio da água e define K_w de maneira algébrica. No entanto, ele descreve que a água estaria em forma de pH, como se houvesse um equilíbrio entre o pH e a $[H^+]$, estabelecido pela equação química $pH=-\log[H^+]$.

> *"Em soluções aquosas de ácido/ bases fracos, às vezes a concentração de íons H^+/OH^- provindos da dissociação / ionização da espécie é tão baixa, que para o cálculo do pH, faz-se necessário considerar o equilíbrio iônico da água, dado por $H_2O \leftarrow H^+ + OH^-$, $Kw= [H^+]\ [OH^-] = 10^{-14}$. Isso porque, embora a água esteja em sua grande parte sob a forma de pH, alguns H^+ e OH^- estão dissociados influenciando no pH do meio. $pH= \log [H^+]$."*

5.4-6 Solução Tampão

Conceito investigado	Questões analisadas
6 – Solução Tampão	Prova QGII
	QAI_AI2_p2_Q1
	QAI_AF_Q2

Durante a pesquisa aplicamos em três momentos diferentes a mesma questão sobre solução tampão, onde solicitamos que ele explicasse como funciona um sistema tampão, fornecesse um exemplo e descrevesse os equilíbrios químicos envolvidos. O primeiro momento foi na prova de química geral, onde o aluno define um sistema tampão como um sistema resistente a alteração no pH, exemplifica com o tampão OAc-/HOAc descrevendo os equilíbrios envolvidos.

> *"Um sistema tampão é um sistema resistente à espécies que possivelmente alterariam o pH da solução. Ou seja, a adição de um ácido, a princípio, não faria o pH diminuir e a adição de sua base conjugada não faria o aumentar, numa solução tampão tais alterações no pH são mínima.*
> *Um exemplo seria o tampão OAc^-/HOAc*
> *$HOAc(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow OAc^-(aq) + H_3O^+(aq)$ (1)*
> *$OAc^-(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow HOAc(aq) + OH^-(aq)$ (2)*
> *Por exemplo, a adição de íons acetato não aumentará o pH drasticamente, pois as espécies envolvidas no tampão acabariam por minimizar essa adição, através dos equilíbrios (1) e (2)"*

O segundo momento foi na avaliação inicial aplicada na disciplina de química analítica, observamos na resposta que ele define corretamente o sistema tampão, e ao exemplificar relaciona ao equilíbrio acido base destacando características do modelo de Bronsted-Lowry.

> *"Sistema tampão é um sistema capaz de segurar o pH da solução, através de um equilíbrio químico.*
> *Um exemplo clássico é a solução tampão HAc/Ac^-, composta por um ácido fraco (HAc) e a sua base conjugada forte, o íon acetato. A solução resiste à mudanças de pH pois em meio ácido, o H_3O^+ é consumido pelo acetado formando HAc e restabelecendo o equilíbrio. Em meio básico e equilíbrio é deslocado no sentido inverso."*

O terceiro momento foi na avaliação final, e observamos que o aluno acrescenta em sua resposta o conceito de capacidade tamponante, embora nesta avaliação não tenha descrito os equilíbrios químicos envolvidos.

> *"Um sistema tampão consiste numa solução de um ácido fraco, com sua base conjugada. Por exemplo, um tampão HAc/Ac^-. Cada tampão tem sua capacidade tamponante característica, que é a medida de quanto o sistema suporta a variação de pH."*

A análise dos resultados sugere que o aluno não apresenta nenhuma dificuldade para explicar e exemplificar soluções tampão.

5.4-7 As possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico

Conceito investigado	Questões analisadas
7 - As possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico	QGII_AI_Q4
	QGII_TP2_Q2_Q3a.b.c.
	QGII_TP3_Q2
	QGII_TP6_Q1_Q2_Q3_Q4
	QGII_AF_Q4
	QAI_AIp3_Q2
	QAI_TP1_Q2_Q3_Q4
	QA_AF_Q4

Durante a pesquisa aplicamos doze questões que tratam das possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico, sendo nove aplicadas em testes durante a disciplina de Química Geral II, e três durante a disciplina de Química Analítica. A discussão, análise e reflexões sobre a aprendizagem a cerca das alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico serão feitas mostrando como o conceito foi trabalhado nas aulas de cada disciplinas e como o aluno foi respondendo as questões ao longo dos testes.

A primeira questão foi aplicada na disciplina de Química Geral II, na avaliação inicial questão 4, (QGII_AI_Q4), já discutida no item 5.1-4, trata de como podemos prever possíveis alterações no estado de equilíbrio químico promovidas por uma alteração nas condições do sistema. Consideramos que as concepções deste aluno, para esta questão são oriundas do contexto do ensino médio, refere-se àquilo que o aluno sabe antes da professora iniciar a discussão sobre as alterações promovidas num sistema em equilíbrio químico. A seguir observamos sua resposta ao ser questionado sobre como podemos prever possíveis alterações no estado de equilíbrio químico promovidas por uma alteração nas condições do sistema.

> *"A variação da concentração dos reagentes, desloca o equilíbrio para a direita e vice – versa. Fatores como variação da pressão, do volume, perturbação na temperatura interferem no equilíbrio de maneiras particulares, mas respeitando o princípio de Le Chatelier".*

Analisando a resposta observamos que o aluno considera que toda perturbação no sistema em equilíbrio químico "respeita" o princípio de Le Chatelier, mas não explica o que é este princípio, não controla as variáveis e não relaciona a constante de equilíbrio químico, este resultado é o mesmo é indicado pela maior parte dos alunos, tanto na avaliação inicial (79%) quanto na avaliação final (97%) que

respondem que é possível prever alterações no estado de equilíbrio aplicando o Principio de Le Chatelier (item 5.1-4).

Na disciplina de Química Geral II a proposta da professora foi tratar das alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico não apenas com um enfoque no princípio de Le Chatelier, mas de forma a discutir a evolução do sistema até atingir o equilíbrio químico.

Na segunda aula a professora trata das respostas do equilíbrio às mudanças na composição, e discute primeiramente que a alteração na pressão parcial e na concentração não alteram o valor da constante de equilíbrio químico (K), mas a variação na temperatura altera o valor da constante (K). Ela explica o efeito da variação de concentração, da variação da pressão, e o efeito da variação da temperatura aplicando o princípio de Le Chatelier. E explica porque a variação da temperatura altera a constante de equilíbrio a partir da explicação das expressões da termodinâmica $\Delta G^{\circ}_{r} = \Delta H^{\circ}_{r} - T\Delta S^{\circ}_{r}$ e $\Delta G^{\circ}_{r} = - RT \ln K$, e da dedução da equação de Van't Hoff , $\ln\left(\frac{K_2}{K_1}\right) = \frac{\Delta H^{\circ}r}{R}\ (\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2})$, (slides 19 à 34). Embora a professora tenha destacado que o princípio de Le Chatelier apresenta exceções, que serão discutidas ao longo da disciplina, ela não explica essas exceções, nesta aula. Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 2, que tinham duas questões sobre as alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico [QGII_TP2_Q2_Q3a.b.c.].

Na QGII_TP2_Q2, a questão trata da adição de 10 ml de uma solução com a mesma concentração da solução original, observamos abaixo sua resposta.

> *"A solução ficará amarela (alternativa a). Adicionando dicromato o sistema se deslocará no sentido dos reagentes (amarelo)."*

Observamos que ele considera que a adição de dicromato de sódio, na mesma concentração da solução inicial irá deslocar o equilíbrio no sentido dos reagentes. Neste caso, acrescentou-se uma solução com a mesma concentração da solução original, portanto não há mudança na concentração de nenhum reagente, mas ao aplicar o Principio de Le Chatelier de forma indiscriminada o aluno erra a questão.

