



UNICAMP



Instituto de Química

Grupo de Pesquisas em Química Analítica e Educação

Contexto histórico e reflexões didáticas no processo de ensino/aprendizagem do conceito de equilíbrio químico

Dissertação de Mestrado

José Carlos Verzoto

Prof. Dra. Adriana Vitorino Rossi
Orientadora

Campinas - SP

Julho / 2008

**FICHA CATALOGRÁFICA ELABORADA PELA BIBLIOTECA DO INSTITUTO DE QUÍMICA
DA UNICAMP**

V629c Verzoto, José Carlos.
Contexto histórico e reflexões didáticas no processo de
ensino/aprendizagem do conceito de equilíbrio químico / José
Carlos Verzoto. -- Campinas, SP: [s.n], 2008.

Orientadora: Adriana Vitorino Rossi.

Dissertação- Universidade Estadual de Campinas,
Instituto de Química.

1. Equilíbrio químico. 2. História da ciência.
3. Experimentação. I. Rossi, Adriana Vitorino. II. Universidade
Estadual de Campinas. Instituto de Química. III. Título.

Título em inglês: Historical context and didactic reflections in the teaching and learning process of the concept of chemical equilibrium

Palavras-chaves em inglês: Chemical equilibrium, History of science, Experimentation

Área de concentração: Química Analítica

Titulação: Mestre em Química na área de Química Analítica

Banca examinadora: Adriana Vitorino Rossi (orientadora), Gláucia Maria da Silva (FFCLRP-USP), Matthieu Tubino (IQ-UNICAMP)

Data de defesa: 30/07/2008

DEDICATÓRIA

Dedico este trabalho sobre ensino/aprendizagem envolvendo equilíbrio químico a todos dirigentes, professores, estudantes e interessados na área da educação que caminham em atitude de uma aprendizagem significativa, contribuindo, coletivamente para a melhoria do processo educativo.

AGRADECIMENTOS

Agradeço primeiramente ao grande arquiteto do universo por ter iluminado o caminho que tenho percorrido.

A todos que contribuíram, direta ou indiretamente, para a realização deste trabalho, em especial à Profa. Dra. Adriana Vitorino Rossi, minha orientadora e professora, a primeira pessoa que me abriu as portas para a pesquisa, com tanto carinho, dedicação e ponderação.

Aos diretores Aparecida, Luis Rossi, Marinez e Ozinaldo, aos coordenadores Adriana, Benão, Daniela, Ednei e Vilson e aos colegas professores Marisa e Borato que participaram da pesquisa respondendo ao questionário e tiveram paciência em me aturar no acompanhamento de suas aulas.

Aos 350 estudantes que tiveram a boa vontade de participar dessa pesquisa. Aos colegas de laboratório do GPQuAE que tanto me ajudaram pela orientação e paciência desde os estudos dos créditos, nas pesquisas e até na elaboração da dissertação.

À Secretaria da Educação do Estado de São Paulo pelo incentivo me proporcionando a Bolsa Mestrado por 30 meses.

À meus pais Adelino e Theresa e meus irmãos Gilberto, Ângela e Marlene que tiveram muita compreensão nas minhas promessas de viagens para visitá-los e muitas vezes impossibilitado pelo trabalho de pesquisa.

A minha sogra Dalziza, a D. Nina, que me aturou muito nos pedidos de abaixar o volume da televisão para escrever e pesquisar.

Agradeço, sobretudo, a minha querida e tão amada esposa Sueli, que sofreu junto comigo nas horas difíceis, apoiando-me nas horas em que mais precisei me alicerçando com sua amizade e seu amor, junto com os nossos eternos amores André Augusto e Ana Beatriz que tiveram muita paciência em esperar esse momento mágico e decisivo na minha vida.

CURRÍCULUM VITAE

Formado em Química Industrial em 1984, com Pós-graduação Lato Sensu em Química em 1997 e Licenciatura em Química em 1998, pelas Faculdades Oswaldo Cruz. Iniciei a carreira como químico em 1981, com estágio de 6 meses no laboratório químico da Texaco (Osasco-SP) como analista químico de produtos de petróleo. De 1982 a 1986 trabalhei na Comabra – Frigorífico Wilson (Osasco-SP) no controle de qualidade de produtos enlatados e embutidos. Em 1986, comecei a lecionar em escolas particulares e estaduais de Osasco no período noturno. Em 1987, atuei como chefe de seção na linha de produção de envasamento de aerossóis na Aerogás (Osasco-SP) e entre 1988 e 1998 trabalhei na produção e controle de qualidade na Océ Brasil Com e Ind. Ltda (Osasco-SP). Devido a problemas respiratórios, em 1998, deixei de atuar na indústria e intensifiquei as minhas atividades, em período integral na área da educação, efetivando-me, em 2004 na rede estadual de ensino, além das aulas em escolas particulares, agora em Cerquillo e Tiête-SP.

Em março de 2005, ingressei no Programa de Mestrado do Instituto de Química da UNICAMP, quando iniciei a pesquisa sobre o processo de ensino/aprendizagem envolvendo o conceito de equilíbrio químico, sob orientação da Profa. Dra. Adriana Vitorino Rossi. Entre março de 2005 e agosto de 2007 usufruí do benefício da Bolsa Mestrado da Secretaria de Educação do Estado de São Paulo, cumprindo todas as atividades obrigatórias do programa.

Durante o intenso trabalho científico, paralelo a minhas atividades docentes no ensino médio, participei de 4 eventos nos quais foram apresentados trabalhos em forma de painéis e tive uma publicação, conforme relação a seguir:

- Evolução das Idéias e Conceitos Relacionados com Reação Química a Partir da Leitura de Obras Originais Clássicas e Livros Didáticos, J. C. Verzoto e A. V. Rossi, *XIII Encontro Nacional de Ensino de Química ENEQ*, Campinas **2006**.
- O Conceito de Equilíbrio Químico de Berthollet à Van't Hoff, J. C. Verzoto e A. V. Rossi, *Jornada da História da Ciência e Ensino – PUC*, São Paulo **2007**.
- A Abordagem de Aspectos Históricos Envolvendo o Conceito de Equilíbrio Químico em Livros Didáticos, J. C. Verzoto e A. V. Rossi, *IV Encontro Paulista de Pesquisa em Ensino de Química EPPEQ – USP*, São Paulo **2007**.
- Favorecendo o Ensino e Estimulando a Aprendizagem de Equilíbrio Químico com Demonstração Experimental e História da Ciência, J. C. Verzoto e A. V. Rossi, *XIV ENEQ*, Curitiba **2008**.
- Characterization of Portland cements by X-ray spectrometry allied to chemometrics, Goraieb K., Lopes A. S., Sato C. A., Segatelli M. G., Silva V. P., Verzoto J. C., Bueno M. I. M. S., *Journal of Chemometrics* **2007**, 20, 455.

RESUMO

“Contexto histórico e reflexões didáticas no processo de ensino/aprendizagem do conceito de equilíbrio químico”

Estudante: José Carlos Verzoto

Orientadora: Profa. Dra. Adriana Vitorino Rossi

Neste trabalho, o tema equilíbrio químico foi objeto de estudo sob perspectiva didática, considerando-se sua relevância em termos conceituais bem como aspectos relacionados ao processo de ensino/aprendizagem, como dificuldades apresentadas na linguagem e interpretação desse conceito apontadas na literatura e por professores do ensino médio.

Neste contexto, buscou-se investigar aspectos de desenvolvimento histórico desse conceito, resgatando informações relevantes para subsidiar interpretações críticas de material didático comercial e aprimorar situações propícias ao processo de ensino/aprendizagem em sala de aula. Paralelamente, foram elaboradas e testadas duas propostas didáticas. A primeira proposta *A* envolveu a elaboração de material de apoio para o ensino de equilíbrio químico incluindo aulas contextualizadas, demonstrações experimentais e abordagem histórica e esta foi aplicada a três turmas de estudantes (81 participantes) da 3ª série em 2007. A outra proposta *B* limitou-se a aspectos teóricos tradicionais e foi aplicada a nove turmas (236 estudantes) da 2ª e 3ª série em 2006 e 1 turma com 33 estudantes da 3ª série, em 2007, todas do ensino médio. Utilizando-se questionários e entrevistas, foram investigadas impressões prévias e pós-aulas desses estudantes sobre questões envolvendo o conceito de equilíbrio químico.

Os resultados desta investigação indicaram vantagens no processo de ensino/aprendizagem na aplicação da proposta *A*, que incluiu situações que oportunizaram o professor discutir alguns aspectos concretos incluindo demonstração experimental e mostrando aspectos positivos na discussão da construção do conhecimento científico sob uma perspectiva histórica e o crescimento dinâmico da Ciência. Apesar dessa proposta demandar alguns esforços adicionais para o professor, principalmente referindo-se as demonstrações experimentais e discussão de aspectos históricos, os resultados alcançados são compensadores.

ABSTRACT

“Historical context and didactic reflections in the teaching and learning process of the concept of chemical equilibrium”

Author: José Carlos Verzoto

Adviser: Profa. Dra. Adriana Vitorino Rossi

In this work, the subject chemical equilibrium was the object of study under didactic perspective, considering its relevance in conceptual terms as well as aspects related to the teaching/learning process, as difficulties presented in the language and interpretation of this concept pointed in the literature and by high school teachers.

In this context, aspects of historical development of this concept were investigated in order to recovery important information to subsidize a critical evaluation of commercial textbooks and to improve propitious situations the teaching/learning process in the classroom. At the same time, two didactic proposals were elaborated and tested. The first proposal *A* involved the elaboration of the support material for teaching chemical equilibrium including contextualized lessons, experimental demonstrations and historical approaching and it was applied to three groups of students (81 participants) of 3rd grade in 2007. The other proposal *B* was limited to the traditional theoretical aspects and was applied to nine groups (236 students) of 2nd and 3rd grades in 2006 and one group with 33 students of 3rd grade, in 2007, all of high school. Written questionnaires and interviews were to investigate previous and after-lessons conceptions of these students on questions involving the concept of chemical equilibrium.

The results of this study indicated advantages in the process of teaching/learning in the application of the proposal *A*, that included situations that became opportune to the professor to the discuss some concrete aspects including experimental demonstration and I also showed the positive effect of talk about how the scientific knowledge is built under a historical perspective and the dynamic growing of the Science. Despite of this proposal demanding some additional efforts from the professor, mainly concerning to the experimental demonstrations and quarrel of historical aspects, the reached results are compensating.

LISTA DE TABELAS

Tabela 1. Informações sobre os participantes da pesquisa.	38
Tabela 2. Perfil dos professores que participaram da pesquisa.	43
Tabela 3. Inclusão do conteúdo histórico em livros didáticos.	46
Tabela 4. Dados do questionário das concepções prévias dos estudantes em 2006.	80
Tabela 5. Dados do questionário das concepções prévias dos estudantes em 2007.	83
Tabela 6. Dados do questionário das concepções pós-aulas dos estudantes em 2006.	84
Tabela 7. Dados do questionário das concepções pós-aulas dos estudantes em 2007.	91 à 97
Tabela 8. Dados do questionário das concepções de professores do processo de ensino/aprendizagem.	101

LISTA DE FIGURAS

Figura 1. Elementos centrais para que ocorra a aprendizagem.	09
Figura 2. Esquema representacional de uma reação química construído pelos estudantes.	27
Figura 3. Tabela de afinidade de Geoffroy (Geoffroy, 1719 <i>apud</i> Santos, 1998).	57
Figura 4. Questionário das concepções prévias dos estudantes.	125
Figura 5. Questionário das concepções dos estudantes pós-aulas (1º momento).	126
Figura 6. Questionário das concepções dos estudantes pós-aulas (2º momento).	127
Figura 7. Roteiro da entrevista semi-estruturada.	128
Figura 8. Questionário aplicado aos professores participantes da pesquisa.	129

SUMÁRIO

Capítulo 1 – CONSIDERAÇÕES INICIAIS	01
Capítulo 2 – FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	07
2.1 – Teorias de aprendizagem	09
2.2 – Estratégias de ensino	16
2.2.1 – ANALOGIA	17
2.2.2 – NOVAS TECNOLOGIAS	18
2.2.3 – EXPERIMENTAÇÃO	19
2.2.4 – ABORDAGEM HISTÓRICA	22
2.3 – Ensino/aprendizagem de equilíbrio químico	24
2.3.1 – CONCEPÇÕES PRÉVIAS E ALTERNATIVAS	25
2.3.2 – CONCEPÇÕES SOBRE REAÇÕES REVERSÍVEIS	27
2.3.3 – CONCEPÇÕES SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO	28
Capítulo 3 – OBJETIVOS	31
Capítulo 4 – METODOLOGIA DE TRABALHO	35
4.1 – Investigação de impressões de estudantes e professores	40
4.1.1 – COLETA DE DADOS ENTRE ESTUDANTES	41
4.1.1.1 – Questionário prévio para estudantes	41
4.1.1.2 – Questionário pós-aulas para estudantes	42
4.1.1.3 – Entrevistas com estudantes	42
4.1.2 – COLETA DE DADOS ENTRE PROFESSORES	43
4.2 – Evolução histórica de equilíbrio químico e o Ensino Médio	44
4.2.1 – ABORDAGEM EM LIVROS DIDÁTICOS	45
4.2.2 – ELABORAÇÃO DE MATERIAL DIDÁTICO	47
Capítulo 5 – RESULTADOS E DISCUSSÃO	49
5.1 – Desenvolvimento histórico do conceito de equilíbrio químico	52
5.1.1 – EVOLUÇÃO DO CONCEITO DE TRANSFORMAÇÃO QUÍMICA	52
5.1.2 – EQUILÍBRIO QUÍMICO COM ABORDAGEM CINÉTICA	60
5.1.3 – EQUILÍBRIO QUÍMICO COM ABORDAGEM TERMODINÂMICA	72
5.2 – Dados obtidos junto aos estudantes	80
5.2.1 – DAS CONCEPÇÕES PRÉVIAS	80
5.2.2 – DAS CONCEPÇÕES PÓS-AULAS	83
5.2.2.1 – Aulas sem abordagem histórica – primeiro momento	83
5.2.2.2 – Aulas com abordagem histórica – segundo momento	90
5.3 – Dados obtidos junto aos professores	100
Capítulo 6 – CONCLUSÕES	103
Capítulo 7 – PERSPECTIVAS	107
Capítulo 8 – REFERÊNCIAS	111
Anexo 1 – QUESTIONÁRIOS	123
Anexo 2 – MATERIAL DIDÁTICO A	131

CAPÍTULO 1
CONSIDERAÇÕES INICIAIS

1. CONSIDERAÇÕES INICIAIS

Desde tempos remotos, o ser humano tem a preocupação de conhecer, entender e prever os fenômenos associados à transformação da matéria, tentando compreender melhor o mundo que o rodeia (Brasil, 2000). Aprender a reconhecer, classificar, representar, descrever, interpretar e prever as transformações químicas da matéria é condição desejável para que haja melhor compreensão da ocorrência dos fenômenos observáveis (Silva *et al*, 2005). Considerando o aspecto de ensino/aprendizagem, é um grande desafio para professores de Química mostrarem para estudantes como as teorias justificam os fatos que são observados comumente (Finzi *et al*, 2005).

O ensino em Química no Brasil, muitas vezes ainda se limita a transmissão de informações, definições e leis isoladas, sem qualquer relação com a vida do estudante, exigindo-lhe quase sempre memorizações de fórmulas e nomenclatura de compostos químicos, uso de equações complexas e aplicação de “regrinhas” que são exaustivamente treinadas e acabam sendo encaradas fundamentais, supondo-se suficiente a mecanização e mesmo sem o devido o entendimento de uma situação-problema. Com isso, muitos estudantes do ensino médio consideram a disciplina escolar Química completamente dissociada de sua realidade, fazendo com que eles percam o interesse pela área e formem uma imagem pouco favorável dela. (Méndez, 2004)

Pesquisas indicam que estudantes que têm habilidade nos cálculos, memorizando fórmulas e nomenclaturas de compostos e mecanizando a resolução de problemas, apesar de não compreenderem os aspectos conceituais envolvidos, podem ser bem sucedidos em avaliações tradicionais. (Maldaner, 2003)

Considerando especificamente o ensino de Química, pode se constatar que as atividades didáticas, muitas vezes, são baseadas em aulas expositivas, que nem sempre levam em conta as idéias pré-existentes dos estudantes, também chamadas de conhecimentos prévios, nem seu cotidiano. Assim as atividades na escola envolvendo a Química tornam-se desmotivantes e o discurso do professor é tomado como “dogma de fé” (Lima *et al*, 2000). Ao contrário disso, é preciso mostrar aos estudantes que a verdade é momentânea, pois a ciência é mutável.

Não contextualizar a Química pode ser um dos fatores responsáveis pelo alto nível de rejeição desta disciplina pelos estudantes, com conseqüentes dificuldades para o processo de ensino/aprendizagem. Para Mortimer (1996), *aprender Química envolve um processo de socialização das práticas da comunidade científica e de suas formas*

particulares de pensar e de ver o mundo, e muitas vezes o estudante se mostra incapaz de perceber, nos fenômenos, aquilo que o professor deseja que ele perceba.

O perfil dos estudantes difere de um para outro quanto ao aspecto de aprendizagem que é fortemente influenciado pelas diferentes experiências dos estudantes com diversas raízes culturais, o que pode interferir nas habilidades cognitivas e torna o processo de aprendizagem heterogêneo em grupos de estudantes de uma mesma sala. (Brasil, 2000)

Tentando reduzir alguns desses problemas relacionados com o aspecto livresco e teórico das aulas de Química, professores introduzem alguns experimentos nas aulas. Porém alguns experimentos limitam-se a demonstrações que não envolvem a participação ativa dos estudantes, ou apenas os convidam a seguir um roteiro, sem levar em consideração o caráter investigativo e a possibilidade de perceberem relações entre o experimento e o conceito envolvido (Lima *et al*, 2000). O ideal seria o professor reconhecer que a aula experimental pode e deve ser usada como uma ferramenta importante para estimular não só o aprendizado, como também o raciocínio dos estudantes e a convivência em grupo, desenvolvendo habilidades que normalmente não são atingidas apenas com aula teórica expositiva. Porém, mais prejudicial que a ausência da experimentação talvez seja a prática desorganizada da mesma, que não permite que o estudante compreenda os fatos ou desenvolva raciocínio lógico. (Oliveira *et al*, 2005)

Muitas vezes, os professores comentam a falta de aulas experimentais como conseqüência das dificuldades cotidianas, tendo como exemplos, a ausência de local, material e equipamento apropriados. Vale lembrar que as dificuldades na aplicação de métodos experimentais em sala de aula também podem estar relacionadas à inexperiência ou até a problemas de formação do professor (Mortimer, 1996). Salas lotadas e a falta de motivação dos estudantes dificultam o trabalho do professor, que algumas vezes até reproduz um “currículo” que ele mesmo condenou quando estudava e que não leva os estudantes à compreensão dos conceitos químicos nos diferentes níveis necessários (Finzi *et al*, 2005).

Por outro lado, os professores de Química utilizam uma linguagem específica para o desenvolvimento dos conceitos em suas aulas e, muitas vezes, é de difícil interpretação pelos estudantes devido à natureza abstrata da Química. A linguagem é um fator essencial no processo de ensino/aprendizagem, que pode levar ao desenvolvimento de concepções diversas e também reforçar concepções distorcidas (Castilho *et al*, 1999). Ela pode ser

polissêmica, admite pluralidade de sentidos e significados, nem sempre é transparente e muitas vezes é fonte de equívocos, ilusões e mal-entendidos (Machado & Moura, 1995).

Especificamente, equilíbrio é uma palavra que aparece em diversas áreas, com diferentes interpretações por parte dos professores e estudantes, sendo usada também com diversos significados na linguagem cotidiana. As concepções dessa palavra manifestadas pelos estudantes advêm de experiências pessoais relacionadas com situações envolvendo conceitos da física (como andar de bicicleta ou na corda bamba, observar uma gangorra ou balança de contrapeso); da matemática (igualdade de números ou eixo de simetria); da biologia (equilíbrio corpo e mente) ou das artes (harmonia de cores e figuras em obras artísticas). Vários autores relatam que os estudantes podem criar muitas confusões e obter diversas concepções errôneas durante o processo de aprendizagem do conceito de equilíbrio químico. (Machado & Aragão, 1996; Justi & Ruas, 1997; Van Driel & Gräber, 2002; Uehara & Silva, 2005; Hackling & Garnett, 1985; Quílez, 2004)

Discutindo a relevância em termos conceituais, equilíbrio químico é uma das principais concepções organizadoras do ensino de Química, uma vez que articula muitos outros temas, tais como reações químicas, estequiometria, teoria dos gases, soluções, eletroquímica, termoquímica, dentre outros. Por isso, seu ensino, apesar de complexo, é fundamental e representa um dos momentos propícios do processo de ensino/aprendizagem para integrar e aplicar conceitos até interdisciplinares. Os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) sugerem que o estudo desse tema deva promover aos estudantes a compreensão de processos químicos e suas aplicações tecnológicas, auxiliando-os ainda, na interpretação do mundo físico (Brasil, 1999).

Diante de tais constatações, este trabalho de pesquisa teve como objetivo investigar o impacto de aulas contextualizadas com uso de demonstração experimental, incluindo a discussão de aspectos históricos do conceito de equilíbrio químico junto a estudantes de 2^a e 3^a séries do ensino médio, como estratégias de aprimoramento do processo de ensino/aprendizagem, incluindo o desenvolvimento e aplicação de material didático. Toda a proposta foi efetivamente testada como parte das atividades profissionais do autor desta dissertação. Cada uma destas estratégias é discutida em capítulos distintos da dissertação.

Para fundamentar as discussões sobre o processo de ensino/aprendizagem envolvendo equilíbrio químico é importante considerar algumas propostas teóricas relacionadas com o processo de aprendizagem e algumas estratégias de ensino que são apresentadas na seqüência.

CAPÍTULO 2

FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2. FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1 – Teorias de aprendizagem

Sabe-se que cada indivíduo nasce potencialmente inclinado a aprender e está em constante processo de apropriação de conhecimento necessitando de estímulos, motivação e necessidade para o aprendizado. A aprendizagem pode ser entendida como uma mudança do comportamento do indivíduo, de uma forma mais ou menos sistemática, ou não, adquirida pela experiência, observação e prática motivada. Para que o seu desenvolvimento ocorra, devem existir os seguintes elementos centrais: o aprendiz, o professor e a situação de aprendizagem, com relações entre si como ilustra o esquema da Figura 1: (Moreira & Masini, 1982)

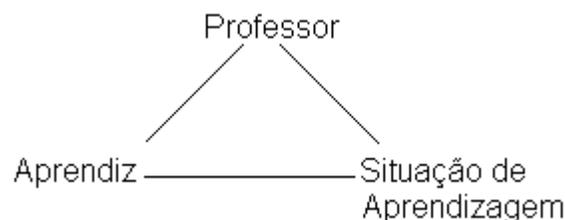


Figura 1: Elementos centrais para que ocorra a aprendizagem.

A situação de aprendizagem corresponde a um processo de estruturação progressiva dos conhecimentos, baseado em experiências e saberes práticos que cada pessoa vivencia de maneira singular. Deste modo, cada pessoa estrutura a realidade que o cerca a partir da sua própria maneira de perceber o mundo e a si próprio. Assim, cada um retira da sua realidade os elementos indispensáveis à elaboração de seu próprio saber. (Soares *et al*, 2005)

Considerando a aprendizagem escolar como resultado da interação entre o que se ensina ao estudante e suas próprias idéias ou conceitos, diversas propostas para entendimento de como isso ocorre são citadas na literatura, conforme apontam Moreira e Masini (1982). Encontram-se diversas abordagens que destacam diferentes estratégias que visam facilitar o processo de aprendizagem, cada uma delas normalmente representando o retrato de um momento histórico e de necessidades específicas, destacando um ou outro aspecto referente à melhor forma de aprender. (Santos & Moreira, 2005)

Dentre essas abordagens, destaca-se o Construtivismo, concepção teórica que estabelece a idéia de que novos níveis de conhecimento vão sendo constantemente

construídos através das interações entre o sujeito e o meio onde se insere (Piaget, 1975 *apud* Driver *et al*, 1999).

Cronologicamente, o Construtivismo foi concebido na década de 1960, a partir de novas propostas na área da psicologia educacional. Segundo essa concepção teórica, o conhecimento é uma construção do ser humano e não uma mera cópia da realidade, sendo que, no processo de ensino/aprendizagem, a aprendizagem depende não somente do ensino, mas também das formas ou estruturas de pensamento que o aprendiz predispõe para assimilar os conteúdos, ou seja, depende do seu nível de competência cognitiva. (Santos & Moreira, 2005)

Diversos teóricos, estudiosos e filósofos contribuíram para a concepção do Construtivismo, embora nem sempre conectados temporalmente, como Piaget, Vygotsky, Ausubel e Posner.



O biólogo, psicólogo e epistemólogo suíço Jean Piaget, investigou, em 1918 o processo de construção do conhecimento, baseado em estudos experimentais sobre a mente humana e o desenvolvimento das habilidades cognitivas de crianças. Desde muito cedo, interessou-se por história natural e ainda com 10 anos de idade foi convidado para trabalhar no Museu de História Natural de Neuchâtel (Suíça), onde etiquetava coleções de conchas. Pouco depois, se ofereceu como voluntário para trabalhar como assistente do diretor do Museu. (Sanchis & Mahfoud, 2007)

Após o colegial, estudou ciências naturais na Universidade de Neuchâtel e, mais tarde, após obter o grau de doutorado em 1918, aos 22 anos, Piaget mudou-se para Zurique para estudar Psicologia, onde foi aluno de Carl Gustav Jung, psiquiatra suíço, fundador da Escola Analítica de Psicologia. Nesta época, Piaget começou a trabalhar como psicólogo experimental e psiquiatra em uma clínica. Esses estudos e experiências influenciaram-no em seu trabalho, onde passou a combinar psicologia experimental, um estudo formal e sistemático, com métodos informais de psicologia que incluía entrevistas, conversas e análises de pacientes. (Sanchis & Mahfoud, 2007)

Enquanto prosseguia com suas pesquisas e publicações de trabalhos, Piaget lecionava em diversas universidades européias e os registros revelam que ele foi o único suíço a ser convidado a lecionar na Universidade de Sorbonne, em Paris, onde permaneceu de 1952 a 1963 (Piaget, 1977 *apud* Cardoso & Colinvaux, 2000). Em 1963, fundou o Centro Internacional para Epistemologia Genética que dirigiu até seu falecimento em 17 de setembro de 1980, em Genebra (Sanchis & Mahfoud, 2007).

Piaget, em seu livro *L'équilibration des structures cognitives* publicado em 1975, postulou a existência de esquemas cognitivos que são formados e desenvolvidos por meio de coordenação e internalização das ações de um indivíduo sobre os objetos. Para ele, o aprendiz é o autor do seu conhecimento, sendo que ninguém poderá adquiri-lo por ele, e enfatiza que é a ação direta do aprendiz que gera o desenvolvimento dos esquemas mentais e, em decorrência disso, pode ocorrer a aprendizagem. Portanto, o papel reservado ao professor, em situação de educação escolar, é criar situações favoráveis para que a aprendizagem ocorra, pois o aprendiz, em última instância, é responsável pela construção do conhecimento, partindo dos seus conhecimentos prévios. (Piaget, 1975 *apud* Driver, *et al* 1999)

Nessa obra, Piaget discute com muito cuidado a questão da autonomia. Para ele, a autonomia não está relacionada com a habilidade do indivíduo aprender sozinho e sim com a capacidade de agir cooperativamente, com seus colegas e professores. A aprendizagem exige sempre uma interação estabelecida entre o aprendiz e o conteúdo a ser aprendido, além de estar vinculada ao grau de desenvolvimento já alcançado. (Piaget, 1975 *apud* Driver, *et al* 1999)

Como biólogo, Piaget estava interessado em saber como um indivíduo adapta-se ao seu ambiente. Segundo ele, a aprendizagem *realiza-se através de construções contínuas e renovadas a partir da interação do indivíduo com o meio ambiente ocorrendo uma adaptação ou ponto de equilíbrio entre a assimilação¹ e a acomodação² do novo às estruturas cognitivas pré-existentes e, por sua vez, criam condições para o desenvolvimento das estruturas seguintes*. Assim, a aprendizagem seria produzida pela interação do indivíduo com o meio ambiente, dependendo não somente do ensino, mas também do seu nível de competência cognitiva, ou seja, considerando o nível do desenvolvimento cognitivo como um limite para adequar o tipo de conteúdo a ser ensinado. (Piaget, 1977 *apud* Cardoso & Colinvaux, 2000)



Embora nascido na mesma época de Piaget, o russo Lev Semyonovich Vygotsky, desde a década de 1930, tinha idéias sobre questões envolvidas na aprendizagem. Vygotsky e Piaget, no entanto, não chegaram a se encontrar, devido a vários fatores, principalmente os políticos. Grande fundador da escola

¹Processo mental pelo qual uma pessoa inclui uma nova informação em estruturas cognitivas prévias.

²Processo mental que implica modificação de estruturas já desenvolvidas em função do objeto a ser assimilado.

soviética de psicologia, principal corrente que, posteriormente veio a ser conhecida como sócio-construtivismo, Vygotsky sempre acreditou na possibilidade de uma sociedade mais justa sem conflito social (Driver *et al*, 1999).

Suas idéias foram desenvolvidas no contexto da revolução russa em 1917 e refletem o desejo de reescrever sobre a psicologia, partindo da base no materialismo marxista para uma teoria da educação adequada à nova realidade social emergida da revolução. Esse projeto ambicioso, abrangente e profundo sob a constante ameaça da morte devido a manifestação de tuberculose aos 19 anos de idade, deram ao seu trabalho um caráter de urgência. (Marques, 2007)

Mesmo doente Vygotsky continuou suas pesquisas na área da psicologia educacional e, em 1924, com um grupo de colaboradores, dentre eles Alexander Romanovich Luria e Alexei Nikolaevich Leontiev, criou a teoria da aprendizagem envolvendo fenômenos psicológicos tendo como base o desenvolvimento histórico-cultural do indivíduo (Vygotsky, 1962).



De 1924 até 1934, quando morreu de tuberculose, as obras de Vygotsky deixaram de ser publicadas por motivos políticos da ditadura stalinista da URSS. Suas obras enfrentaram décadas de silêncio e muitos de seus textos foram destruídos com a ascensão de Stálin ao Kremlin. Devido à censura soviética, seus trabalhos ganharam dimensão há pouco tempo. (Marques, 2007)

Só em 1962, sua obra “*Мысль и язык*” saiu dos limites do leste europeu, tendo sido lançada em inglês com o título “*Thought and Language*”, no qual o autor defende a idéia que a aprendizagem é construída mediante a relação do indivíduo com o seu ambiente sócio-cultural e com o auxílio de outros indivíduos mais experientes (Santos & Moreira, 2005).

Aprender, para Vygotsky, seria então um processo dialógico que envolve troca de experiências entre as pessoas. Considerando o âmbito escolar, neste processo de mediação, o professor usa ferramentas culturais tais como a linguagem, jogos e atividades no qual o estudante não só assimila e acomoda, mas internaliza, domina e apropria-se de instrumentos culturais como os conceitos, as idéias, a linguagem adequada e as competências. Assim, o desenvolvimento dos processos cognitivos seria resultado de uma aprendizagem que envolve uma atividade mediada. (Vygotsky, 1962)

Apesar da importância que Vygotsky dá aos mediadores do conhecimento, sejam elas pessoas adultas ou companheiras da mesma idade, há pouco detalhamento do

processo efetivamente envolvido na aprendizagem, o que foi mais elaborado por Piaget (Driver *et al*, 1999).

