



UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA
INSTITUTO DE QUÍMICA
PROGRAMA DE PÓS-GRADUAÇÃO

FORMAÇÃO DOCENTE:
CONHECIMENTO DO CONTEÚDO ESPECÍFICO

Se eu não entendo, como posso explicar?

JOSÉ GONÇALVES TEIXEIRA JÚNIOR

Uberlândia
2007

JOSÉ GONÇALVES TEIXEIRA JÚNIOR

FORMAÇÃO DOCENTE:
CONHECIMENTO DO CONTEÚDO ESPECÍFICO

Se eu não entendo, como posso explicar?

Dissertação apresentada ao Programa de Pós-Graduação em Química da Universidade Federal de Uberlândia, como parte dos requisitos para a obtenção do título de **Mestre em Química**.

Orientadora: Profa. Dra. Rejane Maria Ghisolfi da Silva

Área de Concentração: Ensino de Química

Uberlândia
2007

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)

- T266f Teixeira Júnior, José Gonçalves, 1977-
 Formação docente: conhecimento do conteúdo específico. Se eu não
entendo, como posso explicar? / José Gonçalves Teixeira Júnior. - 2007.
 131f. : il.
- Orientador: Rejane Maria Ghisolfi da Silva
- Dissertação (mestrado) - Universidade Federal de Uberlândia, Programa de Pós-Graduação em Química.
 Inclui bibliografia.
1. Química - Formação de professores - Teses. I. Silva, Rejane Maria Ghisolfi da. II. Universidade Federal de Uberlândia. Programa de Pós-Graduação em Química. III. Título.

CDU: 54:37



UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA
Instituto de Química
Programa de Pós Graduação em Química- MESTRADO
E-mail: cpqguimica@ufu.br - Fone: 3239-4385

ALUNO(A): JOSÉ GONÇALVES TEIXEIRA JÚNIOR

NÚMERO DE MATRÍCULA: 5052401

ÁREA DE CONCENTRAÇÃO: QUÍMICA

PÓS-GRADUAÇÃO EM QUÍMICA: NÍVEL MESTRADO

TÍTULO DA DISSERTAÇÃO:

***“FORMAÇÃO DOCENTE: CONHECIMENTO DO CONTEÚDO
ESPECÍFICO. ‘Se eu não entendo, como posso explicar?’***

ORIENTADOR:

PROF^a DRA. REJANE MARIA GHISOLFI DA SILVA

A Dissertação foi **APROVADA** em apresentação pública realizada no Anfiteatro do Bloco 1B, no Campus Santa Mônica, no dia 27 de agosto de 2007, às 08h30 horas, tendo como Banca Examinadora:

NOME:

ASSINATURA:

Prof^a Dra. Rejane Maria Ghisolfi da Silva

(Instituto de Química / UFU)

Prof. Dr. Guimes Rodrigues Filho

(Instituto de Química / UFU)

Prof^a Dra. Roseli Pacheco Schnetzler

(UNIMEP)

Uberlândia, 27 de agosto de 2007.

*À Débora, presença constante, porto seguro,
meu amor... que soube estar ao meu lado ao longo de todo
este processo.*

*Ao Gabriel, pelos sorrisos revitalizadores e
rejuvenescedores.*

*Aos meus pais, Cleusa e José Gonçalves,
pelo carinho e por oferecer o apoio imprescindível,
especialmente na finalização deste trabalho. É,
pai..."sonhamos juntos".*

AGRADECIMENTOS

Muitas pessoas contribuíram direta ou indiretamente para que este trabalho veja a luz. Ele representa mais um exemplo de como as idéias se constroem individual e, ao mesmo tempo, coletivamente. Sendo assim, e como sempre acontece, nomear todos aqueles que de uma forma ou de outra deixaram sua “marca” nos meus pensamentos é uma tarefa ingrata, pois nela haverá, certamente, a injustiça de algum esquecimento momentâneo. Ainda assim quero expressar meus agradecimentos especiais a:

DEUS, minha fonte inesgotável de força e alento.

REJANE, pela orientação geral dada a este trabalho, pela retomada incansável das valiosas discussões em torno de alguns pontos que se mostravam conflitivos, pela preocupação com o desenvolvimento do trabalho demonstrada ao longo de sua realização, por acreditar no valor das pesquisas em Educação Química e, principalmente, por sua amizade e carinho.

MINHA IRMÃ, Luciene, pelo amor, conselhos e palavras de incentivo, perguntando todos os dias: “*e o mestrado?*”.

GRUPO DE PESQUISA, em especial, aos meus colegas-irmãos JOÃO e JULIANO, por compartilharmos todas as dificuldades e recompensas da elaboração cotidiana deste trabalho. Pelas discussões, de onde surgiram, se modificaram e se configuraram muitas das idéias aqui expostas.

VIVIANI e HÉLDER, pela amizade, disponibilidade, interesse e idéias.

ALUNOS que, através das entrevistas, manifestaram suas idéias permitindo, dessa forma, que esta pesquisa se realizasse.

INSTITUTO DE QUÍMICA, personificado pelas pessoas que integram a pós-graduação, a coordenação da graduação, a direção do Instituto, secretárias, alunos, professores e colegas pela eficiência com que sempre me atenderam.

ESCOLA ESTADUAL ANGELA TEIXEIRA e COLÉGIO NOSSA SENHORA DA RESSURREIÇÃO, professores, alunos, direção e demais funcionários que tanto torceram por mim. Em especial, à professora Júlia, que mais do que revisora, foi amiga.

AMIGOS E AMIGAS, Aline Júnia, Aline, Darlan, Débora, Fabim, Fábio, Leonardo, Lucas, Luís, Marisa, Taísa, Thiago e muitos outros, que carinhosa e sinceramente torceram muito pela realização desta minha empreitada.

FAMÍLIA, com imenso carinho, pelo afeto de uma vida familiar intensamente partilhada, pelo incentivo expresso ou pela torcida calada, pela compreensão nas turbulências e na necessária distância para que eu pudesse produzir este trabalho.

A TODOS que, de um modo ou de outro, contribuíram para a realização desse trabalho, o meu muito obrigado!

E, em especial, aos membros das bancas de dissertação e qualificação, Professora Dra. Roseli Pacheco Schnetzler, Professor Dr. Guimes Rodrigues Filho e Professora Dra. Sandra Terezinha de Farias Furtado, pelas valiosas contribuições concedidas para o aprimoramento deste trabalho.

RESUMO

Este estudo propõe investigar e analisar as aprendizagens dos futuros professores de Química sobre Equilíbrio Químico, identificando suas dificuldades e condicionantes em uma universidade pública do estado de Minas Gerais. Para subsidiar este trabalho, recorreu-se à pesquisa qualitativa, que se consolidou em um estudo de caso, que envolveu a análise de questionários, entrevistas semi-estruturadas e planos de aula elaborados pelos alunos. Foram investigados 47 licenciandos matriculados em disciplinas sobre ensino de Química, mais especificamente, nas disciplinas de Prática de Ensino, Instrumentação para o Ensino de Química e metodologia de Ensino de Química. A análise dos dados revelou que o ensino do tópico sobre Equilíbrio Químico na formação inicial de professores é orientado (por grande parte dos formadores) de modo mecânico, reprodutivo, enfatizando muito mais o caráter repetitivo do que seu potencial para a construção de conceitos. Ficou evidenciado que os alunos detêm dificuldades com a conceituação de Equilíbrio Químico, com a aplicação das regras de Le Chatelier e em relação ao equilíbrio em meio aquoso, o que possibilita a proposição de situações de ensino que favorecem abordagens superficiais sobre o tema no Ensino Médio.

PALAVRAS CHAVES: *equilíbrio químico, formação docente, química*

ABSTRACT

This study had as purpose to investigate and to analyze the learning of the Chemistry pre-service teachers on chemical equilibrium identifying their difficulties to develop it, carried through in an Undergraduate Chemistry Course of a university. It was appealed to the qualitative research, with the analysis of questionnaires with opened questions, half-structuralized interviews and lesson plans done by the pre-service teachers. To get the necessary data is was delimited as object of research, all of the 47 students registered in specifics subjects of Undergraduate Chemistry Course. The analysis of the data showed that the education of the topic about chemical equilibrium in the teachers formation is guided (for great part of the professors) by a conception that stimulates the mechanical way, reproductive, emphasizing much more the repetitive character than the potential to support the construction of concepts. According to the pre-service teachers reports, the professors unconsidered their previous knowledge and although this is a subject of High School, they need to deepen their knowledge in this area. The analysis of the questionnaires suggest that the students have difficulties with the conceptualization of the chemical equilibrium, the application of the rules of Le Chatelier and the equilibrium in watery way.

Key Words: chemical equilibrium, teacher formation, chemistry

SUMÁRIO

LISTA DE QUADROS E TABELAS	ii
LISTA DE FIGURAS	iii
LISTA DE ANEXOS	v
INTRODUÇÃO	15
SOBRE A FORMAÇÃO INICIAL DOCENTE	22
EQUILÍBRIO QUÍMICO: CONSTRUÇÃO DE UMA DEFINIÇÃO	26
As principais investigações	35
CAMINHOS METODOLÓGICOS	49
O QUE REVELAM OS QUESTIONÁRIOS	55
Definição de equilíbrio químico	55
Representação do equilíbrio químico	57
Princípio de Le Chatelier	60
<i>Efeito da variação da concentração</i>	61
<i>Adição de catalisador</i>	62
<i>Variação da temperatura</i>	63
<i>Variação da pressão</i>	65
<i>Variação do volume</i>	67
<i>Aplicação prática do Princípio de Le Chatelier</i>	69
O QUE AS ENTREVISTAS ANUNCIAM	71
O QUE INDICAM OS PLANOS DE AULA	84
CONSIDERAÇÕES FINAIS	94
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	99

LISTA DE QUADROS E TABELAS

Quadro 1: Investigações sobre as concepções alternativas. (<i>adaptado a partir de Raviolo e Aznar (2003)</i>)	43
Tabela 1: Respostas dos alunos a respeito do significado do estado de Equilíbrio Químico, com as respectivas porcentagens e alguns exemplos de respostas, em porcentagem	56
Tabela 2: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a adição de N_2	61
Tabela 3: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a adição de NH_3	61
Tabela 4: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a adição de um catalisador	62
Tabela 5: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após um aumento na temperatura do sistema	64
Tabela 6: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a diminuição da pressão do sistema	66
Tabela 7: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a diminuição do volume do sistema	67
Tabela 8: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$, após a adição de hidróxido de sódio em excesso	69
Tabela 9: Respostas dos alunos quando questionados sobre em que partes do conteúdo de equilíbrio químico, eles tiveram mais dificuldades de aprendizagem	79

LISTA DE FIGURAS

Figura 1: Mapa Conceitual do tema equilíbrio químico (adaptado a partir de McMurry; Fay, 2003)	27
Figura 2: Modelo representativo do gás carbônico (CO_2) em equilíbrio com o CO_2 dissolvido em uma garrafa de água mineral (adaptado a partir de Mortimer, 2003)	33
Figura 3: Representação gráfica da variação das velocidades da reação direta (V_1) e inversa (V_2) antes e depois do equilíbrio ser atingido, em função do tempo de reação	34
Figura 4: Mapa conceitual que evidencia a hierarquia conceitual do tema equilíbrio químico	36
Figura 5: Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico evidenciando todos os reagentes foram transformados em produtos.	57
Figura 6: Modelo representativo de um sistema em Equilíbrio Químico, evidenciando o aspecto de compartimentalização do sistema	58
Figura 7: Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico evidenciando a coexistência de reagentes e produtos	59
Figura 8: Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico evidenciando a coexistência e a dinamicidade de reagentes e produtos	60
Figura 9: Influência do catalisador em uma reação genérica	63
Figura 10: Quando um sistema reacional no equilíbrio é comprimido (de <i>a</i> para <i>b</i>), a reação responde reduzindo o número de moléculas na fase gasosa (neste exemplo, pelo aumento do número de moléculas representadas pelos elipsóides) (inspirado em Atkins, 2003)	68
Figura 11: Modelos encontrados em planos de aula, onde são representados o equilíbrio entre a evaporação e condensação das moléculas de água em uma garrafa fechada	86
Figura 12: Modelos encontrados em um plano de aula, onde é representada a variação de reagentes e produtos em um sistema reacional, em diferentes tempos	88

Figura 13: Gráficos encontrados em um plano de aula, onde é representada a variação da concentração de reagentes e produtos, em diferentes tempos ..	89
Figura 14: Esquema encontrado em um dos planos de aula analisados indicando a variação da constante de equilíbrio em função da temperatura .	90
Figura 15: Esquema encontrado em um dos planos de aula analisados, para indicar o efeito da variação da concentração em um sistema em equilíbrio ..	91
Figura 16: Esquema encontrado em um dos planos de aula analisados, para indicar o efeito da variação da pressão em um sistema em equilíbrio	92
Figura 17: Esquema encontrado em um dos planos de aula analisados, para indicar o efeito da variação da temperatura em um sistema em equilíbrio	92

LISTA DE ANEXOS

Anexo 1: Grade curricular dos cursos de Licenciatura e Bacharelado em Química da universidade analisada	107
Anexo 2: Questionário sobre Equilíbrio Químico, aplicado aos alunos do sexto, sétimo e oitavo períodos da Licenciatura em Química	109
Anexo 3: Ementa da disciplina Química Geral 1, comum ao primeiro período dos cursos de Licenciatura e Bacharelado em Química da universidade analisada	111
Anexo 4: Ementa da disciplina Química Analítica 1, comum ao segundo período dos cursos de Licenciatura e Bacharelado em Química da universidade analisada	115
Anexo 5: Ementa da disciplina Físico-Química 2, comum ao quarto período dos cursos de Licenciatura e Bacharelado em Química da universidade analisada	119

INTRODUÇÃO

“Sem a curiosidade que me move, que me inquieta, que me insere na busca, não aprendo nem ensino”.

(Paulo Freire)

O tema Equilíbrio Químico tem sido objeto de discussão no âmbito da Didática das Ciências (JOHNSTONE *et al.*, 1977; PEREIRA, 1989; GARNETT, GARNETT; HACKLING, 1995; QUÍLEZ; SOLAZ, 1995; MACHADO, 1996; PARDO, 1998; RAVIOLO *et al.*, 2001; VAN DRIEL; GRÄBER, 2002; HERNANDO *et al.*, 2003; QUÍLEZ, 2006), abrangendo aspectos variados sobre concepções de estudantes, dificuldades conceituais, abordagens em livros didáticos, e outras.

No tocante as discussões que consideram as dificuldades conceituais dos alunos os resultados apontam que os mesmos não têm clareza do significado de Equilíbrio Químico e não sabem representar adequadamente os sistemas, (ROCHA *et al.*, 2000), ou ainda, os resultados indiciam que os alunos confundem extensão e velocidade da reação; representam inadequadamente as reações químicas; percebem um sistema em equilíbrio como dois compartimentos separados; entendem e aplicam inadequadamente o princípio de Le Chatelier (QUÍLEZ, 1995; 1998).

A problemática que envolve o ensino sobre Equilíbrio Químico (FINLEY; STEWART; YARROCH, 1982) e as aprendizagens sobre o mesmo (BUTTS; SMITH, 1987) revelam preocupações com o conhecimento academicamente estruturado e apontam a responsabilidade dos futuros professores pela qualidade da formação científica adquirida no Ensino Médio. Tal responsabilidade compreende um relacionamento de dois níveis, com os mundos da escola e da universidade. O que expõe e notifica a formação inicial docente no sentido de capacitar o futuro professor para uma ação mediada mais efetiva nas aprendizagens escolares. São estas mediações que possibilitam ao sujeito apropriar-se de um saber e incorporá-lo em seu desenvolvimento a fim de gerar novos saberes. O resultado de tais investigações chama a atenção para a importância de se deslocar o olhar para as aprendizagens conceituais, que precisam ser analisadas dentro das condições e contextos em que se realizam, pois integram uma das necessidades formativas de

professores de Ciências proposta por Carvalho e Gil-Pérez (1993, p. 20): a necessidade do domínio da matéria a ser ensinada.

É neste âmbito que incide o presente trabalho, ao investigar e analisar as aprendizagens dos futuros professores de Química sobre Equilíbrio Químico, identificando suas dificuldades e condicionantes.

A minha aproximação com a temática da investigação foi se constituindo nas experiências vividas como professor de Química do Ensino Médio, como formador de professores de Química na Universidade e, também, durante a minha formação acadêmica configuram a trajetória deste estudo.

Como professor de Química no Ensino Médio, observei que o tema “Equilíbrio Químico” era (e ainda o é) abordado de um modo superficial, nesse nível de escolaridade. Na escola, grande parte dos professores justificava o tratamento dado ao conteúdo químico argumentando que os alunos apresentavam sérias dificuldades em realizar operações matemáticas simples, como multiplicação e divisão, além de apresentarem deficiências conceituais. Assim, na maioria das escolas em que ministrei aulas, os professores restringiam-se a definir, a estruturar expressões da constante e a estabelecer regras sobre deslocamento do equilíbrio. Para os professores os demais aspectos – equilíbrio heterogêneo e equilíbrio em meio aquoso – eram de difícil compreensão para os alunos.

Na Universidade, como professor de Metodologia para o Ensino de Química e Prática do Ensino de Química, uma das atividades desenvolvidas com os licenciandos era a simulação de aulas de Química. Nessa atividade, os alunos deviam planejar e ministrar situações de ensino sobre um determinado conteúdo químico. Para isso, em algumas situações, havia sorteio dos conteúdos e, em outras, o estudante o escolhia livremente. Cada aluno-professor preparava uma aula de cinquenta minutos sobre o assunto escolhido e apresentava aos demais. Nessas aulas, pude perceber certa resistência dos estudantes em abordar o tópico do conteúdo que tratava de Equilíbrio Químico.