Na QGII_TP2_Q3a, tratamos da adição de produtos num sistema e o reestabelecimento do equilíbrio representado por bolinhas, na sua resposta o aluno considera que:

> "*Alternativa B. Na nova posição de equilíbrio, a proporção deve ser mantida, porém, com acréscimo na quantidade de matéria".*

Vemos que o aluno responde corretamente a questão e considera que a proporção entre ● e ○ deve ser mantida, ou seja, se ● é adicionado ao sistema parte de ● reage, o equilíbrio se desloca produzindo mais ○ até a razão ●/○ atingir o valor de K. As figuras B e C têm esta mesma proporção, mas só B tem mais ● e ○ como é necessário. No item b, tratamos do aumento da temperatura no sistema e o aluno responde que:

> *"alternativa E. isto porque o aumento da temperatura favorece o sentido da reação endotérmica, como a reação é exotérmica, favorece a formação de 'bolinhas brancas'."*

Observamos em sua resposta que foi respondido corretamente pelo aluno, que justifica a resposta considerando que o efeito de aumentar temperatura em uma reação exotérmica favorece a reação endotérmica, o equilíbrio é deslocado para a esquerda, diminuindo os produtos (●) e aumentando os reagentes (○). No entanto ele não discute se o valor da constante altera com a variação da temperatura. No item c, tratamos do aumento da pressão e novamente neste item, o aluno aplica o Principio de Le Chatelier de forma indiscriminada, mas dessa vez sem citá-lo, e considera que o aumento da pressão desloca o equilíbrio, mas sem considerar que neste caso, a reação é 1:1, ou seja, há o mesmo número de moléculas gasosas em ambos os lados da reação, portanto o aumento da pressão não altera a posição de equilíbrio,

> *"Alternativa E. Favorece o 'bolinha branca', pois está em menor quantidade e logo o aumento da pressão favorece sua formação."*.

Na terceira aula, a professora inicia retomando os slides visto na aula anterior, que tratam da aplicação do princípio de Le Chatelier às mudanças na composição das concentrações e da pressão do sistema, nesses dois casos ela deixa claro que a perturbação no equilíbrio, não altera a termodinâmica, ou seja, a constante de equilíbrio se mantém a mesma. Mas quando a professora explica a alteração na temperatura ela destaca que altera o ΔG, e a energia livre ΔG, está relacionada à constante de equilíbrio. E relacionando os termos termodinâmicos a partir da expressão $\Delta G=\Delta H-T\Delta S$, ela discute que quando altera a temperatura do sistema altera a espontaneidade de uma reação, que depende do ΔS da reação, se o ΔS for positivo, o aumento da temperatura favorece a reação, mas em reações onde a variação de entropia é muito pequena, a variação da temperatura não influencia muito nestes casos, pois se o ΔS tende a zero, e a temperatura pouco altera o sistema (slide 27 a 36 – aula 02).

No slide 27, ela discute que de maneira geral há um *"algoritmo muito usado e que funciona",* em uma reação endotérmica o aumento da temperatura favorece a

reação, e em reações exotérmicas o aumento da temperatura desfavorece a reação. Mas enfatiza que não é para decorar em qual sentido desloca a reação, pois é preciso saber porque a temperatura afeta a constante de equilíbrio, e isso pode ser explicado a partir de dois a pontos de vista, cinético (equação empírica de Arrhenius – teoria das colisões) e termodinâmico (equação de Van't Hoff). Essa discussão dura cerca de 20 minutos da aula e é feita acompanhando os slides 19 a 36 da aula 02.

Na sequência da aula a professora discute brevemente as questões da avaliação progressiva 2, [~19 min.], nesta avaliação duas questões exploraram as possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico, como discutimos acima. Nesta aula ela explica estas questões destacando que, na questão 2 a maioria dos alunos considera que a solução fica mais amarela com adição de dicromato de sódio, mas questiona *"Será que é isso mesmo?",* neste instante uma aluna responde que deve-se considerar que esta solução está na mesma concentração da solução original, portanto não altera o equilíbrio. E na questão terceira questão item a, que trata da adição de produto, ela explica enfatizando que deve-se manter a proporção das quantidades, pois neste caso não alteramos o valor da constante. No item c que trata do aumento da pressão e ela explica destacando que aumenta o numero de mols do sistema e aplica o principio de Le Chatelier. No item b, que trata do aumento da temperatura ela destaca quer deve-se atentar que a reação é exotérmica, e quando aumenta a temperatura de uma reação exotérmica favorece os reagentes. Após discutir as questões da avaliação progressiva 2, a professora iniciou a discussão sobre equilíbrios ácido base, discutindo principalmente nesta aula os modelos ácido base, a força de ácidos e bases e sua relação com a estrutura. Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 03, e a segunda questão tratou da adição de água a um sistema em equilíbrio químico. E observamos que o aluno acerta a alternativa, mas justifica de forma incorreta, aplicando inapropriadamente o Principio de Le Chatelier.

> *"a adição de H_2O deslocará o equilíbrio no sentido da formação de $CH_3CO_2^-$, seguindo o principio de Le Chatelier. Acetato será formado até o equilíbrio ser atingido novamente."*

Para que o valor de K permaneça constante, é preciso que o valor de $[Ac^-]$ e $[H^+]$ diminuam menos do que o valor de [HAc], para isso o equilíbrio deve se deslocar para a direita formando mais espécies iônicas. Portanto o correto seria empregar a expressão da constante de equilíbrio, $K_a=[Ac^-].[H^+]/[HAc]$. Ao diluirmos uma solução de acido fraco provocamos uma diminuição da concentração de todas as espécies e o

efeito de diminuição é mais pronunciado no numerador do que no denominador. Ele não considera a expressão da constante deste equilíbrio, apenas aplica o principio de Le Chatelier.

Na quinta e sexta aula, a professora trata de ácidos e bases fortes e fracos, e a relação das estruturas com a força dos ácidos e bases, nestas aulas são discutidos mais aspectos quantitativos relações entre K_a e K_b, e cálculos de pH.

Na sétima aula a professora trata de uma solução mista, e pede para que eles calculem o pH e a concentração de íons fluoreto, de uma solução de HF 0,20 M e HCl 0,10 M, e pede que eles construam a tabela, como mostrado no slide 2 (aula 07), neste exercício ela explica a adição de um íon comum e inicialmente aborda este aspecto de maneira quantitativa, trabalhando com cálculos de concentração e pH (slides 1 a 3 – aula 7), segue discutindo ácidos ou bases polipróticos explica o porque de diferentes valores de K_a (slide 6 – aula 07) explicando os equilíbrio sucessivos e como a primeira constante é maior que a segunda que é maior que a terceira, pois é mais fácil remover o primeiro próton, do que o segundo, e assim sucessivamente e esse valor nos permite uma leitura e aproximações, *"se a segunda constante for mil vezes menor que a primeira, o pH da solução vai ser dominada por este primeiro equilíbrio."* Destacando a importância em entender o que está acontecendo na solução para poder usar a constante correta no cálculo de pH. Segue trabalhando com exemplos de cálculos de concentração e pH de ácidos polipróticos, o ácido sulfúrico e o ácido fosfórico, ela explica passo a passo como realizar os cálculos e como a reação evolui até o equilíbrio químico (slides 4 a 18). Segue explicando os equilíbrios em fase aquosa e cálculos de pH de uma solução de um ácido fraco e seu sal e enfatiza que é importante e fundamental que eles façam os exercícios do livro e da lista de exercícios e a próxima aula será de monitoria, mas eles devem fazer os exercícios sozinhos, antes da aula. Ela finaliza as explicações da aula discutindo sobre tampões, abordando como um tampão ácido funciona, como preparar uma solução tampão e como calcular o pH de um tampão (exemplo e exercício).

Ao final desta aula aplicamos a avaliação progressiva 6, nesta avaliação as quatro questões tratam de alterações no sistema em equilíbrio químico. Na primeira questão desta avaliação tratamos da adição de água em um sistema em equilíbrio químico, esta foi a mesma questão aplicada na AP3_Q2 e discutida acima, observamos

que o aluno muda a alternativa, e considera que a adição de água irá deslocar no sentido da formação de ácido acético:

"B - com tal alteração mais ácido será dissociado"

Mantendo a dificuldade e erro identificado na teste progressivo 3.

A segunda questão deste teste, QGII_TP6_Q2, tratamos da adição de um íon comum ao equilíbrio químico, neste caso, o aluno poderia justificar de duas maneiras: 1) Usando o princípio de Le Chatelier: a adição de NaCl promove um aumento na concentração de Cl^- o que desloca o equilíbrio para a formação de reagente (AgCl(s)). 2) Usa a constante de equilíbrio Ks = $[Ag^+]$ $[Cl^-]$ (produto de solubilidade): Para manter o valor de Ks, um aumento em $[Cl^-]$ deve ser compensado por uma diminuição em $[Ag^+]$, assim, o equilíbrio será deslocado formando mais AgCl(s). Mas ele considera que como o K_{ps} é baixo a quantidade de AgCl não mudará:

"B – dado o baixo Kps, Cl- não alteraria a quantidade de AgCl".