Detalhando ou tentando elucidar mais o processo de aprendizagem, novas teorias foram surgindo. Notou-se que a construção dos conceitos pelo estudante é afetada pelo seu conhecimento pré-existente, por suas experiências e pelo contexto social em que a aprendizagem ocorre. Os conhecimentos prévios podem estar relacionados a conceitos, princípios, fatos, procedimentos, normas, atitudes e valores bem ou mal elaborados em relação ao conteúdo de estudo. Diversas teorias, como a *Teoria da Aprendizagem Significativa de Ausubel*, introduzida na década de 1970, apontavam que o ensino deve partir de conhecimentos prévios dos estudantes como forma de facilitar a introdução de um novo conhecimento. (Ausubel, 1978 *apud* Santos & Moreira, 2005)



David Paul Ausubel, médico psiquiatra e psicólogo da educação nasceu em 1918 em New York, numa época em que a população judia sofria preconceitos e conflitos religiosos. Filho de família judia e pobre, imigrante da Europa Central, ele cresceu insatisfeito com a educação que recebera. Ausubel afirmou que a educação formal era reacionária, violenta, muito rígida e que obrigava os estudantes a memorizar, sem deixá-los raciocinar. Além disso, os castigos eram muito fortes e severos. Em um dos episódios marcantes que Ausubel relatou, destaca-se a revolta que tinha contra os castigos e humilhações pelos quais passara na escola: *“Escandalizei-me com um palavrão que eu, patife de seis anos, empreguei certo dia. Com sabão de lixívia lavou-me a boca. Submeti-me. Fiquei de pé num canto o dia inteiro, para servir de escarmento a uma classe de cinquenta meninos assustados”*. (Ausubel, 1978 *apud* Moreira & Masini, 1982)

Ausubel foi cirurgião assistente e psiquiatra residente do Serviço Público de Saúde dos Estados Unidos e é professor emérito da Universidade de Columbia em New York. (Moreira & Masini, 1982). Porém, não há notícias sobre a sua vida há muitos anos, sendo que alguns artigos apontam a sua última aparição em 1997, em Ontário, no Canadá. Notícias recentes foram obtidas na resposta recebida a um e-mail³, em 12/07/2007, enviado pelo autor desta dissertação ao professor Joe Novak, colaborador de trabalho de Ausubel.

³ *“Dear Professor Verzoto. Thank you for your interest in Ausubel. Dr. Ausubel is now in his late 89’s, but he is doing OK. He is supposed to move to a nursing home in the near future, if he has not already moved. His wife has been a good care giver. Best wishes. Joe Novak”*.

Em 1950, Ausubel iniciou seus trabalhos em investigativos na educação, tendo publicado extensivamente sobre psicologia cognitiva. Baseado em suas teorias da aprendizagem, para esclarecer como ocorre a aprendizagem escolar, Ausubel propôs distinguir dois eixos ou dimensões diferentes que originaram classes diferentes de aprendizagem: aprendizagem significativa e aprendizagem mecânica (Ausubel, 1978 *apud* Pelizzari *et al*, 2001).

A aprendizagem é dita significativa quando uma nova informação, conceito, idéia e proposição adquirem significados para o aprendiz através de uma espécie de ancoragem em aspectos relevantes da sua estrutura cognitiva preexistente, que Ausubel chama de conceitos “subsunçores” (Moreira & Masini, 1982). Em outras palavras, a aprendizagem é considerada significativa quando o aprendiz consegue internalizar o novo conceito de tal modo que ele consiga ver relações com situações vividas em seu cotidiano (Castilho *et al*, 1999). Neste processo, à medida que o conhecimento prévio serve de base para a atribuição de significados à nova informação, ele também se modifica e, a partir daí, vai adquirindo novos significados, tornando-se mais diferenciado, mais estável e se reestruturando constantemente (Santos & Moreira, 2005).

Diferentemente, a aprendizagem torna-se mecânica ou repetitiva quando essa incorporação e atribuição de significado não ocorrem e o novo conteúdo passa a ser armazenado isoladamente ou por meio de associações arbitrárias na estrutura cognitiva (Pelizzari *et al*, 2001). Nessa aprendizagem sem atribuição de significados pessoais, sem relação com o conhecimento pré-existente e conseqüentemente não significativa, o novo conhecimento é armazenado de maneira arbitrária e literal na “mente” do aprendiz. Isto não significa que esse conhecimento é armazenado num vazio cognitivo, mas ele não interage significativamente com a estrutura cognitiva pré-existente. Durante certo período de tempo, o aprendiz é inclusive capaz de reproduzir o que foi aprendido mecanicamente, mas sem significado efetivo. (Palmero, 2004)

Para Ausubel, duas condições são necessárias para que a aprendizagem significativa ocorra: (i) o aprendiz deve manifestar uma intenção, uma disposição, para relacionar de forma não-arbitrária e substantiva os novos conhecimentos aos anteriores e (ii) os novos conhecimentos devem ser potencialmente significativos, ou seja, passíveis de serem postos em relação inteligível com as estruturas prévias. Em conseqüência, *independente de quão potencialmente significativa seja uma determinada proposição, se a*

intenção do aprendiz é memorizá-la arbitrariamente e literalmente⁴, tanto o processo de aprendizagem quanto os resultados do mesmo serão mecânicos e sem significado; por outro lado, não importa quão disposto esteja o aprendiz para aprender significativamente, nem o processo nem o resultado da aprendizagem possivelmente serão significativos se a tarefa de aprendizagem não for potencialmente significativa, ou seja, relacionável com a estrutura cognitiva de uma forma não arbitrariamente e substantiva. (Ausubel, 1978 apud Arruda et al, 2004)

Neste contexto, percebe-se que os modelos pedagógicos construtivistas dão especial destaque às concepções prévias do aprendiz na medida em que filtram, selecionam, decodificam e reelaboram informações que recebem do meio ambiente, orientando-os na compreensão da nova informação apresentada pelos professores. Se essas concepções prévias se articulam com a versão científica, ocorre apreensão conceitual, mas se entram em conflito com a versão científica, deve ocorrer então, “mudança conceitual”. (Vasconcelos et al, 2003)



A aprendizagem por mudança conceitual, inicialmente proposta por George J. Posner em 1982 procura estabelecer relações entre os padrões de mudança da ciência com os que ocorrem na aprendizagem (Posner et al, 1982). Posner, americano nascido em 1946, terminou seu mestrado em Física em 1970, doutorou-se em Psicologia Educacional na Albany University em 1972 e é professor emérito na Cornell University desde 1972, onde atuou como Coordenador de Graduação e Pós-graduação em cursos de Educação. Trabalha atualmente na *Education Consulting Services* nos Estados Unidos, como consultor educacional em escolas, universidades, fundações em todos os estados americanos e também em diversos países com questões relacionadas ao ensino e à formação de professores (Posner, 2007).

Posner e outros estudiosos trabalharam para explicar como as concepções dos estudantes mudam sob o impacto de novas idéias. Eles propõem a possibilidade da ocorrência do processo de assimilação, no qual o aprendiz utiliza conceitos já existentes para compreender novos fenômenos, seguindo-se o processo de acomodação, com a reorganização dos conceitos centrais, pois os já existentes mostram-se inadequados para permitir entender os fenômenos, satisfatoriamente. (Posner et al, 1982)

Antes da “acomodação”, definida por Posner como mudança conceitual, é desejável que algumas condições sejam satisfeitas:

⁴ como uma série de palavras aleatoriamente relacionadas.

- Insatisfação: o aprendiz deve manifestar descontentamento com suas idéias e opiniões existentes.
- Inteligibilidade: o conceito novo deve fazer sentido para o aprendiz.
- Plausibilidade: o conceito novo deve ser assimilado pelo aprendiz.
- Fertilidade: o conceito novo deve ser proveitoso.

Para Hewson, o processo de mudança conceitual pode ser resultado de adição de novas concepções, de reorganização das concepções existentes ou de rejeição a algumas concepções já existentes causada por uma reorganização conceitual ou um confronto com novas concepções (Hewson, 1981).

Os conhecimentos pré-existentes, considerados estáveis por serem, muitas vezes, utilizados na vida cotidiana, permanecem articulados aos conceitos recentemente adquiridos, havendo um período de coexistência entre eles até que a nova informação fixe-se aos conhecimentos prévios estáveis (Posner *et al*, 1982). A partir do momento em que o conhecimento novo é estabelecido na base das estruturas cognitivas existentes, as concepções errôneas têm que ser eliminadas a fim de impedir que retornem (Canpolat *et al*, 2006).

Sem pretensão de esgotar o estudo sobre propostas teóricas relacionadas com o processo de aprendizagem, consideram-se os aspectos principais discutidos para fundamentar os comentários sobre algumas estratégias de ensino citadas em seqüência.

2.2 – Estratégias de ensino

Existem diversas estratégias instrucionais que podem promover mudança conceitual, sendo que algumas delas foram utilizadas na elaboração desta dissertação. Optou-se pela abordagem envolvendo “analogia” dada sua flexibilidade, pela facilidade de aplicação em aulas para favorecer a transposição de idéias abstratas em inteligíveis. “Novas tecnologias” foram representadas com o uso de simulações computacionais com programa Le Chat 1.0, na busca de ilustrações para as alterações que ocorrem em sistemas químicos a partir do Princípio de Le Chatelier. A “experimentação” foi a estratégia que visou motivar os estudantes a partir da interação e o desenvolvimento de habilidades do trato social. Com a “abordagem histórica” buscou-se aprimorar o processo de ensino/aprendizagem, pela

possibilidade de discutir o contexto social de cada época e a evolução das idéias envolvendo o conceito de equilíbrio químico.

Idéias gerais sobre cada uma dessas estratégias são discutidas na seqüência.

2.2.1 – ANALOGIAS

O uso de analogias é uma prática muito presente e, por que não dizer, inevitável em aulas, já que constituem recursos da linguagem e do pensamento dos quais a razão humana apropria-se deliberadamente para articular conhecimentos menos familiares aos mais familiares (Treagust *et al*, 1996).

Para Treagust (1996), analogias podem ser utilizadas para discussão de conceitos como ferramenta sugestiva para transpor idéias novas em inteligíveis, contribuindo para a aprendizagem na medida em que elas evocam imagens mentais sobre conceitos abstratos. Quando se trabalha no contexto sócio-histórico dos estudantes, analogias podem produzir mudanças conceituais significativas contribuindo assim para o processo de ensino/aprendizagem, buscando-se habilidade em resolver problemas, compreender textos, desenvolver capacidades cognitivas como a criatividade e a tomada de decisões e facilitar a compreensão e a visualização de conceitos abstratos podendo promover o interesse pela Química (Canpolat *et al*, 2006).

A partir da interação com os estudantes e conhecendo as dificuldades mais comuns da aprendizagem dos conceitos químicos, o professor pode construir as suas próprias analogias. Ele pode utilizá-las de uma forma mais criativa, construindo analogias que dão suporte a situações em que os estudantes resolvem e/ou elaboram problemas e constroem hipóteses. Dessa forma, as analogias poderão contribuir significativamente para a compreensão dos conceitos químicos pelos estudantes. (Canpolat *et al*, 2006)

Estudos indicam que os estudantes freqüentemente tentam compreender os fenômenos através de analogias em áreas que lhes são familiares. No nosso cotidiano, utilizamos freqüentemente analogias para explicar “algo” para alguém ao usar expressões do tipo “Parece com...”, “É como se fosse...”, “Imagina que...”. (Canpolat, *et al*, 2006)

Apesar do processo de visualização desencadeado pelas analogias ter a sua importância para a aprendizagem, ele também pode causar sérios problemas. Isso por que os estudantes podem internalizar a analogia integralmente, podendo ser interpretada como o objeto principal em estudo, o que pode levar a uma compreensão errônea dos conceitos em discussão. Além disso, uma compreensão equivocada de um determinado conceito pode

induzir a erros conceituais não só em relação a conceitos que foram previamente ensinados como também àqueles que ainda serão aprendidos. (Treagust *et al*, 1996)

Um dos principais problemas discutidos na literatura enfrentados durante as aulas envolvendo o conceito de equilíbrio químico é a analogia empregada pelos professores ligada ao mecanismo de uma balança de braço, por exemplo, que é interpretada erroneamente pelos estudantes como uma idéia estática de sistema, diferente do fenômeno químico que é dinâmico (Machado e Aragão, 1996).

Um outro problema com a prática de analogia é estabelecido quando o indivíduo, que dela faz uso, passa a assumi-la como recurso que automaticamente explica o fenômeno discutido. Isto constitui, inclusive, um obstáculo epistemológico, caracterizado pelo uso de *“imagens simplistas que se ousa propor como explicativas”* (Bachelard, 2005). Pode-se destacar, então, o perigo decorrente da simplificação extrema de um fenômeno, pela decomposição de uma idéia complexa em idéias simples, fato que obscurece a visão abstrata e clara dos problemas reais, prejudicando a formação do espírito científico (Bachelard, 2005).

Diante desses problemas, discutidos em vários estudos (Treagust *et al*, 1996; Brasil, 2000; Van Driel & Gräbe, 2002), nota-se que a utilização de analogias pode induzir os estudantes a erros conceituais estabelecendo assim relações incorretas na linguagem científica. Tal aspecto não diminui o valor da analogia enquanto modelos de ensino, mas ressalta a importância de se usarem linguagens analógicas eficientes para a aprendizagem. É fundamental, porém que, num momento posterior, a analogia seja desfeita para estimular o desenvolvimento do raciocínio e propiciar o raciocínio abstrato necessário para resolver problemas reais a partir dos conhecimentos adquiridos. (Van Driel, & Gräbe, 2002)

2.2.2 – NOVAS TECNOLOGIAS

Dentre outras estratégias pedagógicas sugeridas por pesquisadores, especificamente para a Química, tem se destacado a utilização de simulações computacionais e de ferramentas de modelagem informatizada, que, quando utilizadas em sala de aula, podem auxiliar o estudante na compreensão de fenômenos químicos e idéias abstratas da Química, proporcionando-o desenvolvimento da capacidade de representação em seus distintos níveis (Ribeiro & Greca, 2003).

As simulações computacionais podem ser classificadas de uma forma ampla em conceituais e operacionais. As simulações conceituais apresentam princípios, conceitos e simulações como, estrutura molecular, deslocamento de equilíbrio numa reação química; enquanto as operacionais incluem simulações em laboratório. (Ribeiro & Greca, 2003)

Por outro lado, ferramentas de modelagem são programas em que o estudante desenvolve sua própria simulação computacional e pode descrever relações entre conceitos, aplicar os modelos por eles construídos, além de comparar os resultados obtidos com o conhecimento que é aceito pela comunidade científica. É importante destacar que o uso deste recurso reduz de certa forma, a possibilidade de modelagem errônea pelo estudante, minimizando oportunidades de trabalhar com seus erros, erros esses que pode ser fundamental para a aprendizagem. (Ribeiro & Greca, 2003)

Especificamente abordando o tema equilíbrio químico, simulações computacionais podem auxiliar no processo de ensino/aprendizagem, permitindo, no plano pedagógico, ir além da aprendizagem tradicional podendo revelar-se, se bem aproveitada, uma ferramenta que reforça a interiorização dos conceitos relacionados com este tema (Van Driel & Gräber, 2002).

Como exemplo, há o programa Le Chat – Simulações em equilíbrio químico desenvolvido por João Carlos de Matos Paiva, em 1994 que envolve uma ilustração no computador, de forma gráfica, das reações químicas em situação de equilíbrio. Pretende-se, em particular, ilustrar as alterações produzidas em sistemas químicos por alterações de concentrações de reagentes ou produtos, temperatura do sistema ou pressão em sistemas gasosos a que o sistema está sujeito, em conformidade com o Princípio de Le Chatelier (Paiva, 1994 *apud* Paiva *et al*, 2003). Com essa simulação os estudantes podem estabelecer um raciocínio lógico de como as reações atingem o equilíbrio químico.

2.2.3 – EXPERIMENTAÇÃO

Uma outra estratégia de ensino é a demonstração experimental, que embora aconteça pouco em aulas brasileiras, é apontada como uma ação que deveria ser implementada para a tão esperada melhoria no ensino em Química (Galiazzi & Gonçalves, 2004). É de conhecimento dos professores de Química que a experimentação desperta interesse entre os estudantes, atribuindo-lhe um caráter motivador, lúdico e essencialmente vinculado aos sentidos (Giordan, 1999). Para vários estudiosos (Galiazzi & Gonçalves, 2004;

Giordian, 1999; Van Driel & Gräber, 2002), o planejamento de atividades experimentais possibilita enriquecer o conhecimento sobre a natureza da ciência despertando o interesse entre os estudantes, independente do nível de escolarização.

Estudos apontam alguns motivos para a realização de atividades experimentais nas escolas, dentre os quais se destacam (Galiuzzi & Gonçalves, 2004):

1. estimular a observação acurada e o registro cuidadoso dos dados;
2. promover métodos de pensamento científico simples e de senso comum;
3. desenvolver habilidades manipulativas;
4. treinar a resolução de problemas;
5. adaptar-se às exigências da escola;
6. esclarecer a teoria e promover a sua compreensão;
7. verificar fatos e princípios estudados;
8. motivar e manter o interesse pela Química;
9. estimular o trabalho em grupo.

Por outro lado, os objetivos apontados pelos pesquisadores para as atividades experimentais recebem críticas. Para Giordan (1999), um percentual pequeno dos estudantes segue carreiras científicas, portanto não se justifica trabalhar com atividades experimentais nas aulas para formar cientistas. Na educação básica, não se considera necessário desenvolver habilidades manipulativas específicas como aprender a pesar considerando algarismos significativos, ler corretamente o volume de uma bureta e pipetar usando o dedo indicador, mas sim desenvolver atitudes e habilidades cognitivas.

Apesar da maioria dos professores apostar em atividades experimentais como um fator motivador no processo de ensino/aprendizagem há pesquisas (Galiuzzi & Gonçalves, 2004) que apontam que a experimentação não necessariamente desempenha esta função, mas que poderia levar os estudantes a valorizar a “experiência primeira”, isto é, a observação de substâncias coloridas restringindo-se à idéia simplista de “show da ciência” para despertar a “curiosidade”, que geralmente desfavorece a interpretação dos fenômenos.

Apesar dos professores não se oporem aos experimentos “coloridos”, é preciso transcender a intenção de estimular a mera “curiosidade ingênua” sinalizando em direção a uma “curiosidade crítica” com interesse para análise dos resultados, compensando dificuldades dos estudantes em relação ao aprendizado de Química e reforçando conceitos importantes (Gonçalves & Marques, 2006).

Gonçalves & Marques (2006), ao discutirem a duração dos experimentos e sua relação com o interesse dos estudantes, apontaram este aspecto merece atenção porque os estudantes tenderam a se desinteressar em experimentos longos, que acabavam desmotivando o estudo. Além disso, pode acontecer dos estudantes serem motivados com a experimentação pela fuga da rotina da aula, sem necessariamente se envolverem com os conceitos em discussão.

Para Giordan (1999), a experimentação, quanto a sua relevância no processo de ensinoaprendizagem, pode ser explorada em sala de aula, de duas maneiras distintas: prática ou simulação.

No primeiro caso, trata-se de demonstração de fenômenos químicos onde os estudantes testemunham mudanças químicas através da manipulação de vidrarias e reagentes químicos pelo professor.

Durante a demonstração de um experimento, quando bem planejada e executada, a atenção do aluno pode estar voltada exclusivamente para aquela atividade, fazendo com que o professor obtenha uma boa resposta às indagações e observações sobre o fenômeno em estudo, sem que haja dispersão de atenção. O professor controla o experimento e explica os objetivos de cada passo demonstrando assim seus interesses e entusiasmos em relação à Química e a sua prática pedagógica, o que deve favorecer um ambiente propício para troca de experiências importantes entre os professores enquanto executores da demonstração e os estudantes enquanto expectadores. (Giordan, 1999)

É importante que o professor demonstre o experimento, abrindo espaço para que os estudantes também interajam, na medida do possível. Essa estratégia pode ser até mais valiosa do que a simples prática de laboratório com manipulação de vidrarias e produtos químicos, pelo fato de direcionar a atenção dos estudantes orientando-os ao objetivo da aula, que é o experimento. (Galiazzi & Gonçalves, 2004)

No segundo caso, a experimentação pode ser incorporada a simulações, como a construção de modelos moleculares utilizando varetas e bolas de isopor ou utilização de simulações computacionais de forma gráfica. Neste contexto, os professores criam oportunidade para os estudantes visualizarem a representação das moléculas no espaço, num plano tridimensional, o que facilita a observação de detalhes do modelo molecular. Porém, sem esse recurso, a visualização das moléculas fica prejudicada uma vez que estudantes estão habituados a representar as substâncias por fórmulas moleculares num plano bidimensional. (Giordan, 1999)

2.2.4 – ABORDAGEM HISTÓRICA

Além das estratégias de ensino já discutidas até aqui, é relevante mencionar e discutir o uso de História da Ciência nas aulas como um instrumento motivador que pode despertar no estudante o interesse pela aprendizagem em Química, além de esclarecer aspectos epistemológicos para o professor.

Alguns trabalhos (Lindauer, 1962; Lund, 1965; Machado, 1996; Quílez, 2004; Van Driel, 2002) indicam que, para auxiliar no processo de construção do conhecimento do conceito de equilíbrio químico em sala de aula, os professores podem incluir em seu planejamento noções do desenvolvimento histórico.

É necessário esclarecer alguns pontos positivos da utilização da História da Ciência no ensino já que isto pode desempenhar um papel importante no desenvolvimento de atividades do ensino. Afinal, quais são os pontos favoráveis sobre a inserção da História da Química no Ensino Médio? Que tipos de abordagens históricas encontram-se nos livros didáticos? (Marques & Caluzi, 2005)

A evolução da Ciência ilustra os movimentos científicos que culminam com a geração de novos conhecimentos. Isto pode auxiliar professores na compreensão de conceitos envolvidos a partir do resgate dos estudos originais e percorrendo os avanços até chegar a abordagem científica atual, o que dá idéia das influências nas mudanças conceituais ao longo do tempo. Além disso, estas noções podem subsidiar a elaboração de propostas didáticas facilitadoras do aprendizado dos conceitos relacionados, incluindo uma problematização contextualizada. (Quílez, 2004)

Segundo Matthews (1994), a inserção da História da Ciência no processo de ensino/aprendizagem permite que tópicos aparentemente sem conexão possam adquirir significado para os estudantes, pressupondo-se que essa abordagem:

- pode favorecer uma compreensão dos conceitos e métodos científicos;
- conecta o desenvolvimento de pensamentos individuais com o desenvolvimento de idéias científicas;
- permite o entendimento da natureza da ciência;
- neutraliza o cientificismo e o dogmatismo que são comumente encontrados em aulas e textos sobre ciência;
- humaniza o objeto da ciência, tornando-o menos abstrato e mais atraente para os estudantes;

- permite estabelecer conexões com tópicos da disciplina, bem como outras disciplinas.

Evidentemente, não se trata de introduzir ao ensino a História da Ciência como mais um tema de aula, mas sim explorar a construção do conhecimento, para indicar que os modelos científicos são provisórios e evoluem ao longo do tempo. Assim, a Química, por exemplo, não pode ser encarada como um produto pronto de verdade absoluta, pois envolve algumas verdades transitórias e provisórias. Os paradigmas científicos tidos como certos modificam, a cada momento, as exigências de novas maneiras de pensar em relação à Ciência. (Chassot, 2003)

Além disso, focar aspectos do desenvolvimento histórico em sala de aula pode trazer boas oportunidades de aprimorar o processo de ensino/aprendizagem, pela possibilidade de discutir o contexto social envolvido e a evolução das idéias.

Infelizmente, em muitos casos, a idéia de professores e estudantes sobre a História da Ciência está relacionada com meras seqüências cronológicas de eventos como exemplo datas, descobertas e nomes de cientistas, deixando de enfatizar aspectos históricos e culturais relevantes relacionados com a elaboração do raciocínio científico (Marques & Caluzi, 2005).

Considerando este aspecto histórico, pressupõe-se que a apresentação do conteúdo sob um olhar histórico em livros didáticos poderia instrumentalizar o professor para elaborar seqüências didáticas contextualizadas e viabiliza uma abordagem dinâmica da Ciência, podendo assim favorecer a aprendizagem. Porém, alguns trabalhos (Marques & Caluzi, 2005; Tavares & Rogado, 2005, Verzoto & Rossi, 2007) apontam a ausência da difusão de questões históricas nos livros didáticos brasileiros, dificultando assim a ação do professor que se apóia nesse material.

Niaz (2000) apontou que livros didáticos brasileiros utilizados no ensino médio, além de serem pobres em termos de perspectiva histórica, trazem divergências de informações entre esses e as obras originais envolvendo aspectos conceituais, desenvolvimento histórico e até ilustrações. Estas divergências podem distorcer aspectos epistemológicos na construção do conhecimento.

Para Klein (1972), os professores de Ciências que selecionam e utilizam materiais históricos, fazem-no por motivos pedagógicos específicos. Assim, ao tentar ensinar Ciência com abordagem histórica, os professores correm o risco de cometer injustiças com cientistas ou com suas histórias. Klein se opôs ao uso de História da Ciência com fins didáticos,

cunhando o termo “pseudo-história”, para se referir a uma “história” com seleção de fatos de interesse e que erra ao omitir eventos relevantes, gerando distorções históricas. (Klein, 1972 *apud* Allchin, 2004)

Em 1979, Whitaker introduziu o termo “quasi-história”, para se referir a uma “história” utilizada por autores de livros didáticos para animar as descrições de conteúdos com um pouco de fundo histórico, que, de fato, trazem a história reescrita para ajustá-la passo a passo às suas idéias sobre a Ciência. Neste caso, a apresentação do conteúdo também pode resultar em uma distorção da história.

Allchin (2004) também assumiu posições críticas. Apontou que a História da Ciência surge com frequência em contextos educativos numa versão romanceada e exacerbada, simplificando o processo de desenvolvimento da Ciência, em condições particularmente propícias para estabelecer determinados estereótipos e mitos utilizados em sala de aula, como por exemplo, a maçã que caiu na cabeça de Newton, dentre outros.

Todas essas considerações indicam que a informação histórica, embora presente em alguns livros didáticos, não é, na grande maioria das situações, aproveitada da forma mais conveniente com o desenvolvimento de concepções consideradas corretas sobre a natureza e evolução do conhecimento científico (Pereira & Amador, 2007).

As diversas características dessas estratégias devem ser conhecidas pelos professores para orientá-los na escolha do que melhor se ajuste às suas propostas e necessidades de trabalho em sala de aula. Deve valer como sugestão geral aos professores que não se restrinjam à utilização de uma única estratégia e que busquem articular combinações entre elas de forma a contemplar, além do desenvolvimento cognitivo, outras competências e habilidades essenciais necessárias à formação dos estudantes.

2.3 – Ensino/aprendizagem de equilíbrio químico

Ao discutir o tema equilíbrio químico, muitas vezes os professores utilizam expressões que, apesar de corretas do ponto de vista científico, não têm significado para os estudantes (Castilho *et al*, 1999). Além disso, como já foi comentada, a linguagem tem papel fundamental como um instrumento mediador na compreensão dos conceitos, assumindo uma função construtiva na elaboração conceitual e não apenas de comunicação (Machado & Moura, 1995).

O conceito de equilíbrio químico tem sido apontado por diversos autores (Van Driel & Gräber, 2002; Quílez, 2004; Machado & Aragão, 1996; Uehara & Silva, 2005; Carvalho & Aguiar, 2000) e professores do ensino médio como problemático para o ensino e aprendizagem pelo fato de requerer do estudante um raciocínio abstrato, já que ele encontra a palavra equilíbrio noutros contextos. Convém descrever aqui o que se encontra num dicionário da língua portuguesa para ilustrar as possibilidades de confusão que podem facilmente surgir em aula.

Equilíbrio: substantivo masculino. Condição de um sistema físico no qual as grandezas que sobre ele atuam se compõem, para não provocar nenhuma mudança em seu estado; posição estável de um corpo, sem oscilações ou desvios; postura ou posição estável; aprumo; igualdade de força entre duas ou mais coisas ou pessoas, grupos etc. em oposição; estado do que está submetido a duas forças opostas iguais; igualdade quantitativa; estado ou condição do que se mantém constante, inalterado; estabilidade; distribuição; moderação nas maneiras, gestos, palavras, sentimentos etc.; comedimento, prudência, meio-termo; harmonia, estabilidade mental e emocional; controle, autocontrole, autodomínio; balanceamento de rodas; estado de uma estrutura cujos termos mantêm entre si relações de conformidade com as regras estabelecidas (Houaiss, 2001).

Para que se inicie a aprendizagem significativa por processo de mudança conceitual, é recomendável, numa primeira fase, que as concepções trazidas pelos estudantes, chamadas de concepções *prévias*, sejam identificadas pelos professores. Algumas dessas concepções prévias, discutidas em seguida, apesar de muitas vezes diferentes dos conceitos científicos, apresentam-se úteis ao estudante no sentido de lhe oferecer subsídios para a compreensão dos fenômenos que observa. (Machado, 1992)

2.3.1 – CONCEPÇÕES PRÉVIAS E ALTERNATIVAS

Segundo os princípios da teoria construtivista, as práticas educativas relacionadas ao ensino de Ciências devem ser baseadas na utilização de idéias prévias do estudante, uma vez que o processo de aprendizagem ocorre a partir do que ele já conhece (Finzi *et al*, 2005). Dessa forma, os professores podem favorecer o “trânsito” entre os conceitos desconhecidos e os conceitos prévios do estudante, a fim de que ele reestruture as informações e, em certos casos, forme um novo esquema ou acrescente novas informações àquelas já formadas. A partir disso, o estudante atribui significados para as palavras que usa

na Ciência e elabora idéias para interpretar e explicar os fenômenos naturais que ocorrem no cotidiano. (Méndez, 2004)

Porém, na linguagem cotidiana, diversos termos têm significado diferente daqueles que a Ciência lhes atribui, embora a maioria das palavras usadas na Ciência tenha sua origem no vocabulário cotidiano em português. Assim, quando o professor utiliza esses termos sem devida orientação durante as aulas, o estudante pode transferir o significado do cotidiano para o conhecimento científico de forma inadequada, o que, muitas vezes, pode levá-lo a construir concepções equivocadas em relação às explicações científicas. (Finzi *et al*, 2005)

Essas concepções, chamadas *alternativas* têm sua origem na influência de experiências cotidianas, nas diversas linguagens não científicas que são usuais no contexto sócio-cultural, nos erros conceituais dos livros didáticos e nas metodologias de ensino inadequadas. Elas são persistentes, resistindo, por vezes a diversos períodos de construção científica escolar e podem servir de base a novos erros conceituais. Sua caracterização e a sua origem podem fornecer elementos importantes para os professores articularem estratégias de ensino-aprendizagem mais adequadas para superar deficiências na aprendizagem de conceitos científicos. (Finzi *et al*, 2005)

Antes de discutir aspectos específicos de equilíbrio químico, é relevante considerar algumas idéias prévias e alternativas dos estudantes de ensino médio sobre reações químicas.

Em abordagem didática, as reações químicas são associadas sempre a fenômenos observáveis, como por exemplo, mudança de cor, efeito do calor, eliminação de gás, formação de precipitados. No entanto, o estudante nem sempre as reconhece como processos que envolvem rearranjo de átomos com quebra e formação de ligações químicas, pois podem ter dificuldades em entender o modelo particulado da matéria. (Bem-zvi, Eylon & Silberstein, 1987 *apud* Finzi *et al*, 2005).

Em pesquisa publicada em 1987, Bem-zvi, Eylon & Silberstein (*apud* Finzi *et al*, 2005) utilizaram esferas de papel colorido representando os átomos para verificar quais eram as concepções prévias e alternativas dos estudantes de 15 anos relacionadas com reações químicas, usando o modelo para explicar o nível microscópico. Os resultados indicaram que os estudantes apresentaram dificuldades para entender as reações químicas nos aspectos relativos à natureza particulada da matéria, com quebra e formação de ligações químicas; os estudantes tendem a vê-las como processos com junção de reagentes

para formar produtos como ilustra a Figura 2. Essa ilustração pode ser considerada correta apenas para alguns processos químicos que envolvem reações de síntese.