Com raríssimas exceções, tal tema era escolhido de livre e espontânea vontade. Na maioria das vezes, ocorria o sorteio, e a “vítima” (que era como todos se sentiam) sempre reclamava que não sabia nada sobre Equilíbrio, que tinha dificuldade, ou argumentava que sabia o conteúdo apenas para si e não sabia como “passá-lo” para os alunos. Tais situações de ensino, além de favorecerem a discussão de metodologias que poderiam ser empregadas para ensinar os

conhecimentos químicos, propiciavam também um momento em que os alunos tiravam dúvidas de conteúdos conceituais. E, mais uma vez, o assunto Equilíbrio Químico se tornava um dos grandes “vilões” do ensino de Química, juntamente com Isomeria, Radioquímica e Eletroquímica.

Ademais, os alunos-professores não distinguiam o que era equilíbrio dinâmico (Química) e equilíbrio estático (Física). Não identificavam quais termos eram constantes na expressão matemática do equilíbrio e nem quais fatores afetavam o equilíbrio, ou alteravam a constante de equilíbrio, entre outros. E, no planejamento das aulas, percebia-se claramente priorização de cálculos matemáticos.

Particularmente, em relação às minhas aprendizagens sobre Equilíbrio Químico, eu também não entendia o que era isso exatamente. Na segunda série do Ensino Médio tive o primeiro contato com o tema. Meu professor ensinou equilíbrio químico valendo-se de aulas expositivas nas quais expunha o assunto utilizando como recurso quadro e giz e algumas transparências no retroprojetor. As aulas seguiam como roteiro o livro didático. Lembro que a ênfase dada eram os cálculos e a memorização de regras. Eu tinha dificuldade em entender o significado das expressões ou dos termos considerados elementares para a compreensão do conteúdo tais como: “desloca para a direita” e “desloca para a esquerda”. Nem mesmo isso eu conseguia entender: “o que é que desloca para a direita?”; “Como assim?”; “É outra reação que está acontecendo?” Várias dúvidas estavam na minha mente e, com certeza, o mesmo ocorria com os colegas de classe.

O tema me causava estranheza. Não conseguia entendê-lo bem e nem acreditar que uma reação que parecia visualmente estar parada, em repouso, estava na realidade em constante movimento, e que os reagentes eram transformados em produtos e esses voltavam a ser os mesmos reagentes anteriores. Mais tarde, fiz curso preparatório para o vestibular e mais regras e cálculos foram apresentados, o que não me possibilitava a entender o que era Equilíbrio Químico.

Durante todo esse período de formação, nunca pensei em ser professor. Pensava em fazer cursos distintos tais como Computação e Medicina e quando, em um teste vocacional, a psicóloga do colégio sugeriu que eu fizesse um curso de Licenciatura, agradei a sugestão e disse que “aquilo não era para mim”. Mas, por ter concluído um curso técnico em Química, percebi que tinha muita afinidade com essa disciplina e resolvi prestar vestibular para Engenharia Química. Como na Universidade em que estava prestando vestibular esse curso fosse anual, e eu

estivesse fazendo o concurso no meio do ano, tive que escolher outro. Literalmente, o curso de Química é o último da lista no manual do candidato e, quando o vi, pensei que teria muito a ver com a Engenharia. Fiz o vestibular e passei, mas informei à família que iria fazer o curso apenas até certo período, isto é, até conseguir a transferência para o outro curso. Já na primeira semana, conversando com os “veteranos”, comecei a gostar das matérias e “fui ficando”. A idéia de ser professor ainda era pouco presente e, muito menos, bem aceita por mim. Pensava que não teria capacidade para exercer tal profissão, pois tinha muita vergonha de falar em público e, enquanto aluno, meu coração disparava só de eu pensar na possibilidade de responder alguma pergunta feita pelos professores.

No primeiro período, tive uma excelente professora de Química Geral 1, que conseguia articular muito bem a teoria com a prática (experimentação) e apresentava textos da revista Química Nova na Escola. Lembro-me bem de um texto trazido por ela – na época não sabia que aquele não era um simples texto, mas um artigo científico – no qual eram discutidos os termos mol, mols e moles (SILVA; ROCHA-FILHO, 1995). Para nós, estudantes, tudo aquilo era muito novo, muito bonito, pois estávamos “descobrimos a Química”. Era um momento empolgante, pois essa era a única disciplina de Química que fazíamos no primeiro semestre, em meio aos cálculos, geometrias e os difíceis programas de Pascal, na Introdução à Computação. Naquele mesmo semestre, houve aulas de Equilíbrio Químico e comecei a entender melhor o que o meu professor do Ensino Médio queria dizer. Pude perceber a grande riqueza e aplicabilidade desse tema, além de começar a entender sua relação com outros temas da Química, como Reação Química, Gases, Estequiometria.

No semestre seguinte, cursando Química Analítica 1, começamos a ver mais aplicações para esse conteúdo, relacionando com experimentos e muitos cálculos matemáticos trabalhosos – para resolvermos alguns deles, gastávamos páginas inteiras do caderno. Essa parte do curso não foi tão prazerosa, como o foi a Química Geral, mas apoiou-me nas atividades de iniciação científica, na qual realizava investigação na interface entre a Química Analítica e a Química Ambiental.

Um ano depois, matriculei-me na disciplina Físico-Química 2 e pela terceira vez estudei conceitos de Equilíbrio Químico na universidade. Nessa disciplina, o professor fazia uma abordagem de uma forma completamente diferente de tudo o que eu havia visto até então em aulas de Química. Ele sempre iniciava um conteúdo

aplicando um teste. De início, todos reclamavam, e muito, pois, segundo a classe, “ninguém tinha avisado que precisava estudar antes daquela aula”. Mas, com o tempo, percebemos que aqueles testes tinham outra finalidade eram para avaliar o que já sabíamos sobre o conteúdo. Exemplo disso foi o teste realizado sobre equilíbrio, no qual o professor questionava o significado da expressão “Equilíbrio Químico”. Ele introduziu o assunto desmistificando a idéia de balança, tão associada ao tema. Nessa disciplina, pude entender o real significado do Equilíbrio Químico, estudando-o termodinamicamente. Lembro-me também de que esse professor costumava desmistificar conceitos que eram considerados básicos como, por exemplo, o de que a escala de pH iria de 1 a 14.

Somente voltei a pensar no que a psicóloga do colégio tinha me sugerido sobre a Licenciatura, quando o quinto período do curso de Química já estava próximo e precisaríamos escolher entre Licenciatura ou Bacharelado. Então motivado pela expectativa de trabalho anunciada pelos colegas “veteranos” que comentavam suas dificuldades no sentido de conseguir emprego ou mesmo um estágio como bacharéis decidi fazer Licenciatura. Desde as primeiras disciplinas, como Didática Geral e Psicologia da Educação, meu interesse cresceu pela profissão de docente.

Nessa mesma época, experimentei “ser professor”. Inscrevi-me como professor voluntário em um cursinho supletivo de Ensino Médio, para alunos de baixa renda. Os alunos tinham idades e experiências de vida diferenciadas e com eles aprendi muito. Muitos deles mal sabiam ler. Outros tinham sérias dificuldades para efetuar somas e subtrações. Mais do que “ensinar Química”, fui professor de Português e de Matemática. Considero também que foi nessa época que pude aprender melhor a Química, mais do que durante todo o curso de graduação, pois tinha que me preparar muito bem para ensinar o conteúdo para aqueles alunos. Minhas aulas deveriam ser minuciosamente planejadas, para que todos pudessem entender a matéria. As aulas aconteciam apenas uma vez por semana e eu sempre precisava repetir o que havia explicado na semana anterior para a turma. Esse exercício me possibilitou um melhor entendimento dos conteúdos e de suas inter-relações.

As experiências vividas desencadearam em mim uma reflexão sobre o tratamento dado aos conteúdos sobre Equilíbrio Químico. Daí meu investimento para encontrar respostas para o fato de que o ensino deste conteúdo era – e ainda o é, salvo raríssimas exceções – reduzida a generalidades, na qual não há “nada para entender”, só fórmulas e fatos (muitas vezes pretensos fatos) a memorizar. É

importante notar que na escola básica, neste ponto e com relação a esse tipo de prática, parece não haver uma preocupação quanto àquilo que constitui o conteúdo sobre Equilíbrio Químico. Refiro-me a preocupações com questões como, por exemplo, que o Equilíbrio Químico dinâmico, para o qual todas as reações químicas tendem, é um aspecto importante da Química, e que é preciso que se conheça a composição de uma mistura de reação no equilíbrio porque ela diz que quantidade de produto pode-se esperar; que, para controlar o rendimento de uma reação, é necessário que se entenda a base termodinâmica do Equilíbrio, e como a posição de equilíbrio é afetada por condições como a temperatura e a pressão, e ainda que a resposta do equilíbrio a mudanças de condição tem importância econômica e biológica.

Em outras palavras, o ensino sobre Equilíbrio Químico deixa a desejar, daí meu investimento para encontrar respostas que possibilitassem entender o porquê dessa situação. A hipótese inicial é que as respostas estariam no curso de formação inicial docente. Sendo assim, o pressuposto que orienta este estudo é a de que não há uma preocupação sobre “o que, como e porque ensinar equilíbrio químico” na formação inicial docente. Pois, parece-me que os futuros professores não recebem uma formação prático-teórico suficiente, tanto nas aprendizagens conceituais como no tratamento de como ensinar esse tópico do conteúdo, o que pode acarretar sérios problemas no processo de ensino e aprendizagem.

Segundo Jiménez e Bravo (2000, p. 538), quando o conhecimento do conteúdo específico é fraco, os professores têm mais idéias alternativas sobre conceitos científicos, o que reforça as próprias idéias alternativas dos estudantes; encontram dificuldades em realizar mudanças didáticas; evitam ensinar os temas que não dominam; têm insegurança e falta de confiança no ensino de Ciências; têm maior dependência do livro-texto, tanto na instrução, como na avaliação; dependem mais da memorização da informação; e podem fomentar atitudes negativas das Ciências nos estudantes. Um maior conhecimento do conteúdo influi no discurso, na classe do professor, já que faz com que este fale menos e em períodos mais curtos, faça menos perguntas, mas de maior nível cognitivo, e avalie melhor as respostas dos estudantes (JIMÉNEZ; BRAVO, 2000, p. 538).

Nessa perspectiva, há, nesta pesquisa, o questionamento sobre como são as aprendizagens sobre Equilíbrio Químico na formação inicial de professores.

Para responder a essa questão investigativa, este trabalho tem o propósito de analisar as aprendizagens dos futuros professores de Química sobre Equilíbrio Químico, identificando suas dificuldades e condicionantes.

A relevância deste estudo está no fato de que o conhecimento de como ocorrem as aprendizagens dos futuros professores pode fornecer elementos importantes para os formadores organizar, estruturar e apresentar os conhecimentos aos licenciandos, de modo a possibilitar um ensino mais eficaz sobre o assunto. Tal conhecimento inclui o domínio dos conceitos e o entendimento das estruturas do tema em estudo.

Segundo Schwab (1978, *apud* SHULMAN, 1986, p. 9), as estruturas incluem as substantivas e as sintáticas. As primeiras são a variedade de formas nas quais os conceitos e princípios básicos da disciplina são organizados para incorporar seus fatos. Já a estrutura sintática de uma disciplina é o conjunto de formas nas quais são estabelecidas a verdade ou falsidade, a validade ou invalidez de alguma afirmação sobre um fenômeno dado.

Por isso, buscando responder ao problema elaborado, este estudo foi estruturado em quatro partes.

A primeira parte se constitui no **referencial teórico** que aborda formação docente e o tema Equilíbrio Químico, desde sua origem, definições e as investigações realizadas a seu respeito.

A segunda parte, **caminhos metodológicos**, explicita a trajetória investigativa. Nessa parte, são apresentados os sujeitos investigados nesse trabalho, a abordagem adotada, a busca de informações, enfim, são explicitados os procedimentos de construção e análise de dados.

A **análise e interpretação de dados** é a terceira parte do trabalho e foi dividida em três momentos: o que as entrevistas anunciam, o que revelam os questionários e o que indicam os planos de aula.

E, por fim, nas **considerações finais**, são apresentadas as considerações a partir da análise e discussão dos resultados da investigação.

SOBRE A FORMAÇÃO INICIAL DOCENTE

“Para ensinar há uma formalidadezinha a cumprir: saber.”

(Eça de Queirós)

Várias pesquisas (MAZZETTO; SÁ-CARNEIRO, 2002; PEREIRA, 1999) sobre a formação de professores no Brasil têm levantado problemas vividos e ainda não resolvidos por estes cursos. O modelo de formação, apesar de criados nos anos trinta, freqüentemente, ainda, se inspira na fórmula “3+1”, nos quais disciplinas de conteúdo específico, com duração de três anos, são seguidas de disciplinas de cunho pedagógico, com um ano de duração, caracterizando uma desarticulação teoria/prática. Nos cursos de licenciatura em Química, esta realidade não é diferente. Nesse contexto, se “configuram problemas que expressam constatações de que geralmente os professores têm sido mal formados e que, por isso, não são/estão preparados para darem “boas aulas” em quaisquer níveis de escolaridade” (SCHNETZLER, 2000, p. 13). Certamente, o trabalho desses professores reflete a formação recebida.

Nessa perspectiva, valendo-se de tais problemas a literatura cita algumas necessidades formativas a serem contempladas na formação do professor de Ciências:

dominar os conteúdos científicos a serem ensinados em seus aspectos epistemológicos e históricos, explorando suas relações com o contexto social, econômico e político; questionar as visões simplistas do processo pedagógico de ensino das ciências usualmente centradas no modelo transmissão-recepção e na concepção empirista-positivista da ciência; saber planejar, desenvolver e avaliar atividades de ensino que contemplem a construção e reconstrução de idéias dos alunos; conceber a prática pedagógica cotidiana como objeto de investigação, como ponto de partida e de chegada de reflexões e ações pautadas na articulação teórico-prática. (GIL-PÉREZ; CARVALHO, 1993; MENEZES, 1996; PÓRLAN; TOSCANO, 2000 *apud* SCHNETZLER, 2000, p. 37).

Embora todas elas sejam fundamentais ressalta-se, em especial, neste trabalho, a necessidade do futuro professor dominar os conteúdos científicos a serem ensinados em seus aspectos epistemológicos e históricos, explorando suas relações com o contexto social, econômico e político, o que implica saber mediar

adequadamente a significação dos conceitos, sem o que haverá sérios prejuízos para a aprendizagem dos alunos. (MALDANER, 2000, p. 55).

Monteiro (2001) chama a atenção que a relação dos professores com os saberes que ensinam, “constituinte essencial da atividade docente e fundamental para a configuração da identidade profissional”, tem merecido pouca atenção de pesquisadores em educação, bem como outros aspectos igualmente importantes da atividade educativa, tais como as questões relacionadas à aprendizagem, aos aspectos culturais, sociais e políticos envolvidos. O que se tem observado usualmente é que a formação docente configurada nos moldes da racionalidade técnica busca a eficácia da relação dos professores com os saberes que ensinam por meio de um controle científico da prática educacional. Tal controle é exercido pela aplicação de técnicas e pela postura do professor de dono do saber, o permite a ele adequá-lo, diluí-lo e até distorcê-lo se necessário, para que seja aprendido pelos alunos que, assim educados e disciplinados, “evoluíram para uma vida melhor”. (MONTEIRO, 2001). Nesse sentido, os processos de ensino se configuram como situações estáveis e controladas. Todavia, há dúvidas, por diversas razões, de que esta é a melhor maneira de conduzir os processos de aprendizagem. Tais razões se prendem ao fato de que as situações de ensino não são reproduzíveis, não há roteiros definidos e envolvem conflitos de valores (SCHÖN, 2000; PÉREZ-GÓMEZ, 1992).

Para Mizukami (2004), a base do conhecimento para o ensino consiste em um corpo de habilidades, conhecimentos, compreensões e disposições necessárias e indispensáveis para que o professor propicie processos de ensino-aprendizagem, em diferentes níveis, contextos e modalidades de ensino:

Essa base [...] é mais limitada em cursos de formação inicial, e se torna mais aprofundada, diversificada e flexível a partir da experiência profissional refletida e objetivada. Não é fixa e imutável. Implica construção contínua, já que muito ainda está para ser descoberto, inventado, criado. Para Shulman (1986, 1987), a base de conhecimento se refere a um repertório profissional que contém categorias de conhecimento que subjazem à compreensão que o professor necessita para promover aprendizagens dos alunos. Trata-se de um modelo que foi desenvolvido considerando o conceito de ensino como profissão, envolvendo delimitação de campo de conhecimento que pode ser sistematizado e partilhado com outros: os profissionais do ensino necessitam de um corpo de conhecimento profissional codificado e codificável que os guie em suas decisões quanto ao conteúdo e à forma de tratá-lo em seus cursos e que abranja tanto conhecimento pedagógico quanto conhecimento da matéria. (MIZUKAMI, 2004).

Sendo assim, não basta um bom conhecimento da matéria, algo de prática e alguns complementos pedagógicos para se ter um bom processo de ensino-aprendizagem (GIL-PÉREZ; CARVALHO, 1995, p. 14).

Na esteira do debate, Shulman (1987, p. 9) aponta seis categorias dessa base de conhecimento: *i)* conhecimento do conteúdo específico; *ii)* conhecimento pedagógico geral; *iii)* conhecimento do currículo; *iv)* conhecimento pedagógico do conteúdo; *v)* conhecimento dos alunos e de suas características e *vi)* conhecimento dos contextos educacionais, conhecimento dos fins, propósitos e valores educacionais, que podem ser agrupados em *conhecimento do conteúdo específico*, *conhecimento pedagógico geral* e *conhecimento pedagógico do conteúdo*.

Embora uma das dimensões mais importantes do conhecimento profissional dos docentes seja o *conhecimento pedagógico do conteúdo*, ou seja, aquele que se refere à capacidade reflexiva que articula ciência e pedagogia e permite tornar cada conteúdo compreensível, quer através da sua (des)construção, quer por meio do conhecimento e controle de todas as outras dimensões, enquanto variáveis na relação ensino-aprendizagem e que é exclusivo de quem ensina (SHULMAN, 1986, p. 9), a perspectiva de Shulman (1986) considera como requisito indispensável uma sólida base de conhecimento sobre o conteúdo que ensinam. Desse modo, o conhecimento do conteúdo é fundamental, visto que está subjacente ao conhecimento pedagógico, pois “ninguém pode desconstruir aquilo que não sabe”. (SÁ-CHAVES, 2000, p. 100). Este conhecimento inclui tanto compreensão de fatos, conceitos, processos, procedimentos, entre outros, de uma área específica de conhecimento, quanto aquela relativa à construção dessa área.