Na QGII_TP6_Q3, tratamos da adição de uma massa de um sólido em uma solução saturada (equilíbrio de solubilidade do CaF_2), e o aluno não apresenta dificuldades na resposta dada, pois assinala a alternativa correta e justifica também de forma correta

"C – a solução já está saturada, não alterando o $[Ca^{2+}]$."

Na QGII_TP6_Q4, investigamos o que acontece com o pH da solução quando, se adiciona um íon comum em uma base fraca ou quando, trata da adição de íon comum em uma base forte. O aluno não responde nenhum dos dois itens. O que pode sugerir uma dificuldade em explicar o que acontece com a reação até atingir o equilíbrio químico.

No primeiro item da quarta questão da avaliação inicial aplicada na disciplina de química analítica, QAI_AIp2_Q2, buscamos identificar as explicações sobre o efeito da adição de K_2SO_4 (aq), com um íon comum ao equilíbrio de $BaSO_4$ (aq). Justificando pelo princípio de Le Chatelier, o aluno responde que o equilíbrio será deslocado para os reagentes:

> *"Deslocará o equilíbrio para a direção dos reagentes devido à reação do íon comum SO_4^{-2} com o Ba^{2+} seguindo o principio de Lê Chatelier."*

No segundo item tratamos da adição de NaCl, um eletrólito inerte, e o aluno considera que o sal não influência no equilíbrio apenas solubiliza no meio

"Acredito que o equilíbrio não será afetado, devido ao fato de o NaCl ser inerte. Forma-se á Na^+ e Cl^- em solução.".

Consideramos que estas respostas tem como base o que foi aprendido nas aulas de Química Geral II.

Na disciplina de Química Analítica I, nas primeiras aulas o professor destaca a importância da disciplina para todas as outras áreas da química, suas aplicações na indústria, na medicina e nas demais áreas da ciência, explica que as aulas desta disciplina foram organizadas em duas partes, na primeira discute-se a química analítica qualitativa, e na segunda parte serão abordados os conceitos da química analítica quantitativa. Define quatro requisitos para as reações analíticas: 1) deve ocorrer rapidamente, 2) ao ocorrer deve ser acompanhada da formação: i. precipitado característico, ii. Sublimado, iii. Gás (apresentar coloração, odor ou reagir caracteristicamente com algum reagente, 3) deve ser praticamente irreversível, isto é, ocorrer praticamente numa direção e 4) deve ser especifica e se possível de alta sensibilidade. Na quarta aula, o professor inicia uma discussão sobre equilíbrio químico, fazendo uma análise de como e porque as reações químicas ocorrem. A disciplina se constrói em cima de análises das reações envolvidas, e o efeito de introduzir uma quantidade adicional de uma espécie participante na mistura reacional é particularmente importante, a todo instante o professor exemplifica uma reação química na qual adiciona uma espécie ao sistema, com o objetivo de separar ou identificar os cátions, ele discute reações de ácido base, reações de neutralização e reações de complexação. Eu observo na aula, que os alunos acompanham atentamente, mas a carga conceitual da aula é muito elevada, e muitos dos assuntos e exemplos que o professor vai apresentando ainda não foram muito bem trabalhados, como é o caso das reações de formação de complexo. O professor ensina os alunos a construírem uma tabela que trata da separação de uma mistura de cátions metálicos, por meio de adição de base forte e base fraca, levando a reações de precipitação e eventual redissolução com formação de complexos. A perturbação resultante é minimizada por um deslocamento no equilíbrio na direção que consome parcialmente a substancia adicionada. Um deslocamento do equilíbrio decorrente da variação na quantidade de uma das espécies participantes é chamado de ação das massas, e este conceito é explicado no final da quarta aula e a sequência da explicação é dada nas aulas seguintes. A explicação a todo instante é feita a partir da adição de espécies para realizar os métodos de identificação e separação de cátions.

Na QAI_TP1_Q2, perguntamos o que ocorre quando misturamos um ácido forte com uma base forte, em cada um dos casos: a) O mesmo volume, ambos com a mesma concentração (0,1M)?

> *"Reação de neutralização resultando em uma solução neutra, pH=7"*

b) O mesmo volume, porém a base é 0.09M e o ácido 0,1M?

> *"A base atuará como reagente limitante, reagindo completamente, porém, restará uma quantidade de $[H^+]$ que não reage, dando caráter ácido a solução."*

Estas questões foram discutidas pelo professor na sexta aula (T~40m20s) e observando a resposta do aluno não identificamos nenhuma dificuldade ou concepção alternativa para explicar a mistura entre um ácido e uma base forte com o mesmo volume e concentração. Mas, na explicação da mistura entre uma base e um ácido forte com concentrações diferentes, num mesmo volume, ele considera que a base é um reagente limitante, este conceito está relacionado a reações completas, que não atingem o equilíbrio químico, e embora ele acerta a resposta no sentido de que o caráter da solução será ácido pois há maior concentração desta espécie, a justificativa relacionada a reagente limitante está incorreta, e pode levar a dificuldade conceituais para compreensão correta do conceito.

Na QAI_TP1_Q3, perguntamos o que ocorre quando misturamos um ácido fraco com uma base forte, em cada um dos casos: a) O mesmo volume, ambos com a mesma concentração (0,1M)?

> *"Resulta uma solução básica, pois o ácido não está completamente dissociado, enquanto o OH^- sim, resultando em $[OH^-]>[H^+]$"*

b) O mesmo volume, porém a base é 0.09M e o ácido 0,1M?

> *"Deve-se levar em consideração o K_a do ácido a fim de obter a [H+] no equilíbrio se $[H^+] < [OH^-] \rightarrow pH> 7$; $[H^+]> [OH^-] \rightarrow pH< 7$; $[H^+]= [OH^-] \rightarrow pH= 7$;"*

Os esquemas de explicação da respostas à questão 3 são semelhantes ao passado pelo professor durante a sexta aula e sétima aula (slide 47), observamos que o aluno relaciona corretamente a $[OH^-]$ e $[H^+]$ ao grau de dissociação da espécie, e a influência desta no valor do pH.

Na QAI_TP1_Q4, tratamos da adição de água ao equilíbrio de dissociação do ácido hipocloroso. Se dispõe de 100mL de uma solução de ácido hipocloroso 1 mol/L. o que ocorre se nesta solução se adiciona água até obter um volume de 1L?

> "alternativa b) Ocorrerá um deslocamento no sentido da formação de ácido hipocloroso. *Ao adicionar H_2O, a [HClO] diminui, resultando numa menor [HClO] e gerando um $Q>K_a$, assim parte dos reagentes "voltarão" a HClO, afim de atingir o valor do K_a novamente*"

Ao diluirmos uma solução de ácido fraco provocamos uma diminuição da concentração de todas as espécies. Se observamos a constante de equilíbrio Ka=$[ClO^-]$ $[H_3O^+]$/ [HClO], notamos que o efeito da diluição é mais pronunciado no numerador do que no denominador. Para que o valor de K permaneça constante é preciso que o valor de $[ClO^-]$ e $[H_3O^+]$ diminuam menos do que o valor de [HClO], para isso o equilíbrio deve se deslocar para a direta formando mais espécies iônicas. Portanto o correto seria aplicar a expressão para K e relacionar o deslocamento do equilíbrio para a direita com um aumento no número de íons e com um incremento do valor do grau de dissociação do ácido hipocloroso. No entanto, observamos na resposta do aluno que ele considera que a diluição diminui apenas a [HClO], e embora ele não cite o principio de Le Chatelier, sua resposta parece ter sido dada a partir da aplicação inapropriada deste principio, mas ele tenta comparar Q e K para predizer a evolução do equilíbrio, mas o faz de forma incorreta.

Na avaliação final, QAII_AF_Q4, retomamos a questão da adição de um íon comum e um eletrólito inerte, que já discutimos no item 5.2-4. Abaixo está transcrita a resposta do aluno a esta questão sobre as possíveis alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico.

> *"A adição de SO_4^{2-} provoca o deslocamento do equilíbrio do sentido de formação de $BaSO_4$(s), segundo o principio de Le Chatelier. O produto de solubilidade é uma constante que pode ser igualado, tal como se segue: $K_s=[Ba^{2+}]$ $[SO_4^{2-}]$ lembrando que não faz sentido calcular a $[BaSO_4]$, pois está em estado sólido."*

Observamos em sua resposta que ele continua justificando o deslocamento do equilíbrio ao adicionar um íon comum com o principio de Le Chatelier, no entanto, ele também apresenta a expressão da constante de equilíbrio e constata que a $[BaSO_4]$ não precisa ser calculada pois está em estado sólido, mas não explica. O item b, que trata da adição de um eletrólito inerte não foi respondido pelo aluno.