Figura 2: Esquema representacional de uma reação química construído pelos estudantes.

A literatura vem sinalizando que os erros cometidos pelos estudantes ao entender as reações químicas podem ser precedidos por fatores como a estratégia de ensino do professor que apresenta resultados imediatos, mas há pouco comentário sobre os caminhos percorridos até a construção do conceito, que geralmente chega aos estudantes pronto e acabado, o que constitui um obstáculo para o aprendizado de conceitos mais amplos, como cinética química, reações reversíveis e equilíbrio químico (Uehara e Silva, 2005).

2.3.2 – CONCEPÇÕES SOBRE REAÇÕES REVERSÍVEIS

Para alguns pesquisadores (Quílez, 2004; Van Driel & Gräber, 2002), os estudantes apresentam dificuldade em admitir a ocorrência de reações químicas reversíveis, em interpretar a dupla seta nas equações químicas e em compreender a natureza dinâmica das reações químicas em equilíbrio, que são concepções importantes para compreender o conceito formal de equilíbrio químico (Uehara e Silva, 2005).

Convém apontar o que pode ser encontrado em um livro didático brasileiro para explicar o conceito de equilíbrio químico:

O equilíbrio químico é característico de reações reversíveis, nas quais os reagentes dão origem aos produtos e os produtos formados reagem entre si reconstituindo os reagentes. Num determinado instante, as velocidades das reações direta e inversa se igualam, estabelecendo assim uma condição de equilíbrio dinâmico (Fonseca, 2001).

A concepção de reversibilidade associada às transformações químicas é importante, mas os estudantes apresentam dificuldades em admitir a idéia de igualdade na velocidade das reações direta e inversa por não observarem o fenômeno. Isso leva o estudante a crer que no estado de equilíbrio químico as transformações não mais ocorrem (Quílez, 2004). O fato é que, a partir da idéia de reversibilidade das reações químicas e de igualdade de velocidade das reações direta e inversa, torna-se possível explicar a não ocorrência de modificações no nível macroscópico (Machado, 1992).

Deve-se considerar que os modelos utilizados para explicar as reações químicas em estado de equilíbrio envolvem a perspectiva do mundo microscópico e é neste nível que se deseja reorganizar os esquemas conceituais dos estudantes. Dessa forma, em uma fase seguinte, o professor pode promover o confronto das concepções prévias dos estudantes com essa nova perspectiva microscópica que envolve: compreender a ocorrência de reação química apresentando partículas em movimento chocando-se entre si; admitir a ocorrência de reações reversíveis; admitir a ocorrência simultânea de duas reações, associada à coexistência de reagentes e produtos com velocidades diferentes até que se atinja o estado de equilíbrio; associar características dinâmicas ao estado de equilíbrio químico; compreender que a mudança de alguns fatores como temperatura, pressão, superfície de contato e concentração pode alterar as quantidades das substâncias envolvidas no estado de equilíbrio químico (Machado, 1992; Van Driel & Gräber, 2002; Quílez, 2004).

2.3.3 – CONCEPÇÕES SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO

Alguns estudos (Maskil & Cachapuz, 1989; Machado & Aragão, 1996; Quílez, 2004; Van Driel & Gräber, 2002) apontam que, no processo de ensino/aprendizagem, os estudantes relacionam o estado de equilíbrio químico à ausência de alterações no sistema, o que inclui a concepção de ausência de reação química.

Em pesquisa realizada por Machado & Aragão em 1996, das concepções de estudantes sobre equilíbrio químico, foi notória a influência das idéias de natureza macroscópica sensorial, como o funcionamento de uma balança ou de uma gangorra, onde o equilíbrio é estático. Isto explicita a dificuldade de construção de modelos microscópicos, em que partículas de reagentes e produtos coexistem em um sistema fechado, sujeitas a uma frequência de colisões constantes que, apesar de resultarem em transformações químicas, não provocam alterações observáveis geralmente associadas no mundo cotidiano concreto dos estudantes. (Machado & Aragão, 1996)

Algumas investigações (Machado, 1992; Van Driel, 2002; Quílez, 2004) constataram que os estudantes podem fazer muitas confusões e criar diversas concepções alternativas no processo de aprendizagem do conceito de equilíbrio químico. Para Quílez (2004), alguns dos principais enganos conceituais cometidos pelos estudantes quando estudam reações químicas em equilíbrio com abordagens cinéticas são:

- 1) término da reação direta antes que a inversa comece a ocorrer;
- 2) incompreensão da natureza dinâmica de um sistema em equilíbrio químico;

- 3) associação de equilíbrio químico como oscilação de um pêndulo;
- 4) existência de reagentes e produtos em recipientes distintos;
- 5) confusão entre massa e concentração;
- 6) igualdade de concentrações dos reagentes e produtos no equilíbrio;
- 7) ausência de alterações no sistema indicando que a reação não ocorre mais.

Pensando nestas concepções alternativas adquiridas durante o processo de aprendizagem pelos estudantes sobre o conceito de equilíbrio químico, alguns estudiosos (Bilgin & Geban, 2006; Canpolat *et al*, 2006) propõem que devem ser criados em sala de aula, novos ambientes que incorporem métodos de aprendizagem de conceitos abstratos associados a esse conceito, para promover mudanças conceituais.

Hackling & Garnett (1985), adaptaram o método de aprendizagem cooperativa em comparação à educação tradicional ao estudo do conceito de equilíbrio químico como forma de verificar concepções alternativas dos estudantes incluindo um teste de 47 questões de múltipla escolha e de verdadeiro ou falso, posteriormente classificadas em 4 categorias: abordagem do equilíbrio; características do equilíbrio; mudança do equilíbrio nas condições de temperatura, pressão e concentração e adição de um catalisador. O teste envolvia perguntas conceituais que requeriam dos estudantes um determinado conhecimento de reações químicas em equilíbrio. As respostas indicaram não somente as concepções errôneas, mas também os pontos fundamentais do conceito a serem aprendidos em que os estudantes tinham dificuldades em compreender. Para Hackling & Garnett (1985), esta estratégia apresentou melhores resultados em termos de aquisição de conhecimento e compreensão do conceito de equilíbrio químico em comparação à abordagem tradicional.

Considerando-se essas discussões, esta pesquisa tem como objetivo elaborar um material didático de apoio contextualizado envolvendo demonstração experimental e desenvolvimento histórico do conceito de equilíbrio químico buscando favorecer o ensino e a aprendizagem. O desenvolvimento histórico envolveu consulta a obras originais e artigos num esforço de resgate de estudos originais, na busca de influências nas mudanças conceituais ao longo do tempo. O material desenvolvido foi utilizado pelo autor desta dissertação em suas aulas entre 2006 e 2007, passou por modificações ao longo deste processo e é apresentado como material de apoio complementar para professores interessados. A última versão deste material encontra-se no Anexo 1 desta dissertação.

CAPÍTULO 3
OBJETIVOS

3. OBJETIVOS

Neste trabalho de pesquisa foram investigados problemas de ensino/aprendizagem dos estudantes do ensino médio, relacionados com o conceito de equilíbrio químico. Foram consideradas algumas propostas teóricas relacionadas ao processo de aprendizagem e algumas estratégias de ensino que visam facilitar o processo de aprendizagem.

Objetivos gerais:

- Identificar aspectos problemáticos do processo de ensino/aprendizagem;
- Diagnosticar deficiências de aprendizagem e buscar fatores que minimizam problemas motivacionais, visando favorecer o processo de ensino/aprendizagem;

Objetivos específicos:

- Investigar impressões prévias e pós-aulas dos estudantes do ensino médio sobre questões envolvendo o conceito de equilíbrio químico;
- Elaborar um levantamento histórico resgatando informações de fatos relevantes da evolução desse conceito, a partir de consulta na literatura, incluindo obras originais, para organização de um texto sobre o assunto dirigido a professores do ensino médio. Este texto representa uma forma de contribuição para estimular interpretações críticas de materiais didáticos, na tentativa de subsidiar situações propícias ao processo de ensino/aprendizagem em sala de aula.
- Elaborar uma proposta didática envolvendo aulas contextualizadas, demonstrações experimentais com abordagem histórica do conceito de equilíbrio químico, disponibilizando-a aos professores interessados.
- Investigar o impacto dessa proposta junto aos estudantes de 2ª e 3ª série do ensino médio.

CAPÍTULO 4
METODOLOGIA DE TRABALHO

4. METODOLOGIA DE TRABALHO

Este trabalho de pesquisa foi desenvolvido em duas etapas, identificadas como primeiro e segundo momento.

No primeiro momento, em 2006, foram envolvidas nove turmas de estudantes da 2ª e 3ª série do ensino médio de quatro escolas, sendo uma da rede particular de Tatuí - SP e três escolas públicas, nas quais duas de Cerquilha e uma de Tietê denominadas **A**, **B**, **P** e **V** e três professores **X**, **Y** e **Z**, conforme descrição na Tabela 1. Esses professores trabalhavam com abordagem construtivista, concepção de ensino próxima do referencial teórico proposto neste trabalho. Para as aulas foi utilizado um material didático diferente em cada escola, porém sem abordagem de aspectos históricos e experimentais. Esses materiais didáticos estão detalhados mais adiante quando serão apresentadas características das escolas envolvidas na pesquisa.

Esta etapa de trabalho teve como objetivo investigar o aprimoramento da aprendizagem dos estudantes a partir de aulas teóricas tradicionais com os três professores. O autor dessa dissertação, o professor **X**, acompanhou e registrou em áudio em aparelho MP-3, todas as aulas que envolveram o conceito de cinética e equilíbrio químico dos professores **Y** e **Z**, com o objetivo de observar a didática utilizada e o comportamento dos estudantes quanto ao grau de interesse e a motivação. Os professores permitiram que as suas aulas fossem gravadas e não se importaram nem se mostraram influenciados pela presença do pesquisador em sala.

No segundo momento do trabalho, em 2007, elaboramos duas propostas didáticas, *A* e *B*, envolvendo o conceito de equilíbrio químico. Na proposta *A*, foram incluídas aulas com demonstrações experimentais e discussões baseadas em fatos históricos envolvendo o conceito de equilíbrio químico, enquanto na proposta *B* limitou-se à discussão de aspectos teóricos tradicionais. Essas propostas foram aplicadas a quatro turmas de estudantes da escola **B** com aulas ministradas pelo professor **X**, sendo que nas 3ª D, 3ª E e 3ª F foi utilizado o material didático *A*, enquanto na outra turma, a 3ª G, foi utilizado o material didático *B*. Esse segundo momento, que envolveu estudantes e professor de uma única escola, teve por objetivo investigar o impacto da utilização do material didático *A* proposto

neste trabalho, como estratégia de aprimoramento do processo de ensino/aprendizagem, comparando a aprendizagem das turmas de estudantes.

O trabalho junto com os estudantes foi desenvolvido durante um período de 2 a 3 meses, com 2 à 4 aulas por semana dependendo da escola, com duração de 50 minutos cada aula, conforme informações descritas e apresentadas na Tabela 1.

Tabela 1. Informações sobre os participantes da pesquisa.

Escola	Período	Turma	Número de alunos	Número de aulas**	Número total de aulas envolvendo equilíbrio químico	Professor	Ano da coleta de dados
A*	matutino	2ª série a	39	4	32	X	2006
A*	noturno	2ª série b	12	3	24	X	2006
A*	matutino	pré-vestibular	32	5	40	Z	2006
B*	matutino	3ª série a	28	3	39	X	2006
		3ª série b	27				
		3ª série c	29				
B*	matutino	3ª série d	27	3	39	X	2007
		3ª série e	26				
		3ª série f	28				
		3ª série g	33				
P*	matutino	2ª série a	22	2	24	Y	2006
		2ª série c	32				
V*	vespertino	2ª série c	15	2	8	X	2006

* Identificação das escolas:

A: Curso e Colégio **Anglo**, Tatuí-SP, região central.

B: E.E. Pres. Arthur da Silva **Bernardes**, Cerquilha-SP, região central.

P: E.E. **Plínio Rodrigues de Moraes**, Tietê-SP, região central.

V: E.E. Prof. **Victória Marcon Bellucci**, Cerquilha-SP, região periférica.

** Aulas com duração de 50 minutos.

Em seguida estão relacionados comentários de algumas características de cada escola envolvida na pesquisa:

- Escola **A** da rede particular da região central de Tatuí – SP, com três turmas: a primeira com 40 estudantes da 2ª série do ensino médio no período matutino com quatro aulas semanais; uma turma de 2ª série com 12 estudantes do período noturno com 3 aulas semanais e uma turma com 32 estudantes do curso preparatório pré-vestibular no período matutino com 5 aulas semanais. Todas as aulas foram ministradas durante 8 semanas em 2006 pelo professor **X** (autor deste trabalho) nas turmas de ensino médio e pelo professor **Z** no pré-vestibular. O material didático de apoio utilizado foi elaborado por professores da central da própria escola, que dispõe de uma equipe de plantonistas para atendimento dos

estudantes em período vespertino. Nesta escola, foram empregados recursos de informática para simular condições de equilíbrio químico, com a utilização do programa Le Chat⁵ 1.0.

- Escola **B** da rede estadual do ensino médio da região central de Cerquillo – SP, com 198 estudantes divididos em sete turmas da 3ª série no período matutino, que tinham três aulas semanais de Química com duração de 50 minutos cada. Esta escola participou de dois momentos da pesquisa sendo que o conteúdo foi ministrado durante 13 semanas a cada turma pelo professor **X**. Num primeiro momento, em 2006, participaram três turmas (3ª A, 3ª B e 3ª C), tendo sido utilizado o material didático *B* elaborado por professores⁶ do Curso Diálogo de Osasco – SP que incluía apenas aspectos teóricos tradicionais. Num 2º momento, em 2007, participaram outras turmas, sendo que três delas (3ª D, 3ª E e 3ª F) tiveram aulas utilizando o material didático *A*, que incluiu aulas com demonstrações experimentais, abordagem histórica e o programa Le Chat 1.0; com a outra turma (3ª G) foi utilizado o material *B*, aquele mesmo utilizado em 2006. O critério adotado para a escolha das turmas com utilização do material didático *A* e *B* foi aleatório, uma vez que estas apresentam semelhanças considerando o nível de aprendizagem e o interesse dos estudantes.

- Escola **P** da rede estadual do ensino médio da região central de Tietê – SP, duas turmas com cerca de 25 estudantes da 2ª série no período matutino, com duas aulas semanais consecutivas de Química com duração de 50 minutos. Essas aulas foram ministradas durante 12 semanas, em 2006, pela professora **Y**, que trabalhou com apostila elaborada por professores da própria escola⁷, voltada para curso preparatório pré-vestibular.

- Escola **V** da rede estadual do ensino médio da região da periferia de Cerquillo – SP, envolvendo uma turma de 15 estudantes do 2ª série do período vespertino, com duas aulas semanais consecutivas de Química com duração de 50 minutos. Essas aulas foram

⁵ Esse programa foi desenvolvido por João Carlos de Matos Paiva, em sua tese de Mestrado “Simulações Computacionais no Ensino da Física e da Química”, 1994 na Faculdade de Ciências e Tecnologia da Universidade de Coimbra. Ele reproduz computacionalmente situações de equilíbrio químico e é disponível em <http://www.mocho.pt/search/local.php?info=local/software/quimica/lechat1.info>.

⁶ José Carlos Verzoto e Lucia Regina Ribeiro.

⁷ José Carlos Verzoto, Marisa Monteiro Vizioni e Nilza Bernardo Coutinho.

ministradas durante 4 semanas de 2006 pelo professor **X**, que trabalhou com o material didático **B**, o mesmo utilizado na escola **B**.

Apesar dos professores terem utilizado material didático com aspectos teóricos e com auxílio recursos tradicionais, como giz, lousa e aulas expositivas nas turmas de 2006 e na 3ª série G em 2007, também foi incluída uma aula com demonstração experimental. Nas aulas de 2007 das turmas da 3ª D, 3ª E e 3ª F, foram incluídas demonstrações experimentais adicionais e discussões baseadas em fatos históricos envolvendo o conceito de equilíbrio químico. Essas demonstrações experimentais foram trabalhadas em sala de aula devido à falta de espaço físico para comportar a turma.

Durante o processo de ensino/aprendizagem, foram aplicados questionários de opinião para investigar conhecimentos prévios e pós-aulas. Também foram realizadas entrevistas com grupos de estudantes voluntários. Aos professores, aplicou-se um questionário específico para conhecer a sua opinião sobre o processo de ensino/aprendizagem dos conceitos em questão. Os questionários e entrevistas fizeram parte do trabalho de investigação realizado junto aos estudantes e professores que está descrito a seguir.

4.1 – Investigação de impressões de estudantes e professores

Foram elaborados e aplicados questionários para conhecer as concepções prévias e pós-aulas de estudantes da 2ª e 3ª série do ensino médio de escolas públicas e particulares, buscando-se verificar o impacto do uso dos materiais didáticos **A** e **B** propostos. Buscavam-se informações que pudessem identificar problemas de compreensão sobre equilíbrio químico e as contribuições da inserção da História da Ciência com aulas contextualizadas e demonstrações experimentais como proposta de trabalho para melhorar o processo de ensino/aprendizagem. Além disso, foram realizadas entrevistas coletivas com três estudantes de cada turma, para reconhecer algumas impressões sobre o conceito e o impacto da proposta didática **A** no ensino médio. Por fim, foi aplicado um questionário aos professores para identificação de perfil, formação acadêmica, objetivos em relação ao conteúdo, parâmetros considerados para nortear sua ação em sala de aula e expectativas em relação à aprendizagem.

4.1.1 – COLETA DE DADOS ENTRE ESTUDANTES

Como já foi comentado, entre os estudantes, a pesquisa também foi realizada em dois momentos, como mostra a Tabela 1. Em 2006, o questionário foi aplicado a 236 estudantes que não tiveram aulas com abordagem envolvendo aspectos históricos. Em 2007, 81 estudantes das turmas 3^a D, 3^a E e 3 F passaram por aulas com abordagem histórica ao contrário dos 33 estudantes da 3^a G. A todas essas quatro turmas foi aplicado o mesmo questionário pós-aulas de 2006, acrescido da questão 12, mantendo-se a sistemática de aplicação.

4.1.1.1 – Questionário prévio para estudantes

Visando investigar as concepções prévias nos estudantes de um universo amostral de 13 turmas em quatro escolas diferentes conforme descrito na Tabela 1, antes do início das aulas aplicou-se um questionário com o objetivo de conhecer o que eles pensavam sobre reações químicas, velocidade de reações e os fatores que influenciam essas velocidades.

Esse questionário foi aplicado pelo professor X no início do segundo semestre de 2006 e em 2007, garantindo-se o anonimato para evitar tendências e constrangimento dos estudantes. Durante o preenchimento do questionário, os estudantes foram sendo orientados pelo professor para eliminação de eventuais dúvidas. Apesar dos estudantes terem ficado livres para conversar, notou-se um comportamento típico de prova.

Foram 11 questões, das quais quatro eram discursivas e sete eram testes de múltipla escolha dos quais dois solicitavam justificativa, conforme apresentado na Figura 4 no anexo 1.

Neste questionário prévio, a 1^a questão visava identificar nos estudantes as suas opiniões com relação às dificuldades apresentadas no aprendizado da Química, o interesse pela área e sua impressão sobre a importância da Química no contexto social e escolar. As questões 2 a 4 permitiriam investigar o que os estudantes sabiam a respeito da ocorrência de reações químicas e de quando elas ocorrem. As questões 5 e 6 procuravam identificar o que os estudantes entendem por velocidade de reações químicas. A questão 7 buscou identificar as concepções dos estudantes em relação a reações incompletas. Finalmente, as questões 8 a 11 apontariam a capacidade dos estudantes relacionarem a ocorrência das reações com os fatores que podem alterar a sua “rapidez”.

4.1.1.2 – *Questionário pós-aulas para estudantes*

Após o cumprimento do programa de aulas envolvendo equilíbrio químico, foi aplicado outro questionário a fim de investigar a evolução da aprendizagem dos estudantes sendo realizado em dois momentos de investigação.

Num primeiro momento, em 2006, foi aplicado um questionário para estudantes que não passaram por aulas envolvendo aspectos históricos que consistia de 11 questões, das quais quatro eram discursivas e sete eram testes de múltipla escolha dos quais dois envolviam justificativa, conforme apresentado na Figura 5 no anexo 1. Num outro momento, em 2007, foi aplicado o mesmo questionário, acrescido da questão 12 para estudantes da escola B, pós-aulas. Foram 12 questões, das quais quatro eram discursivas e oito eram testes de múltipla escolha com solicitação de justificativa em dois deles, conforme apresentado na Figura 6 no anexo 1.

As questões 1 a 3 deste questionário indicariam como o estudante considera seu aprendizado do conceito de equilíbrio químico e qual a importância atribuída a esse conceito. As questões 4 a 7 pediam ao estudante atribuir notas de 1 (pouco) a 5 (muito) para avaliar a didática de ensino do seu professor, estimar o grau de dificuldade para aprendizagem do conceito de equilíbrio químico e apontar o que favoreceu seu aprendizado, além de avaliar o impacto das demonstrações experimentais para seu aprendizado. As questões de 8 a 12 envolviam testes sobre conceitos de cinética química e equilíbrio químico e indicariam suas concepções após as aulas do conteúdo trabalhado.

4.1.1.3 – *Entrevistas com estudantes*

Neste processo, o autor deste trabalho entrevistou grupos de três estudantes de cada turma, sete semanas após início das aulas, escolhidos de acordo com seu desempenho nas aulas e modificações conceituais detectadas a partir dos questionários. Foram realizadas entrevistas semi-estruturadas de cerca de 30 minutos, com perguntas abertas sobre o conceito de equilíbrio químico apresentadas na Figura 7 no anexo 1. Todas as entrevistas foram gravadas em MP-3.



Essas entrevistas forneceram dados para auxiliar na investigação das concepções do estudante com relação ao seu aprendizado envolvendo equilíbrio químico e esses resultados foram comparados com as respostas do questionário pós-aula. Isso permitia investigar se as suas concepções iniciais (questionário prévio) foram modificadas com as aulas. As respostas dos estudantes permitiram investigar como eles elaboravam as suas explicações e possibilitou identificar qual o grau de importância que ele atribuía à Química no contexto escolar quando relacionava com a do contexto social, como Ciência.

4.1.2 – COLETA DE DADOS ENTRE PROFESSORES

Este trabalho foi realizado com turmas de 3 professores de Química do ensino médio que lecionam em diferentes escolas e foram identificados por **X**, **Y** e **Z**, cujo perfil está descrito na Tabela 2, lembrando que o professor **X** é o autor deste trabalho.

Tabela 2. Perfil dos professores que participaram da pesquisa.

Professor	Formação	Tempo de magistério	Escola	Número de turmas
X	Licenciatura em Química, Lato Sensu em Química e cursando Mestrado em Química.	20 anos	Pública	sete 3ª séries
			Pública	uma 2ª série
			Particular	duas 2ª séries
Y	Licenciatura em Química e Mestrado em Química.	15 anos	Pública	duas 2ª séries
Z	Bacharelado em Química e cursando Mestrado em Química.	14 anos	Particular	um pré-vestibular

Com o objetivo de conhecer algumas idéias dos professores que participaram dessa pesquisa, aplicou-se um questionário após o cumprimento da programação das aulas envolvendo o conceito de equilíbrio químico. Indagava-se sobre as concepções sobre ensino/aprendizagem, seus objetivos com relação ao conteúdo, parâmetros considerados para nortear sua ação em sala de aula, suas expectativas em relação à aprendizagem e sua percepção e avaliação do processo ensino/aprendizagem.

Foram 13 questões, das quais cinco eram discursivas e oito testes de múltipla escolha conforme apresentado na Figura 8 no anexo 1.

As questões 1 a 4 apontariam impressões do professor sobre a importância do ensino de equilíbrio químico e indicariam aspectos que dificultam ou facilitam as atividades didáticas envolvendo esse conceito em sala de aula. As questões 5 e 6 procuravam

identificar os recursos de ensino utilizados e as formas de avaliação utilizadas. Nas questões 7 a 9, os professores comentariam sobre suas concepções de ensino/aprendizagem e sobre o que esperam dos estudantes nas aulas sobre esse conceito. Finalmente, as questões de 10 a 13 investigavam os hábitos do professor com relação à consulta à literatura Química.

Para elaborar o material didático A, foram levantados aspectos da evolução histórica do conceito de equilíbrio químico, resgatando estudos originais de afinidade química e das leis de reações incompletas, reversibilidade de reações e equilíbrio químico até a abordagem científica atual, procurando identificar assim influências nas mudanças conceituais ao longo do tempo. Essa investigação resultou num texto que foi elaborado a partir de consultas nos originais e que pode servir de subsídio para interessados no desenvolvimento histórico do conceito de equilíbrio químico.

4.2 – Evolução histórica de equilíbrio químico e o Ensino Médio

Investigando-se a construção do conceito de equilíbrio químico a partir das duas abordagens da história que iremos apresentar no Capítulo 5, pode-se perceber que ao longo do processo evolutivo, cada uma delas procurou descrever o comportamento de um sistema químico em equilíbrio de uma maneira mais próxima à realidade compreendida na época.

Entretanto, algumas hipóteses indicadas na abordagem cinética da lei da ação das massas podem ser consideradas incorretas, ou até mesmo muito simplistas do ponto de vista conceitual. Didaticamente, o conceito de equilíbrio químico é comumente utilizado para calcular concentrações de substâncias em estado de equilíbrio, a uma determinada temperatura e para que esse conceito seja corretamente aplicável em termos cinéticos, devem-se considerar condições ideais. Pode-se dizer que um sistema aproxima-se das condições ideais quanto menor for a concentração em uma solução ou quanto menor for a pressão em sistemas gasosos. (Van Driel e Gräber, 2002)

Por outro lado, pode-se dizer que a equação matemática da constante de equilíbrio de um sistema químico é relacionada com as constantes de velocidades das reações direta e inversa somente nas reações de etapa única. Entretanto, existe um grande número de reações químicas que ocorrem em duas ou mais etapas, sendo que nesses casos a velocidade das reações depende da etapa mais lenta. Por esse motivo, cálculos de equilíbrio químico de sistemas que envolvem reações de duas ou mais etapas não é válido considerando-se apenas os aspectos cinéticos.

Van Driel e Gräber apontaram em seu artigo (2002), que a introdução da abordagem cinética para explicar um fenômeno utilizando simulações e analogias para compreensão do caráter dinâmico das reações químicas em equilíbrio químico é questionável pelo fato dos estudantes desenvolverem ou reforçarem concepções errôneas quanto ao conceito de reações incompletas, reversibilidade de reações e equilíbrio dinâmico. Além disso, a abordagem cinética, muitas vezes, não esclarece características macroscópicas das reações em equilíbrio.

Pelos problemas aqui apresentados quanto à utilização da abordagem cinética para o ensino do conceito de equilíbrio químico, alguns pesquisadores (Quílez, 2004; Van Driel e Gräber, 2002; Carvalho e Aguiar, 2000) sugerem uma proposta de abordagem termodinâmica para auxiliar no processo de aprendizagem dos estudantes.

4.2.1 – ABORDAGEM EM LIVROS DIDÁTICOS

Muitos estudos (Quílez, 2004, Van Driel & Gräber, 2002, Machado & Aragão, 1996, Carvalho & Aguiar, 2000, Van Driel, 2002, Uehara & Silva, 2005) têm demonstrado que algumas abordagens encontradas em livros didáticos, envolvendo o conceito de equilíbrio químico, induzem a conclusões erradas ou estimulam a formação de concepções alternativas.

A estratégia de discussão de equilíbrio químico com abordagem cinética, análoga à seqüência no desenvolvimento histórico do conceito, apesar das reconhecidas limitações, representa a abordagem mais comum no ensino médio e pode gerar dificuldades de ensino/aprendizagem. A maioria dos livros didáticos brasileiros voltados para o ensino médio, não discute este conceito com abordagem termodinâmica (Verzoto & Rossi, 2007 – I).

Carvalho & Aguiar (2000) investigaram o conteúdo envolvendo conceito de equilíbrio químico em 10 livros didáticos e apontaram que em apenas três deles a natureza dinâmica do equilíbrio era destacada e apenas em um dos livros avaliados; aspectos termodinâmicos eram discutidos ainda que superficialmente.

Visando observar como a história da ciência é tratada em alguns livros didáticos brasileiros comumente utilizados no ensino médio, anteriores ao PNLEM⁸, as seguintes obras foram avaliadas (Verzoto e Rossi, 2007 – II) e categorizadas de acordo com a forma e a profundidade de abordagem histórica:

1. Carvalho, G. C.; Souza, C. L., *Química para o Ensino Médio*, Scipione: São Paulo, 2006.
2. Sardella, A.; *Química, novo ensino médio*, Ática: São Paulo, 2006.
3. Covre, G. J.; *O homem e a natureza*, FTD: São Paulo, 2000.
4. Fonseca, M. R. M.; *Completamente Química, Físico-Química*, FTD: São Paulo, 2001.
5. Feltre, R.; *Química*, Moderna: São Paulo, 2000.
6. Usberco, J., Salvador, E.; *Química*, Saraiva: São Paulo, 2002.
7. Novais, V. L. D.; *Físico-Química, Atual*: São Paulo, 1999.
8. Lembo, A.; *Química, realidade contexto*, Ática: São Paulo, 2000.

A Tabela 3 resume a categorização, indicando que das 8 obras analisadas, 5 delas não apresentavam qualquer menção de História da Ciência no que diz respeito à evolução do conceito de equilíbrio químico. Em duas obras, aparecem somente citações de informações isoladas, com data da descoberta, nome e foto do cientista envolvido, sem menção às relações sociais, econômicas e políticas envolvidas, às resistências à transformação e os setores trataram de impedir as mudanças de concepções relativas ao conceito. Apenas uma dessas obras cita aspectos históricos da construção do conceito de equilíbrio químico, com detalhes excessivos, tendo sido notados problemas de correção histórica e conceitual em alguns pontos, o que compromete sua contribuição para uso nas aulas. (Verzoto e Rossi, 2007 – II)

Tabela 3: Inclusão do conteúdo histórico em livros didáticos.

obra categoria	1	2	3	4	5	6	7	8
A				X				
B			X					X
C	X	X			X	X	X	

A= Valorização de episódios e descobertas ocorridas na elaboração do conceito.

B= Simples menção de datas e nomes.

C= Nenhuma informação de conotação histórica.

⁸ PNLEM: Programa Nacional do Livro Didático para o Ensino Médio, implantado em 2004 pelo Governo Federal, prevê a distribuição de livros didáticos para alunos do ensino médio público de todo Brasil. Informações disponíveis em site do MEC, acessado em 03/06/2008. (<http://portal.mec.gov.br/seb/index.php?option=content&task=view&id=648&Itemid=666>)

Apesar dessas limitações e deficiências, o livro didático deve ser visto como um instrumento didático importante de apoio ao professor e estudante no desenvolvimento do conteúdo e na resolução de exercícios, no entanto não deve ser usado como única fonte de informação para a construção dos conceitos e muito menos como uma verdade absoluta. Caso o professor tenha dúvidas com relação a algum conceito abordado no livro, este deve recorrer a outras fontes confiáveis de pesquisa, como exemplo, artigos publicados em periódicos e revistas científicas, sites reconhecidos pela comunidade científica e livros indicados pelos especialistas em Educação. É interessante que o professor não se restrinja a obtenção de informações de uma única fonte e sim se utilize de múltiplas fontes independentes, comparando-as. (Marques e Caluzi, 2005)

4.2.2 – ELABORAÇÃO DE MATERIAL DIDÁTICO CONTEXTUALIZADO

Considerando-se limitações e deficiências dos livros didáticos, optou-se pela elaboração de duas propostas de material didático, *A* e *B*, utilizados em aulas do ensino médio, para investigar seu impacto em algumas turmas de estudantes de escolas públicas e particulares.