Nesta perspectiva, os professores não devem apenas ser capazes de definir “as verdades aceitas” naquele conteúdo aos seus alunos. Além de saber que algo é *como é*, os professores precisam *saber por que é e como é*. Devem ser capazes de explicar por que uma proposição particular é julgada como aceitável ou não, por que vale a pena saber aquele conteúdo e como relacionar a outros conteúdos. (SHULMAN, 1986)

Buchmann (1984, p. 37) assinala que “conhecer algo nos permite ensiná-lo; e conhecer um conteúdo com profundidade significa estar mentalmente organizado e bem preparado para ensiná-lo de uma forma geral”. Investigações sugerem que, quando o professor não possui conhecimentos adequados da estrutura da disciplina que está ensinando, seu ensino se vê afetado em alguns aspectos, como, por

exemplo, representar erroneamente o conteúdo e a natureza em si da disciplina. Sendo assim, o conhecimento que os professores possuem do conteúdo a ser lecionado também influencia na definição do que e de como ensinam e, ainda, na forma como criticam e utilizam os livros didáticos (HASHWEH, 1987).

Com o olhar na formação inicial docente Maldaner e Schnetzler (1998) reforçam a idéia de que o domínio do conteúdo a ser ensinado vai além do que habitualmente é contemplado em tais cursos. Segundo eles, o futuro professor necessita, também, conhecimentos profissionais relacionados à história e filosofia das ciências, a orientações metodológicas empregadas na construção de conhecimento científico, as relações entre Ciência, Tecnologia e Sociedade, e perspectivas do desenvolvimento científico. Tais conhecimentos permitem superar limitações nos processos de ensino e aprendizagem, tais como a visão dos conhecimentos como verdades prontas e acabadas e a ausência de significação dos conteúdos.

É válido acrescentar que não há dúvida quanto à necessidade do conhecimento do conteúdo específico por parte de quem ministra a aula, no entanto, ele não é suficiente quando se pensa em ensino, visto que nem sempre aquele que domina o conteúdo sabe ensinar. Pois, a lógica do conhecimento escolar é diferente do conhecimento científico. Segundo Chevallard (1991) o conhecimento escolar, embora tenha sua origem no conhecimento científico ou em outros saberes e materiais culturais disponíveis, é um conhecimento com lógica própria, que faz parte de um sistema que tem relação com o saber de referência que lhe dá origem e cuja constituição – processo e resultado da transposição didática¹ – pode ser objeto de estudo científico através de uma epistemologia própria. Se são diferentes significa que os conhecimentos científicos necessitam ser retomados na perspectiva de serem ensináveis. Nesse sentido, a passagem do saber ao saber fazer põe em jogo outros saberes que são necessários para o exercício profissional. Todavia, essa questão é uma via de mão dupla, pois, se não se tem domínio do conteúdo, como ensinar?

¹ Segundo Chevallard (1991) o termo *transposição didática* se refere a passagem do saber sábio, de referência ou científico, ao saber ensinado, considerando que há uma especificidade em sua constituição que o distingue do saber de referência.

EQUILÍBRIO QUÍMICO: CONSTRUÇÃO DE UMA DEFINIÇÃO

“Estamos todos nós cheios de vozes que o mais das vezes mal cabem em nossa voz”.

(Ferreira Gullar)

O estudo do tema Equilíbrio Químico é muito importante, por ampliar e aprofundar a compreensão que o estudante tem da Química, por sua sistematização e articulação com outras idéias e conceitos:

- estreita relação com as transformações químicas, atribuindo características dinâmicas fundamentais para a compreensão de grande parte dos processos químicos;
- idéia de movimento das partículas (moléculas, íons...), associada à questão do dinamismo do equilíbrio, propiciando a oportunidade de sistematização e articulação com outros conceitos químicos, como soluções, cinética e outros;
- capacidade de relacionar os níveis macroscópicos (não são observadas mudanças macroscópicas em um sistema em Equilíbrio Químico) e microscópicas (aspecto dinâmico da coexistência de reagentes e produtos), estabelecendo relações entre os níveis e evidenciando a necessidade da compreensão do observável e do mensurável através de teorias;
- estabelecer relações entre a abordagem matemática e a busca de regularidades para os fenômenos químicos, evidenciando seu papel na predição de comportamentos e controle dos fenômenos.

Muitas reações químicas são reversíveis, embora, pelo fato de em muitos casos, essa característica não poder ser observada experimentalmente, e tenhamos a impressão de que a reação seja irreversível. Isso significa que os produtos da reação também reagem entre si, formando reagentes. Esse fato tem grandes implicações quando se trata de reações de interesse tecnológico e econômico, quando se pretende que a maior quantidade possível de reagentes se transforme em produtos, no menor tempo possível. Esse controle normalmente é feito alterando-se as condições em que a reação se processa – por exemplo, variando a pressão, a temperatura, etc.

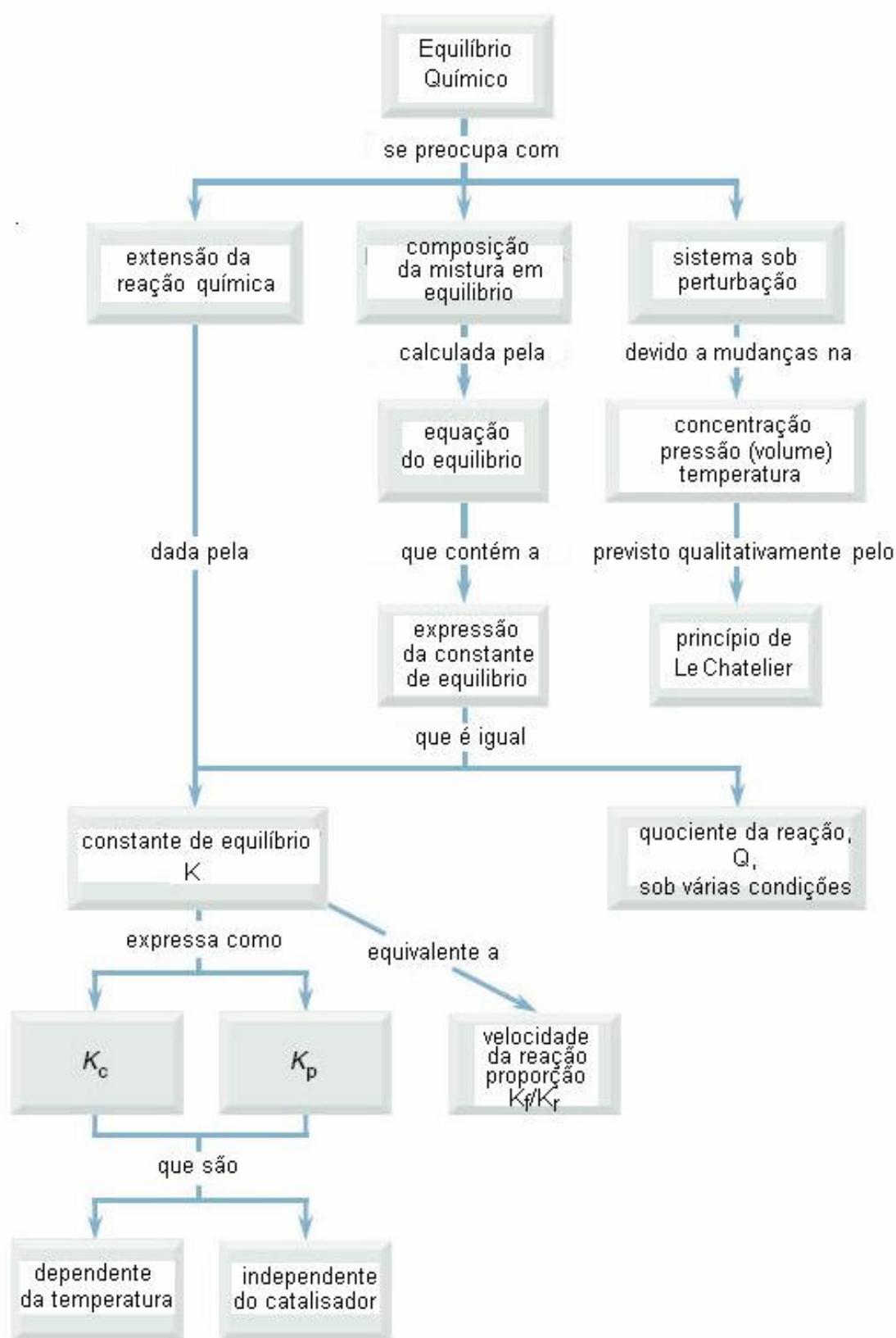


Figura 1: Mapa Conceitual do tema Equilíbrio Químico, adaptado a partir de McMurry; Fay (2003)

Na figura 1, encontra-se a relação dos conceitos desenvolvidos a partir do tema Equilíbrio Químico, disposta na forma de um mapa conceitual, adaptado a partir de McMurry & Fay (2003).

Lindauer (1962) aponta o papel do conceito de Equilíbrio Químico na ciência e na tecnologia, destacando que, certamente, a Química não seria o que é hoje sem a compreensão que tal conceito propicia, sobre o fenômeno das combinações químicas. Assim, há que se considerar a evolução desse conceito no sentido de evidenciar sua relevância na produção histórica do conhecimento químico.

Segundo esse autor, a idéia de afinidade entre espécies químicas do filósofo Albertus Magnus, buscando a explicação do porquê das combinações entre as substâncias, teve fundamental importância para a construção do conceito de Equilíbrio Químico. Para Magnus, as combinações químicas só ocorriam quando as substâncias apresentavam alguma relação de semelhança entre si. Assim, ele explicava que o mercúrio e o ouro eram miscíveis entre si e formavam a amálgama porque ambos eram metais e tinham propriedades semelhantes. Magnus introduziu o termo afinidade (*de affins*) para significar uma “relação química”, mas suas idéias mostravam-se contraditórias ao tentar explicar a “combinação” entre ácidos e bases, substâncias tão antagônicas e que se combinavam em uma reação de neutralização. Por exemplo, a amônia e o cloreto de hidrogênio se “combinavam” formando um novo composto (cloreto de amônio) que não manifestava nem as propriedades do ácido, nem da base (LINDAEUR, 1962).

Essa idéia emergiu no século XIII, com pensadores como Boyle, Mayon, Glauber e Stahl, como expressão da tendência das substâncias a participarem de combinações químicas, mas foi durante o século XVIII que uma quantidade considerável de dados foi compilada, culminando no conceito de afinidade eletiva enunciado pelo sueco Bergman, em 1775, no trabalho “*De Attractionibus Electivis*”. Bergman generalizou: “*uma transformação do tipo $A + BC \rightarrow AB + C$ poderá ocorrer completamente se a afinidade de A por B for maior do que de B por C*”. Para Bergman as combinações químicas resultariam das afinidades eletivas das substâncias e dependeriam apenas da temperatura e da natureza da substância, mas não de suas quantidades (LINDAEUR, 1962).

Considerou-se ainda durante muitos anos que as combinações químicas seriam influenciadas basicamente pela afinidade química. Em 1777, Karl Friedrich Wenzel, na tentativa de estimar as afinidades químicas, observou que a velocidade

de reação de um metal com um ácido depende da concentração do ácido. O trabalho de Wenzel, publicado sob o título "*Lehre von der chemischen Affinität der Körper*", não teve repercussão e somente em 1799 a idéia de que outros fatores haveriam de estar envolvidos nos processos químicos foi retomada por Claude-Louis Berthollet, no trabalho "*Researches into the Laws of Affinity*", que realizou uma série de experimentos que evidenciavam o efeito da quantidade de substâncias. O trabalho de Berthollet lançava as bases para o estabelecimento da Lei da Ação das Massas – de fundamental importância para a construção do conceito de Equilíbrio Químico – e foi uma tentativa de elaborar uma teoria mais inclusiva para o fenômeno das transformações químicas, consistindo essencialmente de estudos do efeito das condições de equilíbrio sob as substâncias reagentes. Berthollet, porém, considerava que seria possível obterem-se combinações em diferentes proporções simplesmente pela variação das quantidades dos reagentes, o que denominou de "Lei das Proporções Variáveis" criando grande polêmica com a idéia defendida por Joseph-Louis Proust, em numerosos escritos de 1799 até 1808, em sua "Lei das Proporções Definidas" – *a proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas numa reação é fixa, constante e invariável*. Por isso, as idéias de Berthollet caíram em descrédito e conseqüentemente o Equilíbrio Químico bem como a cinética das reações foram ignoradas até a metade do século XIX (LINDAEUR, 1962).

A primeira demonstração aceita do efeito da ação das massas foi reportada apenas em 1850, por Ludwig Ferdinand Wilhelmy, ao estudar a velocidade de inversão da sacarose, usando um polarímetro. O estudo de Wilhelmy foi o primeiro a adotar uma aproximação realmente quantitativa para velocidades de reação, mostrando que estas dependiam da concentração dos reagentes (LINDAEUR, 1962).

A influência das quantidades dos reagentes nas reações químicas também foi estudada por Gladstone em 1855 tendo em vista a variação na quantidade de substância colorida resultante de modificações nas quantidades de íons Fe(III) e tiocianato (LINDAEUR, 1962).

A. W. Williamson, contemporaneamente a Wilhelmy (1850), observou que, quando uma reação produz uma substância a uma velocidade definida e quando esta substância, por sua vez, reage a uma velocidade também definida,

regenerando assim os materiais iniciais, um determinado tempo decorre até que um equilíbrio seja alcançado (LINDAEUR, 1962).

Esse conceito de reversibilidade não foi popularizado entre os químicos até que o trabalho de Wilhelmy tivesse continuidade, em 1862, através das investigações realizadas por M. Berthelot e Pean de St. Giles, envolvendo a relação velocidade de reação – quantidade de substâncias, quando estudaram a esterificação do ácido acético por etanol (LINDAEUR, 1962).

Os experimentos realizados neste período constituem, segundo Lindauer (1962), um importante marco no desenvolvimento do conceito de Equilíbrio Químico, porque, desde então, a ação das massas foi reconhecida e aceita como um importante fator a influenciar as transformações químicas (LINDAEUR, 1962).

Os problemas do equilíbrio de reações foram cuidadosamente estudados, segundo Lindauer (1962), entre 1863 e 1879, por C. M. Guldberg e P. Waage que expressaram pela primeira vez o verdadeiro significado de tal conceito, em 1863, quando apresentaram a célebre “Lei da Ação das Massas” ($K[A][B] = K'[C][D]$), na qual se baseia muito da Química Moderna (LINDAEUR, 1962).

Guldberg e Waage trabalharam com sistemas heterogêneos contendo sólidos em contato com soluções, demonstrando experimentalmente que o equilíbrio é atingido em reações incompletas. Trataram tais reações expressando matematicamente as condições de equilíbrio a uma dada temperatura em termos das concentrações moleculares que denominaram “massa ativa” – que é essencialmente o que atualmente chamamos de *concentração*. Estabeleceram que as forças químicas envolvidas nas reações são proporcionais ao produto das massas ativas dos reagentes, e que o estado de equilíbrio resulta da igualdade das forças químicas exercidas pelas reações opostas, isto é, as reações direta e inversa (LINDAEUR, 1962).

A importância do trabalho desses pesquisadores está no reconhecimento de que as concentrações das substâncias reagentes constituem as massas ativas que determinam o equilíbrio resultante das reações direta e inversa. Guldberg e Waage completaram o trabalho iniciado sessenta anos antes por Berthollet (LINDAEUR, 1962).

As forças químicas envolvidas pela Lei da Ação das Massas e, conseqüentemente, os coeficientes de afinidade relacionados, não eram até então passíveis de serem medidos diretamente e, portanto, esforços consideráveis foram

realizados na busca de um método indireto para a avaliação de tais coeficientes. Em 1877, W. Ostwald, em sua dissertação de mestrado, mostrou que a razão dos coeficientes de afinidade (aproximadamente a constante de equilíbrio) poderia ser computada prontamente a partir das massas ativas presentes no equilíbrio (LINDAEUR, 1962).

Por volta da metade do século XIX, duas importantes relações foram estabelecidas, possibilitando aos pesquisadores medir a quantidade de trabalho realizada por uma reação química: a Lei de Hess e o equivalente mecânico de calor de Joule. Para Marcellin Berthelot e Julius Thomsen, o calor envolvido nas reações químicas era devido à operação de forças químicas e este calor de reação poderia ser interpretado como medida de afinidade química (LINDAEUR, 1962).

Thomsen e Berthelot são hoje em dia reconhecidos como os fundadores da Termoquímica, mas podem ser também lembrados por oferecerem contribuições importantes para o desenvolvimento do conceito de Equilíbrio Químico (LINDAEUR, 1962).

Em 1877, Van't Hoff classificou as reações em termos do número de moléculas envolvidas, definindo várias ordens de reação. Mostrou ainda que a “Lei da Ação das Massas” é válida apenas para condições de temperatura constante e que a influência da temperatura na constante de equilíbrio pode ser determinada a partir de considerações envolvendo a Segunda Lei da Termodinâmica, fornecendo assim uma base mais lógica à “Lei da Ação das Massas”. Em 1884, com a publicação de seus *Études de Dynamique Chimique*, Van't Hoff estabeleceu seu “Princípio do Equilíbrio Móvel” segundo o qual, em um sistema em equilíbrio, uma elevação na temperatura favorecia a reação endotérmica (LINDAEUR, 1962).

Em seu *Études de dynamique Chimique*, Van't Hoff apresentou idéias sobre Cinética Química que pouco diferem do que é hoje apresentado nos livros de Físico-Química (LINDAEUR, 1962).