6. CONCLUSÕES E CONSIDERAÇÕES FINAIS

6.1 A análise das avaliações inicial e final na disciplina de Química Geral II – algumas conclusões e reflexões

A análise das duas primeiras questões mostram um resultado positivo na comparação das respostas obtidas na avaliação inicial e final, que permite concluir que a abordagem feita pela professora e também pelos livros adotados como referência para disciplina foram efetivas e fundamentais para a aprendizagem do tema. Nestes casos, observamos que após as aulas, a maior parte dos alunos (79%) passam a caracterizar corretamente o sistema nos dois níveis representacionais, macroscópico e microscópico. Além disso, a porcentagem de respostas incorretas também diminui de 41% na avaliação inicial para 9% na avaliação final. Relacionados aos aspectos que evidenciam o estado de equilíbrio químico, observamos que de modo geral, o número de alunos que atribuem, pelo menos uma característica correta para prever se o sistema está em equilíbrio químico aumentou na avaliação final, ou seja, houve uma maior relação entre os conceitos, coeficiente de reação, constante de equilíbrio, concentração de produtos e reagentes constantes. Observamos também, que o núumero de alunos que aplicavam o principio de Le Chatelier para predizer se uma mistura reacional, que ainda não atingiu o equilíbrio, tem tendência para formar mais produtos ou reagentes, o que denota uma confusão conceitual, diminuiu, e conseqüentemente aumentou a relação entre o coeficiente da reação e a constante de equilíbrio químico para fazer predições deste tipo. Entretanto, os resultados obtidos na análise da terceira e a quarta questão, indicam que ainda é baixa a porcentagem de alunos (29%) que definem a constante de equilíbrio químico em termos de extensão de reação, a maioria (47%) o faz a partir da descrição da sua fórmula matemática. A maioria dos alunos, mesmo após as aulas, não relaciona a dependência da constante com a temperatura. Embora o número de alunos que comparam o coeficiente da reação e a constante de equilíbrio para prever as possíveis alterações no equilíbrio químico tenha aumentado de um aluno, na avaliação inicial, para dez alunos na avaliação final, a melhora na compreensão deste conceito ainda está longe do desejável, pois não atingiu nem metade da turma, sendo a aplicação do Principio de Le Chatelier a opção majoritária (97%) para prever alterações no sistema em equilíbrio químico. Estes resultados indicam, mais uma vez, que o correto aprendizado conceitual não se dá de uma forma completa, sendo necessário que as

questões que se mostram mais resistentes a mudanças precisam ser retomadas em outras etapas do curso de graduação.

6.2 A análise das avaliações inicial e final na disciplina de Química Analítica I – algumas conclusões e reflexões

A análise dos dados indica que ao serem solicitados a escrever tudo que sabem sobre equilíbrio ácido base, de forma geral, os alunos destacam duas características principais, os modelos que definem ácidos e bases e a força de ácidos e base. Com relação aos modelos utilizados para definir um ácido e uma base, observamos que o modelo de Bronsted-Lowry é o único que aparece nas respostas dadas pelos alunos, e as características destacadas pelos alunos para descrever este modelo foi, formação do par ácido/base conjugado, ácido doa prótons e base recebe prótons e existência de espécies anfipróticas. Na análise das respostas das duas avaliações, à esta questão, identificamos algumas dificuldades conceituais e concepções alternativas, que permaneceram mesmo após instrução, tais como:

1) Confusões nos modelos que definem ácidos e bases
2) Confusões com a aplicação dos conceitos dissociação e ionização
3) Concepções alternativas referente ao equilíbrio ácido base:
    a) Reações de neutralização geram um pH neutro
    b) Reações ácido base é uma reação de neutralização

O produto iônico da água (K_w) de forma geral é definido destacando duas características principais: a expressão matemática e/ou um valor numérico, e/ou a explicação da autoprotólise da água. As constantes de dissociação do ácido e da base, são definidas destacando: a relação das constante K_a e K_b à força de ácidos e bases , e a relação entre K_a e K_b com o grau de dissociação. Ao comparar as duas avaliações observamos que o número de alunos que destacam a importância das relações entre as constantes é pequeno, o que pode sugerir que eles sabem aplicar as fórmulas e definir as constantes, mas não sabem sua importância prática no exercício do químico.

A análise das concepções dos alunos sobre uma solução tampão, sugere que o conceito de tampão é claro quanto a sua função e composição, e aplicável pela maioria dos alunos, de forma um pouco mais elaborada após a disciplina de Química Analítica I, no entanto, nas respostas os alunos ainda não relacionam os diferentes níveis representacionais para explicar o sistema tampão.

Com relação as alterações promovidas em um sistema em equilíbrio químico, observamos que os alunos, de forma geral, respondem que a adição de um íon comum irá provocar um deslocamento no equilíbrio químico, no sentido da formação do sulfato de bário sólido, deslocado para a esquerda, no sentido dos reagentes. Aqui é importante ressaltar que a maioria das respostas sugerem que, mesmo sem demonstrar as equações do equilíbrio químico, de certa forma os alunos visualizam estas equações ao responder o sentido no qual a reação foi deslocada. Mas ao fazerem isto de forma tão mecânica podem gerar erros ao tratar de equilíbrios químicos mais complexos. As justificativas para o deslocamento do equilíbrio é feita destacando principalmente o Princípio de Le Chatelier, aqui é importante ressaltar que durante as aulas de química analítica o professor quase não aplica o Principio de Le Chatelier, ele prefere descrever as reações químicas dos equilíbrios envolvidos fazendo uma analise qualitativa, e mesmo assim na avaliação final o número de alunos que justifica aplicando o Principio de Le Chatelier é maior do que na avaliação inicial. Sugerindo uma análise mais especifica pois mesmo insistindo em um tratamento qualitativo da situação de equilíbrio, com a discussão de todos os aspectos envolvidos no sistema, a aplicação do principio é a estratégia mais utilizada pelos alunos. Observamos também, que mesmo sendo discutido o efeito salino em sala de aula, maioria dos alunos desconsidera este efeito ao adicionar NaCl em uma solução em equilíbrio químico de $BaSO_4$ (aq), mas este resultado não é conclusivo pois pode ter sido influenciado pela frase "eletrólito inerte" ao lado de NaCl.

6.3 Da Química Geral à Química Analítica: Quais as modificações que ocorrem nas concepções de um aluno a medida que ele avança no estudo do tema Equilíbrio Químico? – algumas conclusões e reflexões

Na disciplina de Química Geral, a professora discutiu os modelos que definem ácidos e base partindo de uma ordem histórica, primeiro explicou o modelo de Arrhenius e a partir da sua limitação, partiu para o modelo de Bronsted e histórico Na análise das respostas às questões sobre os modelos que definem ácidos e bases, observamos que o aluno usa o modelo de Arrhenius para definir ácidos com espécies que liberam H_3O^+, em soluções aquosas, e a base libera OH^-, em meio aquoso. Não apresenta dificuldade ao tratar de ácido e base de acordo com modelo de Bronsted-Lowry, definindo corretamente ácido como doadores de prótons e bases espécies

receptoras de prótons, exemplificando a água como um ácido ou base de Bronsted-Lowry, definido corretamente cada situação, e explicando a formação do par ácido base conjugada. Mas define a base de Lewis de forma incorreta, como uma receptora de prótons. A dificuldade em discutir um modelo de Lewis parece permanecer, pois ele não responde se todo ácido de Bronsted-Lowry também é um ácido de Lewis. Na avaliação inicial 1, ele define corretamente ácido e base de acordo com o modelo de Lewis, mas não exemplifica, o que pode sugerir uma definição dada por memorização e não compreensão do conceito. Considerando as questões nas quais investigamos as concepções sobre força de ácidos e bases, observamos que o aluno, apresenta dificuldade em todas as afirmativas, o que pode gerar concepções alternativas relacionada ao conceito de força. Na QAI_AI1_Q2 ele relaciona o significado da constante de equilíbrio à força e à extensão da reação. Na QAI_TP1_Q1, O principal objetivo nesta questão era ver se ele relaciona o valor de pH à força do ácido, e observamos que o aluno, relaciona o valor do pH a dissociação do ácido forte HCl, e o valor de pH do ácido fraco à sua constante de dissociação ácida (K_a), a palavra "força" do ácido não aparece na sua resposta. Estes resultados sugerem que há uma dificuldade no tratamento deste conceito, sendo importante uma análise mais profunda referente as essas dificuldades.