O material da proposta *A* é baseado na linha de aprendizagem com orientação construtivista, envolvendo aulas com demonstrações experimentais e abordagem histórica, buscando favorecer a aprendizagem significativa do conceito de equilíbrio químico em oportunidades de aplicação desse conceito no estudo quantitativo das transformações químicas. Esta proposta envolve a disponibilização de material complementar para professores de escolas particulares que adotam suas próprias apostilas e/ou de escolas estaduais onde são utilizados os livros didáticos do PNLEM. O Anexo 1 traz o material da proposta *A*.

A proposta *B* é um material didático que incluiu aspectos teóricos tradicionais, cuja apresentação do conteúdo limitou-se a discussão do conceito de equilíbrio químico com abordagem teórica tradicional, de aspecto livresco e foi utilizado como parâmetro de comparação com o material didático da proposta *A*.

CAPÍTULO 5
RESULTADOS E DISCUSSÃO

5. RESULTADOS E DISCUSSÃO

Neste capítulo são apresentados o desenvolvimento histórico do conceito de equilíbrio químico, além de resultados e discussões dos dados obtidos com respostas dos estudantes aos questionários pré e pós-aulas e dos professores, conforme descrito no Capítulo 4.

Na investigação do desenvolvimento histórico procurou-se resgatar estudos originais de afinidade química e das leis de reações incompletas, reversibilidade de reações e equilíbrio químico até a abordagem científica atual, procurando identificar assim influências nas mudanças conceituais ao longo do tempo. Este estudo resultou num texto que pode servir de subsídio para interessados no desenvolvimento histórico do conceito de equilíbrio químico e pode ser útil para o professor elaborar seqüências didáticas, dinâmicas e contextualizadas, considerando aspectos epistemológicos que podem favorecer abordagens facilitadoras de aprendizagem significativa.

Antes da apresentação do texto é relevante comentar a maneira como foi elaborada a investigação do desenvolvimento histórico envolvendo o conceito de equilíbrio químico, mencionando as dificuldades encontradas na fase de pesquisa.

Este texto foi elaborado a partir de consultas em artigos, periódicos e revistas científicas onde foram encontradas citações para exame em livros antigos e obras originais. Num esforço de resgate de estudos originais, foram realizadas consultas freqüentes a essas obras em bibliotecas de acervos raros com acesso restrito para pesquisa, num trabalho extenso que durou mais de 3 meses. Muitos exemplares raros foram liberados para fotocópias que após digitalização foram usadas para tradução dos textos a partir dos diversos idiomas originais (inglês, francês e alemão). Para essas traduções foi utilizado o programa “Babel Fish”⁹.

Na seqüência, apresenta-se o texto do desenvolvimento histórico do conceito de equilíbrio químico.

⁹ Este programa foi desenvolvido pela Alta Vista e se trata de um aplicativo na Web sobre o Yahoo!, que traduz trechos de textos ou páginas completas da Web, denominado Babel Fish - Tex Translation and Web Page Translation. Este aplicativo é disponível em <http://www.babel.fish.altavista.com>

5.1 – Desenvolvimento histórico do conceito de equilíbrio químico.

As especulações teóricas dos antigos gregos para tentar explicar a composição da matéria, as combinações entre os diferentes tipos de matéria e as causas dessas combinações eram voltadas aparentemente para fenômenos envolvendo idéias filosóficas (Maar, 1999).

Afinal, porque determinadas espécies químicas interagem ou formam compostos e outras não? Este mistério foi um tema importante da ciência desde os seus primórdios na antiga Grécia, segundo Maar (1999). Uma das concepções mais comuns sobre transformações químicas é a de que existe “afinidade” ou “atração” entre os corpos. O conceito de afinidade foi, por muito tempo, fundamental na Química em termos de desenvolvimento do conhecimento químico (Justi, 1998).

Considerando suas origens como explicações físicas, “afinidade” e “atração” eram concepções diferentes. Embora fossem reconhecidas diferenças entre o significado dessas duas palavras, no século XVI passaram a serem usadas praticamente como sinônimos para indicar a tendência dos corpos se combinarem uns com os outros. Estes termos são apresentados neste ponto porque o conceito da afinidade foi a idéia chave para o desenvolvimento do conceito de equilíbrio químico no final do século XVIII. (Justi, 1998)

5.1.1 – EVOLUÇÃO DO CONCEITO DE TRANSFORMAÇÃO QUÍMICA

O uso do fogo teve um grande impacto no modo de vida da humanidade desde o período paleolítico (500 000 a.C.) por ter favorecido o cozimento dos alimentos, a extração de corantes vegetais, proporcionado a iluminação e colonização de regiões frias. Apesar de saber transformar alguns materiais, o homem não conseguia formular explicações que permitia explicar porque as transformações ocorriam. (Maar, 1999)



Algumas das mais antigas explicações sobre interações entre substâncias foram propostas por filósofos gregos como o naturalista Tales de Mileto (século VI a.C.) e depois os médicos Empédocles e Hipócrates (século V a.C.). Eram baseadas num ponto de vista de natureza antropomórfico e consideravam uma força estimulante como causa efetiva das transformações. A essas forças eram atribuídos conceitos de simpatia e de antipatia entre os corpos. (Maar, 1999)



Empédocles estudou teorias de outros filósofos sobre a importância da água e do fogo como elementos básicos na constituição da matéria e definiu os quatro elementos – terra, água, ar e fogo – como sendo os constituintes de todas as coisas. Sugeriu que a partir destes quatro elementos formavam-se todos os demais compostos sob ação de duas forças onipresentes: o amor e o ódio, que poderiam criar, transformar e destruir tudo o que existia por questões de “afinidade”, associando assim, metaforicamente fenômenos naturais aos fenômenos de relacionamento humano de simpatia e ódio. (Mierzecki, 1990 *apud* Maar, 1999).



Ainda entre gregos, Aristóteles (século IV a.C.) discutiu os fatores que poderiam influenciar na ocorrência das transformações, identificando diferenças e similaridades (afinidade) entre os materiais envolvidos e também a interação física de um material com outro (Justi, 1998).

A primeira idéia de afinidade, como um termo que expressa a tendência das substâncias reagirem, foi introduzida na Idade Média pelo dominicano e naturalista Albertus Magnus (1193-1280) para explicar as transformações, que hoje se entendem como reações químicas. Ele admitiu que as transformações só ocorriam quando as substâncias apresentavam alguma relação de semelhança entre si (Poce, 1930).



Albertus, o grande como era chamado, utilizava a palavra *affinitas* com esse sentido quando dizia que *o enxofre escurece a prata e queima os metais em geral, devido à afinidade natural que existe entre eles* e indicou que quanto maior a afinidade (semelhança, similaridade ou parentesco) entre dois corpos, maior seria a disposição para ocorrência de uma transformação, então química (Stillman, 1960). Assim, ele explicava que o mercúrio e o ouro eram miscíveis entre si e formavam o amálgama porque ambos eram metais e tinham propriedades semelhantes (Poce, 1930).

Os alquimistas da Idade Média buscavam, dentre outras conquistas, a purificação de metais, bem como as transformações químicas entre eles. No século XVII, experimentos que envolviam discussões sobre afinidade tiveram grande influência na metalurgia. Esses experimentos foram inspirados na obra sobre metalurgia *Diversarum Artium Schemata*, de Teófilo, um monge alemão do século XII, que declarou que, na obtenção do mercúrio a partir do cinábrio, o cobre tem o papel de “deslocar” o mercúrio. Teófilo dizia então, que um metal mais “forte” deslocava um mais “fraco” de seus compostos. (Maar, 1999)



No período medieval posterior a Albertus Magnus até os tempos de Johann Rudolf Glauber (1604-1670) pouca novidade surgiu sobre a discussão do conceito de afinidade relacionada às transformações químicas. As idéias do alemão Glauber sobre afinidade química surgiram em 1646, a partir do estudo da transformação do *espírito salino* (HCl) com a *terra* (ZnO). A questão da afinidade concretizou-se num caso particular de transformação entre *ácido-álcali*. Neste caso, Glauber definiu a “força” dos ácidos como sendo a capacidade de deslocar outros ácidos de seus compostos. (Glauber, 1646 *apud* Maar, 1999)

Idéias sobre afinidade influenciaram o pensamento de inúmeros cientistas até o final do século XVII, quando a concepção corpuscular da matéria começou a ser desenvolvida. Se os cientistas aceitavam a idéia de que a matéria era constituída de pequenas partículas indivisíveis como uma ferramenta útil para construir imagens e entender como as transformações químicas se processavam, por outro lado tais imagens eram consideradas especulações, porque formas e tamanhos de partículas não eram observáveis. E nesse ambiente, outras idéias sobre afinidade foram propostas. (Justi, 1998)

O Químico irlandês Robert Boyle, em seu livro “*The Sceptical Chymist*”, lançado em 1661, protestou contra a crença generalizada nas idéias de “simpatia/antipatia” associadas às substâncias materiais, opondo-se às noções místico-simbólicas de afinidade e banindo o conceito de “amor/ódio”, em favor de uma explicação mecanicista e trabalhando numa abordagem de resultados quantitativos (Boyle, 1661 *apud* Leicester, 1956).



Sua concepção corpuscular da matéria aliada a uma interpretação puramente mecânica das transformações químicas, em que o movimento das partes era considerado fundamental, representou uma nova maneira de considerar os fenômenos químicos. O modelo corpuscular proposto por Boyle, caracteriza uma *afinidade mecânica* entre as partículas que compõe a matéria, sendo o fenômeno químico entendido como um conjunto de interações físicas, explicadas em termos de modificação de arranjo de corpúsculos chamado *textura*. (Stillman, 1960)



Isaac Newton (1642–1727), cientista inglês reconhecido por sua contribuição à Física pelo desenvolvimento da mecânica clássica, trouxe grandes contribuições à Química, campo inicial de suas investigações, como

poucos sabem¹⁰. Em 1704, publicou a obra *Opticks*, onde abordava, sob forma de questões, explicações relacionadas à ocorrência de fenômenos naturais. A Questão 31 há algo como uma extrapolação da física gravitacional para explicar a natureza da matéria: Newton admitiu que a matéria seria constituída por pequenas partículas às quais ele associou individualmente forças de atração.

Essa Questão 31 é apresentada na forma de interrogações teóricas relacionadas com práticas experimentais, como se segue: *Uma solução de ferro em água forte¹¹ dissolve o metal cádmio e abandona o ferro precipitando-o; uma solução de cobre dissolve o ferro e abandona o cobre; uma solução de prata dissolve o cobre e abandona a prata; ao se colocar uma solução de prata sobre ferro, cobre, estanho ou chumbo, esses metais são dissolvidos abandonando assim a prata. Isso demonstra que a solução de água forte é mais fortemente atraída pelo cádmio que pelo ferro, mais fortemente pelo ferro que pelo cobre, mais fortemente pelo ferro, cobre, estanho e chumbo que pela prata?* (Newton, 1704)

As idéias de Newton influenciaram muito a Química, como pode ser notado, por exemplo, em trabalhos de Boyle, “o filósofo corpuscular”, ao demonstrar que as forças de atração entre as partículas são semelhantes as que ocorrem na gravidade, na eletricidade e no magnetismo a pequeníssimas distâncias, que escapa à nossa capacidade de observação (Mocellin, 2006). Entretanto, Newton não explicou a seletividade das atrações químicas e nem as diferenças nas forças de atração de diferentes tipos de partículas (Justi, 1998).

Embora Newton não tenha proposto uma teoria coerente para explicar as transformações químicas, a maioria dos cientistas nos séculos XVII e XVIII aceitava sua autoridade e aplicava suas idéias, o que agradou os seus contemporâneos e foi útil para a Química, mas elas eram essencialmente adequadas aos processos físicos. (Justi, 1998)

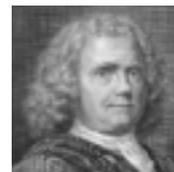
Para que a Química se desenvolvesse como uma ciência autônoma, era necessário elaborar mais a conceituação. A afinidade entre as espécies químicas já era discutida desde a antiguidade; contudo, no século XVIII, este conceito foi interpretado segundo critérios newtonianos: *As forças que produzem os fenômenos químicos são todas derivadas da atração mútua dos corpos à qual se dá o nome de afinidade, para distinguir da atração astronômica* (Berthollet, 1803 *apud* Lindauer, 1962).

¹⁰ Isaac Newton “O último feiticeiro” de Michael White - Uma Biografia, Editora Record, 2000. Na 1ª Orelha: ...mas ele não era simplesmente um cientista de grande erudição ... Newton era um alquimista praticante que lidava com o oculto ... De fato as grandes teorias de Newton foram elaboradas entre o cadinho e o fogo alquímico.

¹¹ Solução de ácido nítrico.

Buscando sistematizar o comportamento químico das substâncias, os químicos do século XVIII, num paradigma newtoniano, começaram a construir as primeiras tabelas de afinidade química. Era, essencialmente, uma tentativa de atribuir valores numéricos e ordená-los numa escala quantitativa medindo as diferenças de reatividade dos corpos. (Quílez, 2004)

Em edição de 1732 do *Elementa Chemiae*, do médico e químico holandês Hermann Boerhaave (1668-1738), o autor usou o termo *afinidade* (*affinité*) com sentido de atração. Utilizando-se da teoria corpuscular de Newton, ele procurava indicar uma atração específica entre corpos reagentes (Boerhaave, 1732 *apud* Maar, 1999). Boerhaave verificou que fragmentos de ferro em contato com *espírito nítrico* (HNO_3) produziam borbulhamento do líquido e fumaça picante, além de muito calor. Para ele, a afinidade era uma capacidade dos corpos de diferentes naturezas se unirem, como descreveu em sua obra citada por Dumas (1878): *Na ação do espírito nítrico sobre o ferro, vejo casamentos que se celebram, e é necessário convir que haja alguma verdade nesta comparação poética* (Boerhaave, 1732 *apud* Maar, 1999). Boerhaave considerava as transformações químicas como se fossem dissoluções e propôs que os reagentes difundiam-se pelo solvente (*menstruum*), geralmente um líquido, e se reagrupam em função de suas afinidades (Boerhaave, 1732 *apud* Maar, 1999).



Em 1718, o químico francês Étienne François Geoffroy foi o responsável pelo primeiro avanço significativo na aplicação da afinidade química para propor uma lei geral que explicasse as causas da atração entre partículas, apresentando a primeira tabela de afinidade que permitia prever a ocorrência das transformações entre dois corpos diferentes (Maar, 1999). Entretanto, ele evitou o uso das palavras “afinidade” e “atração”, o que poderia indicar concepções de forças newtonianas, que agem entre os objetos a determinadas distâncias, fazendo uso de “*rapport*”, uma palavra que podia ser traduzida como *harmonia* (Roth, 1990; Santos, 1998).



De fato, Geoffroy classificou as transformações de acordo com o grau de facilidade com que os corpos *uniam-se uns com os outros*, o que pareceu conseqüência natural de entender afinidade como força de atração (Justi, 1998).

A construção da tabela da Figura 3 gerou um método fácil, quase num modelo de receituário, para prever resultados da possível interação que ocorreria quando corpos diferentes eram colocados em contato. Cada uma das 16 colunas mostrava a ordem de

transformações químicas; de outro os alquimistas que buscavam saber a causa dessa afinidade e ainda eram dependentes de concepções filosóficas (Santos, 1998).

Apesar do fraco acolhimento e da excessiva prudência com relação à Tabela de Geoffroy, surgiu um grande interesse entre diversos estudiosos para criarem sua própria tabela. A Academia de Rouen atribuiu, por concurso, um prêmio com o objetivo de melhorar a tabela de Geoffroy, o qual foi alcançado em 1758 por Jean Phillippe de Limbourg, médico de Liège, que apresentou uma nova tabela com 33 colunas. A clareza de exposição, bem como a utilidade da tabela de Limbourg auxiliando na interpretação de fenômenos químicos reacionais acabou valorizando-a no final do século XVIII. (Dumas, 1878; Santos, 1998)

Outras tentativas de elaborar tabelas semelhantes a estas foram apresentadas na segunda metade do século XVIII para quantificar adequadamente as afinidades. Contudo, além dos cálculos relativos às atrações, os newtonianos consideravam que o enquadramento das novas descobertas em tabelas de afinidade representava o caminho pelo qual a Química deixaria de ser uma prática artesanal, passando a ser uma ciência dedutiva. (Mocellin, 2006)



Com o objetivo de criar uma tabela que descrevesse as transformações químicas e explicar como os corpos reagiam, os químicos Torbern Olof Bergman e Louis Bernard Guyton de Morveau dedicaram-se a determinar as afinidades relativas seguindo uma metodologia newtoniana (Mocellin, 2006).



O sueco Bergman enunciou seu trabalho, publicado em latim, intitulado *De Atractionibus Electivis* em 1775 e o francês Morveau publicou seu *Éléments de Chimie, Théorique et Pratique*, em 1777. Ambos consideravam a *afinidade* entre dois corpos como fixa e totalmente independente de variáveis como, por exemplo, a quantidade de material e mudanças de temperatura. (Maar, 1999)

Em seus estudos Bergman citou: *Todos os corpos da natureza podem se combinar em virtude da afinidade que existe entre eles. Notamos no ácido uma grande tendência à combinação; os corpos que tem grande afinidade com o ácido vitriólico, como, por exemplo, o ferro, decompõe o ácido e precipita um sal de ferro sob diferentes cores, uma delas o amarelo esverdeado.* (Bergman, 1775 *apud* Andrada, 1799)

Durante as cinco décadas que separam a tabela de Geoffroy da nova tabela de Bergman, muitas novas substâncias foram descobertas e o aspecto abrangido pela nova tabela expandiu-se consideravelmente (Maar, 1999).

Bergman considerava 2 tipos de afinidade: a de agregação e a de composição. A afinidade de agregação correspondia simplesmente a um acúmulo de massa de substâncias homogêneas sem que a natureza dessas sofresse qualquer mudança, não caracterizando propriamente uma transformação química. Por outro lado, a afinidade de composição envolvia mudanças de substâncias ou uma transformação química, caracterizando, assim, afinidades químicas (Mocellin, 2006).

Ao longo de seus estudos, Bergman tentou realizar todas as transformações possíveis e deparou-se com um número crescente de transformações que não ocorriam de maneira completa (Mocelin, 2006). Determinou então, em muitos casos, que seria necessário utilizar um excesso de “reagente” a fim de concluir as transformações químicas (Partington, 1957).

Para Bergman, algumas variáveis como temperatura e concentração podiam impedir que as afinidades entre as substâncias manifestassem-se, o que justificaria as transformações incompletas. Bem mais tarde, em 1962, o físico e historiador americano Thomas Samuel Kuhn, em sua publicação *The Structure of Scientific Revolutions*, chamou essas reações incompletas de *anomalias* (Mocellin, 2006). Ainda em 1775, Bergman comparou sistematicamente as combinações entre as substâncias dissolvidas em água e a seco (a altas temperaturas) e verificou diferenças de afinidades, distinguindo afinidade por via úmida e via seca (Maar, 1999).

Nesta época, os químicos consideravam que os elementos químicos eram corpos que não podiam se decompor e que através de sua combinação, geravam outros compostos. A evolução do conceito de elemento químico levou a avanços com a introdução da noção de reação de síntese. Porém, Boyle realizou vários experimentos nos quais coletava dados sobre as transformações dos corpos onde confirmava a idéia de reações reversíveis; tratava-se da reação do enxofre com mercúrio obtendo o cinábrio (HgS): ele observou que sob determinadas condições¹² o cinábrio podia ser decomposto em enxofre e mercúrio. (Flammarion, 1909)

¹² Sabe-se que isto não é tão simples, afinal este sulfeto é consideravelmente estável cuja energia de formação é igual a $-58,2 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Durante muitos anos, ainda se acreditava que as combinações entre os compostos fossem influenciadas essencialmente pela afinidade entre eles. Em 1777, pouco depois dos estudos de Bergman, o químico e metalurgista alemão Karl Friedrich Wenzel publicou um trabalho intitulado *Lehre Von der Chemischen Affinität der Körper* em que tentava estimar afinidades químicas dos metais por ação dos ácidos. Em suas experiências, Wenzel demonstrou que a rapidez da dissolução de fragmentos uniformes de metais com diferentes ácidos era proporcional à quantidade e a natureza do ácido, fenômeno denominado “efeito das massas” (Lindauer, 1962). Nesse tipo de transformação, aumentando-se a quantidade de ácido, o processo tornava-se mais rápido.

Segundo Ostwald, químico alemão, esses experimentos caracterizavam uma proposta inicial para o estudo do efeito da ação das massas nas transformações dos corpos. No entanto, o problema da dissolução dos metais em diversos ácidos não podia ainda ser explicado no ponto de vista cinético, o que só começou a ser discutido cerca de meio século depois por Ludwig Ferdinand Wilhelmy. (Flammarion, 1909)

A despeito do interesse em questões envolvendo afinidade, as observações de Wenzel não atraíram a atenção de seus contemporâneos e seu trabalho foi esquecido (Lindauer, 1962).

No fim do século XVIII, o conceito de afinidade foi consolidado como coerente para explicar e/ou prever as transformações químicas e acreditava-se que afinidade era uma propriedade intrínseca das substâncias, o que no vocabulário newtoniano passou a ser chamado de *propriedade eletiva*, pois cada substância tinha afinidade independente de variáveis, como por exemplo, temperatura e concentração (Arrhenius, 1906). Como Bergman indicou que as afinidades entre as substâncias eram constantes, o conhecimento destas afinidades permitia prever as transformações químicas (Dumas, 1878).

5.1.2 – EQUILÍBRIO QUÍMICO COM ABORDAGEM CINÉTICA

No século XIX, os químicos passaram a admitir que as tabelas de afinidade química não apresentavam valores representativos e muitas vezes não explicavam a ocorrência das transformações. O início do século XIX foi marcado pela queda na popularidade do conceito de afinidade química, desacreditando a utilização de tais tabelas que atingiram assim praticamente um ponto final em termos de estudos relacionados (Roth, 1990).

Em 1801, o químico francês Claude Louis Berthollet, no seu livro *Essay de Statique Chimique* demonstrou que uma transformação química dependia não somente da natureza das substâncias, da presença ou não de água e suas afinidades, como também das proporções das massas presentes, do estado físico e da diferença de solubilidade das substâncias envolvidas (Berthollet, 1803 *apud* Lindauer, 1961).



Berthollet aderiu ao conceito da força newtoniana a fim de explicar as mudanças na matéria que envolviam transformações químicas e acreditava que a afinidade química podia ser entendida como um tipo da força gravitacional que era proporcional à massa das substâncias reagentes (Quilez, 2004). Berthollet não considerou a distinção entre afinidades de agregação (físicas) e de combinação (químicas) proposta por Bergman, admitindo que as forças newtonianas ajustavam-se nas duas situações. Essa recusa decorreu da rejeição da idéia das atrações *eletivas* por serem fixas e por indicarem sentido único para as transformações. Admitia-se dizer na época que, numa transformação química, grande quantidade de uma das substâncias reagentes poderia compensar uma afinidade mais fraca. (Santos, 1998)

Para Berthollet (1803), as atrações não eram *eletivas* e sim *relativas*, admitindo que uma transformação química não tinha sentido único, mas também um sentido inverso e que dependia das condições do meio em que estava ocorrendo (Mocellin, 2006). Esta conclusão deveu-se a uma observação acidental de Berthollet, um observador atento, enquanto servia como consultor científico de Napoleão na expedição ao Egito em 1799, ao se deparar com um fenômeno que confirmava suas convicções sobre afinidade: um “lago de sal”. Ele observou deposição de soda (Na_2CO_3) ao longo das margens de lagos salgados, fenômeno inverso do processo previsto pela teoria de afinidades eletivas. Presumiu então que a reversibilidade observada na natureza era resultado da presença de grandes quantidades de calcário (CaCO_3) nas encostas do lago devido à evaporação de suas águas que reagem com o sal (NaCl). (Berthollet 1803 *apud* Lindauer, 1962). Em sua obra *Recherches sur les lois de l'affinite* (1801), Berthollet descreveu uma tentativa de demonstrar a formação do calcário sob condições de laboratório e comparou com o fenômeno ocorrido nos lagos (Lindauer, 1962).

Utilizando representação química atual, pode-se representar a transformação observada no lago pela Equação 1 e o processo sob condições de laboratório pela Equação 2:



Com base nessa observação, Berthollet considerou que todas as transformações incompletas eram limitadas por reações opostas, que levavam à produção das substâncias originais (Flammarion, 1909). Nessas reações incompletas, Berthollet admitiu a ocorrência de um estado de equilíbrio entre forças opostas à afinidade e que essas forças dependiam de dois fatores: da diferença das afinidades relativas e da proporção quantitativa das substâncias reagentes (Quílez, 2004). O trabalho de Berthollet lançou as bases para o estabelecimento da lei da ação das massas, fundamental para a elaboração do conceito de equilíbrio químico (Leicester, 1956).

Por outro lado, Berthollet considerava que seria possível obter combinações de compostos em diferentes proporções, a partir da simples variação das quantidades das substâncias reagentes, o que chamou de *Lei das Proporções Variáveis* (Berthollet, 1803 *apud* Lindauer, 1962). Exemplificando, no volume 2 do *Essay de Statique Chimique*, Berthollet considerou a oxidação do mercúrio (I) e do mercúrio (II) produzindo substâncias diferentes. Isto criou grande polêmica com a concepção defendida pelo químico francês Joseph Louis Proust em sua *Lei das Proporções Definidas*, enunciada em 1797 (Proust, 1797 *apud* Partington, 1957). Berthollet concluía que a composição de uma mistura variava gradualmente no transcorrer de uma transformação, entretanto, Proust conseguiu demonstrar que, o que variava era a quantidade do composto e não a sua composição. (Proust, 1797 *apud* Ginzburg, 1930)



Quando Proust publicou sua lei da composição constante, a maioria de químicos concordava com Berthollet, que acreditava que a composição de uma substância produzida variava de acordo com as quantidades de reagentes usados (Leicester, 1956). Porém, Proust propôs que os reagentes puros combinavam-se sempre nas mesmas proporções para produzir exatamente o mesmo composto (Arrhenius, 1906). Em sua argumentação Proust demonstrou que Berthollet havia usado reagentes impuros em suas experiências, além de tratar alguns produtos como óxidos quando na realidade eram hidratos, tendo assim analisado os produtos incorretamente (Leicester, 1956).

A opinião de Proust, em 1808 prevaleceu e a lei da composição constante passou a ser aceita por quase todos. Por essa razão, as idéias de Berthollet foram desacreditadas,

abandonadas e, conseqüentemente, a teoria da ação das massas foi ignorada até a metade do século XIX. (Ginzburg, 1930)

Mais tarde, em 1914, o mineralogista russo Nikolai Semenovich Kurnakov observou que as idéias de Berthollet eram corretas, reconhecendo que havia algumas exceções à lei de proporções definitivas; como, por exemplo, a obtenção do óxido ferroso e óxido férrico através da reação de quantidades diferentes de ferro metálico com oxigênio (Leicester, 1956).



Outro aspecto das transformações químicas que também preocupava os estudiosos da época envolvia a rapidez com que elas ocorriam. O químico Wenzel, em 1777 já havia reconhecido a influência da variação de massa de reagentes (efeito das massas), estudando reações de metais em ácidos, mas, somente em 1850, o físico-químico alemão Ludwig Ferdinand Wilhelmy, com *The Law By Which the Action of Acids on Cane Sugar Occurs*, considerou novamente esta relação para o estabelecimento de uma lei fundamental para a cinética química criando o conceito de velocidade de reação. (Flammarion, 1909)

Em seus estudos sobre a inversão da sacarose em água, Wilhelmy sugeriu a primeira equação matemática envolvendo medidas cinéticas e investigou a influência da concentração e da temperatura no tempo da inversão (Ostwald, 1891).

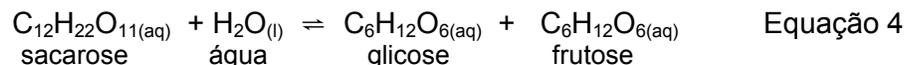
Com resultados experimentais, Wilhelmy indicou que a razão de inversão da sacarose na presença de uma grande quantidade de água era proporcional à quantidade de açúcar restante (Lindauer, 1962). Em outras palavras, admitindo-se volumes iguais de soluções de açúcar de cana aciduladas e aquecidas a diversas temperaturas em autoclave, ou a temperaturas baixas com adição de ácido, a velocidade de transformação da sacarose em glicose e frutose era proporcional à concentração de sacarose que se mantém inalterada no sistema por unidade de tempo. O fenômeno podia ser matematicamente representado pela Equação 3 (Arrhenius, 1906):

$$\frac{dx}{dt} = k(A - x)$$

Equação 3

onde: $(A - x)$ = concentração da sacarose ainda existente no tempo t ;
 dx = quantidade de sacarose invertida no intervalo de tempo dt
 k = constante de afinidade das substâncias reagentes.

Na representação atual, a equação química envolvida é:



Neste estudo, Wilhelmy utilizou diversos ácidos, como HCl, H₂SO₄, HNO₃ e H₃PO₄, em diferentes concentrações, variando também a temperatura do sistema e a concentração de sacarose (Flammarion, 1909). Com auxílio de um “sacarímetro”, construído por ele próprio, Wilhelmy notou variações no ângulo de desvio de luz durante a transformação, verificando que essas variações eram distintas nas diferentes condições experimentais testadas (Arrhenius, 1906). Já naquela época sabia-se que a glicose tinha característica de girar a luz polarizada para a direita enquanto a frutose gira-a para a esquerda.

Estes estudos foram divulgados e confirmados somente 40 anos depois, mas Wilhelmy foi e hoje é reconhecido como o primeiro químico a adotar uma fórmula quantitativa para calcular velocidade de reações (Laidler, 1993).

Em 1850, o químico inglês Alexander William Williamson, estudando reações incompletas de esterificação, apresentou um modelo que explicava o caráter dinâmico do estado de equilíbrio de uma reação química. Supôs-se então, que, durante uma transformação química, os reagentes e os produtos eram constantemente formados e, num determinado instante, as transformações direta e inversa apresentavam a mesma rapidez concluindo conseqüentemente, que a quantidade de todas as substâncias envolvidas permanecia constante. (Williamson, 1851-54 *apud* Van Driel, 2002)



Na representação atual, uma das equações de esterificação envolvida no trabalho de Williamson é:



Com essas descobertas, Williamson enunciou: *Numa transformação química em equilíbrio dinâmico, os átomos estão sendo trocados permanentemente entre as substâncias participantes e o número absoluto de átomos que estão sendo trocados por unidade de tempo foi supostamente igual* (Williamson, 1951-54 *apud* Van Driel, 2002).

A influência das quantidades de reagentes nas transformações químicas também foi estudada pelo químico inglês John Hall Gladstone em 1855. Ele observou que, com o aumento da quantidade de reagentes na reação química de ferro III e



tiocianato, ocorria o aumento da quantidade da substância colorida formada ($\text{Fe}(\text{SCN})_3$ de cor vermelho sangue) (Gladstone, 1855). Baseado nessa verificação, Gladstone propôs que *numa reação em equilíbrio, uma mudança de massa de um dos compostos traz mudanças na quantidade de cada um dos outros compostos e observa-se uma relação regularmente progressiva.* (Gladstone, 1855 *apud* Partington, 1957). Esta transformação pode ser, atualmente assim representada:



Em 1862, os químicos franceses Pierre Eugène Marcellin Berthelot e Léon Péan de Saint-Gilles observaram que as reações entre ácidos, bases e sais não eram apropriadas para o estudo de equilíbrios químicos por serem muito rápidas. Seus estudos começaram a dar resultados interessantes quando decidiram estudar reações de esterificação, aquelas mesmas estudadas por Williamson, pois suas velocidades eram baixas o suficiente para que fosse possível medir as concentrações dos compostos envolvidos usando as técnicas disponíveis (Quílez, 2004). Assim, Berthelot e Saint-Gilles estudaram a esterificação do ácido acético com álcool etílico, investigando a influência do tempo de reação em determinadas condições de equilíbrio (Berthelot, 1903 *apud* Flammarion, 1909).