Lindauer (1962) considera que “a Química está em débito com Van't Hoff por contribuir para a consolidação da cinética Química, termodinâmica e medidas físicas envolvidas na elucidação dos fenômenos químicos”.

Ainda em 1884, Le Chatelier publicou um artigo enunciando o princípio que nos dias atuais tem o seu nome. Mostrou que, *quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação nas suas condições, responde de modo a minimizar o efeito da perturbação*. Suas idéias apresentaram-se como um teorema derivado do “Princípio

do Equilíbrio Móvel” de Van’t Hoff, mas foram suficientemente gerais para delinear que outros fatores, além do calor, poderiam afetar o estado de equilíbrio de um sistema (LE CHATELIER, 1884, *apud* LINDAEUR, 1962).

Entre 1876 e 1878, Josiah Willard Gibbs publicou uma abordagem mais geral para o Equilíbrio Químico que a de Van’t Hoff, permanecendo, porém, desconhecida, provavelmente devido à forma abstrata sob a qual era apresentada, além do fato de ter aparecido na pouco divulgada revista “Transactions of the Connecticut Academy of Sciences”. James Clark Maxwell foi um dos poucos que percebeu a importância do trabalho do americano, mas faleceu em 1879. Na década seguinte, Van’t Hoff, Van der Waals e Ostwald tornaram a contribuição de Gibbs parte integrante da Físico-Química (LINDAEUR, 1962).

A compreensão do Equilíbrio Químico, a partir de então, evoluiu e foram desenvolvidas interpretações mais complexas, principalmente com o desenvolvimento da termodinâmica.

Assim, a construção do conhecimento sobre Equilíbrio Químico trilhou, historicamente, um longo caminho e representou uma grande contribuição no sentido de desvelar o fenômeno das transformações químicas, possibilitando ao homem a conquista de subsídios para dominá-lo e sobre ele exercer controle.

Ainda hoje, muitas das medidas e estudos relacionados aos sistemas químicos só são passíveis de realização quando estes atingem o estado de equilíbrio.

A palavra *equilíbrio*, de acordo com o dicionário Aurélio (Ferreira, 1999, p. 203), assume diferentes significados quando usada em diferentes contextos, como o equilíbrio dos pratos de uma balança, o equilíbrio do corpo humano, a igualdade entre forças opostas, harmonia – equilíbrio arquitetônico, estabilidade emocional e mental, o equilíbrio dos preços, moderação.

Ferreira (1999, p. 203) define a expressão “Equilíbrio Químico” como o “estado de um sistema em que não existem diferenças de potencial químico dos diversos componentes e em que, portanto, a composição do sistema não se altera ao longo do tempo.”.

No Google², foram encontradas, até o momento da pesquisa, 176.000 páginas sobre este assunto, apenas em português. Em inglês, esse número vai para 802.000

² <http://www.google.com.br>, acessado em 23/05/07

páginas. Dentre as definições que mais se aproximam dos conhecimentos químicos, pode-se citar:

“é a situação em que a proporção entre as quantidades de reagentes e produtos em uma reação química se mantém constante ao longo do tempo”³; “Não existem reações que consumam 100% dos reagentes. Todos os sistemas que reagem alcançam um estado de equilíbrio, no qual permanecem pequenas quantidades de reagentes que estão sendo consumidos, até que seja quase impossível de se medir”⁴; “O equilíbrio é atingido quando a velocidade da reação direta se iguala à velocidade da reação inversa, sendo que sua principal característica é ser dinâmico, isto é, a reação continua a ocorrer, só que com velocidades direta e inversa equivalentes.”⁵

O Equilíbrio Químico é um exemplo de equilíbrio *dinâmico* que, aparentemente, está estabilizado em certo estado, mas trocas ou compensações entre partes do sistema ou entre o sistema e sua vizinhança continuam a ocorrer. Assim, um sistema está em equilíbrio estático quando atinge a estabilidade em certo estado e cessam as trocas ou compensações entre partes do sistema ou entre o sistema e sua vizinhança.

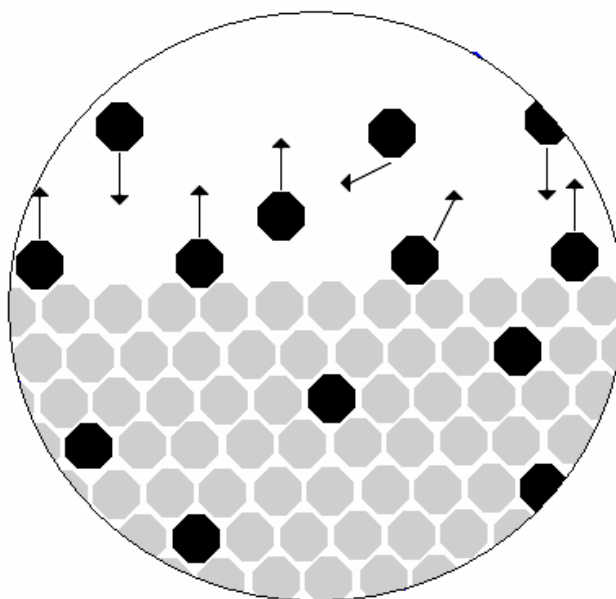


Figura 2: Modelo representativo do gás carbônico (CO_2) em equilíbrio com o CO_2 dissolvido em uma garrafa de água mineral. (adaptado de Mortimer, 2003)

³ http://pt.wikipedia.org/wiki/Equilíbrio_químico, acessado em 23/05/07

⁴ <http://geocities.yahoo.com.br/chemicalnet/quali/equilibrio.htm>, acessado em 23/05/07

⁵ <http://dicasdequimica.vilabol.uol.com.br/equilibrio.html>, acessado em 23/05/07

Para entender um pouco melhor esse tipo de equilíbrio, pode-se examinar o que ocorre em uma garrafa fechada de água mineral com gás. A garrafa com água mineral é um sistema fechado, pois nada pode entrar ou sair dela. Nesse sistema, o dióxido de carbono (CO_2) está presente em dois estados: como um gás, na parte sem líquido, e dissolvido em água. Supondo que a garrafa seja deixada imóvel por algum tempo a uma temperatura constante, ao medir-se a pressão do CO_2 gasoso, encontra-se um valor constante. Medindo a concentração de CO_2 dissolvido, encontra-se também um valor constante. Assim, é possível afirmar que o sistema está em equilíbrio. Nenhuma mudança pode ser observada ou medida, pelo menos na escala macroscópica. Se as moléculas individuais pudessem ser observadas como estão se comportando, isto é, na escala microscópica, a imagem seria bem diferente (Figura 2). Neste nível, ter-se-ia uma passagem constante de partículas de CO_2 da solução para o gás e do gás para a solução.

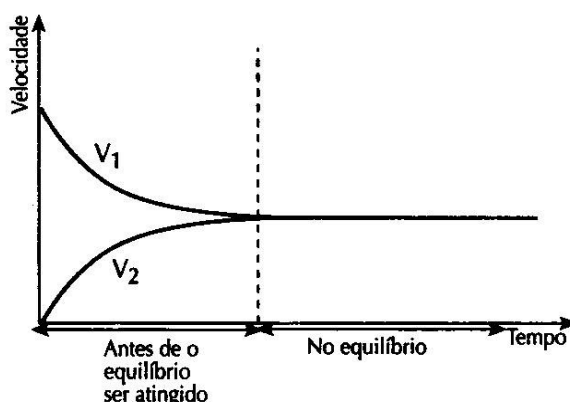


Figura 3: Representação gráfica da variação das velocidades da reação direta (V_1) e inversa (V_2) antes e depois do equilíbrio ser atingido, em função do tempo de reação.
(<http://profs.ccems.pt/PauloPortugal/CHYMICA/images/equilibrio1.jpg>)

Em qualquer gás, as moléculas possuem um movimento constante, rápido e aleatório, em todas as direções. Inevitavelmente, algumas moléculas do gás vão colidir com moléculas existentes na superfície do líquido. Algumas delas vão permanecer na parte gasosa e outras podem se dissolver na parte líquida. Como as moléculas em solução também possuem movimento constante e aleatório, da mesma forma, algumas moléculas de CO_2 que estão em solução atingem a superfície do líquido. Algumas delas permanecerão no líquido e outras terão energia suficiente para escapar para a parte gasosa. As moléculas entram e saem da

solução constantemente; esses processos ocorrem à mesma velocidade (Figura 3), o que pode ser evidenciado em uma escala macroscópica, pois a pressão e a concentração permanecem inalteradas.

Assim, pode-se dizer que o Equilíbrio Químico é o estágio da reação química em que não existe mais tendência a mudar a composição da mistura de reação, isto é, as concentrações ou pressões parciais dos reagentes e produtos, permanecem inalteradas.

AS PRINCIPAIS INVESTIGAÇÕES

O Equilíbrio Químico é um tema que possui uma elevada hierarquia conceitual (Figura 4) que requer, para a sua compreensão, outros conhecimentos, tais como Reação Química, Gases, Estequiometria, noções de Cinética e Termoquímica. Por isso, o ensino desse conteúdo é uma circunstância propícia para integrar ou aplicar conceitos anteriores e realizar um diagnóstico das dificuldades que perduram, a fim de superá-las com propostas adequadas que facilitem a aprendizagem desse tema complexo.

O aprendizado do Equilíbrio Químico, devido a sua complexidade, tem sido objeto de inúmeras investigações. Algumas são dirigidas a conhecer os erros conceituais dos estudantes (WHEELER; KAS, 1974; JOHNSTONE *et al.*, 1977; FURIÓ; ORTIZ, 1983; HACKLING; GARNETT, 1985; GORODETSKY; GUSSARSKY, 1986). Outras têm se preocupado com a busca de explicações para esses erros (BERGQUIST; HEIKKINEN, 1990; BANERJEE, 1991; FURIÓ; ESCOBEDO, 1994; GARNETT *et al.*, 1995; QUÍLEZ; SANJOSÉ, 1995; VAN DRIEL *et al.*, 1998; FURIÓ *et al.*, 2000). Ultimamente têm aparecido trabalhos que atribuem a falta de compreensão do Equilíbrio Químico à superposição dos níveis de representação macro e microscópica da Química que habitualmente se dá no ensino (GARNETT *et al.*, 1995; STAVRIDOU; SOLOMONIDOU, 2000). Todos estes trabalhos têm permitido detectar uma grande variedade de dificuldades de aprendizagem. No Brasil, destacam-se os trabalhos publicados por Pereira (1989), Machado (1996), Fiorucci (2001), Milagres e Justi (2001), Soares (2003), Maia (2005) e Souza (2007).

Pereira (1989, p. 76) discute alguns tópicos sobre como o uso da composição da mistura em equilíbrio pode evitar dificuldades aos alunos:

- (i) o sistema em equilíbrio é visto muitas vezes como tendo dois compartimentos, num dos quais estão os reagentes e no outro estão os produtos;
- (ii) os enunciados de alterações à posição de equilíbrio incluem expressões como “a posição de equilíbrio moveu-se para...”, isto é, os enunciados introduzem uma característica vetorial;
- (iii) o rendimento e extensão de uma reação levantam dificuldades de interpretação.

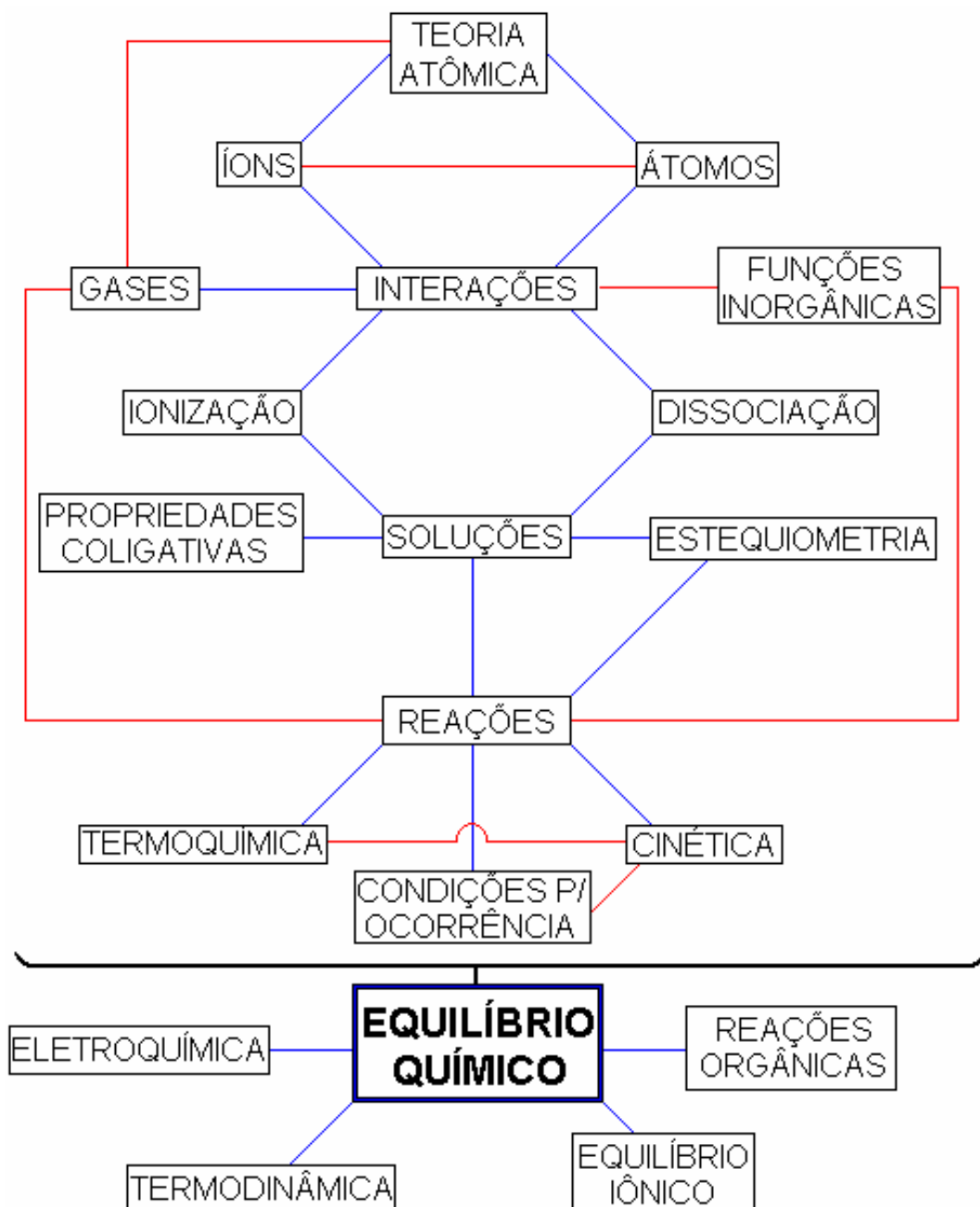


Figura 4: Mapa conceitual que evidencia a hierarquia conceitual do tema Equilíbrio Químico, (inspirado em SILVA, EICHLER, DEL PINO, 2003, p. 589).

Pereira também discute a ênfase excessiva nos aspectos matemáticos em detrimento dos conceitos. As respostas aos problemas numéricos são menos importantes do que a compreensão dos meios usados para obter as respostas (Boyd; Radimer *apud* PEREIRA, 1989, p. 79). Alguns métodos sugerem mera substituição dos valores conhecidos numa expressão explicitada para obter as respostas; isto faz com que o aluno não pense sobre o processo e utilize a substituição numa fórmula que naquele caso não se aplica. Outros métodos envolvem passos relativos a aproximações em concentrações que podem não ser óbvias para o aluno. Para resolver problemas, Radimer (*apud* PEREIRA, 1989, p. 79) aconselha o aluno a

- (i) ler o problema; (ii) visualizar a situação que vai ser discutida; (iii) escrever as equações químicas para quaisquer equilíbrios que têm lugar numa solução; (iv) escrever equações matemáticas à medida que se tornam necessárias em termos de dados do problema e (v) considerar os dados e as condições indicadas no problema e fazer aproximações dos termos de concentrações que se podem desprezar.

Além disso, Pereira (1989, p.182) relaciona algumas analogias que poderiam ser usadas pelo professor: *“uma dança para dar uma visão analógica do Equilíbrio Químico”*, onde o movimento é desordenado, a posição pode ser deslocada por um ambiente quente ou pelos indivíduos que chegam e saem do salão de baile; relacionar as perturbações do equilíbrio com problemas ocorridos no dia-a-dia dos alunos e as estratégias utilizadas para contorná-los; um jogo entre rapazes e moças atuando como átomos e moléculas em movimento pela sala de aula; um jogo, onde a turma é dividida em dois grupos com duas bolas cada grupo, cujo objetivo é *“tentar conseguir pôr o maior número de bolas possível no lado oposto”*; *“uma pessoa andando sobre uma esteira rolante”*, que, aos olhos de um observador parece parado, mas está em constante movimento; e *“um aquário duplo, e duplamente interligado, no qual se movem peixes ou ratos pode ser usado para ilustrar o ponto em que se atinge a posição de equilíbrio”*.

Machado e Aragão (1996) investigaram as concepções de uma classe da segunda série do Ensino Médio, constituída por 37 alunos, com o objetivo de perceber como os estudantes compreendem, no nível atômico-molecular o que ocorre em um sistema em estado de Equilíbrio Químico. Como instrumentos de coleta de dados foram utilizadas a observação de aulas, entrevistas com os alunos,

realização de algumas questões e análise de avaliações e trabalhos propostos pelo professor dessa turma.