Aplicamos cinco questões ao longo das duas disciplinas para investigar as concepções do aluno relacionadas as constante de equilíbrio químico K_w, K_a e K_b. Três questões abordaram o tratamento quantitativo, e duas questões abordam um tratamento qualitativo/explicativo. Com relação as questões quantitativas observamos:

- o aluno não apresentou dificuldades para aplicar corretamente a expressão matemática de K_w para obter a $[H_3O^+]$ e na sequência calcular o pH.
- Apresentou dificuldades para resolver um cálculo de pH para bases e ácidos fracos. Primeiramente deveria calcular a concentração e depois aplicar na fórmula do pH, no entanto observamos que o aluno aplica direto a expressão para calcular $pH=-\log[H^+]$, sem considerar o equilíbrio de hidrólise, chegando a um resultado incorreto
- Não apresenta dificuldades para calcular os valores de $[H^+]$, $[OH^-]$, pH, pOH.

Com relação as questões qualitativas/explicativas, observamos:

- Relaciona a influência da temperatura com o K_w, mas não considera nenhum fator termodinâmico para explicar sua resposta e relacionar a dependência de K_w com temperatura considerando que a autoionização é endotérmica.
- Após as aulas de química analítica ele passa a discutir a questão por meio da importância na química, relacionando ao cálculo do pH. Apresenta o equilíbrio da água e define K_w de maneira algébrica. No entanto, ele descreve que a água estaria em forma de pH, como se houvesse um equilíbrio entre o pH e a $[H^+]$, estabelecido pela equação química $pH=-\log[H^+]$.

Não identificamos nenhuma dificuldade, por parte do aluno, para explicar e exemplificar soluções tampão, inclusive a medida que se evoluiu na disciplina ele inseriu na sua respostas novos conceitos, sugerindo uma evolução conceitual na aprendizagem.

Observamos nas respostas do aluno as questões aplicadas durante a disciplina de Química Geral II, que na maioria dos casos, ele aplica o principio de Le Chatelier para prever alterações no sistema em equilíbrio químico. Entretanto, a aplicação indiscriminada e inapropriada do Principio de Le Chatelier, pode levar a erros, como observamos em algumas respostas apresentadas pelo aluno. Esta concepção, e aplicação inapropriada do Principio de Le Chatelier permanece nas questões aplicadas durante a disciplina de Química Analítica. A aplicação do princípio de Le Chatelier como regra qualitativa para prever possíveis alterações em um sistema em equilíbrio químico é quase unanime em diferentes contextos, sendo usada como ferramenta exclusiva para fazer previsões sobre o equilíbrio, e embora seja uma regra prática, aplicável a alguns sistemas e é a formulação que encontramos em muitos livros didáticos e na metodologia dos professores, é fundamental ter claro suas limitações, geralmente seu uso acaba se reduzindo a aplicação da regra sem a completa análise e estudo do sistema, levando a generalizações incorretas, sendo apontada em alguns estudos como um grande problema no ensino do tema (Quilez, 2004, Quilez e SanJosé , 1995).

REFERÊNCIAS:

ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 1 ed. Porto Alegre: Bookman, 2001

BARDIN, Laurence. **Análise de Conteúdo**. Lisboa: Edições 70 LDA, 1977.

Barker, V., 2001 *Beyond Appearances: Students' misconceptions about basic chemical ideas,* A report prepared for the Royal Society of Chemistry.

Bertotti, M. **Dificuldades conceituais no aprendizado de equilíbrios químicos envolvendo reações ácido-base,** Química Nova, v. 34, n. 10, p. 1836-1839, 2011.

BROWN, Theodore L. **Química a Ciência Central**. 9ª. Edição – São Paulo : Pearson Prentice Hall. 2007.

Cachapuz, A. F. C., 1989, Using word association in formative classroom test: following the learning of Le Chatelier's principle, *International Journal of Science Education*, 11 (2), 235-246.

CAMACHO, M e GOOD, R., 1989, Problem solving and chemical equilibrium: succeful versus unsucceful performance, *Journal of Research in Science Teaching*, 26 (3), 251-272.

CANZIAN, R.; MAXIMIANO, F. Principio de Le Chatelier O que tem sido apresentado em livros didáticos? Quimica nova na escola. 32 (2), 107-119, 2010.

CHEUNG, D. The scientific inadequacy of Le Chatelier's principle. Hong Kong Sci- ence Teachers Journal, v. 22, p. 35-43, 2004. Disponível em <http://www3.fed.cuhk.edu. hk/chemistry/files/LCP.pdf>. Acesso em mar. 09.

Chiu, MH, Chou, CC e Liu, CJ. 2002, Dynamic process of conceptual change: analysis of mental models of chemical equilibrium, J. of Research ins Science Teaching, 39 (8), 688-712.

DRECHSLER, Michal. **Models in chemistry education: A study of teaching and learning acids and bases in Swedish upper secondary schools.** Tese de doutorado. Karlstad University Studies, 2007

FIORUCCI, A. R.; SOARES, M. H. F. B.; CAVALHEIRO, E. T. G. O Conceito de Solução Tampão. Revista Química Nova na Escola, 13, p.18-21, maio/2001.

FURIO, C. J. e ORTIZ, E. Persistência de errores conceptuales em el estúdio del equilíbrio químico. **Enseñanza de las Ciências**. 1 (1), 15-21, 1983.

Hackling, MW e Garnet, PJ, 1985, Misconceptions of chemical equilibrium. *European Journal of Science Education*, 7, 205-2014.

IQUSP, **Ementas das disciplinas de Química Geral II e Química Analítica I**. 2009 Disponíveis em:

http://sistemas2.usp.br/jupiterweb/jupDisciplina?sgldis=QFL4020&codcur=46200&codhab=4n e http://sistemas2.usp.br/jupiterweb/jupDisciplina?sgldis=QFL4210&codcur=46200&codhab=4 Acessado em: 23/agosto/2010

KATZ, L. A systematic way to avoid Le Chatelier's principle in chemical reaction. Journal of Chemical Education, v. 38, p. 375-377, 1961.

Kirk W. Voska, Henry W. Heikkinen, 2000, Identification and Analysis of Student Conceptions Used to Solve Chemical Equilibrium Problems, *Journal of Research in Science Teaching*, 37 (2), 160–176.

MACHADO, A. H.; ARAGÃO, R. M. R.. Como os estudantes concebem o estado de Equilíbrio Químico. Química Nova na Escola, 4: 18-20, Nov/1996.

Maskill, R e Cachapuz, A F C, 1989, Learning about the chemistry topic of equilibrium: the use of Word association tests to detect development conceptualizations, *International Journal of Science Education*, 11, 57-69

MONCALEANO, H.; FURIÓ, C.; HERNANDEZ, J.; CALATAYUD, M. L. Comprensión Del equilíbrio químico y dificultades em su aprendizaje. Ensenãnza de lãs ciências, 111-118, 2003.

NOVAK, J. D. e GOWIN, D. B. Learning how to learn, 1984, New York: Cambridge Learnong Press, 199 p.

ORGILL, M., SUTHERLAND, A., 2008. Undergraduate chemistry students' perceptions of and misconceptions about buffers and buffer problems. Chemical education Research and Practice, 9, 131-143.

Özmen, H, 2008. Determination of students' alternative conceptions about chemical equilibrium: a review of research and the case of Turkey. Chemical education Research and Practice, 9, 225-233.

PEREIRA, M. P. B. A.. Equilíbrio Químico – Dificuldades de aprendizagem I-Revisão de opiniões não apoiadas por pesquisa. Química Nova, 12(1): 76-81, 1989

Quílez, J.: 2004, 'Changes in Concentration and in Partial Pressure in Chemical Equilibria: Students' and Teachers' Misunderstandings', Chemistry Education: Research and Practice 5 (3), 281-300

QUILEZ-PARDO, J. Acerca de la resolución de problemas y la evaluación del equilibrio químico**. Educación Quimica**. 11 (4), 395-403, 2000.