Primeiramente, determinaram a cada intervalo de tempo a quantidade de ácido acético que ainda não havia se transformado. Berthelot e Saint-Gilles admitiram que nessa reação química, à medida que os reagentes iam sendo lentamente consumidos, a velocidade da reação diminuía e aproximava-se de um valor limite que correspondia ao estado de equilíbrio (Berthelot, 1903 *apud* Flammarion, 1909). Berthelot supôs que ácido e álcool ainda presentes no equilíbrio químico eram “inativos” e o éster formado na reação seria capaz de “inativar” os reagentes livres (Bastiansen, 1964).

Logo depois, Berthelot e Saint-Gilles observaram que a velocidade da formação do éster na mistura de ácido e de álcool era proporcional ao produto das massas dos reagentes e inversamente proporcional ao volume total (Berthelot, 1903 *apud* Flammarion, 1909). Essas experiências de esterificação tiveram uma grande importância no desenvolvimento do conceito de equilíbrio químico, porque a partir daí, a ação das massas foi reconhecida e aceita como um fator importante no estudo das reações químicas (Lindauer, 1962).

Porém, a teoria da ação das massas proposta por Berthelot e Saint-Gilles apresentava suas deficiências por não considerar a reação inversa, embora soubessem de

sua ocorrência. Além disso, por focalizarem seus estudos na reação de esterificação, os resultados de Berthelot e Saint-Gilles não permitiam considerações extrapoladas para um caráter mais geral (Bastiansen, 1964).



Num trabalho, envolvendo afinidade química, publicado em 1850, Robert Wilhelm Eberhard von Bunsen, um químico alemão, escreveu: *A tendência de ocorrer união ou decomposição de substâncias envolvidas numa reação química pode ser medida e depende de diversas influências. Essa tendência muda dependendo da ação das massas das substâncias que reagem em função das influências. Se a fórmula matemática desta função fosse conhecida, teria assim desse modo uma medida para valor dessa tendência.* (Bunsen, 1853 *apud* Bastiansen, 1964)

Em 1850, Peter Waage trabalhava com Bunsen na pesquisa sobre afinidade química e, provavelmente inspirado nessas observações, desenvolveu seu trabalho com Cato Maximilian Guldberg. Em 1864, os químicos noruegueses Guldberg e Waage, publicaram a *Lei da Ação das Massas* em norueguês, e mais tarde, em 1867, republicaram em francês e introduziram a nova expressão *massa ativa*. (Partington, 1957)



Os termos *esfera de ação*, introduzida por Berthollet para se referir ao espaço em que a reação ocorre, e *massa* tornaram-se importantes no trabalho de Guldberg e Waage onde foram combinadas de forma eficaz na lei da ação das massas. Veio daí, a expressão *massa ativa* como referência à massa por unidade de volume, que é essencialmente o que se conhece atualmente por *concentração*. (Lindauer, 1962)

Guldberg e Waage pretendiam encontrar uma equação matemática que esclarecesse dados experimentais e uma teoria que reconciliasse as idéias de Bergman e de Berthollet ou que as superassem (Quílez, 2004).

No primeiro trabalho de 1864, Guldberg e Waage referiram-se à discutida controvérsia entre as teorias da afinidade química de Bergman e Berthollet. Enquanto Bergman considerava que a ocorrência das reações dependia somente das afinidades eletivas das substâncias, Berthollet admitia que as afinidades eram relativas e a ocorrência das reações dependia das massas, do estado físico e da solubilidade das substâncias. Guldberg e Waage resolveram esse impasse que durou sessenta anos, mostrando que as reações completas de Bergman eram exemplos limitados das reações parciais de Berthollet, ambos mencionados numa única equação. (Quílez, 2004)

Como Guldberg e Waage consideravam as forças de afinidade como responsáveis pela combinação química, introduziram tais forças em sua formulação da lei da ação das massas e demonstraram que o estado de equilíbrio químico poderia ser explicado admitindo-se que essas forças envolvidas nas reações eram proporcionais ao produto das massas ativas das substâncias reagentes. Sendo assim, uma reação química apresentar-se-ia em equilíbrio quando as forças exercidas pelas reações direta e inversa se iguallassem, admitindo assim um equilíbrio de natureza dinâmica. (Flammarion, 1909)

Em seus trabalhos, Guldberg e Waage representaram a situação de equilíbrio químico, analogamente a um sistema mecânico, onde para cada ação física existia uma reação física. Em consequência dessas considerações mencionadas, eles apresentaram duas leis para reações:

1. Sob dadas condições, a força envolvida em uma reação é diretamente proporcional ao produto das massas. Considerando-se a reação genérica abaixo:



Quando duas substâncias A e B tendem a formar duas novas substâncias A' e B', a força para produzir essa reação química pode ser expressa como se segue:

$$\alpha \times p^a \times q^b \quad \text{Equação 8}$$

onde: p e q = massas de A e B, respectivamente e α ,
 a e b = coeficientes que dependem somente da natureza das substâncias e são determinados experimentalmente.

2. Quando a mesma massa de substâncias reagentes está presente em volumes diferentes, a ação destas massas é inversamente proporcional ao volume. (Bastiansen, 1964)

Destas duas leis, Guldberg e Waage derivaram a equação do equilíbrio envolvendo uma reação de 2 substâncias cujas massas são inseridas num determinado volume. Supõe-se que, quando o equilíbrio é alcançado, uma determinada quantidade das substâncias reagentes terá reagido. A força da ação da reação direta, para as substâncias reagentes e a força da ação da reação inversa está representada conforme as equações 9 e 10, respectivamente: (Lund, 1965)

$$\alpha \times (p - X)^a \times (q - X)^b \quad \text{Equação 9}$$

onde: X = quantidade de substâncias que reagiram.

$$\alpha' \times (p' - X)^{a'} \times (q' - X)^{b'} \quad \text{Equação 10}$$

onde: p' e q' = massas de A' e B', respectivamente
 a' e b' = coeficientes determinados experimentalmente, respectivamente.

Assim, no equilíbrio tem-se:

$$\alpha \times (p - X)^a \times (q - X)^b = \alpha' \times (p' - X)^{a'} \times (q' - X)^{b'} \quad \text{Equação 11}$$

É quase certo que esta foi a primeira fórmula matemática satisfatória da condição de equilíbrio de uma reação química e representa um marco inicial para buscar uma abordagem quantitativa da afinidade das substâncias participantes (Lindauer, 1962).

Em 1867, Guldberg e Waage consideraram então que, se duas substâncias A e B são transformadas em A' e B', a força que causa essa reação química aumenta proporcionalmente com o coeficiente de afinidade de A com B dependendo também das massas de A e B. A partir dos resultados obtidos com algumas reações químicas estudadas, principalmente de esterificação, eles enunciaram: *A partir dos nossos experimentos concluímos que a força das reações é proporcional ao produto das massas ativas dos reagentes (A e B). Se nós designarmos massas ativas de A e B por p e q e coeficiente de afinidade por k, a força da reação será $kp^a q^b$. Supondo, entretanto, que não existam outras forças envolvidas nas reações (forças secundárias) e acreditando que as considerações dessas reações como ideais em que nós somente levaremos em conta as forças entre A e B e entre A' e B', dará ao leitor uma concepção clara de nossa teoria.* (Guldberg e Waage, 1867 *apud* Bastiansen, 1964)

Partindo desse pressuposto, a força de ação da reação inversa, ou seja, de A' e B' é:

$$k' \times p'^{a'} \times q'^{b'} \quad \text{Equação 12}$$

onde: $p'^{a'}$ e $q'^{b'}$ = massas ativas e k' é o coeficiente de afinidade dessa ação.

Quando as duas forças estiverem em equilíbrio, vale a seguinte equação:

$$k \times p \times q = k' \times p' \times q' \quad \text{Equação 13}$$

A reação de etanol com ácido acético que gera acetato de etila e água (esterificação) certamente foi a primeira a ser utilizada para aplicação dessa expressão geral matemática (Quílez, 2004). Considerando p , q , p' e q' as concentrações do ácido acético, álcool etílico, acetato de etila e água no equilíbrio, respectivamente, os resultados experimentais obtidos nesta reação foram: $a=1$, $b=0,768$, $a'=0,864$, $b'=0,807$ e $a'/a=0,502$. Aplicando-se esses resultados à Equação 13, concluía-se: (Guldberg e Waage, 1867 *apud* Bastiansen, 1964)

$$p \times q^{(0,768)} = 0,502 p'^{(0,864)} \times q'^{(0,807)} \quad \text{Equação 14}$$

Dentro de uma “esfera de ação” ou volume do sistema reacional pode haver, além dos reagentes A e B, diversas outras espécies que são chamadas de substâncias estranhas. Estudando reações químicas únicas assume-se que as forças entre os reagentes A e B são dominantes. Para Guldberg e Waage, as substâncias estranhas que geram forças secundárias deveriam ser negligenciadas, pois acreditavam que essas forças não influenciavam os resultados.

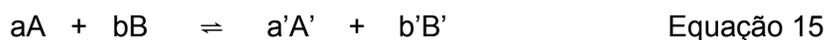
Em 1867, Guldberg e Waage admitiram que a introdução dos expoentes a e b era necessária, pois, em alguns casos dobrar a massa de A poderia conduzir a um resultado diferente daquele observado ao se dobrar a massa de B. (Bastiansen, 1964)

Mais tarde, em 1884, o químico holandês Jacobus Henricus Van't Hoff em seu *Études de Dynamique Chimique* dirigiu sua atenção à “Lei da Ação das Massas”, substituindo o indefinido termo *força* por *velocidade da reação* (Van't Hoff, 1884 *apud* Leclerc, 1922).



A partir de seus estudos, Van't Hoff derivou a lei da ação das massas baseada nas velocidades de reação, admitindo que, num sistema em equilíbrio, as reações direta e inversa apresentam velocidades iguais. (Lindauer, 1962)

Com base nisto chegava-se à representação de uma equação química genérica em equilíbrio dinâmico:



Van't Hoff concluiu que a velocidade da interação de A com B poderia ser expressa pela seguinte equação:

$$v = k_x p^a \times q^b \quad \text{Equação 16}$$

onde: v = velocidade da reação direta;
 k = coeficiente de afinidade da reação direta;
 p e q = massas ativas de A e B
 a e b = expoentes empíricos.

No caso onde os produtos da reação (A' e B') se recombinam, a velocidade da reação inversa seria dada por:

$$k' \times p'^{a'} \times q'^{b'} \quad \text{Equação 17}$$

onde: v' = velocidade da reação inversa;
 k' = coeficiente de afinidade da reação inversa;
 p' e q' = massas ativas de A' e B'
 a' e b' = expoentes empíricos.

Numa reação química em equilíbrio, onde a velocidade da reação direta é igual a velocidade da reação inversa, pode-se concluir que (Van't Hoff, 1884 *apud* Leclerc, 1922):

$$k_x p^a \times q^b = k' \times p'^{a'} \times q'^{b'} \quad \text{Equação 18}$$

e

$$\frac{k}{k'} = \frac{p'^{a'} \times q'^{b'}}{p^a \times q^b} \quad \text{Equação 19}$$

Van't Hoff determinou, com seus experimentos, que a relação k/k' , que denominou constante de equilíbrio, era válida apenas para condições de temperatura constante (Van't Hoff, 1884 *apud* Leclerc, 1922). Outra contribuição de Van't Hoff nesta área foi a introdução da dupla seta na representação de um processo químico como tentativa de explicar a natureza dinâmica do equilíbrio químico.

Em 1879, num artigo intitulado *Über die Chemische Affinität*, Guldberg e Waage obtiveram uma equação matemática similar à constante de equilíbrio de Van't Hoff. Nesse artigo, os cientistas admitiram que os expoentes eram os coeficientes estequiométricos da reação química que representaria o sistema em equilíbrio. (Guldberg e Waage, 1879 *apud* Quílez, 2004)

A expressão matemática do equilíbrio químico ofereceu pela primeira vez uma promessa da avaliação quantitativa da afinidade, um objetivo desafiante para os químicos por muitos anos (Lindauer, 1962). Vale comentar que essa última equação matemática

aproxima-se muito da utilizada no ensino médio atual, apesar da abordagem cinética apresentar aspectos problemáticos para explicar o estado de equilíbrio químico, como se indica na seqüência.

Seguindo ainda uma abordagem cinética para sistemas em equilíbrio químico, de 1865 a 1867, o químico inglês Augustus George Vernon Harcourt e o matemático escocês William Esson estudaram as reações de permanganato



de potássio com ácido oxálico e ácido iodídrico com a água oxigenada, sugerindo uma relação matemática que envolvia concentração dos reagentes com a temperatura de reação (Flammarion, 1909):

$$k = A_x T^c \quad \text{Equação 20}$$

onde: k = coeficiente de afinidade;
 A = constante que depende de cada reação;
 T = temperatura absoluta
 c = massa ativa.

Harcourt e Esson observaram que um aumento da velocidade das reações químicas devido ao aumento da temperatura poderia ser representado por uma progressão geométrica. A velocidade foi praticamente dobrada por cada ascensão de 10°C na temperatura da reação, mas a relação da série diminuía gradualmente à medida que a temperatura aumentava. Com base em resultados experimentais feitos pelo químico Harcourt, o matemático Esson propôs uma fórmula que relacionava a velocidade das reações com a temperatura: (Harcourt e Esson, 1912)

$$\log v_t = \log v_0 + \log \left(\frac{273 + t}{273} \right)^m \quad \text{Equação 21}$$

onde: v_0 = velocidade a 0°C,
 v_t = velocidade a uma determinada temperatura t (em °C)
 m = constante específica para cada reação química, obtida experimentalmente.

Eles observaram também que algumas reações, como, por exemplo, de KMnO_4 com $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ocorriam em várias etapas, produzindo substâncias intermediárias. Nestas condições, os cálculos cinéticos tornavam-se bastante complicados, pois dependiam das concentrações de espécies envolvidas em todas as reações. Harcourt e Esson adaptaram e esclareceram outros estudos cinéticos quantitativos envolvendo reações consecutivas¹³. (Partington, 1957)

¹³ São reações que ocorrem em 2 ou mais etapas.

Baseado no estudo da teoria cinética molecular de Rudolf Julius Emanuel Clausius (1850), físico e matemático alemão, que explica a evaporação e condensação de líquidos num sistema fechado e em equilíbrio, o austríaco Leopold Pfaundler von Hadermur explicou, em 1867, a dissociação parcial de



NH_4Cl produzindo HCl e NH_3 a partir da idéia de combinação e dissociação ocorrendo simultaneamente (Van Driel, 2002). Pfaundler considerou que em um estado de equilíbrio, o número de partículas que se decompunham, num determinado intervalo de tempo igualar-se-ia ao número de partículas que se formariam. Ele concluiu que: *Em uma transformação química há um novo estado de equilíbrio entre a dissociação e combinação, quando ocorre mudança de temperatura. Na dissociação de NH_4Cl , com o aumento de temperatura, o número de moléculas dissociadas aumentaria até que um novo estado de equilíbrio fosse estabelecido* (Pfaundler, 1867 *apud* Lund, 1968). Pfaundler é considerado o pioneiro em descrever uma reação química utilizando aspecto dinâmico envolvendo partículas (Lund, 1968).

Apesar das tentativas dos cientistas explicarem o comportamento das substâncias de sistemas químicos em equilíbrio considerando os avanços dos estudos nessa área, os químicos dessa época perceberam que a cinética apresentava aspectos problemáticos para explicar as transformações químicas em equilíbrio. Em 1873, surgiram os primeiros estudos com aplicação do conceito de equilíbrio químico com abordagem termodinâmica. Diante disso, a partir da metade do século XIX a abordagem cinética passou a ser pouco explorada.

5.1.3 – EQUILÍBRIO QUÍMICO COM ABORDAGEM TERMODINÂMICA



O químico alemão August Friedrich Horstmann aplicou o conceito termodinâmico de trocas e conservação de energia (Primeira Lei da Termodinâmica, 1847) a fenômenos de dissociação de sistemas em equilíbrio, como por exemplo, a decomposição do cloreto de amônio, demonstrando que o processo de equilíbrio seguia as mesmas regras desenvolvidas por Clausius aplicadas à vaporização de um líquido (Horstmann, 1873 *apud* Lund, 1965).

Baseando-se na Lei da Conservação de Energia, Clausius em 1850 criou o conceito de entropia e enunciou a Segunda Lei da Termodinâmica junto com o físico matemático irlandês William Thomson (Lord Kelvin): *Quando 2 corpos,*



apresentando temperaturas diferentes são colocados em contato, ocorre transferência de calor de um corpo mais quente para um mais frio, e nunca no sentido oposto, a menos que exteriormente comandado, apontando uma perda de calor para o meio chamado entropia (Leicester, 1956). O termo entropia tem origem do grego *εντροπία* que significa mudança, sugerindo um desperdício de energia que, de outro modo, poderia ter sido utilizada (Clausius, 1865 *apud* Folie, 1888).

A variação de entropia ($\Delta\eta$) envolvida num sistema foi calculada experimentalmente pela seguinte equação:

$$\Delta\eta = \eta_{II} - \eta_I = \int_{(I)}^{(II)} \frac{dQ}{\tau} \quad \text{Equação 22}$$

onde: η_{II} e η_I = entropia no estado (II) e (I);
 dQ = variação de calor do estado (II) para (I);
 τ = temperatura absoluta (Kelvin)¹⁴.

Em 1857, Clausius explicou que um sistema químico atinge o estado de equilíbrio quando não apresenta nenhuma possível variação energética que conduza a mudança de entropia. Isso implica em entropia máxima e um valor mínimo do potencial químico com tendência a zero ($\Delta\eta = 0$). (Donnan, 1936)

Horstmann mencionou que as reações de decomposição do cloreto de amônio ou do carbonato de cálcio eram similares aos processos de mudanças de estado físico e que a equação termodinâmica desenvolvida pelo físico francês Benoit Paul Émile Clapeyron, em 1848 e utilizada por Clausius para explicar os processos de vaporização, também se aplicava (Partington, 1957). A equação foi assim escrita:



$$\frac{dP}{d\tau} = \frac{dQ}{\tau dV} \quad \text{Equação 23}$$

onde: dP , dV e dQ = variação de pressão, volume e calor de dissociação, respectivamente;
 τ = temperatura absoluta.

¹⁴ Escala termodinâmica universal desenvolvida por Thomson, em 1848, baseada no coeficiente de expansão de um gás ideal. Fundamentando-se em seus experimentos, ele verificou que a pressão de um gás diminuía 1/273 do valor inicial quando resfriado de 1°C, a volume constante. Nesta observação concluiu que as moléculas de gás apresentar-se-iam em repouso a -273°C, estabelecendo assim, o zero absoluto (Clausius, 1865 *apud* Folie, 1888).

Em 1879, Guldberg e Waage observaram que as constantes cinéticas dependiam da temperatura, mas não sugeriram uma relação matemática para demonstrar isso. Van't Hoff abordou este problema, generalizando a equação de Clapeyron para aplicação a todos os sistemas químicos em equilíbrio que envolvia presença de gases. Admitiu que a relação k/k' , ou seja, a constante de equilíbrio k variava com a temperatura de acordo com a seguinte lei: (Leclerc, 1922)

$$\frac{d \ln k}{d \tau} = \frac{Q}{R_x \tau^2} + \text{constante} \quad \text{Equação 24}$$

onde: Q = quantidade de calor envolvida;
 R = constante dos gases em caloria ($1,99 \text{ cal k}^{-1} \text{ mol}^{-1}$);
 τ = temperatura absoluta.



Antes deles, em 1840, o químico holandês Germain Henri Hess havia publicado um estudo sobre o calor envolvido nas reações químicas, demonstrando que, numa reação química que apresenta etapas intermediárias, os calores envolvidos dependiam apenas do estado inicial e final. Esta lei era um caso especial da lei da conservação de energia (primeira Lei da Termodinâmica) enunciada por Julius Robert von Mayer, um médico e físico alemão, 2 anos mais tarde. (Hess, 1840 *apud* Leicester, 1956)



Baseado nesses estudos, entre 1882 a 1886, o francês Pierre Eugène Marcellin Berthelot e o dinamarquês Hans Peter Jörgen Julius Thomsen, utilizando um calorímetro feito pelo primeiro, determinaram o calor de combustão de um grande número de compostos e concluíram que esse calor era uma medida quantitativa da afinidade das substâncias. Por essa razão, três princípios termoquímicos fundamentais foram propostos. (Leclerc, 1922)



- 1) *O princípio dos trabalhos moleculares*: A quantidade do calor liberado em qualquer reação é a soma dos trabalhos químicos e físicos realizados nesta reação.
- 2) *O princípio do estado inicial e final*: A quantidade de calor absorvido ou liberado num sistema depende somente de seu estado inicial e final.
- 3) *O princípio termoquímico de trabalho máximo*: Todos os sistemas químicos ocorridos sem intervenção de energia externa, tendem a produção de substâncias cujas reações liberam mais calor, ou seja, o processo químico é espontâneo somente quando há liberação de calor do sistema.

Esse último princípio permitia na prática prever um grande número de reações. Posteriormente, o princípio do trabalho máximo foi corrigido pelo físico e químico alemão



Walther Hermann Nernst, em 1889, e Berthelot e Thomsen admitiram que, a baixas temperaturas, as combinações químicas com liberação de calor têm tendência a ocorrer mais facilmente, sendo que, a temperaturas elevadas, ocorrem preferivelmente as que envolvem absorção de calor (Berthelot, 1979 *apud* Leclerc, 1922).

Talvez Berthelot tenha sido o primeiro químico a utilizar as palavras *endothermique* (*endotérmico*) para indicar absorção de calor e *exothermique* (*exotérmico*) para liberação de calor. Berthelot e Thomsen merecem serem lembrados pela relevância de seus trabalhos para o desenvolvimento do conceito de equilíbrio químico. (Leicester, 1956).

Percebiam-se no meio do século XIX estreitas relações que vinculavam as afinidades das substâncias à quantidade de calor liberado pelas reações. Por outro lado, Van't Hoff tinha estabelecido que a constante de equilíbrio variava com a temperatura como mostra a Equação 24. (Leclerc, 1922)

Em 1884, com a publicação de seu *Études de Dynamique Chimique*, Van't Hoff enunciou o *princípio do equilíbrio móvel* segundo o qual admitia que, para todo sistema químico em equilíbrio, a um volume constante, uma elevação de temperatura favorece a reação da absorção de calor (Van't Hoff, 1884 *apud* Leclerc, 1922).

Em 1888, o químico francês Henri Louis Le Chatelier citou em sua obra intitulada *Sur un Énoncé Général des Lois des Équilibres Chimiques* alguns efeitos observados por Van't Hoff quando um sistema químico em equilíbrio sofre alguma alteração, devido a fatores externos (Leclerc, 1922):



- 1) Compreende-se, por demonstração experimental que, se numa reação química resultar um aumento de volume dos corpos, um aumento de pressão do sistema pode, até certo ponto, equilibrar a ação química, opondo-se a este aumento de volume.
- 2) Quando se aquece um sistema químico em equilíbrio, a volume constante, resultará um deslocamento da reação no sentido da absorção de calor no sistema.

Le Chatelier generalizou estas observações nos seguintes termos: *Qualquer sistema em equilíbrio químico, devido à variação de um de seus fatores, resulta uma transformação num sentido tal que, se produz um único, conduzindo a uma variação de sinal anulando o fator considerado* (Le Chatelier, 1888 *apud* Leclerc, 1922). Esta generalização é atualmente conhecida como princípio de Le Chatelier.



Entre 1876 e 1878, o químico americano Josiah Willard Gibbs publicou *On the Equilibrium of Heterogeneous Substances*, um trabalho de abordagem mais geral em comparação ao de Van't Hoff, mostrando que o deslocamento das reações químicas em equilíbrio decorrente de fatores externos era uma consequência das leis da termodinâmica (Lindauer, 1962).

Essencialmente, o trabalho de Gibbs envolvia o fato de que, em qualquer reação química espontânea, ou seja, favorável à ocorrência, a entropia deve aumentar, assim como ocorre com toda transformação energética. Gibbs demonstrou que em qualquer reação química a uma dada temperatura, existe uma relação simples entre a variação da entalpia com a de entropia estabelecendo assim uma 3ª grandeza chamada de *potencial químico*, como mostra a equação abaixo. (Gibbs, 1878 *apud* Leicester, 1956)

$$\Delta U = \Delta Q - \tau \Delta \eta \quad \text{Equação 25}$$

onde: ΔU = diferença do potencial químico;
 ΔQ = variação de calor;
 τ = temperatura absoluta;
 $\Delta \eta$ = variação de entropia do sistema.

Gibbs enunciou que quando ΔU é igual à zero, a reação química atinge a condição de equilíbrio. Baseado nas leis de Van't Hoff, ele demonstrou como as concentrações dos reagentes e dos produtos em estado de equilíbrio eram relacionadas com a temperatura e aos valores energéticos do sistema, da seguinte forma: (Gibbs, 1878 *apud* Leicester, 1956)

$$\Delta U = -R_x \tau \ln k \quad \text{Equação 26}$$

onde: R = constante dos gases em caloria ($R=1,99 \text{ cal k}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).

Mais tarde, em 1923, o químico americano Gilbert Newton Lewis, substituiu o termo *potencial químico* por *energia livre* em homenagem à Gibbs (ΔG). Na sugestão de Lewis, enunciada em seu clássico *Thermodynamics and the Free Energy of Chemical Substances*, a energia livre foi definida como trabalho útil disponível e, quando este se torna máximo, a temperatura constante, representa um decréscimo na energia livre do sistema podendo ser interpretado como uma medida da afinidade entre as substâncias envolvidas. (Lewis & Randall, 1923)



A equação de Gibbs proposta por Lewis pode ser escrita da seguinte forma:

$$\Delta G = \Delta Q - \tau \cdot \Delta \eta$$

Equação 27

Onde: ΔG = variação da energia livre de Gibbs;
 ΔQ = variação de calor;
 τ = temperatura absoluta;
 $\Delta \eta$ = variação de entropia do sistema.

Talvez pelo fato do trabalho de Gibbs ter sido publicado num jornal americano pouco divulgado, o *Transactions of the Connecticut Academy of Sciences*, teve pouca repercussão.



Foi o físico escocês James Clerk Maxwell (1831-1879) quem percebeu a importância das obras de Gibbs, comentando em seu livro *Theory of Heat*, em 1872 alguns dos seus trabalhos sobre termodinâmica. Mesmo assim, Gibbs continuou desconhecido no meio científico (Partington, 1957).

Por volta de 1890, Le Chatelier traduziu o trabalho de Gibbs para o francês, enquanto o físico e químico alemão Friedrich Wilhelm Ostwald, em 1892, traduzia-o para o alemão e finalmente o trabalho de Gibbs recebeu a merecida atenção (Leicester, 1956).

Em 1877, Ostwald iniciou seus trabalhos experimentais com investigações da velocidade de diferentes reações, como exemplo, a inversão da sacarose e a obtenção do ácido acético pela reação de acetamida e água em presença de ácido forte (Arrhenius, 1906). Ostwald foi um dos pioneiros da Físico-Química e estudou a influência de algumas substâncias chamadas catalisadores que aumentam a velocidade das reações químicas. Em 1893, ele provou a ação catalítica das enzimas presentes em organismos vivos (animais e vegetais) e, em 1902, desenvolveu o processo chamado *Ostwald-Brauer* para a produção de ácido nítrico a partir da oxidação de amônia usando a platina finamente dividida como catalisador. (Van Houten, 2002)



Baseando-se em estudos das constantes de afinidades de ácidos e bases e das velocidades das reações, Ostwald defendeu a teoria da dissociação eletrolítica, demonstrando que os ácidos e bases fracos têm ionização incompleta em solução aquosa. Com isso, concluiu que os efeitos dessas substâncias na determinação da velocidade das reações eram diretamente proporcionais à concentração de íons H^+ ou OH^- . (Ostwald, 1879 *apud* Van Houten, 2002)

Ostwald realizou trabalhos sobre eletrólise abrindo importantes caminhos na formulação da lei da condutividade dos ácidos em solução aquosa, conhecida atualmente como a Lei da Diluição de Ostwald que diz: *À temperatura constante, o grau de ionização ou de dissociação de um eletrólito aumenta com a diluição da solução.* (Ostwald, 1879 *apud* Van Houten, 2002)

$$K = \alpha^2 \times C$$

Equação 28

onde: K = constante de equilíbrio;
 α = grau de ionização da substância em solução aquosa;
 C = concentração em mol L⁻¹.

Em 1887, o químico sueco Svante August Arrhenius desenvolveu um amplo trabalho sobre dissociação iônica, indicando que eletrólitos em solução aquosa dissociavam-se em partículas eletricamente carregadas geradoras de condutividade elétrica (Arrhenius, 1889 *apud* Bastiansen, 1964).



Na publicação de 1889, intitulada *On the Reaction Velocity of the Inversion of Cane Sugar by Acids*, Arrhenius concluiu que em uma reação química na condição de equilíbrio existiam moléculas comuns e ativas. Admitiu que apenas as moléculas que possuíam uma energia superior a um determinado valor, denominado *energia de ativação*, eram capazes de reagir. Utilizando o conceito de energia de ativação, Arrhenius obteve uma equação que descrevia a constante de equilíbrio com a temperatura assim esquematizada (Arrhenius, 1889 *apud* Bastiansen, 1964):

$$K = A \times e^{-E_a/R\tau}$$

Equação 29

onde: K = constante de equilíbrio;
 A = fator de frequência ou constante pré-exponencial (depende, dentre outros, do número de impactos e da área de contato entre as substâncias);
 E_a = energia de ativação;
 R = constante dos gases (8,314 J mol⁻¹ k⁻¹);
 τ = temperatura absoluta.

Arrhenius supôs que os eletrólitos fracos eram em parte dissociados e permitia aplicação da lei da ação das massas em soluções aquosas. A aceitação dessa teoria pela comunidade científica foi lenta, por não se conceber a existência de íons em solução aquosa. A influência de Ostwald, utilizando-se de medidas de condutividade elétrica em dissociação iônica em 1894, contribuiu para o reconhecimento das idéias de Arrhenius (Leicester, 1956).

As leis Termodinâmicas investigadas por Van't Hoff em 1879, e desenvolvidas para o comportamento dos gases ideais, requereram várias correções quando aplicadas a reações químicas em equilíbrio que envolvia presença de gases ou misturas líquidas (Leicester, 1956). Buscando cálculos mais exatos, Lewis, em 1907, introduziu o conceito de fugacidade, uma grandeza termodinâmica medida em unidades de pressão, a qual se relaciona com o potencial químico de uma substância. Esse conceito expressa a capacidade de fuga de uma determinada substância de uma fase à outra (Pitzer, 1961). Para Lewis, o sistema atingia condição de equilíbrio quando a fugacidade de uma substância era constante.

$$\Delta G = R_x \tau \ln f$$

Equação 30

onde: G = energia livre de Gibbs;
 R = constante dos gases;
 τ = temperatura absoluta;
 f = fugacidade da mistura.