A análise dos dados evidenciou uma deficiência na compreensão de aspectos importantes do tema Equilíbrio Químico, como seu aspecto dinâmico, o significado da constante de equilíbrio e a diferença entre fenômenos e suas representações. Segundo as autoras, as concepções de equilíbrio teriam origem em experiências corriqueiras como andar de bicicleta, observar uma balança ou, ainda, em estudos formais envolvendo tal conceito em disciplinas como a Física. “Tais idéias, de natureza macroscópica e sensorial, apresentam-se associáveis apenas ao mundo cotidiano concreto e não ao abstrato”; como consequência, as concepções de equilíbrio aparecem associadas à idéia de igualdade e ausência de alterações no sistema. (MACHADO; ARAGÃO, 1996, p. 18)

Outro aspecto detectado foi a idéia de compartimentalização do sistema, onde reagentes e produtos estariam em recipientes separados. Tal idéia levaria os alunos a pensar que seria possível alterar a concentração só dos reagentes ou só dos produtos; as colisões teriam lugar apenas entre os reagentes ou entre os produtos; seria possível alterar a pressão ou a temperatura em apenas um dos “lados” do equilíbrio. (MACHADO; ARAGÃO, 1996)

Segundo Machado e Aragão (1996), as idéias dos alunos parecem ter origem na forma como o conceito é abordado nas aulas de Química e nos livros didáticos, com pouca ênfase em aspectos qualitativos e conceituais – não sendo suficientes a definição dos conceitos e a realização de exercícios quantitativos.

Fiorucci, Soares e Cavalheiro (2001) apresentaram um desenvolvimento histórico e contextualizado de solução tampão e uma discussão desse tema em termos de Equilíbrio Químico. Esses autores afirmam que um 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. Eles salientam ainda que, para o entendimento do conceito de solução tampão, é necessário o conhecimento do conceito de ácido e base de Bronsted-Lowry.

Milagres e Justi (2001) analisaram modelos de ensino sobre Equilíbrio Químico apresentados em três livros didáticos⁶ para o Ensino Médio e perceberam que a maioria dos desenhos apresentados nestes livros representa sistemas macroscópicos. Este fato, segundo as autoras, é preocupante, pois “as explicações relativas à existência do estado de equilíbrio e aos processos de tal estado ser atingido e deslocado situam-se no nível microscópico” (p. 42). Por isso, poucos modelos têm como tema algum aspecto essencial para a compreensão de idéias relativas ao conceito deste tema.

Dos livros analisados pelas autoras, apenas um apresentava analogia representando um equilíbrio de forças. Esse aspecto, segundo as autoras, não pode ser transposto para um Equilíbrio Químico – o que é ainda mais preocupante, porque os autores dos livros nem comentam a ilustração. Milagres e Justi (2001) sugerem a utilização da analogia de uma pessoa correndo em uma esteira, pois o aluno pode perceber o significado de uma situação dinâmica (pessoa correndo) resultando em algo estático (não modificando a posição). Porém ressaltam a importância de o professor discutir as limitações da analogia com os alunos.

Nenhuma ilustração encontrada nesses livros traz a questão da dinamicidade dos sistemas em equilíbrio, o que contribui para a dificuldade de os alunos entenderem como ocorrem as reações e como o estado de equilíbrio é atingido. Essa explicação ficaria então a cargo do professor.

Foram encontrados alguns gráficos associados a desenhos em que o “aluno pode ‘ver’ a ocorrência da reação, ao mesmo tempo em que, através do gráfico, acompanha o processo de o estado de equilíbrio ser atingido” (MILAGRES e JUSTI, 2001, p. 45). As autoras recomendam esse modelo de ensino com o propósito de evitar que essas idéias se formem isoladamente. Apesar disso, foram encontrados esquemas que não contribuem para o entendimento, mas ao contrário, incentivam a memorização de regras – como as setas que indicam se o equilíbrio desloca para a direita ou para a esquerda.

A maioria dos desenhos encontrados nesses livros não fundamenta discussões de idéias, apenas descreve ou ilustra algum sistema. As autoras também

⁶ CARVALHO, G. C. **Química Moderna**, v.2, São Paulo: Scipione, 1995; PERUZZO, F. M.; CANTO, E. L. **Química na Abordagem do Cotidiano**, v.2, 3.ed. São Paulo: Moderna, 2003; USBERCO, J., SALVADOR, E. **Química**, v.único, 5.ed. São Paulo: Saraiva, 2002.

evidenciaram as cores das ilustrações que, muitas vezes, chegam a influenciar o modo como os alunos entendem o assunto.

Soares, Okumura e Cavalheiro (2003) propuseram um jogo didático utilizando bolas de isopor e caixas de papelão para facilitar o entendimento do conceito de Equilíbrio Químico. O jogo proposto consiste na troca de elementos entre dois conjuntos, em intervalos de tempo pré-determinados, da seguinte maneira: inicia-se a atividade com dez bolas na caixa A; a cada cinco segundos, transfere-se uma bola da caixa A para a caixa B; a partir de um determinado tempo, a cada bola de A colocada em B, transfere-se outra bola de B para A, simultaneamente. Após a atividade, os alunos constroem tabelas e gráficos com os resultados.

Segundo os autores, com os resultados obtidos, pode-se associar a transferência de bolas com o conceito de reação química, os elementos presentes em A e B com reagentes e produtos dessa reação e sua quantidade com a concentração fazendo a “transposição conceitual” (SOARES *et al.*, 2003, p. 15).

Este jogo tem características muito semelhantes a um sistema em Equilíbrio Químico como: *i*) dinamicidade (associada com o movimento constante das bolas), *ii*) velocidades iguais para as reações direta e inversa, depois de atingido o equilíbrio e *iii*) as concentrações permanecem constantes no equilíbrio (o número de bolas não se altera).

Esse jogo foi testado por professores da rede estadual com cerca de 100 alunos e percebeu-se que houve melhora significativa no entendimento dos conceitos de Equilíbrio Químico e constante de equilíbrio, além de fazer com que os alunos trabalhassem com a construção de tabelas e gráficos. Os autores ressaltam a importância de o professor, ao usar uma analogia como esta, lembrar que o sistema proposto apresenta limitações e diferenças em relação ao sistema químico real: “caixas e bolas são parte de uma representação palpável e macroscópica de um conceito microscópico e abstrato.” (SOARES *et al.*, 2003, p. 16).

Maia *et al.* (2005) propuseram um experimento que consiste na obtenção do equilíbrio $2\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ e na reação de um dos gases com água para produção de chuva ácida. Segundo os autores, por meio de uma aula prática simples, o aluno pode aprender conceitos qualitativos sobre Equilíbrio Químico e sobre acidez e basicidade, além de conhecer como se forma um dos componentes da chuva ácida e como ela atua na deterioração de monumentos de mármore.

Os experimentos sugeridos por esses autores são bastante encontrados em livros didáticos por causa dos gases que têm colorações diferentes: enquanto o dióxido de nitrogênio (NO_2) é castanho avermelhado, o tetraóxido de dinitrogênio (N_2O_4) é incolor. Quando o equilíbrio é deslocado em um sentido ou em outro, pode-se verificar facilmente um aumento ou diminuição na intensidade da coloração avermelhada, indicando para onde o equilíbrio está sendo deslocado.

Este mesmo experimento foi discutido por Maldaner (2000, p. 250), que sugeriu a execução e posterior discussão com um grupo de professores de Química. Uma professora relatou que, durante a realização do experimento com seus alunos, percebeu que para muitos estudantes, a mudança na coloração do sistema de incolor para castanho, poderia ser explicada pelo fato de as moléculas de NO_2 estarem mais juntas ou separadas, devido ao aquecimento do sistema. Os alunos manifestaram a noção de que a intensidade da cor castanho-escura indicava maior concentração de NO_2 (maior número de moléculas por unidade de volume), mas não assimilavam a idéia de que esse aumento na concentração era possível às custas da diminuição da concentração do outro gás (N_2O_4), ou seja, que, de fato, o número de moléculas de NO_2 deveria ser maior em temperatura mais alta. “E isto é crucial para começarem a entender um sistema químico em equilíbrio” (MALDANER, 2000, p. 250).

Maldaner (2000, p. 250) afirma que “a idéia de equilíbrio, para os alunos, está associada, muito fortemente, com a ‘idéia de igualdade’ (MACHADO, 1992)”, e que isso “dificulta a compreensão científica do Equilíbrio Químico”. Segundo Maldaner (2000, p. 250), um professor teria mais chances de mediar um novo nível de compreensão do Equilíbrio Químico se discutisse a interação entre as substâncias componentes do equilíbrio de tal modo que reagentes e produtos são consumidos e formados com a mesma velocidade. Como o sistema estava fechado e em equilíbrio, o aumento da quantidade total de NO_2 no sistema lhes parecia impossível e isto os levou a criar uma interpretação equivocada do que estava do que estava acontecendo: a de que o “calor juntava mais as moléculas”.

Segundo Maldaner (2000, p. 250) para não abrir mão da idéia de igualdade, os alunos criam outras explicações, que também não correspondem às idéias científicas com as quais já tiveram contato em contexto escolar. Pelas aprendizagens anteriores os alunos deveriam dominar a idéia de que em temperaturas mais elevadas as moléculas tendem a afastar-se umas das outras.

Uma das professoras se deu conta disso e evocou as mudanças de estado físico das substâncias com o aumento da temperatura como evidência de que as moléculas se afastam com o aquecimento e não se juntam, conforme queriam alguns alunos. No entanto, sabemos que no sistema em questão esse argumento não vale, pois o sistema é gasoso e pelo fato de estar fechado não permite maior expansão dos gases, ou maior afastamento entre as moléculas, apenas o aumento de sua energia cinética.

Souza (2007) investigou o papel atribuído por licenciandos em Química às discussões acerca da natureza dessa disciplina, com especial atenção à exploração dos fenômenos relacionados ao Equilíbrio Químico, em nível microscópico. A coleta de dados deu-se a partir de duas atividades com objetivos complementares, e que serviram de base para entrevistas. Na primeira atividade, os estudantes discorreram, dentre outros aspectos, sobre a importância da existência de discussões acerca da natureza da Química e das discussões dos fenômenos em nível teórico-conceitual em situações de ensino-aprendizagem. Já na segunda atividade, situações-problema foram apresentadas e passava-se a um momento em que aos estudantes era dada a oportunidade de aplicar suas estratégias de raciocínio e interpretação de fenômenos.

No trabalho desenvolvido por Souza (2007, p. 6) os resultados corroboraram a “já alarmada ausência de reflexões epistemológicas” nos cursos de formação inicial, responsável pela insistente ocorrência de concepções distorcidas de ciência e conhecimento científico identificadas ao longo da pesquisa. Uma análise mais cuidadosa, porém, mostrou a contradição entre a ciência Química “vendida” nas universidades, depreendida da dificuldade apresentada pelos estudantes na construção do raciocínio abstrato e na discussão de sua importância, e as “expectativas não correspondidas” desses licenciandos. Assim, apesar de não conseguirem, de forma geral, estabelecer discussões aprofundadas acerca da epistemologia da Química, a maioria dos estudantes buscou nas proposições em nível teórico-conceitual as bases para a melhor fundamentação – ou mesmo entendimento – dos fenômenos relacionados ao Equilíbrio Químico discutidos.

Raviolo e Aznar (2003) realizaram um trabalho de revisão bibliográfica de artigos que indagam empiricamente as concepções e dificuldades dos alunos acerca do Equilíbrio Químico, publicados em revistas e livros de investigação.

A análise destas investigações foi orientada pelas seguintes perguntas: “Que amostras foram estudadas?”, “Que metodologia utilizaram para indagar as concepções alternativas?”, “Que aspectos do Equilíbrio Químico avaliaram?”, “Que concepções alternativas e dificuldades detectaram?”, “Como classificaram essas concepções?” e “Que sugestões didáticas propõem a partir dos resultados encontrados?” (RAVIOLO; AZNAR, 2003 p. 61).

Quadro 1: Investigações sobre as concepções alternativas. (*adaptado a partir de Raviolo e Aznar (2003) p. 61*).

Autor(es)	Ano	Metodologia	Amostras, nível educativo
Buell e Bradley	1972	Q	70 estudantes, nível médio
Johnstone, MacDonald e Webb	1977	TME	225 estudantes, nível médio
Wheeler e Kass	1978	TME	99 estudantes, nível médio
Felipe Lorenzo	1981	Q, TME	80 estudantes, nível médio
Pereira	1981	RP	300 estudantes, nível médio
Furió e Ortiz	1983	TME	1 estudante de nível médio e 55 licenciados
Cros e outros	1984	TME	200 estudantes universitários (1º ano)
Hackling e Garnett	1985	E	30 estudantes nível médio
Gorodetsky e Gussarsky	1986	RP, TME, TCL	160 estudantes nível médio
Gussarsky e Gorodetsky	1988	TAP	160 estudantes nível médio
Maskill e Cachapuz	1989	TAP	30 estudantes nível médio
Cachapuz e Maskill	1989	RP, TAP	30 estudantes nível médio
Camacho e Good	1989	TP, TPV	13 estudantes nível médio e universitário e 10 professores (doutorandos)
van der Borgh e Mabilie	1989	Q	559 estudantes nível médio
Bergquist e Heikkinen	1990	TPV	Estudantes universitários (1º ano)
Gussarky e Gorodetsky	1990	TAP	160 estudantes nível médio
Bradley, Gerrans e Long	1990	TME	29 professores, 26 licenciandos, 105 estudantes nível médio
Banerjee	1991	Q, TME	69 professores nível médio, 162 licenciandos (4º ano)
Niaz	1995	Q, RP	78 estudantes universitários (1º ano)
Quílez e Solaz	1995	Q	170 estudantes universitários (1º ano), 40 professores (médio e universitários)
Huddle e Pillay	1996	RP	Mais de 600 estudantes universitários (1º ano)
Quílez	1998	Q, TME	70 estudantes universitários (1º ano), 35

			(2º), 74 licenciandos, 69 professores nível médio.
Thomas e Schwenz	1998	E	16 universitários (curso Físico-Química)
van Driel e outros	1998	O, Q	Mais de 400 estudantes (15-16 anos)
Voska e Heikkinen	2000	TME	95 universitários (1º ano)
Furió e Calatayud	2000	Q	45 estudantes nível médio, 60 universitários (1º ano) e 90 (3º ano)
Raviolo e Martinez Aznar	2000	E, TME	493 universitários (1º ano – 19 anos)

Legenda: **Q:** questionário; **E:** entrevista; **O:** observações; **TME:** teste múltiplas escolhas; **RP:** resolução de problemas; **TAP:** teste de associação de palavras; **TCL:** teste de classificação livre; **TPV:** técnica do protocolo verbal ou “pensar alto”.

Os resultados obtidos sobre a metodologia e amostras estudadas nessa revisão se encontram no quadro 1.

Ainda que a maioria desses estudos se enquadre na orientação construtivista, concordam com distintos enfoques, como as investigações com orientação piagetiana da década de 70; outras insistem no conhecimento científico e reforçam o caráter de “erros” de concepções; outras indagam a estrutura cognitiva com a que os estudantes relacionam os conceitos da temática; e outras têm, unicamente, um caráter descritivo, sem formular hipóteses sobre a origem das concepções ou sobre como tratá-las didaticamente.

O artigo de Johnstone, MacDonald e Webb (1977) pode ser considerado como pioneiro no estudo das concepções alternativas dos estudantes em Química, constituindo-se referência obrigatória de outros trabalhos.

Neste sentido, com relação à terminologia, se observa um progressivo abandono, com o passar do tempo, do termo “concepção errônea” (*misconception*) que tinha sido suplantado especialmente pelo de “concepção alternativa”.

Tendo em conta os três enfoques de investigação sobre o conhecimento dos alunos traçados por Pintó, Aliberas e Gómez (1996), a saber, concepção alternativa, formas de raciocínio e modos mentais, observa-se que a maioria das investigações se enquadra no primeiro enfoque. No segundo enfoque, sobre formas de raciocínio, se encontram as primeiras investigações sobre esquemas piagetianos e a de Furió e Calatayud (2000) ao tratar, em particular, a fixação e redução funcional; também esse tipo de raciocínio é usado por outros autores para explicar a origem de algumas das concepções alternativas encontradas.

Com relação ao instrumento, as formas de indagação comumente usadas foram os questionários e as entrevistas. Muitos testes de múltipla escolha solicitaram

também uma explicação das respostas selecionadas. No estudo de van Driel e outros (1998), as observações se realizaram sobre grupos de discussões de experimentos. Em geral, os autores concordam entre si quanto à necessidade de complementar as investigações com mais de uma técnica de indagação, por exemplo, níveis escritos com entrevistas, para justificar as conclusões obtidas nos questionários.

O aspecto mais estudado (aproximadamente 60% das investigações), e sobre o qual se tem debatido muito, refere-se à utilização do princípio de Le Chatelier para prever a evolução de um sistema em equilíbrio quando perturbado.

Além disso, indagar exclusivamente as idéias dos estudantes sobre esse aspecto do fenômeno pode deixar em segundo plano as concepções mais básicas como: (a) a imagem do sistema em equilíbrio (recipiente fechado, dinamismo, constância das concentrações, composição da mistura em equilíbrio) e (b) os aspectos cinéticos (modo de colisões, constância e variação de velocidades de reação em diferentes momentos).