QUILEZ-PARDO, J., e SANJOSÉ- LÓPEZ V. Errores conceptuales em El estúdio Del equilíbrio químico: nuevas aportaciones relacionadas con la incorrect aplicación Del principio de Le Chatelier. Ensenãnza de las ciencias. 13(1), 72-80, 1995

QUILEZ-PARDO, J., e SOLAZ-PORTOLES, J., 1995, Students' and teachers' misapplication of Le Chatelier's principle: Implications for the teaching of chemical equilibrium, *Journal of Research in Science Teaching*, 32, 939–957.

QUILEZ-PARDO, J., 1998, Persistencia de errores conceptuales relacionados con a incorreta aplicación del principio de Le Chatelier, *Educación Quimica*, 9 (6), 367-376.

RAVIOLO, A.; AZNAR, M. **Uma revisión sobre las concepciones alternativas de los estudiantes em la relación con el equilibrio químico**. Clasificación y síntesis de sugerencias didáticas. *Educación Química*, v. 13, p. 159-165, 2003.

SANMARTÍ, N. **Avaliar para Aprender**. Porto Alegre: Artmed, 2009

Schimidt, Hans-Jürgen, 1997, Students' misconceptions – Looking for a pattern, *Science Education*, 81, 123-135.

Schmidt, Hans-Jürgen; 1991. A label as a hidden persuader: chemists' neutralization concept, International Journal of Science Education, 13:4, 459-471.

SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. **Fundamentos de Química Analítica**. 8ª. Edição – São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2006.

SOUZA, A. F. D. K. e CARDOSO, A. A. **Aspectos macro e microscópicos do conceito de equilíbrio químico e de sua abordagem e, sala de aula.** Química nova na escola. 27, fevereiro 2008.

SOUZA, F. N.; COSTA, A. P.; MOREIRA, A.; (2011), "Análise de Dados Qualitativos Suportada pelo Software webQDA". Atas da VII Conferência Internacional de TIC na Educação: Perspetivas de Inovação (CHALLENGES2011), pp. 49-56, Braga, 12 a 13 de Maio, (CD-ROM, ISBN: 978-972-98456-9-7)

Stewart, A. J., Finley, F. N. e Yarroch, W. L., 1982, Science content as important consideration in science education research, *Journal of Research in Science Teaching*, 19, 425-432.

TEIXEIRA JÚNIOR, J. G.; SILVA, R. M. G. Investigando a temática sobre equilibrio químico na formação inicial docente. Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias, 8, 2, p. 571-592, 2009.

Thomas, PL e Schwenz RW, 1998, College Pysical chemistry students' conceptions of equilibrium and fundamental thermodynamics, *Journal of Research in Science Teaching*, 35(10) 1151-1160.

Tsarpalis, G., Kousathana, M. e Niaz, M., 1998, Molecular-Equilibrium problems: manipulation of logical structure ans M-demand, and their effect on student performance, Science Education, 437-454.

VAN DRIEL, J. H.; GRÄBER, W. The teaching and learning of chemical equilibrium. In: Gilbert, J. K., et al (eds.), Chemical education: Towards research-based practice. Dordrecht/Boston/London: Kluwer Academic Publishers. 2002.

WANDERSEE, J. H., MINTZES, J. J. e NOVAK, J. D., 1994, In: Gabel, D. L (org.), *Handbook of Research on Science Education*, New York: MacMillan Pub Co., 177-210.

WILSON, A. H. Equilibrium: A teaching/learning activity. **Journal of Chemical Education**. 75(9), 1176-1177, 1998.

APÊNDICES

APÊNDICE A- Avaliação Inicial e Avaliação Final – Disciplina Química Geral II

Nome: _____

Instruções:

Responda de maneira mais completa possível todas as questões abaixo, para isso, pense no significado das palavras abaixo de cada questão.
Você pode utilizar todas as palavras, apenas algumas delas, palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.
Se achar mais fácil, escreva seu texto na forma de proposições (frases) simples que relacionem os conceitos dados. Como exemplo, podemos citar para os conceitos **atrações elétricas** e **ligações intramolecular**: *As **atrações elétricas** entre átomos de uma mesma molécula são chamadas **ligações intramoleculatres**.*

1) Caracterize um sistema em equilíbrio químico do ponto de vista macroscópico e microscópico. Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

- Reação direta
- Reação inversa
- Reação química
- Reagentes
- Equilíbrio químico
- Produtos
- Concentração
- Composição
- Mistura
- Tempo de reação
- Dinâmico
- Macroscópico
- Reversível
- Microscópico
- Extensão de reação (ou "quão longe" vai a reação)
- Direção da reação

_____

_____

2) Como se pode saber se um sistema atingiu ou não o estado de equilíbrio químico? Caso um sistema ainda não tenha atingido o equilíbrio como é possível prever se uma determinada mistura reacional produzirá mais reagentes ou mais produtos? Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

- Concentração
- Constante de equilíbrio (K)
- Pressão parcial
- Produtos
- Coeficiente (ou quociente) de reação (Q)
- Expressão matemática da constante de equilíbrio
- Direção da reação
- Equilíbrio químico
- Reação inversa
- Reação química
- Reagente

_____

_____

_____

3) Defina o que é uma constante de equilíbrio. Como se pode determinar uma constante de equilíbrio? Aponte o que seu valor numérico pode nos indicar ou quais são seus possíveis usos.
Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

- Concentração
- Constante de equilíbrio (K)
- Equilíbrio químico
- Extensão de reação (ou "quão longe" vai a reação)
- Lei de ação das massas
- Expressão matemática da constante de equilíbrio
- Produtos
- Reação direta
- Reação inversa
- Reagentes
- Temperatura
- Variação de energia livre padrão (ΔG^o)
- Velocidade de reações
- Estequiometria de reação

_____

_____

_____

4) Como podemos prever possíveis alterações no estado de equilíbrio químico promovidas por uma alteração nas condições do sistema?

- Concentração
- Constante de equilíbrio (K)
- Deslocamento de equilíbrio
- Direção da reação
- Endotérmico
- Equilíbrio químico
- Exotérmico
- Lei de ação das massas
- Perturbação
- Pressão
- Princípio de Le Chatelier
- Produtos
- Coeficiente (ou quociente) de reação (Q)
- Reação direta
- Reação inversa
- Reagentes
- Temperatura
- Volume
- Expressão matemática da constante de equilíbrio
- Variação de entalpia (ΔH)

_____

_____

_____

APÊNDICE B – Avaliação Progressiva 1- Disciplina Química Geral II

Nome: _____

1. O equilíbrio entre gás de dióxido de enxofre, gás oxigênio e gás de trioxido de enxofre é dado a seguir:

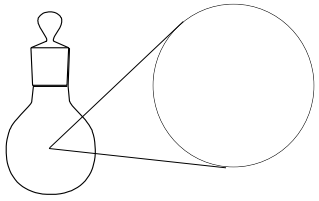
$$\mathbf{2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}}$$

Se a reação se inicia com a concentração de 0,02 mol/L de SO_2, 0,01 mol/L de O_2 e 0,00 mol/L de SO_3, e alcança equilíbrio a uma temperatura constante, o que podemos dizer sobre as concentrações no equilíbrio de SO_2 e de O_2?
(a) diminuem
(b) se tornam igual a zero
(c) permanecem inalteradas
Assinale a alternativa correta e justifique sua resposta:

2. Dado o equilíbrio: A $\rightleftharpoons$ B $\quad K_c = 2,5$ a 25^oC
Se 1,75 mol/L de A e 1,25 mol/L de B forem misturados a 25^oC:
(a) o sistema estará em equilíbrio
(b) o sistema não estará em equilíbrio e vai se deslocar no sentido da formação de A
(c) o sistema não estará em equilíbrio e vai se deslocar no sentido da formação de B
(d) o sistema não estará em equilíbrio e é impossível predizer qual o sentido da evolução do sistema
Assinale a alternativa correta e justifique sua resposta.

3. Dado que o valor da constante de equilíbrio de formação do HI, a partir de H_2 e I_2, a 458°C é igual a 2×10^{-2}:

a) Considere um balão que contenha os constituintes acima em equilíbrio a 458°C. Faça, no círculo indicado, um desenho que represente microscopicamente o estado de equilíbrio. Escreva um parágrafo breve que explique o seu desenho.



b) Esboce um gráfico que represente a variação de concentração de cada um dos constituintes em função do tempo partindo de uma mistura de 0,1 mol/L de H_2, 0,2 mol/L de I_2 e 0,0 mol/L de HI. (Não é preciso calcular as concentrações finais exatas, mas apenas indicar proporcionalmente como cada uma das concentrações varia).