Este relato indica que a construção do conhecimento sobre equilíbrio químico trilhou, historicamente, um longo caminho que representou grandes contribuições relacionadas com o fenômeno das transformações químicas. A partir dos trabalhos de Gilbert Lewis, até os dias atuais, inúmeros estudos ofereceram contribuição significativa à nossa atual concepção de cinética química e termodinâmica e, neste período foram descritas interpretações mais complexas do conceito de equilíbrio químico, principalmente com o desenvolvimento da termodinâmica.

Este texto foi utilizado na elaboração da proposta didática *A* que envolveu demonstrações experimentais com abordagem histórica do conceito de equilíbrio químico buscando favorecer o ensino/aprendizagem e foi aplicada durante as aulas junto aos estudantes do 3ª série do ensino médio.

Como já foi citado anteriormente, este trabalho de pesquisa envolveu aplicação de questionários aos estudantes e professores cujos resultados e discussões dos dados obtidos são apresentados a seguir. Vale informar que os estudantes demonstraram interesse em responder os respectivos questionários e participar das entrevistas, denotando-se intenção em colaborar para o desenvolvimento desta pesquisa. Convém lembrar que os questionários foram aplicados aos estudantes em duas etapas da pesquisa, indicados como primeiro e segundo momento, como se segue:

No primeiro momento, em 2006, foram envolvidas nove turmas de estudantes de quatro escolas denominadas **A**, **B**, **P** e **V**, envolvendo três professores **X**, **Y** e **Z**, e teve como objetivo investigar o aprimoramento da aprendizagem do conceito de equilíbrio químico e assuntos relacionados por parte dos estudantes a partir de aulas teóricas tradicionais enquanto em um segundo momento, em 2007, envolveu quatro turmas de estudantes da escola **B** com aulas ministradas pelo professor **X** e teve por objetivo investigar o impacto da utilização do material didático *A* proposto neste trabalho comparando resultados de avaliação de conceitos das turmas de estudantes. Segue-se a apresentação e discussão dos dados dos questionários.

5.2 – Dados obtidos junto aos estudantes

5.2.1 – DAS CONCEPÇÕES PRÉVIAS

Do questionário das idéias prévias dos estudantes aplicado no primeiro momento, em 2006, individualmente, cada questão permitiu obter dados que foram agrupados de acordo com a semelhança de conteúdo específicos para cálculo de freqüência de respostas semelhantes. Isto indicou possíveis relações entre as respostas, o que inspirou reflexões sobre as concepções prévias e alternativas dos estudantes. A Tabela 4 sintetiza a organização das informações obtidas.

Tabela 4. Dados dos questionários das concepções prévias dos estudantes de 2006.

Questões	Respostas mais freqüentes.
1) Assinale tudo que você acha da QUÍMICA:	Perigosa: 22%; Chata: 19%; Divertida: 37%. Médio de aprender: 56%. Tenho algum interesse: 68%. Indispensável na escola: 77%. Importante para a sociedade: 84%.
2) O que você entende por REAÇÃO QUÍMICA?	Duas ou mais substâncias reagentes misturadas formam outras: 17%. Mistura de substâncias: 9%
3) É fácil saber quando acontece uma REAÇÃO QUÍMICA?	Médio: 58%.
4) O que você considera para saber que uma REAÇÃO QUÍMICA ocorreu?	Quando muda temperatura, cor, cheiro e sabor: 28%.
5) O que você sabe sobre o tempo que uma reação química leva para ocorrer?	Depende dos reagentes e produtos: 55%.
6) Escreva o que você entende por velocidade ou rapidez de REAÇÃO QUÍMICA?	Não respondeu: 18% É o tempo que a reação demora para ocorrer: 15%.
7) Num sistema onde ocorre REAÇÃO QUÍMICA, temos que pensar em reagentes e produtos. Podemos afirmar que:	Antes da reação há apenas reagentes, durante os produtos começam a serem formados e após a reação acabar, a maior quantidade possível de produto foi formado, mas pode sobrar reagente: 41%.
8) Considerando o que você já deve ter vivido, responda em qual situação uma maçã apodrece mais rápido: Justifique.	Sob o sol em dias quentes: 84%. Não justificou: 26%. O calor acelera o apodrecimento da fruta: 26%.
9) À temperatura ambiente, uma maçã descascada apodrece mais rápido se estiver: Justifique.	Moída: 53%. Não justificou: 26%. Pois a fruta estará em maior contato com o ambiente: 23%.
10) Assinale todos os fatores que você considera que podem alterar a velocidade das reações:	Temperatura: 86%; Concentração dos reagentes: 49%; Pressão: 43%; Área superficial: 42%.
11) Explique como você entende que cada um dos fatores assinalados na questão anterior altera a velocidade das reações:	Não explicou: 31%; Quanto maior a temperatura maior a velocidade: 25%; A temperatura altera a velocidade da reação: 18%; Não sabe: 11%.

A questão 1 indicou que a maioria das respostas dos estudantes, cerca de 37%, apontou a Química como divertida sendo que 56% dos estudantes considera sua aprendizagem de Química como mediana, 68% apontaram algum interesse pela área, 77% consideram a Química indispensável na escola e para 84% deles a Química é importante para a sociedade. Estes resultados de imagem favorável da Química pode surpreender por

contrariar algumas tendências de estigmatizar a disciplina escolar que é distinta da ciência Química.

Cogita-se que essas respostas possam ter sido reflexo de abordagens contextualizadas e motivadoras que os estudantes receberam, o que estimularia seu aprendizado e o interesse pela Química. Apesar da maioria dos estudantes manifestar algum interesse pela área, 32% deles revelou desinteresse por considerarem a Química uma disciplina com excessiva quantidade de assuntos a serem estudados e memorizados, sem qualquer aplicação cotidiana dos conceitos estudados que nem são considerados necessários em seu futuro profissional.

Nas questões 2 a 4, 58 % dos estudantes apontaram que consideram de médio a fácil reconhecer a ocorrência de reações químicas, 26% deles citou “mistura” para identificar reações químicas e 28% deles reconheceram-nas a partir de mudança de temperatura, de cor, de cheiro e de sabor. Notou-se a tendência dos estudantes associarem reações químicas a um processo em que ocorre mistura de reagentes para formar outras substâncias, incluindo a idéia de mudança de estado físico; para eles não há reação química se não há modificações observáveis.

As questões 5 e 6 relacionavam-se com a idéia de velocidade ou rapidez das reações químicas, sendo que 55% dos estudantes apontou que a velocidade das reações químicas depende dos seus reagentes e produtos. Provavelmente, a resposta da questão 5 foi induzida pelo fato dos estudantes reconhecerem que uma reação química ocorre com a presença de reagentes e produtos, uma vez que esse tópico é comumente abordado em diversos momentos nas séries iniciais do ensino médio. Cerca de 18% dos estudantes não responderam a questão 6 e outros 15% apontou que velocidade de reação “é o tempo que demora para a reação ocorrer”. Durante e após a aplicação do questionário notou-se a tendência dos estudantes associarem o conceito de velocidade na Física e na Química, mas com dificuldades.

Na questão 7, 41% dos estudantes consideraram que não há consumo total de reagentes nos processos químicos, sugerindo alguma noção sobre reações incompletas.

As questões 8 a 11 abordavam alguns fatores que alteram a velocidade das reações, a partir da idéia do apodrecimento de uma maçã. Dos 84% dos estudantes que consideraram a maçã apodrece mais rapidamente sob sol em dias quentes, 26% simplesmente apontaram que o calor acelera o apodrecimento da fruta e outros 26% nada justificaram. É possível que os estudantes tenham considerado sua vivência do cotidiano

para responder essas questões sem envolver conceitos científicos, já que a grande maioria deles respondeu corretamente sem saber justificar e o desempenho em outras questões relacionadas não foi tão positivo.

A questão 9, a exemplo da anterior, tinha conotação com o cotidiano, porém os resultados indicaram que os estudantes tiveram maior dificuldade em respondê-la corretamente. Isto pode ser atribuído ao fato aos estudantes não saberem relacionar a superfície de contato ao tamanho de partícula; aparentemente, a idéia de superfície de contato foi associada à superfície de uma única esfera. Neste caso, comparando duas esferas com tamanhos e massas diferentes, seria evidente que quanto menor o tamanho da esfera, menor será a superfície de contato com o meio. Os estudantes não devem ter comparado sistemas de massas iguais contendo esferas de tamanhos diferentes, e daí pode ter vindo a conclusão de que quanto menor o tamanho das esferas, maior a quantidade dessas esferas e, conseqüentemente, maior a superfície de contato com o meio. Cerca de 53% dos estudantes reconheceram que, a temperatura ambiente, uma maçã descascada apodrece mais rápido se estiver moída, 23% justificou que a fruta estará em maior contato com o ambiente e os outros 26% não justificaram.

Os estudantes dificilmente relacionaram o apodrecimento da maçã com a ocorrência de reações químicas. Silva, Souza e Marcondes (2005), investigando concepções prévias de estudantes com idades entre 13 e 17 anos, concluíram que eles reconhecem os fenômenos naturais, como por exemplo, amadurecimento ou apodrecimento de uma fruta não são transformações químicas. Dissociar um fenômeno de uma transformação química simplesmente pelo fato de ele ocorrer em um organismo vivo parece refletir a dissociação entre Química e a natureza, dando-lhe caráter, na melhor das hipóteses, artificial.

Na questão 10, solicitou-se que os estudantes identificassem fatores que alteram a velocidade das reações e na questão 11 a resposta deveria ser justificada. Dentre os fatores que alteram a velocidade das reações químicas, 86% dos estudantes assinalaram a temperatura, 49% a concentração dos reagentes, 43% a pressão e 42% a área superficial. É importante ressaltar a dificuldade de justificativa que podem apontar dificuldades conceituais: pouco mais da metade dos estudantes apontaram explicações para o efeito na velocidade das reações químicas dos fatores assinalados na questão 10.

Com relação aos dados obtidos no questionário das idéias prévias dos estudantes aplicado no segundo momento da pesquisa, em 2007, a discussão é semelhante às turmas

do ano de 2006 com algumas diferenças nas freqüências das respostas que podem ser observadas pela comparação das Tabelas 4 e 5.

Tabela 5. Dados do questionário das concepções prévias dos estudantes em 2007.

Questões	Respostas com maior freqüência
1) Assinale tudo que você acha da QUÍMICA:	Perigosa: 17%; Chata: 22%; Divertida: 44%. Médio de aprender: 46%. Tenho algum interesse: 71%. Indispensável na escola: 86%. Importante para a sociedade: 89%.
2) O que você entende por REAÇÃO QUÍMICA?	Duas ou mais substâncias diferentes se misturam: 43%.
3) É fácil saber quando acontece uma REAÇÃO QUÍMICA?	Médio: 47%.
4) O que você considera para saber que uma REAÇÃO QUÍMICA ocorreu?	Quando muda temperatura, cor, cheiro e sabor: 54%.
5) O que você sabe sobre o tempo que uma reação química leva para ocorrer?	Depende dos reagentes e produtos: 69%.
6) Escreva o que você entende por velocidade ou rapidez de REAÇÃO QUÍMICA?	Depende dos reagentes e produtos e condições para ocorrência: 22%; Depende do consumo de reagentes: 19%; Não respondeu: 18%.
7) Num sistema onde ocorre REAÇÃO QUÍMICA, temos que pensar em reagentes e produtos. Podemos afirmar que:	Antes da reação há apenas reagentes, durante os produtos começam a serem formados e após a reação acabar, a maior quantidade possível de produto foi formado, mas pode sobrar reagente: 40%
8) Considerando o que você já deve ter vivido, responda em qual situação uma maçã apodrece mais rápido: Justifique.	Sob o sol em dias quentes: 62%. A fruta perde água e seca e por isso apodrece: 30%; Pois ela estará exposta a um ambiente desfavorável: 20%; Não justificou: 26%.
9) À temperatura ambiente, uma maçã descascada apodrece mais rápido se estiver: Justifique.	Moída: 45%. Não justificou: 35%; Pois a fruta estará em maior contato com o ambiente: 15%; A maçã moída se desidratará: 15%.
10) Assinale todos os fatores que você considera que podem alterar a velocidade das reações:	Temperatura: 93%; Pressão: 50%; Concentração dos reagentes: 36%; Área superficial: 24%.
11) Explique como você entende que cada um dos fatores assinalados na questão anterior altera a velocidade das reações:	A temperatura altera a velocidade da reação: 26%; Não explicou: 25%; Quanto maior a temperatura maior a velocidade: 22%; Explicação sem sentido: 18%.

Considerando-se os resultados das questões 4 a 10 do questionário das idéias prévias que testavam conceitos de cinética química, reações reversíveis e fatores que influenciam a velocidade das reações houve acerto em média de 50% entre todos os estudantes, em 2006 e 2007. Isto indica semelhanças nas concepções prévias das turmas nos dois momentos da pesquisa.

5.2.2 – DAS CONCEPÇÕES PÓS – AULAS.

5.2.2.1 – Aulas sem abordagem histórica – primeiro momento.

Participaram da coleta de dados dessa investigação, nesse primeiro momento (em 2006) 236 estudantes que tiveram aulas com os professores **X**, **Y** e **Z**, envolvendo as escolas **A**, **B**, **P** e **V** conforme descrito na Tabela 2, com ausência de abordagem histórica e

apenas uma demonstração experimental. Os dados obtidos estão representados na Tabela 6.

Tabela 6–Dados do questionário sobre as concepções pós-aulas dos estudantes: primeiro momento.

Questões	Respostas com maior frequência
1) Em geral, como você considera o seu aprendizado do conceito de Equilíbrio Químico?	. Bom: 46%; . Regular: 35%.
2) Como foi aprender esse conceito?	. Razoável: 59%; Fácil: 17%; Difícil: 17%.
3) Você acha que Equilíbrio Químico é um conceito importante?	. Importante e deve ser ensinado: 53%; . Muito importante e deve ser ensinado: 20%.
4) O que ajudou você a aprender o conceito de Equilíbrio Químico do que houve em suas aulas? Dê notas de 1 (pouco) até 5 (muito).	. Aulas teóricas (explicação do professor): 4,2; . Exercícios em classe: 4,0.
5) Avalie o quanto a didática do professor ajudou a entender Equilíbrio Químico? Dê notas de 1 (pouco) até 5 (muito).	. Nota (5): 43%; . Nota (4): 42%. . (Média final: 4,2)
6) Qual o grau de dificuldade da sua aprendizagem dos temas abaixo? Utilize (0) não aprendi; (1) muito difícil; (2) difícil; (3) médio; (4) fácil; (5) muito fácil.	. Entender o que é uma reação química: 3,4; Saber quando uma reação química ocorre: 3,2; Fatores que alteram velocidade das reações: 3,0; Velocidade de reação: 2,8; Entender o que é equilíbrio químico: 2,8.
7) Indique quanto as atividades experimentais facilitaram aprender sobre Equilíbrio Químico? Dê notas de 1 (pouco) até 5 (muito).	. Nota (5): 19%; . Nota (4): 42%; . Nota (3): 26%. (Média final: 3,6)
8) Leia as frases abaixo e coloque (f) para falso e (v) para verdadeiro. (Frequências das respostas corretas).	. O equilíbrio químico ocorre quando V_{direta} e V_{inversa} se igualam: (v) 80%. . Toda reação atinge o equilíbrio quando as concentrações das substâncias se igualam: (f) 46%. . Em estado de equilíbrio, a reação chegou ao fim: (f): 68%. . Em estado de equilíbrio, as reações direta e inversa continuam a ocorrer: (v) 66%. . Sempre que houver variação de pressão, haverá um deslocamento de equilíbrio: (f) 30%. . A constante de equilíbrio de qualquer reação é a razão entre as constantes de velocidade da reação direta e inversa: (v) 72%. . Uma reação é completa quando é irreversível: (v) 30%.
9) Assinale tudo que você acha que sempre ocorre no equilíbrio químico.	. Igualdade das velocidades das reações direta e inversa: 67%; . Produtos e reagentes com concentrações constantes: 53%; . Produtos e reagentes com concentrações iguais: 36%; . Continuidade das reações químicas: 68%; . Ausência de reação reversível: 17%; . Coexistência de reagentes e produtos: 58%. . Ausência de alterações macro e microscópicas: 27%; . Alterações químicas devido aos fatores externos: 38%.
10) Considere a seguinte reação em equilíbrio: $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{g})} \Delta H = -22 \text{ kcal.}$ Leia as seguintes frases e coloque (f) para falso e (v) para verdadeiro. (Frequências das respostas corretas).	. É possível aplicar pressão ou calor a apenas um dos lados do equilíbrio químico: (f) 51%; . O aumento da concentração do N_2 desloca o equilíbrio para a produção de NH_3 : (v) 78%; . O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para aumentar a quantidade de N_2 e H_2 : (v) 52%. . O aumento de pressão do sistema desloca o equilíbrio para a produção de N_2 e H_2 : (f) 59%.
11) Em toda reação química atinge-se o equilíbrio quando:	. As velocidades da reação direta e inversa se igualam: 63%; . A concentração dos reagentes e produtos se iguala: 58%. . A velocidade da reação se iguala a zero: 10%; . Os reagentes param de reagir: 14%; . Os produtos da reação deixam de ser formados: 6%; . A temperatura do sistema se iguala a temperatura ambiente: 9%; . Há 2 reações ocorrendo alternadamente (não ao mesmo tempo), ora uma, ora outra, semelhante ao movimento pendular, com velocidades iguais: 27%.

As respostas da questão 1 mostraram que 46% dos estudantes consideraram seu aprendizado bom e 35% regular. Na questão 2, 59% deles admitiram que, durante as aulas, o seu aprendizado foi razoável, nem fácil nem difícil e outros 34% dos estudantes apresentaram opiniões divididas, ou seja, 17% consideraram difícil e para 17% foi fácil. A diversidade de impressões também foi detectada nas entrevistas com alguns estudantes. Estes dados apontam que, durante as aulas, os estudantes até conseguem resolver questões sobre equilíbrio químico, mas não necessariamente aplicam conceitos discutidos em aula. Isto sugere que os estudantes mantêm suas concepções prévias e provavelmente alcançam bons resultados nas avaliações, expressando resultado de aprendizagem mecânica.

As respostas da questão 3 mostraram que a maioria dos estudantes, cerca de 53% consideraram o conceito de equilíbrio químico importante e outros 20% admitiram que esse é muito importante e deve ser ensinado. Os estudantes podem ter notado em diversos momentos de discussão do conceito de equilíbrio químico, que conteúdos anteriores eram necessários e retomados em revisão. Isto pode ter indicado a importância desse conceito para o entendimento de muitos fenômenos por ser abrangente, indicando a correlação de conteúdos que se articulam, importante para mostrar a Química como um todo constituído por diversos temas e conceitos interconectados.

As respostas das questões 4 a 7, representaram conceitos de 1 a 5 atribuídos pelos estudantes a aspectos relacionados com a prática do professor em aula, além de apontar o que mais facilitou o aprendizado de equilíbrio químico. Eles apontaram que a explicação do professor em suas aulas teóricas (média = 4,2), os exercícios em classe (média = 4,0) e as aulas experimentais (média = 3,7) foram os pontos que mais os ajudaram a aprender o conceito. Isto talvez reflita o esquema de aulas mais comum, incluindo estratégias de memorização associadas a aspectos teóricos tradicionais, com grande quantidade de conteúdo abordado e exercícios resolvidos quase à exaustão.

Quanto à demonstração experimental, foram abordados fatores que influenciam na velocidade das reações químicas, quebrando a monotonia da aula tradicional com um clima mais atraente e agradável para a aula. Nas entrevistas, a maioria dos estudantes admitiu não ter entendido as aulas teóricas antes da aula prática, conforme o relato de um deles a seguir:

“Ah, eu gostei quando a professora trouxe as experiências para nós. Foi legal! Deu para entender quando ela comparou o tempo de consumo de um comprimido efervescente em água quente e outro em água fria... e também quando comparou um comprimido inteiro e o outro triturado em dois copos de água... isso eu já sabia... mas eu não pensei nisto quando a professora discutiu velocidade de reação durante as aulas”.

A questão 7 reforça essa discussão pois 42% dos estudantes atribuíram nota 4, 26% nota 3 e 19% nota 5 para a atividade experimental em termos de eficiência para seu processo de aprendizado

Na questão 5, 43% dos estudantes atribuíram nota 5 para a didática do professor, enquanto 42%, nota 4, considerando o restante da turma observou-se uma média das notas de 4,2. Essa boa avaliação pode ter sido resultado do empenho dos professores nas aulas, reconhecidos pelos estudantes como boas explicações, aulas interessantes e motivadoras, mesmo sem colaboração da turma em diversas situações, como mostram alguns relatos. Na seqüência, são transcritos alguns depoimentos dos estudantes nas entrevistas relacionados com o comportamento da turma em sala de aula e com a didática do professor:

“Ah, o professor é bom e a aula era divertida e com isso ele tentou nos ensinar, mas a classe não colaborou. Aqueles meninos não paravam de conversar e não colaboravam em nada com a aula. Não estavam nem aí com nada...”

“O professor é muito bom, tem uma didática boa e em alguns momentos, até que eu entendi a matéria, ele explica muito bem, mas eu faltei em algumas aulas e aí fica difícil acompanhar... e a conversa do fundão não ajudou em nada”.

“Eu sinto que o professor explica bem, mas ele ficava muito distante da gente... às vezes surgiam dúvidas no que ele está explicando, e eu tinha receio em parar a aula e perguntar... porque isso podia atrasar o cumprimento do conteúdo da apostila. Eu sentia que o professor entrava em sala para dar 50 minutos de aula, resolvia os exercícios e depois saía. Não tinha o diálogo com a gente..., talvez o que faltou foi isso”.

“Ela explicava a matéria, resolvia o primeiro exercício de classe na lousa deixando o modelo da resolução e depois ela dava um tempo pra gente resolver os outros na aula. Eu tinha dúvidas, e às vezes não dava tempo pra professora me atender. Eu até entendo a sua boa vontade, mas pelo tempo da aula, ela acabava resolvendo o restante em lousa... Fica como sugestão a professora deixar os alunos resolverem os exercícios em sala tirando as dúvidas porque uma coisa é a professora fazer o exercício na lousa, mas é bem diferente de gente tentar fazer no caderno”.

Estes depoimentos indicam que, apesar dos estudantes admitirem que os professores apresentaram boa didática, houve uma preocupação de todos em esgotar os assuntos contidos no material didático resolvendo o máximo de exercícios em classe e, com isso o professor perdeu a oportunidade de contextualizar e incluir alguns experimentos que são consideradas ações motivadoras que poderia favorecer o processo de ensino/aprendizagem.

Na questão 6, foi solicitado aos estudantes atribuírem notas de 0 (não aprendi) à 5 (muito fácil) para indicarem o grau de dificuldade para a sua aprendizagem. As respostas apontaram os temas de maior facilidade de aprendizagem: entender o que é uma reação química (3,4), saber quando uma reação química ocorre (3,2) e reconhecer fatores que alteram a velocidade das reações (3,0). Novamente pode-se supor que aulas contextualizadas e demonstrações experimentais envolvendo reconhecimento de reações químicas além de considerar as freqüentes abordagens desse tema durante a 1ª e 2ª séries do ensino médio devem ter inspirado essas respostas.

Aos estudantes foi solicitado responder falso (f) ou verdadeiro (v) às questões de 8 a 11, que testavam conceitos de cinética química e equilíbrio químico, buscando identificar as concepções dos estudantes após as aulas do conteúdo trabalhado. Apesar de 53% dos estudantes admitirem que numa reação em equilíbrio químico as concentrações das substâncias são constantes e em média 70% considerarem que o equilíbrio ocorre quando as velocidades das reações direta e inversa igualam-se, em média 50% apontaram que as concentrações de reagentes e produtos também ficam iguais, além de 9% que afirmarem que a temperatura do sistema se iguala a temperatura ambiente. Alguns estudantes consideraram que tanto as velocidades das reações direta e inversa quanto à suas concentrações de produtos e reagentes são iguais e constantes. Os resultados indicam que esses estudantes apresentam dificuldade em diferenciar o que é igual do que é constante

num sistema em equilíbrio químico, como se confirmou na falas de alguns deles na entrevista ao serem indagados sobre a ocorrência de equilíbrio em reações químicas:

“É quando uma reação química contendo substâncias reagentes e produtos as concentrações se igualam, ficando em equilíbrio”.

“Numa reação química ocorrem trocas de substâncias, dos reagentes para os produtos e dos produtos para os reagentes, até que num determinado momento a concentração dos reagentes fica constante e se iguala com a dos produtos”.

“É quando numa reação química não ocorre mais trocas de substâncias, suas velocidades e suas concentrações se igualam”.

“Ocorre quando numa reação química o sistema está em harmonia com a mesma concentração, ou seja, quando os dois lados tanto o direito quanto o esquerdo tem o mesmo valor em suas velocidades”.

Nas questões 8 a 11, 32% dos estudantes consideraram, erroneamente que num sistema químico em equilíbrio a reação chega ao fim, enquanto uma média de 33% admitiu que as reações direta e inversa não continuam a ocorrer, 10%, que a velocidade da reação se iguala a zero, 14%, que os reagentes param de reagir e 6%, que os produtos deixam de ser formados. Percebe-se que esses estudantes relacionaram o estado de equilíbrio químico à ausência de alterações no sistema, o que inclui a concepção de que a reação não mais ocorre. Nota-se a influência do senso comum, no uso cotidiano da palavra equilíbrio, que em geral está associada a situações envolvendo ausência de movimento, atribuindo-lhe um caráter estático. Um fato interessante ocorreu durante as entrevistas quando a maioria dos estudantes utilizou essa associação para tentar explicar o sistema químico em equilíbrio, como indicam as seguintes transcrições:

“Ocorre quando a reação direta e inversa pára de ocorrer... talvez seja por isso que não dá para observar o equilíbrio, estou certo?”.

“O equilíbrio ocorre quando o tamanho das setinhas da reação química forem iguais, ou seja, quando as forças dos reagentes e produtos se

igualam... é como se a reação parasse de ocorrer... não é assim, se está em equilíbrio, uma força anula a outra”.

Era de se esperar que algum estudante tivesse a idéia das “setinhas”, pois no acompanhamento das aulas foi observado que a professora **Y** na discussão da representação de uma reação química em equilíbrio reforçou em sua fala que as “setinhas” têm o mesmo tamanho para indicar que as velocidades das reações são iguais. Isso pode reforçar a capacidade dos estudantes em aplicações mecânicas dos conceitos discutidos em aula, sem atribuição efetiva de significado.

Nas questões 9 e 11, cerca de somente 58% dos estudantes admitiram que num sistema químico em equilíbrio coexistem reagentes e produtos, 83% concordaram que ocorre reação reversível, 27% consideraram que há 2 reações ocorrendo alternadamente (não ao mesmo tempo, ora uma, ora outra, semelhante ao movimento pendular) com velocidades iguais. Apesar do resultado da questão 7, do questionário das concepções prévias ter sugerido que os estudantes apresentavam alguma noção de reações incompletas, os dados das presentes questões indicaram que houve certa evolução das concepções de reações reversíveis. A representação de sistemas em equilíbrio químico em formato análogo ao das equações químicas pode induzir a idéia de reagentes e produtos em dois recipientes distintos, ligados entre si pelas setas. Durante as aulas, observou-se que os professores utilizaram insistentemente expressões como “desloca para a direita” ou “desloca para a esquerda”, o que pode reforçar a idéia de que reagentes e produtos não existem ao mesmo tempo e que se encontram em compartimentos separados.

Com relação ao resultado de algumas perguntas das questões 8 e 10, que envolviam a aplicação do Princípio de Le Chatelier, pode-se dizer que 70% dos estudantes admitiram, erroneamente que sempre que houver variação de pressão num sistema, haverá deslocamento de equilíbrio e 49% deles consideraram que é possível aplicar pressão ou calor a apenas um dos lados do equilíbrio químico. Esse resultado reforça a concepção dos estudantes de conceberem que, nas reações químicas os reagentes e produtos se encontram em recipientes separados.

A questão 10 referia-se à reação química da Equação 31 e 78% dos estudantes consideraram que o aumento da concentração do N_2 resulta no aumento da produção de NH_3 , para 52% deles, o aumento de temperatura do sistema aumenta quantidade de N_2 e H_2 e 41% admitiu, erroneamente, que o aumento de pressão do sistema aumenta a produção de N_2 e H_2 . Os dados revelaram dificuldades para os estudantes explicarem o princípio do

deslocamento, principalmente quando se discutia variação de temperatura e pressão no sistema, provavelmente por falta de contextualização do conceito.



Na entrevista, indagou-se a discussão prévia de conceitos de termoquímica e transformações gasosas para as turmas da professora Y. A resposta foi negativa, pois esses temas seriam discutidos em fase posterior de acordo com o material didático. Isto pode ter justificado observações decorridas no acompanhamento das aulas, quando se notou que os estudantes apresentavam dificuldades em resolver exercícios que envolviam o tema. Isto também foi detectado na entrevista, ao se discutir a mesma equação química de síntese de amônia, como pode ser notado nos seguintes depoimentos transcritos:

“Se uma reação química em equilíbrio ganha calor, vai ocorrer preferivelmente a perda desse calor, pois ela vai entrar em equilíbrio com o ambiente”.

“Uma reação exotérmica é... não sei, a professora não deu essa matéria ainda”.

“Se nessa reação química for aumentada a pressão ela vai pro lado onde tem menos pressão, pra aliviar... pra equilibrar”

Considerando-se os resultados das questões 8 a 11 do questionário pós-aulas que testavam conceitos de cinética química e equilíbrio químico, houve cerca de 66% de acertos entre os estudantes em 2006. Lembrando que os acertos iniciais eram de 50% (questionário prévio), pode-se considerar houve evolução conceitual desses estudantes, sem, contudo ser possível afirmar ter sido aprendizagem significativa.

5.2.2.2 – Aulas com abordagem histórica – segundo momento.

No segundo momento de pesquisa, em 2007, 114 estudantes participaram da investigação, dos quais 81 eram das turmas 3ª D, 3ª E e 3ª F que trabalharam com o material didático A, que inclui aulas contextualizadas, demonstrações experimentais com abordagem histórica e a utilização do programa Le Chat 1.0. Outros 33 estudantes eram da turma 3ª G

que utilizou o material *B* que abordava somente aspectos teóricos tradicionais. Essas aulas foram ministradas pelo professor *X* na escola *B*, conforme descrito na Tabela 2.

O questionário desta etapa trouxe dados que indicaram o impacto da utilização do material didático *A* proposto neste trabalho, como estratégia de aprimoramento do processo de ensino/aprendizagem. Para melhor organizar as discussões dos dados obtidos, serão considerados estudantes *A* e estudantes *B* para as turmas que utilizaram os materiais didáticos *A* e *B*, respectivamente.

Os dados coletados estão descritos nas Tabelas 7.1 à 7.12 que correspondem às questões de 1 a 12 respectivamente, do questionário pós aulas, apresentado na Figura, que foi aplicado em outubro de 2007, pelo professor *X* após o cumprimento da programação das aulas envolvendo conceito de equilíbrio químico. Algumas dessas questões apresentam resultados em porcentagens e outras em conceitos de 1 a 5, para facilitar a discussão.

Tabela 7.1 – Em geral, como você considera o seu aprendizado do conceito de EQUILIBRIO QUIMICO?

Estudantes:	A				B
Turmas:	D	E	F	média	G
Ótimo	7	15	14	13	0
Bom	67	38	32	45	24
Regular	22	42	50	38	58
Ruim	4	4	4	4	9
Não aprendi	0	0	0	0	9

Tabela 7.2 – Como foi aprender esse conceito?