Dado o volume de informação e a extensão das dificuldades que os alunos apresentaram, Raviolo e Aznar (2003, p. 63) fizeram uma sistematização que permitiu uma classificação das dificuldades e concepções alternativas. As categorias propostas para essa análise e as concepções alternativas encontradas foram:

a) *conceitos prévios que se utilizam no estudo do Equilíbrio Químico:*

- ✓ indiferença entre quantidade e concentração. Ex: massa-concentração;
- ✓ indiferença ou não aceitação das reações reversíveis;
- ✓ confusão entre coeficientes estequiométricos e quantidades presentes em uma reação química;
- ✓ confusão entre o comportamento dos gases;
- ✓ incapacidade no desenvolvimento de proporcionalidade;
- ✓ inadequada compreensão microscópica das reações químicas.

b) *características de um sistema em Equilíbrio Químico:*

- ✓ indiferença entre sistemas em equilíbrio e sistemas que não estão;
- ✓ desconhecimento das condições de ser um sistema fechado;
- ✓ indistinção das composições iniciais e em equilíbrio;
- ✓ não admissão da coexistência de todas as espécies;
- ✓ compartimentação do equilíbrio;
- ✓ não mantém constantes as concentrações a 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.

c) *Linguagem, simbolismo empregado e constante de equilíbrio*

- ✓ associação do termo “equilíbrio” a uma igualdade ou imobilidade;
- ✓ incorreta interpretação da dupla seta com diferentes longitudes;
- ✓ desconhecimento de quando K é constante;
- ✓ mantém K inalterada frente variações da temperatura;
- ✓ consideração de que no equilíbrio K_c é igual a 1,

d) *Efeito das mudanças de variáveis sobre o equilíbrio (aplicação do princípio de Le Chatelier)*

- ✓ maiores dificuldades ao aplicar Le Chatelier frente a mudanças de temperatura;
- ✓ aplicações do princípio de Le Chatelier em situações inapropriadas;
- ✓ não consideração de todos os fatores que afetam o equilíbrio (controle de variáveis);
- ✓ dificuldades ao comparar as concentrações entre um equilíbrio inicial e um final;
- ✓ aplicação de Le Chatelier a situações que conduzem a previsões incorretas;
- ✓ incompreensão do efeito da adição de um gás inerte a um sistema em equilíbrio;
- ✓ não uso de Q e K para prever a evolução.

e) *Velocidade da reação*

- ✓ confusão entre velocidade e extensão;
- ✓ a velocidade direta aumenta ao aproximar-se do equilíbrio;
- ✓ quando a velocidade direta aumenta frente a uma perturbação, a velocidade inversa deve diminuir e vice-versa;
- ✓ igualdade das velocidades direta e inversa com as do equilíbrio inicial;
- ✓ aplicação de Le Chatelier a velocidades.

f) *Catalisadores*

- ✓ o catalisador não afeta a reação inversa;
- ✓ o catalisador diminui a velocidade inversa;
- ✓ o catalisador produz maior proporção de produtos em uma amostra em equilíbrio.

g) *Energia*

- ✓ má interpretação da informação referente ao ΔH ;
- ✓ não relação ΔG° com a extensão do equilíbrio;
- ✓ confusão de ΔG° com ΔH ;
- ✓ não compreensão de um processo termodinamicamente reversível;
- ✓ indiferenciação temperatura-energia;

- ✓ confusão de energia de ativação com ΔG° .

h) Equilíbrios heterogêneos

- ✓ confusão entre massa e concentração;
- ✓ incompreensão do papel do sólido;
- ✓ a adição de mais sólido modifica o equilíbrio.

Em geral, a maior parte das concepções foi estudada em mais de uma investigação realizadas em diferentes contextos. Entre as dificuldades mais constatadas pelas investigações estão: (a) a confusão entre quantidade e concentração, (b) a imagem estática e (c) a imagem compartimentada (reagentes e produtos separados) do equilíbrio. Tal sistematização apóia o reconhecimento de uma das características admitidas das concepções alternativas: o fato de que são comuns a estudantes de diferentes níveis, idades, gênero e culturas. Em maior medida, essa universalidade é observada em um tema como o Equilíbrio Químico, que se constrói no âmbito acadêmico e não no contexto cotidiano. Por exemplo, no ensino formal desse tema se utilizam metodologias e livros de textos similares, algo que se manifesta, especialmente, nos cursos universitários nos quais se encontra uma grande uniformidade na forma de ensino.

Outros trabalhos recentes são o de Hernando e outros (2003) e o de Fabião e Duarte (2005).

Hernando e colaboradores (2003) realizaram um trabalho de revisão selecionando os principais obstáculos de aprendizagem encontrados em estudantes de Química, devido a deficiências conceituais, epistemológicas e atitudinais do ensino convencional dos conceitos científicos e, em particular, aquelas que não levam em conta as orientações construtivistas.

Dentre os pontos levantados por Hernando *et al.* (2003, p. 112) estão: *i*) saber caracterizar macroscopicamente quando um sistema químico alcança o estado de equilíbrio – relacionando com as variações das propriedades do sistema (temperatura, pressão); *ii*) atribuir, em escala microscópica, um caráter dinâmico ao estado de equilíbrio e saber solucionar um problema aplicando este modelo; *iii*) entender que a igualdade das velocidades não significa que a extensão dos processos direto e inverso é a mesma (ou seja, que a reação não ocorre necessariamente com rendimento de cinquenta por cento); *iv*) saber aplicar diferentes estratégias para concluir qual será o sentido da evolução do sistema em

equilíbrio quando este é perturbado – levando em consideração as limitações do princípio de Le Chatelier.

Hernando *et al.* (2003) aplicaram estas questões em um grupo de alunos do Ensino Médio e percebeu que um pequeno número de estudantes (8%) conseguia relacionar situações macro e microscópicas com a representação de Equilíbrio Químico. A idéia de Equilíbrio Químico apareceu com frequência associada com cálculos da lei de equilíbrio ou com a utilização cega do princípio de Le Chatelier. Somente 11% dos alunos conseguiram expressar qualitativamente o significado da constante de equilíbrio e 72% se limitaram a dar explicações puramente operativas. Nas questões qualitativas, 6% dos estudantes deram explicações a nível microscópico e a maioria dos alunos utilizou o princípio de Le Chatelier, confirmando a fixação funcional que existe no uso deste princípio como única estratégia para explicar o sentido da evolução de um sistema quando o equilíbrio é perturbado.

Fabião e Duarte (2005) investigaram o uso de analogias no processo de ensino-aprendizagem do conceito Equilíbrio Químico, tendo como objetivo descobrir eventuais dificuldades dos alunos na produção e exploração de analogias no tema “alterações do estado de equilíbrio e o princípio de Le Chatelier”. O estudo foi realizado com 18 alunos que freqüentavam o primeiro ano de um curso de formação de professores de Ciências da Natureza e Matemática, no âmbito da disciplina de Química, em Portugal.

Neste estudo, os alunos foram divididos em dois grupos que produziram analogias sobre o tópico em estudo e, em seguida, apresentaram-nas aos demais colegas. Um dos grupos produziu as seguintes associações: “efeito da temperatura” a uma panela de pressão; “efeito da concentração” a um porta-lápis e “efeito da pressão/volume” a balões comunicantes. O outro grupo associou o “efeito da temperatura” a um aparelho de ar condicionado, o “efeito da concentração” a uma flor em água com corante e, o “efeito da pressão/volume” com uma célula animal.

Os principais resultados obtidos por Fabião e Duarte (2005) apontaram para diversas dificuldades dos alunos na produção e exploração de analogias, que parecem estar estreitamente relacionadas com a falta de conhecimentos do tópico em estudo e com o desconhecimento do funcionamento de alguns dos análogos escolhidos, não tendo eles se dado conta das situações que poderiam induzir/reforçar concepções alternativas, como a compartimentalização do sistema. Mesmo diante destas dificuldades, os autores reforçam a “importância de

proporcionar situações pedagógico-didáticas onde os futuros professores sejam incentivados a utilizar e/ou produzir analogias” (FABIÃO; DUARTE, 2005, p. 15).

CAMINHOS METODOLÓGICOS

“Ensino porque busco, porque indaguei, porque indago e me indago. Pesquiso para constatar, constatando, intervenho, intervindo educo e me educo”.

(Paulo Freire)

Este estudo adota uma abordagem qualitativa, do tipo estudo de caso, tendo como objeto de estudo, o conhecimento do conteúdo específico, nomeadamente, do Equilíbrio Químico, pelos futuros professores de Química.

Segundo Bogdan e Biklen (1994), a investigação qualitativa enfatiza a descrição, a indução, a teoria fundamentada e o estudo das percepções pessoais. Tal investigação assume muitas formas e é conduzida em múltiplos contextos. Além disso, ela assume a perspectiva de carácter qualitativo porque a ênfase recai na captação de significados, nas definições da situação e nos pontos de vista dos sujeitos envolvidos (OLABUENAGA; ISPIZUA, 1989 *apud* SILVA, 2003, p. 53).

Nesses estudos, as questões investigativas não são delimitadas com indicações de variáveis, como no caso de pesquisas em que se explora causa e efeito, mas são orientadas para a compreensão dos fatos/fenômenos em toda a sua complexidade e carácter histórico.

A abordagem do tipo estudo de caso caracteriza-se por ser o estudo de *um* caso, que pode ser similar a outros, mas é ao mesmo tempo distinto, pois tem um interesse próprio, singular. Segundo Goode e Hatt (1968, *apud* LÜDKE; ANDRÉ, 1986, p. 17), o caso se destaca por se constituir numa unidade dentro de um

sistema mais amplo. “O interesse, portanto, incide naquilo que ele tem de único, de particular, mesmo que posteriormente venham a ficar evidentes certas semelhanças com outros casos ou situações”. (LÜDKE; ANDRÉ, 1986, p. 17)

Segundo Lüdke e André, (1986, p. 18), a abordagem qualitativa de estudo de caso tem algumas características fundamentais, tais como: *i) visar à descoberta*, pois o pesquisador estará sempre buscando novas respostas e novas indagações no desenvolvimento do seu trabalho; *ii) enfatizar a interpretação do contexto*, pois, para a “apreensão mais completa do objeto, é preciso levar em conta o contexto em que ele se situa”; *iii) buscar retratar a realidade de forma completa e profunda*, enfatizando a complexidade natural das situações e evidenciando a inter-relação dos seus componentes; *iv) usar uma variedade de fontes de informações*, com variedade de dados, coletados em diferentes momentos e situações; *v) revelar experiência vicária e permitir generalizações naturalísticas*, cabendo ao leitor aplicar as generalizações à sua situação; *vi) representar os diferentes e às vezes conflitantes pontos de vista presentes numa situação social e*, *vii) utilizar uma linguagem e uma forma mais acessível do que outros relatórios de pesquisa*.

A preocupação central, ao desenvolver um estudo de caso, segundo Lüdke e André (1986, p. 21), é a “compreensão de uma instância singular. Isso significa que o objeto estudado é tratado como único, uma representação singular da realidade que é multidimensional e historicamente situada”.

Inicialmente, a proposta de estudo era entrevistar professores do Ensino Médio, na tentativa de verificar suas principais dificuldades na ensinagem do conteúdo Equilíbrio Químico. O plano era escolher três ou quatro professores de Química, que ministrassem aulas no terceiro ano do Ensino Médio – período em que normalmente é trabalhado tal conteúdo – observar as aulas, entrevistá-los e analisar o material didático utilizado por eles.

Em seguida, iniciou-se a busca por sujeitos para a pesquisa, mas os professores contatados disseram ministrar o conteúdo apenas no final do terceiro ano e se houvesse tempo para isso. Em meados de novembro do ano de 2005, foi feito um novo contato com esses professores que relataram a sua impossibilidade de abordar tal tópico do conteúdo naquele ano, uma vez que ocorreram muitas reuniões na escola, além de feiras de ciências e outras atividades que não estavam previstas anteriormente, as quais causaram atraso na programação. Outros não se mostraram dispostos a participar do estudo, o que impossibilitou a execução do

projeto inicial de investigação. Apenas uma professora, desse grupo de profissionais, aceitou participar da investigação. Tal fato serviu para reforçar a visão inicial de que o tema Equilíbrio Químico é pouco trabalhado no Ensino Médio.

Por isso, o projeto de pesquisa foi reformulado e o foco da pesquisa passou a ser o conhecimento específico sobre Equilíbrio Químico dos futuros docentes, alunos do curso de Licenciatura em Química de uma universidade no estado de Minas Gerais, na expectativa de que os resultados da investigação indicassem por que os professores de Química não se sentem à vontade para ensinar Equilíbrio Químico ou por que alguns educadores omitem este assunto, no Ensino Médio.

A Universidade investigada possui dois cursos de Química nas modalidades de Licenciatura e Bacharelado. Tais cursos foram reconhecidos em dezembro de 1980. Eles são ministrados em período integral, com regimes de estudos semestrais e oferecem, semestralmente, um total de 20 vagas. Ambos têm duração de 8 semestres; a carga horária total de Bacharelado é de 3510 horas/aula, enquanto a da Licenciatura é de 3300 horas/aula. Segundo a grade curricular, (Anexo 1), os quatro primeiros períodos são comuns aos dois cursos, podendo o aluno fazer opção por um dos cursos ou pelos dois.

O curso de Licenciatura Plena em Química visa formar profissionais com conhecimentos científicos e pedagógicos suficientes para exercerem magistério em Química, em todos os níveis do Sistema Educacional, e exercer atividades nas indústrias químicas e correlatas como: vistoria, perícia, avaliação, arbitramento e serviços técnicos, elaboração de pareceres, laudos e atestados, análise química e físico-química-biológica, bromotológica, toxicológica e legal, padronização e controle de qualidade, objetiva formar profissionais com conhecimentos científico e tecnológico suficientes para exercerem atividades nas áreas de Química pura e aplicada, na indústria química e correlatas, ou em qualquer estabelecimento ou situação em que se utilize reações químicas controladas ou operações unitárias da indústria química. (MANUAL DO CANDIDATO Jul/2007 p. 46).

A média de candidatos ao curso de Química é 8,6 candidato/vaga⁷, ou seja, é um curso que tem uma procura relativamente pequena, quando comparado a outros cursos da mesma universidade, como medicina, enfermagem ou veterinária, por exemplo, que apresentam média 69,4, 25,7 e 23,4, respectivamente.

Os alunos são, em geral, provindos dos mais diversos municípios do Estado de Minas Gerais e de outros estados. Devido ao fato de o curso ser em período integral,

⁷ Média referente aos processos seletivos Fevereiro e Julho/2003, Janeiro, Julho e Dezembro/2004 e Julho/2005. Dados fornecidos no site da universidade em questão.

a maior parte deles não atua no mercado de trabalho. Poucos atuam como professores no Ensino Médio, principalmente na rede privada, e a maior parte realiza pesquisas de iniciação científica, remuneradas ou não, com professores do próprio curso, nas mais diferentes áreas da Química.

Como fonte de dados, foram utilizadas entrevistas semi-estruturadas e um questionário (anexo 2), com questões abertas sobre Equilíbrio Químico, e planos de aula elaborados por alguns alunos.

Foram aplicados questionários aos universitários matriculados nas disciplinas Metodologia para o Ensino de Química (do sexto período), Prática do Ensino de Química 1 (do sétimo período) e Prática do Ensino de Química 2 (do oitavo período).

Nas entrevistas, os alunos eram questionados sobre sua formação acadêmica, especificamente sobre a forma como o tema Equilíbrio Químico foi trabalhado no Ensino Superior. Os questionários tinham como objetivo verificar o que esses futuros professores sabiam a respeito do Equilíbrio Químico.

Foi solicitado aos doze alunos matriculados na disciplina Prática do Ensino de Química 1 que elaborassem um plano de aula sobre o conteúdo específico Equilíbrio Químico, sem especificar o tópico a ser trabalhado. Foram recebidos para análise dez planos de aula, dos quais quatro enfocaram aspectos relacionados à introdução do conteúdo específico, cinco tratavam do tema deslocamento do equilíbrio e um dos planos abrangia todo o conteúdo, porém de forma bastante resumida. Dois alunos não entregaram o plano para análise. Aquele que abrangia todo o conteúdo foi desconsiderado por estar apenas na forma de tópicos, não detalhando os exemplos que seriam utilizados nem as estratégias metodológicas propostas.

Os critérios para a seleção dos sujeitos que responderam ao questionário e entrevistas foram: ser aluno do curso de Licenciatura em Química; estar cursando disciplinas sobre ensino de Química (6º, 7º e 8º período) e ter disponibilidade para responder ao questionário. Foram envolvidos nesse processo 47 (quarenta e sete) alunos, que responderam ao questionário na sala de aula, o que foi considerado um número significativo, pela dimensão da amostra, que abrangeu a totalidade dos discentes matriculados naquelas disciplinas. Dos estudantes que responderam ao questionário, foram sorteados cinco alunos de cada período (6º, 7º e 8º período), perfazendo o total de 15 pessoas, para o processo de entrevista.

Na utilização do questionário, como instrumento de busca de dados, foram seguidas as sugestões de Carmo e Ferreira (1998) em relação ao cuidado a ser

posto na formulação de perguntas e na forma mediatizada de contatar com os inquiridos. Na formulação de perguntas, a necessidade de ter uma coerência intrínseca e uma forma lógica para quem responde ao questionário. Na forma mediatizada de contato com os inquiridos, os autores sinalizam para os cuidados que se deve ter com os canais de comunicação selecionados, técnicas utilizadas para evitar a recusa ao fornecimento de respostas e a garantia da fiabilidade. Quanto à aplicação dos questionários, optamos pela via “por portador” (CARMO; FERREIRA, 1998), que exigiu uma prévia preparação de quem os levou. Uma das vantagens dessa opção é evitar o uso indevido do questionário, tanto na forma de preenchimento das questões, quanto na fidedignidade das respostas. Para se evitar as não-respostas, foi elaborado um sistema simples de perguntas, com instruções claras e acessíveis. A fiabilidade foi garantida pelo rigor nos “procedimentos metodológicos quanto à concepção, seleção dos inquiridos e administração no terreno” (CARMO; FERREIRA, 1998).

O questionário foi validado por uma professora de Química Geral que ministra aulas sobre Equilíbrio Químico para alunos da graduação na Universidade em questão. Nos questionários, foram solicitadas informações referentes a: definição de Equilíbrio Químico; representação de um sistema em Equilíbrio Químico e aplicações do Princípio de Le Chatelier.

No procedimento para busca de dados, foram mantidos contatos com os licenciandos investigados, instigando-os a participar da pesquisa. Antes de se iniciar a aplicação, foi feita a apresentação dos objetivos da pesquisa e da sua importância para a construção de um projeto de ensino voltado para esse tema. Foram dadas as instruções para o preenchimento do questionário, destacando-se que os sujeitos investigados não seriam identificados.

Os estudantes receberam o questionário e imediatamente o responderam. O tempo de duração foi, em média, de 30 minutos. Os questionários respondidos foram lidos no seu todo. A seguir, foram agrupadas as respostas por afinidades para cada questão, sendo os dados analisados empregando-se um procedimento da estatística descritiva (média, porcentagem) de modo que fossem detectadas as informações ou dados que ocorressem com maior frequência.