APÊNDICE C – Avaliação Progressiva 2- Disciplina Química Geral II

Nome:_____

1. Na tabela a seguir são dados os valores da constante de equilíbrio em diferentes temperaturas para: N_2O_4 (g) $\rightleftharpoons$ 2 NO_2(g)

Temperatura, K	**K_c**
298	$4{,}0x10^{-2}$
400	1,44
500	40

Uma análise da mistura da reação a 500K mostrou que esta tem a composição de 10mol/L de N_2O_4 e 20 mol/L de NO_2. Podemos concluir que no momento da análise:

a) O sistema não está em equilíbrio e para atingir o equilíbrio haverá formação de N_2O_4
b) O sistema não está em equilíbrio e para atingir o equilíbrio haverá formação de NO_2
c) O sistema está em equilíbrio
d) Não se pode chegar a nenhuma conclusão com estes dados

Justifique sua resposta:

2. Se você tem uma solução de 0,5 mol/L de dicromato de sódio ($Na_2Cr_2O_7$) na qual o seguinte equilíbrio é estabelecido

$$2CrO_4^{2-}(aq) + 2H^+(aq) \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}(aq) + H_2O(l)$$

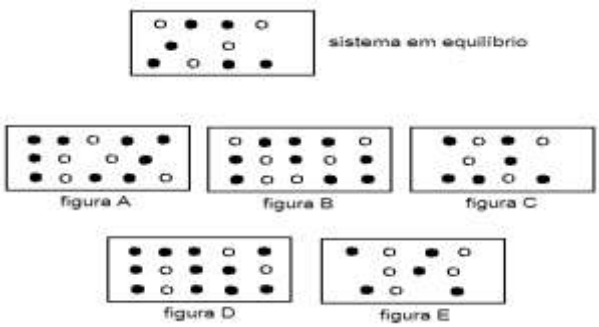
amarelo laranja

e você acrescenta 10 mL de uma solução 0,5 mol/L de dicromato de sódio à solução original o que você observa?

a) a solução ficará amarela
b) a solução apresentará uma coloração laranja mais intensa
c) a solução permanecerá inalterada

Assinale a alternativa correta e justifique sua resposta:

3. A reação exotérmica ○(g) $\rightleftharpoons$ ●(g) atinge o equilíbrio representado pela figura abaixo:



a) Certa quantidade de ● foi adicionada ao sistema em equilíbrio. Qual das figuras (A a E) melhor representa a nova posição de equilíbrio?
b) A temperatura do sistema é aumentada. Qual das figuras (A a E) melhor representa a nova posição de equilíbrio?
c) A pressão do sistema foi aumentada. Qual das figuras (A a E) melhor representa a nova posição de equilíbrio?

APÊNDICE D – Avaliação Progressiva 3- Disciplina Química Geral II

Nome: _____

1. Por que a água pode ser tanto uma base de Brønsted como uma base de Lewis? A água pode ser um ácido de Brønsted? E um ácido de Lewis? Justifique cada uma de suas respostas.

2. O equilíbrio de ionização do ácido acético corresponde à seguinte equação:

$CH_3CO_2H(aq) + H_2O \rightleftharpoons CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$

Se dispõe de 100 mL de uma solução de ácido acético 1 mol/L. A esta solução se adiciona água até obter um volume de 1 L. O que será observado?
(a) ocorrerá um deslocamento no sentido da formação do ânion acetato ($CH_3CO_2^-$).
(b) ocorrerá um deslocamento no sentido da formação de ácido acético (CH_3CO_2H).
(c) não ocorrerá nenhum deslocamento na posição do equilíbrio.
Justificativa:

3. A água à uma temperatura de 25 °C possui o produto iônico $K_w = 1x10^{-14}$, com uma temperatura de 50°C o produto iônico é $K_w=5,5x10^{-14}$. Qual o pH de uma solução neutra a 50°C?

4. Como explicar a mudança no pH da água com o aumento da temperatura?

5. O nitrato de crômio é um sal solúvel que, em solução aquosa, se dissocia completamente de acordo com a equação:

$Cr(NO_3)_3(s) \rightleftharpoons Cr^{3+}(aq) + NO_3^-(aq)$

No entanto, o íon crômio sofre hidrólise de acordo com a equação abaixo:

$Cr^{3+}(aq) + H_2O \rightleftharpoons CrOH^{2-}(aq) + H^+(aq)$

Calcule o pH de solução 0,10 mol/L $Cr(NO_3)_3$ a 25°C ($K_h= 1,3x10^{-4}$)
a) pH = 1
b) pH = 2,44
c) pH = 4.88
d) pH = 3,88
e) outro _____
Justifique sua resposta:

APÊNDICE E – Avaliação Progressiva 4- Disciplina Química Geral II

Nome:_____

1. Indique se cada uma das afirmativas seguintes está correta ou incorreta. Justifique sua resposta.

a) HNO_3 é um ácido mais forte que HNO_2;
b) Todo ácido de Brønsted-Lowry também é um ácido de Lewis;
c) H_2S é um ácido mais forte que H_2O;
d) Os ácidos conjugados de bases fracas produzem soluções mais ácidas que os ácidos de conjugados de bases fortes;
e) O íon K^+ é ácido em água porque faz com que moléculas de água hidratadas se tornem mais ácidas;

2. A hemoglobina do sangue tem um papel em uma série de equilíbrios envolvendo protonação-desprotonação e oxidação-desoxidação. A reação total é aproximadamente como segue:

$$HbH^+(aq) + O_2(aq) \rightleftharpoons HbO_2(aq) + H^+(aq)$$

Onde Hb representa a hemoglobina e HbO_2 representa oxiemoglobina.

a) A concentração de O_2 é mais alta nos pulmões e mais baixa nos tecidos. Qual o efeito que uma alta $[O_2]$ tem na posição desse equilíbrio?
b) O pH normal do sangue é 7,4. O sangue é ácido, básico ou neutro?

3. Complete a seguinte tabela calculando os itens que estão faltando e indique se a solução é ácida ou básica. Mostre os cálculos realizados.

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	Ácida ou básica
$7,5 \times 10^{-3}$ mol/L				
	$3,6 \times 10^{-10}$ mol/L			
		8,25		
			5,70	

APÊNDICE F – Avaliação Progressiva 5 - Disciplina Química Geral II

Nome:_____

1. A sacarina, um substituto do açúcar, é um ácido fraco com pK_a = 2,35 a 25°C. Ela se ioniza em solução aquosa como segue:
$HNC_7H_4SO_3$*(aq)* ⇌ H^+*(aq)* + $NC_7H_4SO_3^-$*(aq)*
Qual o pH de uma solução 0,10 mol/L dessa substância?

2. Sabendo que a constante de dissociação ácida do HF é 6,8 × 10^{-4}a 25°C, calcule a constante de dissociação básica, K_b, para o íon fluoreto (F^-).

3. Qual o significado da ordem de grandeza de K_a? Utilize os valores dados para responder (Dados: valores de K_a a 25°C, H_2SO_3=1,7 x 10^{-2} HF= 6,8 × 10^{-4} e HOC_6H_5=1,3× 10^{-10})

APÊNDICE G – Avaliação Progressiva 6 - Disciplina Química Geral II

Nome:_____

1. O equilíbrio de ionização do ácido acético corresponde à seguinte equação:

$CH_3CO_2H(aq) + H_2O \rightleftharpoons CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$

Se dispõe de 100 mL de uma solução de ácido acético 1 mol/L. A esta solução se adiciona água até obter um volume de 1 L.

(a) ocorrerá um deslocamento no sentido da formação do ânion acetato ($CH_3CO_2^-$).

(b) ocorrerá um deslocamento no sentido da formação de ácido acético (CH_3CO_2H).

(c) não ocorrerá nenhum deslocamento na posição do equilíbrio.

Justifique sua resposta:

2. Cloreto de prata sólido (AgCl) é colocado em um béquer com água. Após um certo tempo, o equilíbrio a seguir é estabelecido entre o AgCl não dissolvido, íons prata (Ag^+) e íons cloreto (Cl^-):

$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$ $\quad K_{ps}= [Ag+][Cl^-] = 1{,}7x10^{-10}$, T = 25°C

Cloreto de sódio (NaCl) que se dissolve em água com íons sódio (Na^+) e íons cloreto (Cl^-) é adicionado na solução. O que acontecerá com a quantidade de AgCl(s)?