Estudantes:	A				B
Turmas:	D	E	F	média	G
Muito fácil	4	4	0	3	0
Fácil	26	31	21	25	3
Razoável	67	50	54	57	82
Difícil	4	15	21	14	6
Não aprendi	0	0	4	1	9

As respostas da questão 1 indicam que a maioria dos estudantes *A*, cerca de 58% consideraram o seu aprendizado sobre equilíbrio químico de bom para ótimo, 38% regular e somente 4% ruim, enquanto 24% dos estudantes *B* demonstraram o aprendizado bom, 58% regular, 9% ruim e 9% considerou não ocorrência de aprendizagem. Na Tabela 7.2 nota-se que 25% dos estudantes *A* admitiram que foi fácil aprender o conceito estudado, para 57%

foi razoável, foi difícil para 14% e somente 1% considerou que não aprendeu, enquanto os estudantes *B* 3% admitiram fácil, 82% razoável, 6% difícil e 9% não aprenderam.

Os estudantes *A* manifestaram-se de forma mais otimista que os estudantes *B* em relação ao aprendizado, o que pode ter sido reflexo de aulas contextualizadas que de alguma forma contribuíram para o aprendizado. Isto foi comprovado nas entrevistas os estudantes *B* que argumentaram que, pelo fato do professor não ter utilizado metodologia diferenciada nas aulas como demonstração experimental, fator esse que poderia ter contribuído para promover a motivação da turma, a aprendizagem pode ter sido comprometida.

Tabela 7.3 – Você acha que EQUILÍBRIO QUÍMICO é um conceito importante?

Estudantes	A				B
	D	E	F	média	G
Turmas:					
Muito importante e deve ser ensinado	19	15	11	15	6
Importante e deve ser ensinado	59	54	39	51	61
Importante, mas deve ser ensinado a critério do professor.	11	15	18	15	15
Importante, mas pode ser ensinado de acordo com o interesse dos alunos.	11	15	29	19	18
Pouco importante	0	0	4	1	0
Não é importante.	0	0	0	0	0

Os dados da questão 3 na Tabela 7.3 apontam que a maioria dos estudantes *A* e *B* consideraram o conceito de equilíbrio químico importante e que deve ser ensinado, provavelmente por terem identificado alguma relação com outros temas, conceitos e disciplinas, como já foi comentado anteriormente.

Tabela 7.4 – O que ajudou você a aprender o conceito de EQUILÍBRIO QUÍMICO, considerando o que houve em suas aulas? Dê notas de 1 (pouco) até 5 (muito).

Estudantes:	A				B
	D	E	F	média	G
Turmas:					
Aulas experimentais	4,1	4,3	4,4	4,3	3,8
Aulas teóricas (explicação do professor)	4,4	4,4	3,9	4,1	4,1
Desenvolvimento histórico	4,1	4,2	4,2	4,2	2,2
Exercícios em classe	4,2	4,2	3,8	4,1	3,8
Uso de programas de computador	2,9	3,3	2,7	3,0	2,4
Outros (exercícios extras/apostila/)	0,0	0,0	0,0	0,0	0,0

As respostas da questão 4 na Tabela 7.4 apontam boa receptividade da discussão de aspectos históricos e da utilização de demonstrações experimentais nas aulas dos estudantes *A* com médias 4,3 e 4,2, respectivamente. A explicação do professor nas aulas

teóricas foi considerado o que mais ajudou os estudantes *B* aprenderem equilíbrio químico com média 4,1. Isto sugere que os estudantes *B* estão habituados com estratégias memorísticas dos aspectos teóricos discutidos em aula, provavelmente por terem passado por aulas pouco contextualizadas, sem demonstração experimental e discussão de aspectos relevantes da História da Ciência.

Por outro lado, percebeu-se nas entrevistas que as aulas incluindo abordagem de aspectos experimentais e históricos dos estudantes *A* favoreceu mudanças conceituais e estimulou o aprendizado, pois isso melhorou o entendimento do conceito abordado, como mostram dois relatos na seqüência:

“... foi muito interessante saber como apareceram as teorias, como elas foram sendo discutidas por vários anos até chegar no que a gente conhece hoje... foi interessante também porque nós saímos um pouco daquelas aulas que continham só cálculos e fórmulas que eu via pouco significado de onde era tirado tudo aquilo,... eu gostaria que outros conceitos ou outras disciplinas fossem discutidos dessa maneira”.

“O que achei mais legal nas aulas foram as experiências feitas na sala, trazendo a prática e demonstrando a teoria, por mais simples que seja a experiência, mas sai daquela monotonia de copiar lição e fazer exercícios, eu aprendi muito nessas aulas, é o que deveria ser feito mais vezes... um outro ponto que eu achei interessante foram aquelas aulas que discutimos um pouco de como surgiram as teorias que conhecemos hoje... é uma maneira diferente dos alunos entenderem os conceitos... sabendo de onde e o porque foram elaboradas as teorias, é da prática, é claro. Uma teoria não surgiu do nada, e os cientistas esperaram décadas para formular...”.

Tabela 7.5 – Avalie o quanto a didática do professor ajudou a entender EQUILÍBRIO QUÍMICO? Dê notas de 1 (pouco) até 5 (muito).

Estudantes:	A				B
	D	E	F	média	G
Turmas:					
1	0	0	0	0	0
2	0	0	4	1	6
3	15	8	11	11	15
4	48	35	39	41	27
5	37	58	46	47	52

Na questão 5, 47% dos estudantes A atribuíram nota 5 para a didática do professor, enquanto 41%, nota 4, 11% nota 3 e apenas 1% nota 2. Entre os estudantes B, a distribuição foi: nota 5 para 52% deles, nota 4 para 27%, 15% nota 3 e 6% nota 2. Considerando-se a distribuição das notas dos estudantes A e B, com média em 4,34 e 4,25, respectivamente, apontam que as opiniões estão divididas não nos permitindo, portanto levantar reflexões e comentários relevantes.

Tabela 7.6 – Qual o grau de dificuldade da sua aprendizagem dos temas abaixo? Utilize (0) não aprendi; (1) muito difícil; (2) difícil; (3) médio; (4) fácil; (5) muito fácil.

Estudantes:	A				B
	D	E	F	média	G
Turmas:					
Cálculos envolvendo equilíbrio químico	3,2	3,2	3,1	3,1	2,6
Entender o que é equilíbrio químico	3,5	3,6	3,5	3,5	3,2
Fatores que afetam o equilíbrio químico	4,2	3,9	3,8	4,0	2,7
Fatores que alteram velocidade das reações	4,3	4,1	4,1	4,2	3,3
Saber quando uma reação química ocorre	3,3	3,6	3,9	3,6	3,3
Entender o que é uma reação química	3,4	3,9	3,5	3,6	3,5
Reações reversíveis	3,7	3,5	3,3	3,5	2,8
Velocidade de reação	3,3	3,4	3,5	3,5	3,1

Para reconhecer as dificuldades que os estudantes apresentaram com alguns tópicos discutidos durante as aulas, foi solicitado aos estudantes atribuírem notas de 0 a 5 na questão 6, com dados apresentados na Tabela 7.6. Notou-se que os estudantes A admitiram que os fatores que alteram a velocidade das reações e os fatores que alteram o equilíbrio químico foi o que mais facilitou na sua aprendizagem com médias de 4,2 e 4,0, respectivamente. Para os estudantes B, entender o que é uma reação química foi considerado relativamente o tópico mais fácil, com média de 3,5.

Esses resultados sugerem que a estratégia diferenciada aplicada aos estudantes A pode ter sido favorável, o que é reforçado em algumas falas nas entrevistas em resposta a questões de duas atividades propostas envolvendo fatores que alteram a velocidade e o equilíbrio das reações químicas como segue:

Atividade 1:

Prof.: Numa cozinha você dispõe de um pedaço de magnésio metálico, um copo, água, solução de ácido concentrado e utensílios de cozinha. O

objetivo é reagir esse metal com o ácido. O que você usaria para aumentar a velocidade dessa reação química? Determine alguns fatores que poderiam aumentar a sua velocidade.

Aluna: “Eu sei que a temperatura é uma delas... se na dissolução do magnésio eu aumentar a temperatura do ácido, a velocidade aumenta... a outra é aumentar a concentração do ácido... e a terceira... (outro estudante) e se eu cortar o magnésio em pedacinhos... (aí é confirmado pela primeira aluna) é também”.

Atividade 2:

Prof.: Alguns fatores afetam o equilíbrio químico. Considere a seguinte equação química em equilíbrio: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ $\Delta H = -109,5 \text{ kJ}$.

Qual reação será favorecida se aumentar a pressão do sistema? E se aumentar a temperatura? E se aumentar a quantidade de hidrogênio gasoso?

Aluno: “Ah!... se aumentar a pressão favorece o lado que tem menor volume... o da produção de $NH_{3(g)}$ eu acho... e se aumentar a temperatura... (outro estudante) favorece a reação para absorver o calor que é pra esquerda... (volta no primeiro estudante) e aumentando a quantidade de $H_{2(g)}$ favorece à direita”.

Apesar dos estudantes recorrerem com frequência aos termos “para a direita” ou “para a esquerda”, notou-se correção no raciocínio, indicando certa facilidade em responder essas e outras questões envolvendo reações químicas em equilíbrio. É relevante comentar que durante as aulas, o professor não utilizou expressões como “deslocar a reação para a direita” “ou deslocar para a esquerda”. Favorecer ou desfavorecer a reação foi o termo usado, para enfatizar que o fenômeno é dinâmico e essa expressão passou a ser usada pelos estudantes para exprimir alterações num sistema químico em equilíbrio.

Tabela 7.7 – Indique quanto as atividades experimentais facilitaram aprender sobre EQUILÍBRIO QUÍMICO? Dê notas de 1 (pouco) até 5 (muito).

Estudantes:	A				B
	D	E	F	média	G
Turmas:					
1	4	0	0	1	0
2	0	0	0	0	10
3	11	12	14	13	19
4	14	19	14	16	16
5	70	69	71	70	55

Vinculada à questão 4 que abordava aspectos experimentais, os dados da questão 7 da Tabela 7.7 indicam que 70% dos estudantes A e 55% dos estudantes B atribuíram nota 5 para as atividades experimentais como ação facilitadora de seu aprendizado de equilíbrio químico. Como os estudantes B não tiveram experimentação em suas aulas, as manifestações podem representar o que consideraram que seria favorável. Esses números sugerem que os estudantes atribuem uma importância significativa para a atividade experimental como facilitador do processo de ensino/aprendizagem.

As Tabelas 7.8 à 7.12 trazem as freqüências das respostas das questões 8 a 12.

Tabela 7.8 – Leia as frases abaixo e coloque (f) para falso e (v) para verdadeiro.

Estudantes:	A				B	
	D	E	F	média	G	
Turmas:						
O equilíbrio químico ocorre quando V_{direta} e V_{inversa} se igualam.	V	67	92	86	81	76
Toda reação atinge o equilíbrio quando as concentrações das substâncias se igualam.	F	59	54	54	56	36
Em estado de equilíbrio, a reação chegou ao fim.	F	63	77	64	68	67
Em estado de equilíbrio, as reações direta e inversa continuam a ocorrer.	V	67	77	61	68	40
Sempre que houver variação de pressão, haverá um deslocamento de equilíbrio.	F	15	54	21	30	24
A constante de equilíbrio de qualquer reação é a razão entre as constantes de velocidade da reação direta e inversa.	V	70	77	71	73	53
Uma reação é completa quando é irreversível.	V	33	58	61	51	36

Tabela 7.9 – Assinale tudo que você acha que sempre ocorre no equilíbrio químico.

Estudantes:	A				B
	D	E	F	média	G
Turmas:					
Igualdade das velocidades das reações direta e inversa.	84	85	71	72	62
Produtos e reagentes com concentrações constantes.	67	62	57	62	30
Produtos e reagentes com concentrações iguais.	30	27	43	33	60
Continuidade das reações químicas.	74	92	64	77	27
Ausência de reação reversível.	11	27	14	17	48
Coexistência de reagentes e produtos.	89	73	82	81	55
Ausência de alterações macro e microscópicas.	33	31	36	33	27
Alterações químicas devido aos fatores externos.	89	81	82	84	70

Tabela 7.10 – Considere a seguinte reação em equilíbrio: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ $\Delta H = -22$ kcal. Leia as seguintes frases e coloque (f) para falso e (v) para verdadeiro.

Estudantes:	A					B
Escolas:	D	E	F	média	G	
É possível aplicar pressão ou calor a apenas um dos lados do equilíbrio químico.	F	52	77	67	66	51
O aumento da concentração do N_2 desloca o equilíbrio para a produção de NH_3 .	v	78	96	64	79	89
O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para aumentar a quantidade de N_2 e H_2 .	v	74	72	79	75	55
O aumento de pressão do sistema desloca o equilíbrio para a produção de N_2 e H_2 .	F	70	54	64	63	49

Tabela 7.11 – Em toda reação química atinge-se o equilíbrio quando:

Estudantes:	A				B
Turmas:	D	E	F	média	G
As velocidades das reações direta e inversa se igualam.	71	73	70	71	67
A concentração dos reagentes se iguala à concentração dos produtos.	27	42	47	39	41
A velocidade se iguala a zero.	27	17	34	26	27
Os reagentes param de reagir.	44	15	25	28	32
Os produtos deixam de ser formados.	11	8	0	9	29
A temperatura do sistema se iguala a temperatura ambiente.	19	27	11	19	39
Há 2 reações ocorrendo alternadamente (não ao mesmo tempo), ora uma, ora outra, semelhante ao movimento pendular, com velocidades iguais.	22	27	29	26	49

Tabela 7.12 – Para uma reação genérica $A + B = C + D$, a constante de equilíbrio é dada por:

$$K = \frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]}$$

Estudantes:	A				B
Turmas:	D	E	F	média	G
Isso vale sempre.	30	46	39	38	58
Isso só vale para essa reação.	11	23	25	20	39
Isso só vale para a reação de inversão da sacarose.	11	4	25	13	9
Isso só vale para reações de etapa única.	96	90	85	90	34

As respostas das questões de 8 a 11 indicam que 62% dos estudantes A e 30% de B admitem que numa reação em equilíbrio químico as concentrações das substâncias são constantes. Cerca de 75% de A e 68% de B apontaram que o equilíbrio ocorre quando as velocidades se igualam. Em média 38% de A e 55% de B consideraram erroneamente que os valores das concentrações do reagente e do produto ficam iguais. Além disso, 19% de A e 39% de B afirmaram equivocadamente que a temperatura do sistema se iguala a temperatura ambiente quando o sistema atinge o equilíbrio.

Os resultados indicaram que os estudantes B apresentaram maiores dificuldades em entender o que ocorre com a velocidade das reações e a concentração das substâncias participantes num sistema em equilíbrio químico.

Em média 75% dos estudantes *A* e 55% de *B* admitem corretamente que as reações em equilíbrio continuam a ocorrer, mas 26% de *A* e 27% de *B* consideram que a velocidade da reação se iguala a zero. Desde as discussões iniciais da Química, a associação de reações químicas com fenômenos observáveis é marcante e isso pode induzir os estudantes a associarem a situação de equilíbrio químico à ausência de reações químicas pela falta de modificações observáveis, o que dificulta o aprendizado. Comparando-se os estudantes *A* e *B*, a maior porcentagem de acertos dos estudantes *A* nas questões sugere a abordagem diferenciada *A* como facilitadora do aprendizado.

Na questão 9, cerca de 81% dos estudantes *A* e 55% de *B* admitiram a coexistência de reagentes e produtos num sistema químico em equilíbrio, 83% de *A* e 52% de *B* concordaram que ocorre reação reversível. Na questão 11, 26% dos estudantes *A* e 49% de *B* consideraram, equivocadamente, que há 2 reações ocorrendo alternadamente (não ao mesmo tempo), ora uma, ora outra, semelhante ao movimento pendular, com velocidades iguais. Esses dados sugerem que a maioria dos estudantes até admite a reversibilidade das reações químicas, mas ainda não têm a idéia da simultaneidade dessas reações. Maior número de estudantes *A* respondeu corretamente a essa questão, indicando mais uma vez aspectos favoráveis da abordagem diferenciada.

Algumas das últimas cinco questões envolviam a aplicação do Princípio de Le Chatelier, discutindo-se os fatores que favorecem as reações inversa e direta. A questão 10 se referia a Equação 31. Os dados obtidos revelaram que 30% dos estudantes *A* e 24% de *B* admitem, erroneamente, que sempre que houver variação de pressão num sistema, há deslocamento de equilíbrio; 33% de *A* e 49% de *B* consideraram, equivocadamente, que é possível aplicar pressão ou calor a apenas um dos lados do equilíbrio químico; 79% de *A* e 89% de *B* consideraram que o aumento da concentração do N_2 favorece a produção de NH_3 , 75% de *A* e 55% de *B* afirmou que o aumento de temperatura aumenta a quantidade de N_2 e H_2 produzidos e 37% de *A* e 51% de *B* admitiram, erroneamente que o aumento de pressão do sistema leva ao aumento na quantidade de N_2 e H_2 . Estes resultados indicam que ocorreu uma maior frequência de respostas corretas nas turmas *A* (71%) em relação às turmas *B* (64%). O relativo sucesso dos estudantes *B* pode estar relacionado à grande quantidade de exercícios realizados nas aulas, a pedido dos próprios estudantes.

Nas entrevistas com os estudantes *B*, foram discutidas algumas questões sobre os fatores que podem favorecer as reações químicas em equilíbrio e as manifestações revelaram facilidade para aplicar os princípios de deslocamento, mas dificuldade para

justificativas. Isto sugere que esses estudantes adquiriram concepções alternativas, adequadas para resolução de alguns tipos de exercícios como resultado de aprendizagem mecânica.

A questão 12 abordava a validade da expressão matemática da constante de equilíbrio. Cerca de 90% dos estudantes *A* contra 34% de *B* admitiram, corretamente, que essa expressão somente é válida para reações de etapa única. As alternativas eram equivocadas, mas 38% dos estudantes *A* e 58% de *B* revelaram valer sempre; 20% de *A* e 39% de *B* diziam valer somente para essa reação e 43% de *A* e 9% de *B* consideraram valer somente para reação de inversão da sacarose.

Esses dados sugerem que os estudantes *A* atribuem à constante de equilíbrio significados que lhe possibilitem relacionar o valor numérico ao que este pode estar representando em termos de extensão da reação, como revelam algumas de suas manifestações das entrevistas:

“O valor numérico da constante de equilíbrio pode nos mostrar as quantidades de reagentes e produtos de uma reação química em equilíbrio”.

“O valor do K_c exprime as quantidades de reagentes e produtos que sobraram após uma reação ter atingido o equilíbrio,... em uma determinada condição”

Neste segundo momento, considerando-se os resultados das questões 8 a 12 do questionário pós-aulas que testavam conceitos de cinética química e equilíbrio químico, nota-se para os estudantes *A* uma média de 71% de acertos enquanto para os estudantes *B*, 54%. Comparando-se esses números com os resultados de acertos do questionário prévio (50%) desses estudantes, notou-se que houve evolução da apreensão conceitual nos dois casos. Porém, notou-se maior índice de acertos nas turmas *A*, com crescimento de 21% contra 4% de *B*, indicando a provável contribuição favorável da inserção da História da Ciência e da experimentação no processo de ensino/aprendizagem.

5.3 – Dados obtidos junto aos professores

Os dados obtidos com o questionário aplicado aos três professores envolvidos nesta investigação estão representados na Tabela 8. Vale lembrar que este questionário foi aplicado após o cumprimento da programação das aulas envolvendo o conceito de equilíbrio químico e o objetivo era conhecer a opinião deles sobre o processo de ensino/aprendizagem.

A análise das respostas indica que os professores consideraram que o conceito de equilíbrio químico é muito importante e deve ser ensinado. Os professores consideraram de médio a difícil ensinar este conceito devido à falta de conexão com conhecimentos dos estudantes em termos da vivência cotidiana e devido à ausência de aulas experimentais e contextualizadas.

Os professores apontaram que as aulas teóricas com exercícios associadas às aulas experimentais contribuem para facilitar o processo de ensino/aprendizagem do conceito de equilíbrio químico e que durante essas aulas o professor deve propiciar condições facilitadoras para que seus alunos construam conhecimentos científicos a partir de vivências cotidianas. Observando a prática desses professores nas aulas, verificou-se que ainda predomina o modelo tradicional, com forte ênfase na transmissão/recepção de conteúdos, colocando-os na condição de protagonistas do processo ensino/aprendizagem.

Apesar desses professores admitirem que demonstrações experimentais facilitam o processo de ensino/aprendizagem isto tem presença marcante em suas aulas, segundo eles devido a falta de material de laboratório, o número reduzido de aulas, a preocupação com o cumprimento do conteúdo programático pré-estabelecido e o excesso de estudantes por turma. Os recursos citados como os mais utilizados nas aulas foram giz, lousa, demonstração de experimentos em sala de aula, uso de textos de revistas e jornais. Notou-se que esses professores procuram diversificar seus materiais de apoio como tentativa de facilitar o processo de ensino/aprendizagem, com a preocupação de adequação para as diferentes turmas.

Tabela 8–Dados do questionário das concepções de professores do processo de ensino/aprendizagem.

Questões	Respostas com maior frequência.
1) Você acha que equilíbrio químico é um conceito importante?	Muito importante que deve ser ensinado.
2) Em sua opinião, como é ensinar o conceito de cinética e equilíbrio químico?	Difícil e normal.
3) Quais são os aspectos que mais dificultam a aprendizagem dos seus alunos no desenvolvimento desse conceito?	Ausência de aulas experimentais e contextualizadas. Conteúdo trabalhado de forma não organizada.
4) Quais as atividades didáticas você considera que contribuem para facilitar o ensino e aprendizagem de equilíbrio químico?	Aulas experimentais. Aulas teóricas (explicação do professor). Exercícios em classe.
5) Quais são os instrumentos/recursos de ensino que você utiliza durante as aulas?	Giz, lousa, data show, experimentos em sala de aula, aulas, textos de revistas e jornais.
6) Quais as formas de avaliação que você utiliza junto aos seus alunos?	Participação na resolução de exercícios em classe, textos, e provas dissertativas e de múltipla escolha.
7) O que você espera dos seus alunos durante e após o desenvolvimento do conceito de equilíbrio químico?	Relacionar os conceitos discutidos durante as aulas com o cotidiano e conhecimento químico como forma de compreensão da natureza e da sociedade.
8) Quais são as evidências que você pode observar quando os alunos estão aprendendo?	Quando eles conseguem resolver os exercícios e as questões sozinhos.
9) Comente as afirmações abaixo: a) O aluno não aprende com o professor, mas consigo mesmo. b) O professor não ensina o aluno que não quer aprender.	a) Admito correta essa afirmação. O estudante apresenta uma certa autonomia na sua aprendizagem e o professor atua como um facilitador e estimulador neste processo. b) Essa afirmação não é verdadeira. É difícil estimular o estudante à vontade de aprender e creio que direcioná-lo a vontade para os estudos é uma das artes de um bom professor.
10) Você leu algum artigo sobre equilíbrio químico após a conclusão de sua graduação?	Sim e foi útil/importante.
11) Você leu sobre equilíbrio químico em algum livro que não fosse livro didático do ensino médio após a conclusão de sua graduação?	Sim e foi útil/importante (2 votos). Não, mas fez falta (1 voto).
12) Você leu algum artigo sobre química após a conclusão de sua graduação?	Sim e foi útil/importante.
13) Você leu sobre química em algum livro que não fosse livro didático do ensino médio após a conclusão de sua graduação?	Sim e foi útil/importante.

Quanto às formas de avaliação mais utilizadas, pode-se dizer que continuam sendo as provas escritas dissertativas e de múltipla escolha, embora também tenha sido citada a participação dos estudantes na resolução de exercícios em classe e trabalhos de interpretação de textos ligados ao conceito em questão. Para esses professores, é a partir do momento que os estudantes conseguem resolver exercícios e questões sozinhos que constata a evidência de aprendizagem, mas não houve especificação se isso se relaciona com a aprendizagem significativa ou mecânica.

Os dados da questão 9 mostraram que os professores admitem que devem atuar como facilitadores do processo de ensino/aprendizagem, estimulando os estudantes na busca de dados, informações e conteúdos, imprimindo um ritmo adequado para assimilação

do conteúdo para cada turma, utilizando-se de linguagem que possam ser compreendidas, na expectativa de que os estudantes os utilizem na construção do seu conhecimento, pois eles apresentam uma certa autonomia na sua aprendizagem.

As respostas das questões 10 a 13 indicaram a grande importância atribuída pelos professores às leituras de artigos de jornais e revistas. Além disso, eles se mostraram favoráveis à participação de cursos de atualização após a formação na graduação.

Notou-se dentre os professores entrevistados que eles atribuíram grande importância ao ensino do conceito de equilíbrio químico, mas se depararam com dificuldades em ensinar devido a problemas de falta de conexão do conceito abordado com o cotidiano e das dificuldades que os estudantes apresentam em realizarem cálculos matemáticos. Os professores admitem que as aulas teóricas associadas às aulas experimentais contribuem para facilitar o processo de ensino/aprendizagem e se contentam em obter dos estudantes respostas corretas a exercícios sem refletir sobre a aprendizagem significativa ou as mudanças conceituais dos estudantes. Além disso, parece que o uso de material apostilado funcionava como fator de pressão para os professores que acabam priorizando o cumprimento do programa em detrimento da qualidade do aprendizado.

CAPÍTULO 6
CONCLUSÕES

6. CONCLUSÕES

Neste trabalho de pesquisa foram discutidos aspectos problemáticos no processo de ensino/aprendizagem envolvendo o conceito de equilíbrio químico, tais como a ausência de contextualização e de experimentos durante as aulas; dificuldades relacionadas com a natureza abstrata do conceito e problemas dos livros didáticos comumente utilizados no ensino médio, relacionados principalmente com erros conceituais e falta de contextualização e abordagem histórica.

Como opção para tentar subsidiar professores em discussões envolvendo aspectos históricos do desenvolvimento do conceito de equilíbrio químico foi realizado um levantamento bibliográfico para resgate de informações relevantes da evolução desse conceito. A partir deste material foi elaborado um texto que está disponível para os interessados. Dados deste levantamento foram utilizados na elaboração de uma proposta didática que também incluiu aulas com demonstrações experimentais.

Considerando-se alguns aspectos problemáticos de livros didáticos comumente utilizados no ensino médio, optou-se por testar a proposta desenvolvida nas aulas. Diversos aspectos foram avaliados mediante questionários de opinião, além de entrevistas coletivas junto a estudantes do ensino médio para investigar as suas impressões prévias e pós-aulas, considerando-se também estudantes de turmas manteve a abordagem tradicional. As entrevistas e os questionários foram aplicados em duas etapas da pesquisa. Num primeiro momento, investigou-se o aprimoramento dos conceitos dos estudantes a partir de aulas teóricas tradicionais de três professores da rede pública e particular. Num segundo momento, investigou-se o impacto da utilização da proposta didática elaborada neste trabalho. Comparou-se a evolução do aprendizado dos conceitos dos estudantes das aulas tradicionais (estudantes *B*) e dos estudantes envolvidos na nova proposta (estudantes *A*), concluindo-se que a proposta de aulas contextualizadas motivou os estudantes *A* e favoreceu a aprendizagem. Isto não aconteceu com os estudantes *B*. Além disso, os estudantes *A* atribuíram uma importância relevante à discussão de aspectos históricos e à utilização de demonstrações experimentais.

Comparando-se os acertos em questões conceituais observou-se um aumento no número de acertos em 21% após as aulas dos estudantes *A* contra 4% entre os estudantes

B, indicando a favorável contribuição da inserção da História da Ciência e da experimentação no processo de ensino/aprendizagem.

Impressões dos professores também foram investigadas e os resultados indicaram que, apesar de admitirem que as aulas teóricas associadas às aulas experimentais facilitam o processo de ensino/aprendizagem, os mesmos contentam-se em obter dos estudantes respostas corretas nos exercícios, indicando maior preocupação com a aprendizagem mecânica.

Como aspectos favoráveis de destaque da aplicação da proposta *A*, podem ser citados os benefícios do resgate dos estudos originais sobre o conceito de equilíbrio químico que possibilita identificar influências nas mudanças conceituais ao longo do tempo a partir da inserção da História da Ciência, e a motivação das demonstrações experimentais que podem representar importante fator facilitador da aprendizagem.

Os resultados favoráveis da aplicação dessa proposta devem compensar alguns esforços adicionais por parte dos professores, principalmente no que se diz respeito às deficiências relacionadas com abordagem histórica em diversos livros didáticos brasileiros.

O material de apoio da proposta *A* passou por revisões e é sugerido como material complementar para profissionais da educação interessados. A última versão encontra-se disponível no Anexo 1 desta dissertação.

CAPÍTULO 7
PERSPECTIVAS

7. PERSPECTIVAS

O conhecimento e a reflexão sobre o processo de ensino/aprendizagem, no contexto escolar representam alguns elementos fundamentais para abordagens que propiciem facilitar a aprendizagem significativa. Um desses elementos é a inclusão da História da Ciência no ensino da Química. Os resultados da aplicação da proposta A indicaram que a estratégia de incluir noções do desenvolvimento histórico no planejamento das aulas envolvendo o conceito de equilíbrio químico é pedagogicamente vantajosa, uma vez que ao examinar o momento histórico dos cientistas, discutir o contexto social envolvido e a evolução das idéias, o objeto da ciência é humanizado, torna a Química menos abstrata e mais atraente para os estudantes, promovendo assim uma compreensão melhor do conceito abordado, tornando a aprendizagem um processo significativo e prazeroso.

Atualmente, percebe-se que o uso desta estratégia começa a ser incluído em alguns livros didáticos do ensino médio; no entanto, verifica-se que essa abordagem ainda é pouco explorada e em algumas obras é apresentada com detalhes excessivos e problemas de correção histórica e conceitual em alguns pontos, comprometendo assim a sua contribuição para uso nas aulas, como mostram os estudos de Verzoto & Rossi (2007–II). Talvez por isso, poucos professores utilizem a História da Ciência em suas aulas.

Neste contexto, a disponibilização do levantamento histórico deste trabalho pode subsidiar professores em abordagens históricas para suas aulas e inspirá-los na busca de novas informações em fontes diversificadas, tendo em vista a boa aceitação dos professores e estudantes envolvidos no presente trabalho da proposta desenvolvida.

Assim, considera-se como ponto de inspiração às pesquisas no campo educacional, elaborar e aplicar novos textos com informações históricas sobre outros aspectos conceituais da Química e de outras disciplinas como estratégia de aprimoramento do processo de ensino/aprendizagem.

CAPÍTULO 8
REFERÊNCIAS

8. REFERÊNCIAS

- Allchin, D.; "Pseudohistory and Pseudoscience", *Science and Education* **2004**, 13, 179.
- Andrada, M. F. R.; "Tradução do Manual do Mineralógico ou Esboço do Reino Mineral – Disposto segundo a Analyse Chimica por Mr. Torben Bergman", *Publicado por José Mariano da Conceição Vellozo*, Lisboa **1799**, 10.
- Arrhenius, S.; "On the Reaction Velocity of the Inversion of Cane Sugar by Acids", *Zeitschrift für physikalische Chemie*, 4, Oldenbourg **1889**, 226. *apud* Bastiansen, **1964**.
- Arrhenius, S.; "Theorien der Chemie – Nach Vorlesungen", *Universität Von Kalifornien*, Berkeley **1906**, 115.
- Ausubel, D. P., Novak, J., D., Hanesian, H.; "Educational psychology: a cognitive view", *Holt, Rinehart and Winston*, New York **1978**, 733. *apud* Arruda, **2005**
- Bachelard, G. "A Formação do Espírito Científico", *Editores Contraponto*, Rio de Janeiro **2005**.
- Barbosa, R. M. N., Jófili, Z. M. S.; "Aprendizagem Cooperativa e Ensino de Química – Parceria de Dá Certo", *Ciência e Educação* **2004**, 10, 55.
- Bastiansen, O.; "The Law of Mass Action – A Centenary Volume", *Det Norske Videnskaps-Akademi*, Oslo **1964**, 33.
- Ben-zvi, R., Eylon, B. S., Silberstein, J.; "Students' visualization of a chemical reaction", *Education in Chemistry* **1987**, 24, 117. *apud* Finzi, **2005**.
- Bergman, T. O.; "De Atractionibus Electivis", **1775**. *apud* Andrada, **1799**.
- Berthelot, M., Saint-Gilles, L. P.; "Recherche sur les affinités", *Chez Gauthier-Villiers*, Paris **1879**. *apud* Leclerc, **1922**.
- Berthelot, M.; "La synthèse chimique Marcellin Berthelot", *Alcan - Bibliothèque scientifique internationale*, Paris **1903**. *apud* Flammarion **1909**.