O primeiro momento na construção dos dados consistiu na transcrição dos registros magnéticos das entrevistas. Nessa transcrição, foram substituídos os nomes das pessoas por letras A, B, C, D... e, em seguida, foi realizada uma breve

descrição de cada depoimento com o respectivo registro do tempo de gravação. Ao final desse processo, as gravações de todas as entrevistas foram desgravadas.

Transcritas e codificadas as entrevistas, obteve-se o *corpus* de análise desse trabalho, que correspondeu a cerca de quinze horas – em média, uma hora de duração por entrevista – de registros de áudio.

Na sequência, foi realizada uma leitura cuidadosa e investigativa das transcrições, procurando-se, no texto, as informações que se faziam necessárias e ao mesmo tempo levantando-se outros temas que não figuravam no projeto, mas que naquele momento, avultavam-se como importantes.

A análise dos dados foi dividida em três momentos: *o que anunciam as entrevistas, o que revelam os questionários e o que indicam os planos de aula.*

O QUE REVELAM OS QUESTIONÁRIOS

“O professor pensa ensinar o que sabe, o que recolheu nos livros e da vida, mas o aluno aprende do professor não necessariamente o que o outro quer ensinar, mas aquilo que quer aprender”.

(Affonso Romano de Sant’Anna).

Considerando o propósito desta investigação, foram elaboradas três categorias de análise delineadas a partir das questões de estudo estruturadas nos seguintes itens: *definição de Equilíbrio Químico; representação valendo-se de modelos e princípio de Le Chatelier*, que foi subdividido em: *efeito da variação da concentração, adição de catalisador, variação da temperatura, variação da pressão, variação do volume e aplicação prática do princípio de Le Chatelier*.

Definição de Equilíbrio Químico

Ao analisar a definição dada pelos futuros professores destacamos as seguintes idéias: igualdade (22,8%), deslocamento do equilíbrio (relacionado ao princípio de Le Chatelier – 19%), dinamicidade (15,25%), estaticidade (ausência de alterações no sistema, o que inclui a idéia de que a reação não acontece mais (GORODETSKY; GUSSARSKY, 1986) – 15,2%), velocidade (15,2%) e rendimento (10,1%). E 2,5% dos licenciados deixaram esse item sem responder.

A respeito do significado do estado de Equilíbrio Químico algumas respostas foram incluídas em mais de uma subcategoria, como, por exemplo, a resposta de um dos alunos do 6º período que sugeria a idéia de *igualdade* e de *deslocamento*.

“fundamentado pelo princípio de Lavoisier na lei da conservação das massas. O Equilíbrio Químico nos fala que à quantidade dos reagentes deve ser equimolar à quantidade dos produtos. À medida que um deles é consumido, o equilíbrio tende a se deslocar para repor esta quantidade consumida.” (aluno C)

Quando esse aluno diz que a “*quantidade dos reagentes deve ser equimolar à quantidade dos produtos*”, parece que ele não diferencia o que é *igual* do que é *constante*, no estado de Equilíbrio Químico.

Tabela 1: Respostas dos alunos a respeito do significado do estado de Equilíbrio Químico, com as respectivas porcentagens e alguns exemplos de respostas, em porcentagem.

Idéias chaves	Respostas	porcentagem
<i>igualdade</i>	“...reagentes e produtos se transformando um no outro simultaneamente...”	23
<i>deslocamento</i>	“...se aumentarmos a quantidade de reagente, a formação de produto aumentará proporcionalmente...”	19
<i>dinamicidade</i>	“...o sistema parece parado, mas está em constante movimento...”	15
<i>estaticidade</i>	“...quando todo o reagente foi consumido e todo o produto já está formado...”	15
<i>velocidade</i>	“...quando a velocidade da reação direta igual a inversa...”	15
<i>rendimento</i>	“...quando a concentração dos reagentes permanece constante, não tendo rendimento 100%...”	10
<i>em branco</i>		3

Alguns alunos definiram Equilíbrio Químico valendo-se de exemplos e utilizando características macroscópicas da situação de equilíbrio (processo reversível e composição constante).

“é a situação em que um sistema analisado aparentemente se encontra em total repouso, o que na verdade não está. Se tenho um litro de uísque, armazenado há 300 anos, que parece não variar em nada sua constituição, ali no frasco temos constante vaporização do líquido, acompanhada por liquefação do vapor que estabelecem um Equilíbrio Químico.” (aluno O)

Nesse sentido, Atkins (2003) afirma que “o estado de equilíbrio dinâmico é alcançado por um sistema químico fechado, desde qualquer ponto de início, quando dois processos inversos ocorrem simultânea e continuamente à mesma velocidade, pelo qual a composição do sistema permanece constante”.

A definição dada pelos discentes revela que a dinamicidade e a igualdade são muito associadas à idéia de equilíbrio. Muitos associaram também à possibilidade de deslocamento do sistema. Além disso, percebe-se uma tendência que alguns dos futuros professores têm em identificar o equilíbrio com a constante de equilíbrio (expressão matemática) que é utilizada operativamente para a resolução de problemas quantitativos.

Representação do Equilíbrio Químico

Machado (1996, p. 19) concluiu em sua investigação que, para muitos alunos, no estado de Equilíbrio Químico não existem mais reagentes. Para outros, a reversibilidade é até possível, mas para que os reagentes sejam formados ao longo da reação, é preciso, primeiramente, que todos tenham se transformado em produtos. Apenas a partir da formação dos produtos, envolvendo o consumo total dos reagentes, é possível que esses sejam reconstruídos.

Na questão analisada foi solicitada a representação de um sistema em equilíbrio. As respostas foram divididas em dois grupos: os que consideram como se todo o reagente fosse convertido em produto, com um rendimento da reação de 100%, e aqueles que consideraram que o Equilíbrio Químico é dinâmico, coexistindo reagentes e produtos. Trinta e quatro por cento (34%) dos alunos foram agrupados no primeiro grupo, 60% no segundo e 6% dos alunos deixaram essa questão em branco, o que indica que alguns alunos apresentam dificuldade em representar o Equilíbrio Químico por meio de modelos. Os modelos representados pelos alunos encontram-se nas figuras 5 a 8.

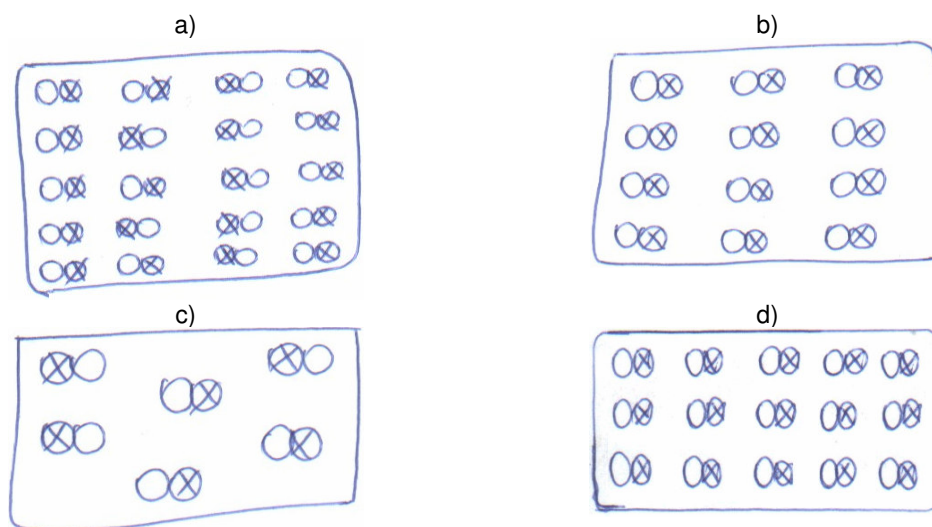


Figura 5: Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico evidenciando todos os reagentes foram transformados em produtos.

Os resultados apresentados na figura 5 revelaram a idéia de compartimentalização do sistema cujas espécies reagentes e produtos se encontrariam em recipientes separados. Isso indica que seria possível alterar a

concentração só dos reagentes ou só dos produtos; que as colisões teriam lugar apenas entre os reagentes ou entre os produtos; ou que seria possível alterar a temperatura ou a pressão em apenas um dos “lados” do equilíbrio. Muitos autores, como Furió e Ortiz (1983) e Raviolo (2001), acreditam que o uso de diagramas de entalpia, em que os reagentes estão à direita e os produtos, à esquerda, podem reforçar essa idéia. Outra análise que pode ser feita dos modelos representados na figura 5 é que os discentes concebem equilíbrio como um estado no qual nada mais ocorre – equilíbrio estático.

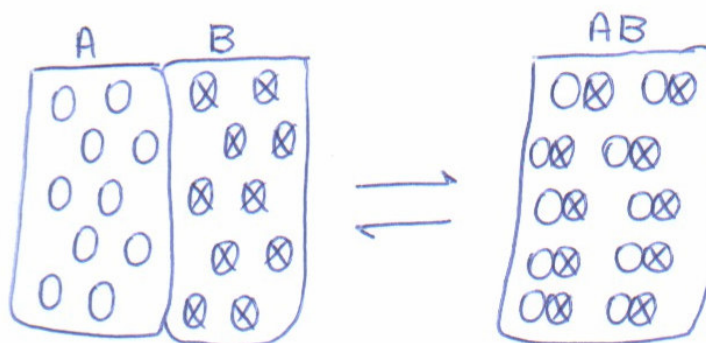


Figura 6: Modelo representativo de um sistema em Equilíbrio Químico, evidenciando o aspecto de compartimentalização do sistema.

E mesmo que alguns estudantes percebam que o sistema é reversível, fica claro, em muitas respostas, que a idéia de reversibilidade não implica simultaneidade, quando alguns respondem: “os reagentes formam os produtos e depois os produtos voltam a formar os reagentes” (grifo nosso), como pode ser evidenciado claramente na figura 6. Nessa figura, pode-se perceber ainda o uso da dupla seta (\rightleftharpoons) separando reagentes e produtos. O uso dessas setas em equações, sem o estabelecimento de relações entre essas representações e os fenômenos, pode contribuir para que os alunos adotem a visão compartimentalizada do sistema em Equilíbrio Químico.

A maioria dos alunos (60%) afirmou que no estado de equilíbrio coexistem reagentes e produtos, como pode ser verificado nos modelos representados na figura 7.

Como não foi apresentada a constante de equilíbrio para esta reação genérica ($A + B \rightleftharpoons AB$), os alunos poderiam ter entendido de que a reação se completou com rendimento total e que, nem por isso, deixaria de estar em equilíbrio, pois existem

algumas reações como, por exemplo, a dissociação de um ácido ($\text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) ou uma base forte ($\text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$), em que se costuma dizer que o reagente está totalmente dissociado, ou em uma reação como a formação de cloreto de prata ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})}$). Em tais casos, representa-se a reação ou o equilíbrio com uma única seta. Isso significa que o equilíbrio está deslocado para o lado para o qual a seta está apontando. A “outra seta” (\leftarrow) na verdade existe, mas é “tão pequena” que não é representada.

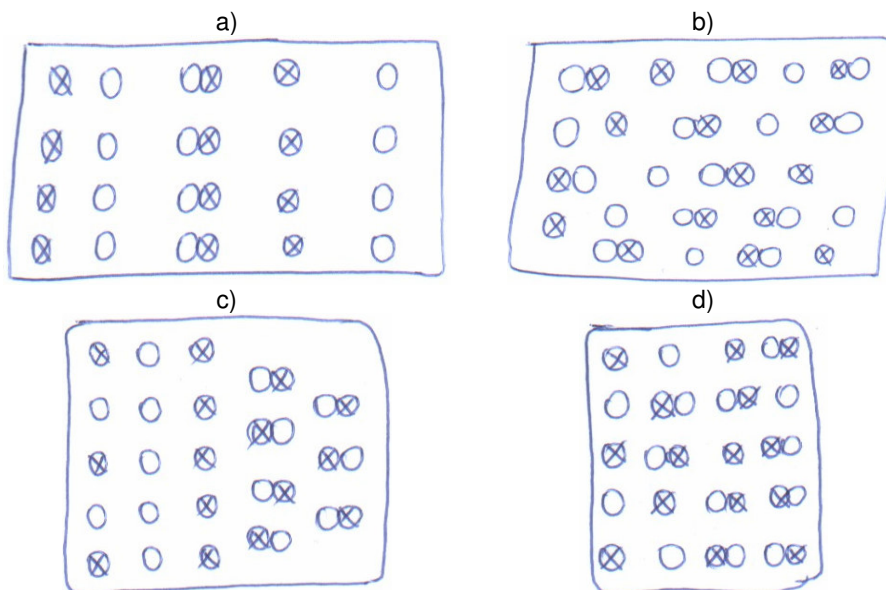


Figura 7: Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico evidenciando a coexistência de reagentes e produtos

As respostas, de alguns dos alunos, revelam um pensamento teórico mais elaborado, pois propõem uma representação expressando a quantidade de cada reagente e de cada produto, com observações ao lado do desenho indicando que não é possível prever a quantidade de “bolinhas” que estariam unidas (produtos) ou separadas (reagentes), por desconhecer o valor da constante de equilíbrio.

Outros alunos representaram o estado de equilíbrio como sendo dinâmico, valendo-se de setas para indicar o movimento das moléculas (figura 8).

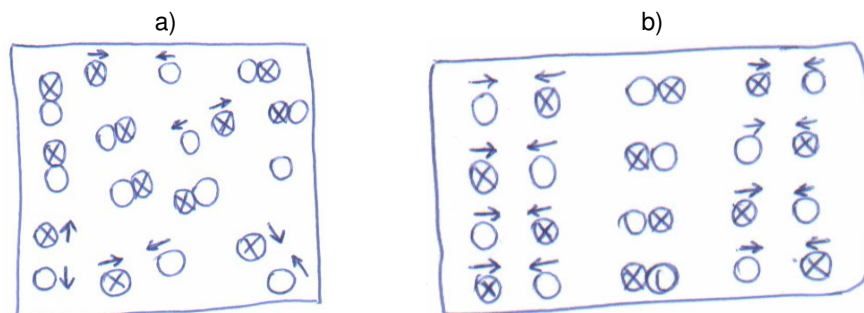


Figura 8: Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico evidenciando a coexistência e a dinamicidade de reagentes e produtos.

Tais setas são apresentadas para representar moléculas reagentes, ou seja, é como se os produtos estivessem parados.

Princípio de Le Chatelier

Segundo o princípio de Le Chatelier, um sistema em equilíbrio responde a alterações na pressão, na temperatura e nas concentrações dos reagentes e produtos. A constante de equilíbrio de uma reação não é afetada pela presença de um catalisador ou de uma enzima (catalisador biológico). Os catalisadores elevam a velocidade com que a condição de equilíbrio é atingida, mas não afetam a posição do equilíbrio.

Na terceira questão, foi inquirido o que acontece a um sistema em equilíbrio ($\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, $\Delta H < 0$) quando ocorre adição de um reagente, adição do produto, adição de catalisador, aumento da temperatura, diminuição da pressão e diminuição do volume. A escolha dessa equação foi baseada nos trabalhos de Johnstone (1977, p. 169) e Quílez (2006, p. 224) e por ser uma equação familiar do processo de Haber-Bosch⁸ para a síntese da amônia. Nas tabelas a seguir (tabelas 2 a 7), observa-se a porcentagem de respostas dos alunos para essa questão.

⁸ O chamado **processo de Haber-Bosch** utiliza três condições: catalisador ($\text{Fe}/\text{Al}_2\text{O}_3/\text{K}_2\text{O}$), alta temperatura (450°C) e alta pressão (300 a 400 atm). O catalisador não desloca o equilíbrio, mas aumenta a rapidez da reação, fazendo com que o equilíbrio seja atingido mais rapidamente. A alta temperatura também serve para aumentar a velocidade da reação. Como a variação da entalpia (ΔH) é negativa, decorre que um aumento de temperatura desloca esse equilíbrio para a esquerda, isto é, no sentido endotérmico, o que diminui o rendimento da produção da amônia. Porém, o aquecimento é necessário para aumentar a velocidade da reação, já que a baixas temperaturas a reação é tão lenta que o tempo que se perderia na produção seria proibitivamente elevado. Para tentar compensar o fato de o aquecimento diminuir o rendimento da produção de NH_3 , utiliza-se alta pressão, que favorece a reação para a direita, isto é, no sentido do menor volume gasoso (PERUZZO, 2003, p. 227).

Efeito da variação da concentração

Segundo a tabela 2, a maioria dos alunos (53%) respondeu que a adição de um dos reagentes, “desloca o equilíbrio para a direita”; 26%, que a adição de um dos reagentes favorece a reação direta, aumentando a concentração de produto, e 6%, que a adição de um dos reagentes desloca o equilíbrio para a esquerda.

A análise da tabela 3 mostra que a maioria dos alunos (70%) respondeu apenas que o aumento na concentração do produto desloca o equilíbrio para a esquerda. Apenas 17% justificaram que o aumento na concentração do produto favorece a reação inversa, regenerando os reagentes iniciais; 4% afirmaram que, com o aumento da concentração do produto, o equilíbrio desloca para a esquerda, consumindo o NH_3 adicionado. Observa-se, assim, uma necessidade de insistir em um tratamento qualitativo da situação de equilíbrio, durante o ensino desse conteúdo.

Tabela 2: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{g})}$, $\Delta H < 0$, após a adição de N_2 .

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Desloca para a direita	53
Desloca para a direita formando NH_3	26
Desloca para a direita consumindo N_2	15
Desloca para a esquerda	6

Segundo o princípio de Le Chatelier, uma correta previsão pode ser formulada pela utilização do princípio que estabelece que a adição de um reagente, na amostra em equilíbrio, provoca sempre um deslocamento deste com produção de maior quantidade de produtos.

Tabela 3: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{g})}$, $\Delta H < 0$, após a adição de NH_3 .

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Desloca para a esquerda	70
Desloca para a esquerda formando N_2 e H_2	17
Desloca para a direita	9
Desloca para a esquerda consumindo NH_3	4

As respostas evasivas sugerem que pode haver uma aplicação mecânica do princípio de Le Chatelier, sem a compreensão do comportamento microscópico do sistema químico.