(a) a quantidade de AgCl diminuirá

(b) a quantidade de AgCl não mudará

(c) a quantidade de AgCl aumentará

Justifique sua resposta:

3. Fluoreto de cálcio sólido (CaF_2) é colocado em um béquer com água. Após certo tempo, o equilíbrio a seguir é estabelecido:

$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$ T = 25°C $\quad K_{ps}= [Ca^{2+}][F^-]^2 = 3{,}9\ 10^{-11}$

Uma certa massa de fluoreto de cálcio sólido é adicionada na solução. O que acontecerá com a concentração de íons cálcio na solução?

(a) a concentração de Ca^{2+} em solução aumentará

(b) a concentração de Ca^{2+} em solução diminuirá

(c) a concentração de Ca^{2+} em solução não mudará

Justifique sua resposta:

4. Explique o que acontece com o pH da solução em cada um dos seguintes itens:

a) Adição de $NaNO_2$ à solução de HNO_2 (pK_a= 3,3);

b) Adição de KBr à solução de HBr (ácido forte).

APÊNDICE H – Avaliação Inicial – Parte 1 – Disciplina Química Analítica I

Nome:_____

Instruções:

- Respondam de maneira mais completa possível as duas questões abaixo. As respostas devem ser feitas individualmente e sem consulta.
- Na segunda questão você pode utilizar todas as palavras, apenas algumas delas, palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

1) Defina os conceitos de ácido e base de acordo com os modelos (teorias) de :

a) Arrhenius

b) Bronsted – Lowry

c) Lewis

Dê exemplos.

2) Defina ácido forte e ácido fraco e mostre qual é a relação entre estes conceitos com o conceito de equilíbrio químico. Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

- Ácido forte
- Ácido fraco
- Ácido conjugado
- Base forte
- Base fraca
- Base conjugada
- Constante de dissociação ácida (K_a)
- Constante de dissociação básica (K_b)
- Dissociação
- Equilíbrio químico
- Ionização
- pK_a
- Prótons

APÊNDICE I – Avaliação Inicial – Parte 2 e 3 e Avaliação Final - Disciplina Química Analítica I

Nome:_____

Instruções:
Responda de maneira mais completa possível todas as questões abaixo, para isso, pense no significado das palavras abaixo de cada questão. Você pode utilizar todas as palavras, apenas algumas delas, palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.
Se achar mais fácil, escreva seu texto na forma de proposições (frases) simples que relacionem os conceitos dados. Como exemplo, podemos citar para os conceitos **atrações elétricas** e **ligações intramolecular**: *As **atrações elétricas** entre átomos de uma mesma molécula são chamadas **ligações intramoleculatres**.*

1) Baseado nas palavras listadas abaixo descreva tudo o que você sabe a respeito do equilíbrio ácido-base. Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

• Ácido	• Constante de dissociação ácida (K_a)	• Ionização
• Ácido conjugado	• Constante de dissociação básica (K_b)	• Macroscópico
• Ácido forte	• Dissociação	• Microscópico
• Ácido fraco	• Doador de prótons	• Neutralização
• Base	• Equilíbrio dinâmico	• pK_a
• Base conjugada	• Equilíbrio químico	• Reação de neutralização
• Base forte	• Espécies anfipróticas	• Receptor de prótons
• Base fraca	• Força de ácidos	• Reversível (reversibilidade)
		• Solução aquosa

_____

_____

2) Baseado nas palavras listadas abaixo escreva um texto que defina: produto iônico da água, constante de dissociação ácida e constante de dissociação básica. Explique como estas constantes se relacionam e mostre a importância destes conceitos para a Química. Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

• Ácido fraco	• Constante de dissociação da base (K_b)	• Pares ácido-base conjugados
• Autoprotólise	• Constante de dissociação do ácido (K_a)	• pH
• Base fraca	• Dissociação parcial	• Produto iônico da água (K_w)
• Concentração	• Equilíbrio químico	• Soluções aquosas

_____

_____

3) Explique como funciona um sistema tampão. Forneça um exemplo, e descreva os equilíbrio envolvidos. Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

• Ácido conjugado	• Base fraca	• Constante de equilíbrio (K)
• Acido forte	• Capacidade tamponante	• Diluição
• Ácido fraco	• Grau de dissociação (α)	• Equilíbrio químico
• Base conjugada	• Constante de dissociação ácida (K_a)	• pH
• Base forte	• Constante de dissociação básica (K_b)	• Solução tampão

4) Considere o equilíbrio químico descrito a seguir:

$$BaSO_4\,(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$$

Como podemos prever possíveis alterações no estado de equilíbrio químico promovidas pela adição: a) uma pequena quantidade de K_2SO_4, sal solúvel contendo o íon comum sulfato; b) uma certa massa de NaCl, um eletrólito inerte (que não participa do equilíbrio).
Utilize essas palavras (todas, ou apenas algumas delas, ou palavras derivadas dessas, ou outras que julgue necessário) para escrever sua resposta. Sublinhe os conceitos da lista que você não conhece ou não tem certeza do que sejam.

• Atração eletrostática	• Eletrólito	• Precipitado iônico
• Cargas	• Equilíbrio químico	• Princípio de Le Chatelier
• Concentração	• Espécies neutras	• Produto de solubilidade (K_{ps} ou K_s)
• Concentração do eletrólito	• Íon comum	• Produtos
• Constante de equilíbrio (K)	• Ionização	• Reagentes
• Deslocamento de equilíbrio	• Participantes iônicos	• Sólido (precipitado iônico)
• Direção da reação	• Perturbação	• Solubilidade
• Efeito da ação das massas	• Posição do equilíbrio	

APÊNDICE J – Avaliação Progressiva 1 - Disciplina Química Analítica I

Nome:_____

1. Por que uma solução aquosa de HCl 0,1 M tem pH igual a 1, enquanto uma solução de CH_3COOH (ácido acético – HAc), também 0,1 M tem pH 2,87?

2. O que ocorre quando misturamos um ácido forte com uma base forte, em cada um dos casos a seguir:
a) O mesmo volume, ambos com a mesma concentração (0,1 M)?
b) O mesmo volume, porém a base é 0,09 M e o ácido 0,1M?

3. O que ocorre quando misturamos um ácido fraco com uma base forte, em cada um dos casos a seguir:
a) O mesmo volume, ambos com a mesma concentração (0,1 M)?
b) O mesmo volume, porém a base é 0,09 M e o ácido 0,1M?

4. O equilíbrio de ionização do ácido hipocloroso corresponde à seguinte equação:

$$HClO(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons ClO^-(aq) + H_3O^+(aq) \quad Ka = 3{,}0 \times 10^{-8}$$

Se dispõe de 100 mL de uma solução de ácido hipocloroso 1 mol/L. O que ocorre se nesta solução se adiciona água até obter um volume de 1L? Assinale a alternativa correta e justifique sua resposta.
a) Ocorrerá um deslocamento no sentido da formação do anion hipoclorito (ClO^-)
b) Ocorrerá um deslocamento no sentido da formação de ácido hipocloroso (HClO).
c) Não ocorrerá nenhum deslocamento na posição do equilíbrio.
Justificativa:_____

APÊNDICE K – Avaliação Progressiva 2 - Disciplina Química Analítica I

Nome:_____

1. Por que carbonato de bário ($BaCO_3$) se dissolve facilmente em meio ácido (H^+) enquanto o sulfato de bário ($BaSO_4$) é insolúvel? Qual a relação entre K_s e solubilidade? (Dados os valores de K_s para $BaCO_3 = 5,1 \times 10^{-9}$ e $BaSO_4 = 1,1 \times 10^{-10}$ e os valores de K_{a2} para $HCO_3^- = 5,6 \times 10^{-11}$ e $HSO_4^- = 1,2 \times 10^{-2}$.)

2. Explique, porque é possível separar os íons cloreto (Cl^-) de uma mistura com brometo e iodeto (Br^- e I^-) empregando reação de precipitação e complexação. Mostre as equações envolvidas em cada etapa.

3. O K_s do hidróxido de alumino ($Al(OH)_3$) é $1,3 \times 10^{-33}$ enquanto o K_f do aluminato ($Al(OH)_4^-$) é $2,5 \times 10^{33}$. A partir desses valores pode-se dizer que a formação do aluminato é favorável? Escreva as equações dos equilíbrios envolvidos.

4. Uma dada espécie pode ser oxidante e também redutora? Se sim, em que condições? Exemplifique mostrando as equações químicas.