No cruzamento dos dados das duas tabelas, verifica-se que todos os alunos que responderam corretamente à primeira questão também acertaram a segunda. Ou seja, compreendem claramente o efeito da adição de reagentes e de produtos em um sistema em equilíbrio.

Adição de Catalisador

Tabela 4: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a adição de um catalisador.

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Aumenta a velocidade	28
Não ocorre alteração	26
Aumenta a velocidade, mas não desloca o equilíbrio	17
Desloca para a direita, consumindo os reagentes	15
Em branco	6
Acelera a reação direta	4
O estado de equilíbrio é alcançado em tempo menor	2
Diminui a energia de ativação	2

Como pode ser observado na tabela 4, quando se questionou os alunos sobre o efeito da adição de um catalisador a um sistema em equilíbrio, 28% deles responderam que a velocidade da reação aumenta, sem especificar qual a velocidade. O efeito da adição de um catalisador, que forma um novo complexo ativado, com uma energia de ativação menor do que a da reação não-catalisada, acelera tanto a reação direta quanto a inversa, não altera o estado de equilíbrio nem afeta a concentração dos participantes. 26% afirmaram que na adição de um catalisador não ocorre alteração no estado de equilíbrio e 17% justificaram que aumenta a velocidade da reação, mas não desloca o equilíbrio. 15% responderam que a adição do catalisador desloca o equilíbrio para a direita, consumindo reagentes e formando produto. Outras respostas obtidas para essa questão foram: “acelera a reação direta” (4%), “a reação alcança o estado de equilíbrio em menor tempo” e “diminui a energia de ativação” (ambas 2%).

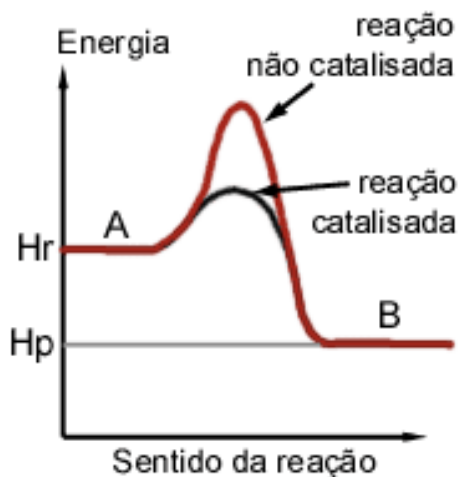


Figura 9: Influência do catalisador em uma reação genérica.
(<http://www.ufsc.br/coperve/vestibular2000/imagens/quimica4.gif>)

As respostas ao questionamento revelaram diferentes idéias sobre a influência do catalisador: “*aumenta a velocidade*”, “*não ocorre alteração*”, “*desloca para a direita*”. Sendo assim, os resultados indicam que, para muitos alunos, “o catalisador atua em um único sentido”, como se o efeito provocado na reação direta fosse diferente da reação inversa (o que pode ser observado na Figura 9). Essas idéias podem ter origem nas explicações de professores e textos que dizem que “o catalisador aumenta a velocidade da reação” (FELTRE, 1996, p. 363), frase que é interpretada por alunos como “aumenta a velocidade da reação direta” (PEDROSA, 2000, p. 229).

Variação da temperatura

O princípio de Le Chatelier prevê que o equilíbrio de um sistema reacional tenderá a se deslocar no sentido endotérmico, se elevarmos a temperatura, pois o efeito oposto ao aumento da temperatura é a absorção da energia como o calor. Quando a reação é endotérmica, o fator principal é o da elevação da entropia do sistema reacional. A importância da variação desfavorável da entropia das vizinhanças é diminuída, quando a temperatura é elevada, e a reação pode se deslocar no sentido de formação dos produtos. Inversamente, o equilíbrio se

deslocará no sentido exotérmico se a temperatura for abaixada, pois o efeito oposto à redução da temperatura é o desprendimento de energia do sistema.

A tabela 5 apresenta as idéias dos alunos com relação a esse fator que afeta o deslocamento do equilíbrio.

Tabela 5: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após um aumento na temperatura do sistema.

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Desloca para a direita	36
Aumenta a velocidade	17
Desloca para a esquerda	13
Desloca para o lado endotérmico	9
Desloca para o lado exotérmico	6
Não altera o equilíbrio	6
Diminui a constante de equilíbrio	5
Em branco	2
Aumenta a constante de equilíbrio	2
O sistema sai do estado de equilíbrio	2
Aumenta a desordem do sistema	2

Quando questionados sobre o efeito do aumento da temperatura de um sistema em equilíbrio, 36% dos entrevistados responderam que “desloca o equilíbrio para a direita”, 17% afirmaram que aumenta a velocidade da reação, sem especificar se seria a reação direta ou inversa, e 13% dos alunos responderam que “desloca o equilíbrio para a esquerda”. Alguns deles responderam ainda que o equilíbrio desloca-se para o lado endotérmico (9%) e, outros, para o lado exotérmico (6%). Cinco por cento dos estudantes afirmaram que o aumento da temperatura provoca uma diminuição na constante de equilíbrio e 2% afirmaram que provocaria um aumento no valor da constante de equilíbrio. Outras respostas obtidas foram: “não altera o equilíbrio” (6%), “o sistema sai do estado de equilíbrio” e “aumenta a desordem do sistema” (ambos, com 2%). E, ainda, 2% dos participantes deixaram essa questão sem resposta.

Todas as respostas apresentadas nessa tabela merecem um olhar especial dos formadores de professores, pois mesmo que uma resposta do tipo “desloca para a esquerda” possa ser considerada correta por alguns, para muitos autores, ela seria incompleta. Quando um aluno afirma que o “aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda”, um raciocínio mais completo seria afirmar que o aumento da temperatura aumenta o número de choques entre as moléculas (tanto

as moléculas dos reagentes quanto as do produto). Porém, a reação direta de produção de amônia (NH_3) é exotérmica. Quando realizada em um sistema não isolante térmico, libera energia na forma de calor transferido para as vizinhanças. A reação inversa, de formação de hidrogênio (H_2) e nitrogênio (N_2) gasosos a partir da amônia, portanto, é endotérmica e absorve energia. Assim, o aumento da temperatura do sistema não favorece a formação da amônia ou, em outras palavras, favorece a reação inversa, de produção de N_2 e H_2 gasosos.

Neste sentido, respostas como “desloca para a esquerda”, “desloca para o lado exotérmico”, “o sistema sai do estado de equilíbrio”, “diminui a constante de equilíbrio” e “aumenta a desordem do sistema” estariam corretas, porém incompletas. Tais respostas evidenciam que os alunos apenas memorizaram regras.

Nesse tipo de questão, as regras de Le Chatelier podem ser aplicadas de forma majoritária, porém não se costuma relacionar o deslocamento com a variação da constante de Equilíbrio. Um raciocínio inverso supõe considerar, em primeiro lugar, a variação da constante de equilíbrio e, a partir da mesma, prever o sentido do deslocamento. É importante lembrar que um aumento da temperatura altera o valor da constante de equilíbrio. Especificamente para a síntese da amônia, a 25°C a constante K é igual a $6,0 \cdot 10^5$ e, a 500°C , K é $7,4 \cdot 10^{-5}$ (CHANG, 1994, *apud* PERUZZO, 2003). Com a diminuição desse valor, pode-se inferir que o rendimento da amônia é muito menor em temperaturas altas.

Variação da pressão

A maioria dos alunos (45%) respondeu que a diminuição da pressão faz com que o equilíbrio se desloque para a esquerda, enquanto 9%, que este se desloca para a direita; 11% consideraram que tal efeito provoca uma diminuição da velocidade da reação e a mesma proporção de alunos deixou essa questão sem resposta. Alguns relacionaram esse efeito com os diferentes números de mol, tendo 2% afirmado que desloca para o lado de menor número de mol, e outros 2% que se desloca para o lado de maior volume. Outras respostas obtidas foram: “dificulta a formação do produto” e “nada ocorre, pois diminui a pressão em todo o sistema” (ambos, 6,4%), “acelera a reação” (4%), “o sistema sai do equilíbrio” e “diminui a constante de equilíbrio” (ambos, 2%).

Tabela 6: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a diminuição da pressão do sistema.

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Desloca para a esquerda	45
Em branco	11
Diminui a velocidade da reação	11
Desloca para a direita	9
Dificulta a formação de produto	6
Nada ocorre, pois diminui a pressão em todo o sistema	6
Acelera a reação	4
Desloca para o lado de menor número de mol	2
Desloca para o lado de maior volume	2
Diminui a constante de equilíbrio	2
O sistema sai do estado de equilíbrio	2

De fato, a pressão parcial de um gás é a pressão que se teria caso, sozinho, esse gás ocupasse todo o volume do recipiente em que estivesse confinado. Assim, a presença de outro gás não tem efeito sobre a sua pressão parcial. De outra maneira, a adição de um gás inerte deixa inalteradas as concentrações dos gases originais, pois continuam a ocupar o volume inicial. Então, a pressurização pela adição de um gás inerte não tem efeito sobre a composição do sistema em equilíbrio (desde que os gases sejam perfeitos). Outra maneira de aumentar a pressão é confinar os gases num volume menor (isto é, comprimem-se os gases). As pressões parciais são alteradas e as concentrações em quantidade de matéria se modificam, pois o volume que os gases ocupam é menor que o inicial.

Alguns livros-texto aconselham examinar se o número total de moléculas gasosas no produto aumenta ou se diminui em relação aos reagentes. Por isso, ocorre a generalização: “se ocorre um aumento de pressão, desloca o equilíbrio no sentido de menor volume e, se ocorre uma diminuição da pressão, desloca o equilíbrio no sentido de maior volume”.

Como na reação em questão $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, quando a amônia é produzida, ocorre uma diminuição na pressão do sistema. Isso ocorre porque, para cada duas moléculas de amônia que são formadas, quatro moléculas (uma de N_2 e três de H_2) são consumidas. Assim, a formação de amônia diminui o número total de moléculas existentes e, portanto, a pressão que elas exercem no sistema. Equivale dizer que, em pressão e temperatura constantes, cada 4 volumes iniciais reduzir-se-ão a 2 volumes finais. Em outras palavras, essa reação ocorre com redução de 50% no volume total. Um aumento de pressão sobre esse sistema favorece a reação que

resulta na diminuição da pressão total do sistema, ou seja, a reação que resulta na produção de um menor número de moléculas no estado gasoso. Ao contrário, como é sugerido na questão, uma diminuição da pressão deslocará o equilíbrio para o lado dos reagentes.

Assim, as respostas “desloca para a esquerda”, “dificulta a formação de produto”, “o sistema sai do estado do equilíbrio” e “desloca para o lado de maior volume” demonstram um raciocínio correto, mas são consideradas incompletas. No entanto, a resposta “diminui a velocidade da reação” sugere que para muitos alunos, quando se trata “a reação” significa apenas *a reação direta*. As respostas “acelera a reação” (pelo mesmo motivo: “*a reação direta*”), “desloca para a direita”, “desloca para o lado de menor número de mol” e “nada ocorre, pois diminui a pressão em todo o sistema” apontam que alguns conceitos não estão bem claros para os alunos.

Como foi afirmado na análise do efeito da variação da temperatura, que é o único fator que altera a constante de equilíbrio, 2% dos entrevistados que afirmaram que a diminuição da pressão causaria uma diminuição da constante de equilíbrio. Além disso, é importante reforçar o número expressivo de pessoas (11%) que deixaram esta questão em branco.

Variação do volume

O mesmo raciocínio discutido para os resultados apresentados na tabela 6 foi feito para a tabela 7, ou seja, para diminuir o volume, é necessário aumentar a pressão e, dessa forma, deslocar o equilíbrio para o lado de menor volume (Figura 10).

Tabela 7: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a diminuição do volume do sistema.

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Desloca para a direita	28
Em branco	17
Nada ocorre	15
Desloca para a esquerda	15
Aumenta a velocidade da reação	15
Provoca a diminuição da pressão	4
Desloca para o lado de menor volume	2
Não altera o equilíbrio por ser em todo o sistema	2
Nada ocorre, por ser gasoso	2

Nessa questão, 28% dos alunos responderam que a diminuição do volume provoca um deslocamento do equilíbrio para a direita enquanto, aproximadamente, 15% deles manifestaram que desloca para a esquerda; 15% afirmaram que a diminuição do volume não propicia nenhuma alteração no sistema e outro grupo, em igual proporção, que esse efeito provocaria um aumento na velocidade da reação. Outras respostas encontradas foram: “provoca a diminuição da pressão e desloca para a direita” (4%), “desloca para o lado de menor volume”, “não altera o equilíbrio por ser em todo o sistema” e “nada ocorre, por ser gasoso” (cada uma dessas, 2%). Tal questão teve um número consideravelmente elevado de respostas em branco, 17% delas.

Segundo o princípio de Le Chatelier, se um sistema em equilíbrio for comprimido, a reação se ajusta de modo a diminuir o aumento de pressão. Isso é feito pela redução do número de partículas na fase gasosa, o que, na reação analisada, acarreta um deslocamento do equilíbrio no sentido de formação de moléculas do produto: $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NH}_{3(g)}$.

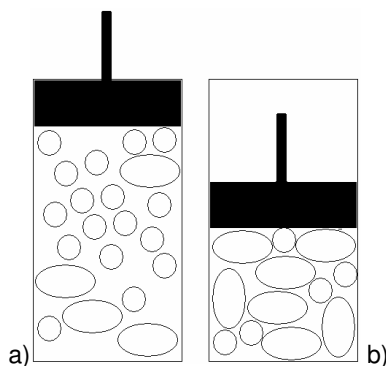


Figura 10: Quando um sistema reacional no equilíbrio é comprimido (de a para b), a reação responde reduzindo o número de moléculas na fase gasosa (neste exemplo, pelo aumento do número de moléculas representadas pelos elipsóides) (adaptado do livro do Atkins, 2003)

Portanto, as respostas “desloca para a direita”, “aumenta a velocidade da reação (*direta*)” e “desloca para o lado de menor volume” seriam aquelas que demonstraram um raciocínio que embora resumido estaria mais apropriado às regras de Le Chatelier. Esta questão apresentou um número elevado de idéias diferentes. As respostas “nada ocorre”, “não altera o equilíbrio por ser em todo o sistema”, “nada ocorre, por ser gasoso” demonstram que alguns alunos confundem os termos que são ou não considerados na expressão do equilíbrio, como sólido e líquidos, que não são considerados nessa expressão, apenas em componentes

gasosos e em solução. A resposta “desloca para a esquerda” indica uma aplicação equivocada das regras de Le Chatelier e a resposta “provoca a diminuição da pressão e desloca para a direita” indica confusão nos conceitos de pressão e volume, uma vez que a diminuição do volume subentende aumento da pressão.

Aplicação prática do Princípio de Le Chatelier

Os educandos foram solicitados a aplicar os conceitos de deslocamento do equilíbrio a uma situação contextualizada. Os resultados encontram-se na tabela 8.

Tabela 8: Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$, após a adição de hidróxido de sódio em excesso.

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Azul, com justificativa	64
Azul, sem justificativa	14
Vermelho, com justificativa	10
Vermelho, sem justificativa	6
Sem resposta, em branco	6

Pode-se verificar nessa tabela que a maioria dos alunos (64%) respondeu que a solução final teria a cor azul, justificando que a adição de NaOH consumiria os íons H^+ e que isso causaria um deslocamento do equilíbrio para a direita, consumindo HA e produzindo íons A^- , responsáveis pela cor azul. 14% não justificaram, mas afirmaram que a cor adquirida na solução final seria azul. 10% responderam que ocorre uma reação de neutralização ou que a diminuição da concentração de íons H^+ provocaria um deslocamento do equilíbrio para a esquerda e 6%, que a solução final teria a cor vermelha, não justificando a resposta. O mesmo número de alunos, 6%, não respondeu essa questão, deixando-a em branco. Um possível motivo para as respostas sem justificativa poderia ser o desinteresse dos alunos, ou, mesmo, a pressa para terminar o questionário.

A resposta ao questionamento poderia seguir o seguinte raciocínio: a adição de hidróxido de sódio (uma base forte) em um meio ácido provocaria o consumo dos íons H^+ , diminuindo a concentração deste. O equilíbrio seria perturbado e o reagente HA seria consumido para restabelecer o equilíbrio, repondo a quantidade de íons H^+ consumidos. Assim, se o indicador HA tem coloração avermelhada e o íon A^- , azul, a solução final, após o restabelecimento do equilíbrio, teria coloração azul devido ao deslocamento do equilíbrio.

Os dados aqui apresentados parecem mostrar que o entendimento que os alunos possuem sobre o princípio Le Chatelier, principalmente no que diz respeito ao efeito da adição de catalisadores e variações na pressão e temperatura do sistema, não é suficientemente consistente, o que indica a necessidade de explicações melhor elaboradas para a elaboração conceitual. E também que a utilização desse princípio, como procedimento fundamental, exclusivo, infalível e sem limitações provoca erros conceituais muito persistentes, convertendo esse princípio em um “autêntico obstáculo metodológico na aprendizagem do Equilíbrio Químico” (PARDO, 1998, p. 369). Além disso, Bergquist e Heikkinen (1990) afirmam que a linguagem tradicionalmente utilizada para formular o princípio de Le Chatelier pode ser fonte de erros conceituais sustentados pelos alunos, que atribuem um comportamento pendular ao equilíbrio. Visto que gera a idéia de que após a reação direta se completar, começa a reação inversa.

E sobre o conteúdo específico Equilíbrio Químico, os professores precisam tomar cuidado com a linguagem utilizada para definir os conceitos, principalmente de Equilíbrio, desassociando-o das idéias populares de equilibrista, equilíbrio físico, mental, emocional, financeiro – e discutindo os aspectos onde o princípio de Le Chatelier não é infalível, como a adição de um gás inerte, por exemplo. O uso indiscriminado de termos de linguagem comum pode-se tornar um obstáculo verbal, o que não apenas impede o domínio do conhecimento científico, como também cristaliza conceitos errados.