- Berthollet, C. L.; "Essay de statique chimique par C. L. Berthollet", *F. Didot*, Paris **1803**. *apud* Lindauer **1962**.
- Bilgin, I., Geban., O. ; "The effect of Cooperative Learning Approach Based in Conceptual Change Condition on Students' Understanding of Chemical Equilibrium Concepts", *Journal of Science Education and Technology* **2006**, 15, 31.
- Boerhaave, H.; "Elementa Chimiae", *Parisiis*, Paris **1732**, 37. *apud* Maar, **1999**.
- Boyle, R.; "The Sceptical Chymist", *F. Cadwell – St. Paul's Church – Yard* **1661**. *apud* Leicester, **1956**.
- Brasil; "Conhecimentos de Química", *Parâmetros Curriculares Nacionais – Ciência da Natureza matemática e suas tecnologias – Parte III*, São Paulo **1999**.
- Bunsen, R. W. E.; "2ª série, tome IX", *Annalen der Chemie und Pharmacie*, 85, **1853**, 137. *apud* Bastiansen, **1964**.
- Canpolat, N., Pinarbasi, T., Bayrakceken, S., Geban, O.; "The conceptual Change Approach to Teaching Chemical Equilibrium", *Research in Science and Technological Education* **2006**, 24, 217.
- Cardoso, S. P., Colinvaux, D.; "Explorando a Motivação para Estudar Química", *Química Nova*, **2000**, 23, 401.
- Carvalho, A. R., Aguiar, M. C. A.; "O Conceito de Constante de Equilíbrio nos Livros Didáticos e na Representação de Alunos do Ensino Médio", *23ª Reunião Anual da SBQ*, Poços de Caldas **2000**.
- Castilho, D. L., Silveira, K. P., Machado, A. H.; "As aulas de Química como Espaço de Investigação e Reflexão", *Química Nova na Escola* **1999**, 9, 14.
- Chassot, A. I.; "A Ciência é Masculina? É sim Senhora", *Edunisinos*, São Leopoldo **2003**.
- Clausius, R.; "Ueber verschiedene für die Anwendung bequeme Formen der Hauptgleichungen der mechanischen Wärmetheorie", *Annalen der Physik und Chemie*, 125, Berlin **1865**, 353. *apud* Folie, **1888**.

- Donnan, F. G., Haas, A.; "A Commentary on the Scientific Writings of J. Willard Gibbs - Thermodynamics", *Yale University Press*, London **1936**.
- Driver, R., Asoko, H., Leach, J., Mortimer, E. F., Scott, P.; "Construindo Conhecimento Científico na Sala de Aula", *Química Nova na Escola* **1999**, 9, 31.
- Dumas, J. B.; "Leçons sur la Philosophie Chimique", *Gauthier – Villars Imprimeur – Libraire*, Paris **1878**, 391.
- Finzi, S. N., Paiva, A. G., Alário, A. F.; "Um estudo sobre as Concepções de um Grupo de Estudantes a Respeito de Transformações Químicas", *V Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências*, São Paulo **2005**.
- Flammarion, E. ; "L'Évolution d'une Science – La Chimie", *Bibliothèque de Philosophie Scientifique*, Paris **1909**, 10.
- Folie, F., Ronkar, E. ; "Théorie Mécanique de la Chaleur", Deuxième Édition, *Libraire Gauthier-Villars*, Paris **1888**, 138.
- Fonseca, M. R. M. ; "Completamente Química: Físico-Química", *FTD*, São Paulo **2001**.
- Galiuzzi, M. C. ; Gonçalves, F. P. ; "A Natureza pedagógica da Experimentação : Uma Pesquisa na Licenciatura em Química", *Química Nova* **2004**, 27, 326.
- Geoffroy, E. F. ; "Tableau des différentes relations observées en chimie entre différentes substances", *Mémoires de l'académie Royale des Sciences*, Paris **1718**, 212. *apud Santos* **1998**.
- Gibbs, J. W.; "On the equilibrium of heterogeneous substances". Connecticut Academy Transactions, Yale University Press, New Haven **1876**, 184. *apud* Leicester, **1956**.
- Ginzburg, B.; "The Adventure of Science", *Simon and Schuster*, New York **1930**, 210.
- Giordan, M.; "O papel da experimentação no ensino de ciências". *Química Nova na Escola* **1999**, 10, 43.
- Gladstone, J. H.; "On Circumstances modifying the action of chemical affinity", *Philosophical Transactions* **1855**, 145.

- Gladstone, J. H.; "On the Salts Actually Present in the Cheltenham and Other Mineral Waters", *Philosophical Transactions the Royal Society* **1855**, 179. *apud* Partington, **1965**.
- Glauber, J. R.; "Furni Novi Philosophici", oder, *Beschreibung einer Neuerfundenen Destillir-Kunst*, Amsterdam, **1646**. *apud* Maar, **1999**.
- Gonçalves, F. P., Marques C. A.; "Contribuições Pedagógicas e Epistemológicas em textos de Experimentação no Ensino de Química", *Investigações do Ensino de Ciências*, **2006**, 11, 219.
- Guldberg, C. M., Waage, P.; "Études sur les Affinités Chimiques", *Brøgger & Christie*, Christiania (Oslo) **1867**. *apud* Bastiansen, **1964**.
- Guldberg, C. M., Waage, P.; "Über die Chemische Affinität", *Erdmann's Journal Für Practiche Chemie*, Amsterdam **1879**, 69. *apud* Quílez, **2004**.
- Hackling, M.W., Garnett, J. P.; "Misconceptions of Chemical Equilibrium", *European Journal of Science Education* **1985**, 7, 205.
- Harcourt, A. G. V., Esson, W.; "On the Variation with Temperature of the Rate of a Chemical Change", *Philosophical Transactions of the Royal Society of London – Série A*, Londres **1912**, 187.
- Hess, G. H.; "Thermochemische Untersuchungen", *Annalen der Physik und Chemie* **50**, Berlin **1840**, 385. *apud* Leicester, **1956**.
- Hewson, P. W.; "A Conceptual Change Approach to Learning Science", *European Journal of Science Education* **1981**, 3, 383.
- Horstmann, A. F.; "Thermodynamik", *Annalen der Chemie & Pharmac.* **170**, printed in Ostwald's Klassiker, Berlin **1873**, 192. *apud* Lund, **1965**.
- Houaiss, A.; "Dicionário Houaiss da Língua Portuguesa", *Editora Objetiva*, Rio de Janeiro **2001**.
- Justi, R. S.; "A Afinidade entre as Substâncias pode explicar as Reações Químicas?", *Química Nova na Escola* **1998**, 7, 26.

- Justi, R. S., Ruas, R. M.; “Aprendizagem de Química – reprodução de pedaços isolados de conhecimento”, *Química Nova na Escola* **1997**, 5, 24.
- Klein, M. J.; “The Use and Abuse of Historical Teaching in Physics”, *History in the Teaching of Physics – University Press of New England*, Hanover **1972**, 12. *apud* Allchin, **2004**.
- Laidler, K. J.; “The World of Physical Chemistry”, *Oxford University Press*, New York **1993**, 233.
- Le Chatelier, H. L.; “Sur un Énoncé Général des Lois des Équilibres Chimiques”, *Comptes Rendus Académie des Sciences*, Paris **1888**, 786. *apud* Leclerc **1922**.
- Leclerc, M. R.; “La Molécule Équilibres et Réactions Chimiques”, *Payot & Cie*, Paris **1922**.
- Leicester, H. M.; “The Historical Background of Chemistry”, *Dover Publication Inc.*, New York **1956**.
- Lewis, G. N.; Randall, M.; “Thermodynamics and the free energy of chemical substances”, *McGraw-Hill*, New York **1923**.
- Lima, J. F. L., Pina, M.S.L., Barbosa, R.M.N., Jófili, Z.M.S.; “A contextualização no Ensino de Cinética Química”, *Química Nova na Escola* **2000**, 11, 26.
- Lindauer, M. W.; “The Evolution of the Concept of Chemical Equilibrium from 1775 to 1923”, *Journal of Chemical Education* **1962**, 39, 384.
- Lund, E. W.; “Activated Complex – A Centenarian? – A Tribute to Leopold Pfaundler”, *Journal of Chemical Education* **1968**, 45, 125.
- Lund, E. W.; “Guldberg and Waage and the Law of Mass Action” *Journal of Chemical Education* **1965**, 42, 548.
- Maar, J. H.; “Pequena História da Química – Uma História da Ciência da Matéria”, *Editores Para-Livro*, Florianópolis **1999**.
- Machado, A. H.; “Equilíbrio Químico: Concepções e Distorções no Ensino e Aprendizagem”, *Tese de Mestrado*, Unicamp **1992**.

- Machado, A. H., Moura, A. L. A.; “Concepções sobre o Papel da Linguagem no Processo de Elaboração Conceitual em Química”, *Química Nova na Escola* **1995**, 2, 27.
- Machado, A. H., Aragão, R. M. R.; “Como os Estudantes Concebem o Estado de Equilíbrio Químico”, *Química Nova na Escola* **1996**, 4, 18.
- Maldaner, O. A.; “A Formação Inicial e Continuada de Professores de Química”, *Edunijuí*, Ijuí **2003**.
- Marques, D. M., Caluzi, J. J.; “A História da Ciência no ensino de Química: Algumas Considerações”, *V Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências*, São Paulo **2005**.
- Maskill, R., Cachapuz, A. F. C.; “Learning about the Chemistry Topic of Equilibrium: The Use of word Association Tests to Detect Developing Conceptualizations”, *International Journal of Chemical Education* **1989**, 12, 57.
- Matthews, M.; “A Role for History and Philosophy of Science”, *Science Teaching*, New York **1994**.
- Méndez, M. M. A.; “La Ciencia de lo Cotidiano”. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* **2004**, 1, 109.
- Mierzecki, R.; “The historical development of chemical concepts”, *Kluwer Academic Publishers*, Dordrecht **1991**. *apud* Maar, **1999**.
- Mocellin, R. C.; “A Química Newtoniana”, *Química Nova* **2006**, 29, 388.
- Moreira, M. A., Masini, E. F. S.; “Aprendizagem Significativa: a teoria de aprendizagem de David Ausubel”, *Editora Moraes*, São Paulo **1982**.
- Mortimer, E. F.; “Construtivismo, Mudança Conceitual e Ensino de Ciências: Para onde vamos?”, *Investigações em Ensino de Ciências – Edição eletrônica em <http://www.if.ufrgs.br/public/ensino/revista.htm>* **1996**, 1, acessado em 11/01/2007.
- Newton, I.; “Opticks”, *Dover Publication, Inc.*, New York **1952**.

- Niaz, M.; "A rational reconstruction of the kinetic molecular theory of gases based on history and philosophy of science and its implications for chemistry textbooks", *Instructional Science* **2000**, 28, 23.
- Oliveira, P. S., Nascimento, M.C., Bianconi, M.L.; "Mudanças Conceituais ou Comportamentais?", *Ciência e Cultura* **2005**, 57, 1.
- Ostwald, W.; "Chemische Affinitätsbestimmungen", *Praktische Chemie für den Journal* **1879**, 19. *apud* Van Houten, **2002**.
- Ostwald, W.; "Ueber das Gesetz, nach welchem die Einwirkung der Säuren auf den Rohrzucker stattfindet von Ludwig Wilhelmy", *Verlag von Wilhelm Engelmann*, Leipzig **1891**.
- Paiva, J. C. M.; "Simulações Computacionais no Ensino da Física e da Química", *Tese de Mestrado*, Faculdade de Ciências e Tecnologia da Universidade de Coimbra **1994**, 1. *apud* Paiva **2003**.
- Paiva, J. C. M.; Gil, Victor M. S.; Correia, A. F.; "Le Chat: Simulation in Chemical Equilibrium" *Journal of Chemical Education* **2003**, 80, 111.
- Palmero, M. L. R.; "La Teoría del Aprendizaje Significativo", *Edição eletrônica em <http://cmc.ihmc.us/papers/cmc2004-290>*, Pamplona **2004**, 1, acessado em 10/02/2007.
- Partington, J. R.; "A Short History of Chemistry", *Dover Publications Inc.*, New York **1957**, 70.
- Pelizzari, A., Kriegel, M. L., Baron, M. P., Finck, N. T. L., Dorocinski, S. I.; "Teoria da Aprendizagem Significativa Segundo Ausubel", *Revista PEC*, **2001**, 38, 143.
- Pereira, A. I., Amador, F.; "A História da Ciência em Manuais Escolares de Ciências da Natureza", *Revista Eletrônica de Enseñanza de las Ciencias* **2007**, 6, 191.
- Pfaundler, L.; "Beiträge zur Chemischen Statik", *Poggendorfs Annalen der Physik und Chemie*, Leipzig **1867**. *apud* Lund, **1968**.
- Piaget, J.; "L'équilibration des structures cognitives", **1975**. *apud* Driver *et al*, **1999**.

- Piaget, J.; "Piaget on Piaget: The Epistemology of Jean Piaget", *Set of documents produced for Claude Goretta for Yale University–Media Design Studio*, Genebra **1977**. *apud* Cardoso & Colinvaux **2000**.
- Pitzer, K. S., Brewer, L.; "Revised Edition of Thermodynamics by G. N. Lewis and M. Randall", *McGraw-Hill Book Company*, New York **1961**.
- Poce, M.; "L'alchimia e Alchimisti – Tredecì Secoli di Follie Scientifiche e Filosofiche", *Instituto Sacra Famiglia*, Roma **1930**.
- Posner, G. J., Strike, K., Hewson, P., Gertzog, W.; "Accommodation of a Scientific Conception: Toward a Theory of Conceptual Change", *Science Education*, New York **1982**, 66, 213.
- Proust, J. L.; "Annales de Chimie", *Rue et Hôtel Serpente*, Paris **1797**, 26. *apud* Partington, **1957**.
- Quílez, J.; "A Historical Approach to the Development of Chemical Equilibrium through the Evolution of the Affinity Concept: Some Educational Suggestions", *Chemistry Education: Research and Practice* **2004**, 5, 69.
- Randall, M., Lewis, G. N.; "Thermodynamics and the Free Energy of Chemical Substances", *McGraw-Hill Book Co.*, New York **1923**.
- Ribeiro, A. A., & Greca, I. M., "Simulações Computacionais e Ferramentas de Modelização em Educação Química: Uma revisão da Literatura Publicada", *Química Nova*, São Paulo **2003**, 26, 542.
- Roth, E.; "Etienne François Geoffroy's Table of Relations and the Concept of Affinity", *Fresenius' Journal of Analytical Chemistry* **1990**, 337, 188.
- Sanchis, I. P., Mahfoud, M.; "Interação e Construção: O Sujeito e o Conhecimento no Construtivismo de Piaget", *Ciência e Cognição* **2007**, 12, 165.
- Santos, A. M. N.; "Radiografia da Química do Século XVIII: Triunfo e Sedimentação de uma Área Científica", *Colóquio Ciências*, Lisboa **1998**, 21, 60.

- Santos, I. M., Moreira, L. M.; “Concepções de Professores em Formação Inicial sobre a Aprendizagem em Química”, *V Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências São Paulo 2005*.
- Silva, E. L., Souza, F. L., Marcondes, M. E. R.; “Concepções de um Grupo de Estudantes de Ensino Médio Sobre Transformações Químicas”, *V Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências, São Paulo 2005*.
- Soares, M. A. C. P., Ossak, A. L., Nunes, M. J. C., Fusinato, P. A., Moreira, A. L. O. R.; “Reprodução das Plantas: Concepções Prévias e Processo Educacional no Ensino Fundamental”, *V Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências, São Paulo 2005*.
- Stillman, J. M.; “The Story of Alchemy and Early Chemistry”, *Dover Publications, New York 1960*.
- Tavares, L. H. W., Rogado, J.; “A História das Ciências e os seus Fundamentos Históricos, Epistemológicos e Culturais no Livro Didático de Química: O Conceito de Substância”, *V Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências, São Paulo 2005*.
- Treagust, D. F.; Harrison, A. G., Venville, G. J.; “Using an Analogical Teaching Approach to Engender Conceptual Change”, *International Journal of Science Education 1996*, 18, 213.
- Uehara, F. M. G., Silva, M. G. L.; “Reflexões Sobre o Estudo do Conceito Equilíbrio Químico no Ensino Médio”, *V Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências, São Paulo 2005*.
- Van Driel, J. H.; “Students’ Corpuscular Conceptions in the Context of Chemical Equilibrium and Chemical Kinetics”, *Chemistry Education 2002*, 3, 201.
- Van Driel, J. H., Gräber, W.; “The teaching and learning chemical equilibrium”, *Chemical Education: Towards research-based practice – Kluwer Academic Publishers, Dordrecht 2002*, 271.
- Van Houten, J.; “A Century of Chemical Dynamics Traced through the Nobel Prizes 1909 – Wilhelm Ostwald”, *Journal of Chemical Education 2002*, 79,146.

- Van't Hoff, J. H.; "Études de Dynamique Chimique", *Publié par F. Muller & Co.*, Amsterdam **1884** *apud* Leclerc, **1922**.
- Vasconcelos, C., Praia, J.F., Almeida, L.S.; "Teoria da Aprendizagem e o Ensino/Aprendizagem das Ciências: da Instrução à Aprendizagem", *Psicologia Escolar e Educacional* **2003**, 7, 1.
- Verzoto, J. C., Rossi, A. V.; "O Conceito de Equilíbrio Químico de Berthollet à Van't Hoff", *Jornada da História da Ciência e Ensino – PUC*, São Paulo **2007 (I)**.
- Verzoto, J. C., Rossi, A. V.; "A Abordagem de Aspectos Históricos Envolvendo o Conceito de Equilíbrio Químico em Livros Didáticos", *IV Encontro Paulista de Pesquisa de Ensino de Química – USP*, São Paulo **2007 (II)**.
- Vygotsky, L. S.; "Thought and Language", editado e traduzido por Hanfmann, E. & Vakar, G., *Studies in Communication MIT Press – Massachusetts Institute of Technology*, Cambridge **1962**.
- Whitaker, M. A. B.; "History and Quasi-History in Physics Education – Part 1", *Physics Education* **1979**, 14, 108.
- Williamson, A. W.; "Suggestions for the dynamics of chemistry derived from the theory of etherification". *Notices of the Proceedings at the meetings of the Members of the Royal Institution*, London **1851-1854**, 1, 90. *apud* Van Driel, **2002**.

ANEXO 1
QUESTIONÁRIOS

Caro estudante.

Estamos trabalhando com propostas que visam melhorar o processo de ensino e aprendizagem envolvendo equilíbrio químico. Se você está disposto a colaborar, respondendo algumas questões abaixo, nós agradecemos, pois isso será muito importante para nossa pesquisa. Não é necessário identificar-se. Obrigado! A.V. Rossi e J. C. Verzoto

Idade: _____ Sexo: F M
 Escola: _____ Período: _____ Série: _____ Turma: _____ N° de aulas semanais: _____

1) Assinale tudo que você acha da QUÍMICA:

<input type="checkbox"/> Perigosa	<input type="checkbox"/> Chata	<input type="checkbox"/> Divertida
<input type="checkbox"/> Fácil de aprender	<input type="checkbox"/> Médio para aprender	<input type="checkbox"/> Difícil de aprender
<input type="checkbox"/> Não tenho interesse	<input type="checkbox"/> Tenho algum interesse	<input type="checkbox"/> Tenho muito interesse
<input type="checkbox"/> Indispensável na escola	<input type="checkbox"/> Indiferente na escola	<input type="checkbox"/> Inútil na escola
<input type="checkbox"/> Importante para a sociedade	<input type="checkbox"/> Indiferente para a sociedade	<input type="checkbox"/> Inútil para a sociedade

2) O que você entende por REAÇÃO QUÍMICA?

3) É fácil saber quando acontece uma REAÇÃO QUÍMICA?
 muito difícil difícil médio fácil muito fácil

4) O que você considera para saber que uma REAÇÃO QUÍMICA ocorreu?

5) O que você sabe sobre o tempo em que uma reação química leva para ocorrer?
 é muito grande é muito pequeno depende dos reagentes
 depende dos produtos depende dos reagentes e produtos não sei nada

6) Escreva o que você entende por velocidade ou rapidez de REAÇÃO QUÍMICA?

7) Num sistema onde ocorre REAÇÃO QUÍMICA, temos que pensar em reagentes e produtos. Podemos afirmar que:
 Antes da reação, há apenas reagentes. Depois da reação, há apenas produtos.
 Antes da reação, há apenas reagentes, durante a reação os produtos começam a ser formados e após a reação todo reagente foi consumido e todo produto foi formado.
 Antes da reação, há apenas reagentes, durante a reação os produtos começam a ser formados e após a reação acabar, a maior quantidade possível de produto foi formado e não sobra reagente.
 Antes da reação, há apenas reagentes, durante a reação os produtos começam a ser formados e, após a reação acabar, a maior quantidade possível de produto foi formado, mas pode sobrar reagente.
 Antes da reação, há apenas reagentes, durante a reação os produtos começam a ser formados e, após certo tempo, há reagentes e produtos coexistindo em quantidades constantes que podem ser previstas.

8) As reações químicas podem ser mais rápidas ou mais lentas dependendo de alguns "fatores". Veja o exemplo do apodrecimento de uma maçã, que pode ser resumido como resultado de algumas reações químicas. Considerando o que você já deve ter vivido, responda em qual situação uma maçã apodrece mais rápida:
 na geladeira à temperatura ambiente sob o sol em dias muito quentes
 em tempos iguais nas 3 situações apresentadas
 Justifique sua resposta:

9) À temperatura ambiente, uma maçã descascada apodrece mais rápido se estiver:
 inteira picada moída
 Justifique sua resposta:

10) Você deve estar percebendo que há fatores que mudam a velocidade das reações. Assinale todos os fatores que você considera que podem alterar a velocidade das reações:
 área superficial (área de contato entre os reagentes)
 concentração de reagentes
 pressão
 temperatura

11) Explique como você entende que cada um dos fatores assinalados na questão anterior altera a velocidade das reações:

Figura 4. Questionário das concepções prévias dos estudantes.

Caro estudante.

Estamos trabalhando com propostas que visam melhorar o processo de ensino e aprendizagem envolvendo equilíbrio químico. Se você está disposto a colaborar, respondendo algumas questões abaixo, nós agradecemos, pois isso será muito importante para nossa pesquisa.

Obrigado! A.V. Rossi e J. C. Verzoto

Idade: _____ Sexo: () F () M
Escola: _____ Período: _____ Série: _____ Turma: _____ Nº de aulas
semanais: _____

- 1) Em geral, como você considera o seu aprendizado do conceito de EQUILÍBRIO QUÍMICO?
() ótimo () bom () regular () ruim () não aprendi
- 2) Como foi aprender esse conceito?
() muito fácil () fácil () razoável () difícil () não aprendi
- 3) Você acha que EQUILÍBRIO QUÍMICO é um conceito importante?
() muito importante que deve ser ensinado.
() importante que deve ser ensinado.
() importante mas pode ser ensinado a critério do professor.
() importante mas pode ser ensinado de acordo com o interesse dos alunos.
() pouco importante.
() não é importante.
- 4) O que ajudou você a aprender o conceito de EQUILÍBRIO QUÍMICO, do que houve em suas aulas?
Dê notas 1 (pouco) até 5 (muito).
() aulas experimentais.
() aulas teóricas (explicação do professor).
() desenvolvimento histórico.
() exercícios em classe.
() uso de programas de computador.
() outros:.....
- 5) Avalie o quanto a didática do professor ajudou a entender EQUILÍBRIO QUÍMICO?
Dê notas entre 1 (pouco) até 5 (muito).
() 1 () 2 () 3 () 4 () 5
- 6) Qual o grau de dificuldade da sua aprendizagem dos temas abaixo?
Utilize (0) não aprendi; (1) muito difícil; (2) difícil; (3) médio; (4) fácil; (5) muito fácil.
() Cálculos envolvendo equilíbrio químico.
() Entender o que é equilíbrio químico.
() Fatores que afetam equilíbrio químico.
() Fatores que alteram velocidade das reações.
() Saber quando uma reação química ocorre
() Entender o que é reação química
() Reações reversíveis.
() Velocidade de reação.

- 7) Indique quanto as atividades experimentais facilitaram aprender sobre equilíbrio químico?
Dê notas e 1 (pouco) até 5 (muito).
() 1 () 2 () 3 () 4 () 5
- 8) Leia as frases abaixo e coloque (f) para falso e (v) para verdadeiro:
() Uma reação é completa quando é irreversível.
() Em estado de equilíbrio, a reação chegou ao fim.
() O equilíbrio químico ocorre quando V_{direta} e V_{inversa} se igualam.
() A constante de equilíbrio de qualquer reação é a razão entre as constantes de velocidade da reação direta e inversa.
() Sempre que houver variação de pressão, haverá um deslocamento de equilíbrio.
() Toda reação atinge o equilíbrio quando as concentrações das substâncias se igualam.
() Em estado de equilíbrio, as reações direta e inversa continuam a ocorrer.
- 9) Assinale tudo que você acha que sempre ocorre no equilíbrio químico.
() Ausência de alterações macro e microscópicas.
() Continuidade das reações químicas.
() Alterações químicas devido aos fatores externos.
() Igualdade das velocidades das reações direta e inversa.
() Produtos e reagentes com concentração constantes.
() Produto e reagentes com concentração iguais.
() Ausência de reação reversível.
() Coexistência de reagentes e produtos.
- 10) Considere a seguinte reação em equilíbrio:
$$\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(\text{g})} \quad \Delta H = -22 \text{ kcal}$$

Leia as seguintes frases e coloque (f) para falso e (v) para verdadeiro:
() É possível aplicar pressão ou calor a apenas um dos lados do equilíbrio químico.
() O aumento de pressão no sistema desloca o equilíbrio para a produção de N_2 e H_2 .
() O aumento da concentração de N_2 desloca o equilíbrio para a produção de NH_3 .
() O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para aumentar a quantidade de N_2 e H_2 .
- 11) Em toda reação química atinge-se o equilíbrio quando:
() A concentração dos reagentes se iguala à concentração dos produtos.
() As velocidades das reações direta e inversa se igualam.
() A velocidade se iguala a zero.
() Os reagentes param de reagir.
() Os produtos deixam de ser formados.
() Há 2 reações ocorrendo alternadamente (não ao mesmo tempo), ora uma, ora outra, semelhante ao movimento pendular, com velocidades iguais.
() A temperatura do sistema se iguala a temperatura ambiente.

Figura 5. Questionário das concepções dos estudantes pós-aulas (1º momento).

Caro estudante.

Estamos trabalhando com propostas que visam melhorar o processo de ensino e aprendizagem envolvendo equilíbrio químico. Se você está disposto a colaborar, respondendo algumas questões abaixo, nós agradecemos, pois isso será muito importante para nossa pesquisa. Não é necessário identificar-se. Obrigado! A.V. Rossi e J. C. Verzoto

Idade: _____ Sexo: F M
 Escola: _____ Período: _____ Série: _____ Turma: _____ N° de aulas
 semanais: _____

1) Em geral, como você considera o seu aprendizado do conceito de EQUILÍBRIO QUÍMICO?
 ótimo bom regular ruim não aprendi

2) Como foi aprender esse conceito?
 muito fácil fácil razoável difícil não aprendi

3) Você acha que EQUILÍBRIO QUÍMICO é um conceito importante?
 muito importante que deve ser ensinado.
 importante que deve ser ensinado.
 importante mas pode ser ensinado a critério do professor.
 importante mas pode ser ensinado de acordo com o interesse dos alunos.
 pouco importante.
 não é importante.

4) O que ajudou você a aprender o conceito de EQUILÍBRIO QUÍMICO, do que houve em suas aulas? Dê notas 1 (pouco) até 5 (muito).
 aulas experimentais.
 aulas teóricas (explicação do professor).
 desenvolvimento histórico.
 exercícios em classe.
 uso de programas de computador.
 outros:.....

5) Avalie o quanto a didática do professor ajudou a entender EQUILÍBRIO QUÍMICO?
 Dê notas entre 1(pouco) até 5(muito). 1 2 3 4 5

6) Qual o grau de dificuldade da sua aprendizagem dos temas abaixo?
 Utilize (0) não aprendi; (1) muito difícil; (2) difícil; (3) médio; (4) fácil; (5) muito fácil.
 Cálculos envolvendo equilíbrio químico.
 Entender o que é equilíbrio químico.
 Fatores que afetam equilíbrio químico.
 Fatores que alteram velocidade das reações.
 Saber quando uma reação química ocorre
 Entender o que é reação química
 Reações reversíveis.
 Velocidade de reação.

7) Indique quanto as atividades experimentais facilitaram aprender sobre equilíbrio químico?
 Dê notas e 1 (pouco) até 5 (muito). 1 2 3 4 5

8) Leia as frases abaixo e coloque (f) para falso e (v) para verdadeiro:
 Uma reação é completa quando é irreversível.
 Em estado de equilíbrio, a reação chegou ao fim.
 O equilíbrio químico ocorre quando V_{direta} e $V_{inversa}$ se igualam.
 A constante de equilíbrio de qualquer reação é a razão entre as constantes de velocidade da reação direta e inversa.
 Sempre que houver variação de pressão, haverá um deslocamento de equilíbrio.
 Toda reação atinge o equilíbrio quando as concentrações das substâncias se igualam.
 Em estado de equilíbrio, as reações direta e inversa continuam a ocorrer.

9) Assinale tudo que você acha que sempre ocorre no equilíbrio químico.
 Ausência de alterações macro e microscópicas.
 Continuidade das reações químicas.
 Alterações químicas devido aos fatores externos.
 Igualdade das velocidades das reações direta e inversa.
 Produtos e reagentes com concentração constantes.
 Produto e reagentes com concentração iguais.
 Ausência de reação reversível.
 Coexistência de reagentes e produtos.

10) Considere a seguinte reação em equilíbrio: $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$ $\Delta H = -22 \text{ kcal}$
 Leia as seguintes frases e coloque (f) para falso e (v) para verdadeiro:
 É possível aplicar pressão ou calor a apenas um dos lados do equilíbrio químico.
 O aumento de pressão no sistema desloca o equilíbrio para a produção de N_2 e H_2 .
 O aumento da concentração de N_2 desloca o equilíbrio para a produção de NH_3 .
 O aumento de temperatura desloca o equilíbrio para aumentar a quantidade de N_2 e H_2 .

11) Em toda reação química atinge-se o equilíbrio quando:
 A concentração dos reagentes se iguala à concentração dos produtos.
 As velocidades das reações direta e inversa se igualam.
 A velocidade se iguala a zero.
 Os reagentes param de reagir.
 Os produtos deixam de ser formados.
 Há 2 reações ocorrendo alternadamente (não ao mesmo tempo), ora uma, ora outra, semelhante ao movimento pendular, com velocidades iguais.
 A temperatura do sistema se iguala a temperatura ambiente.

12) Para uma reação genérica: $A + B = C + D$, a constante de equilíbrio K é dada por:

$$K = \frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]}$$

Isso vale sempre.
 Isso só vale para essa reação
 Isso só vale para a reação de inversão da sacarose.
 Isso só vale para reações de etapa única.

Figura 6. Questionário das concepções dos estudantes pós-aulas (2º momento)

- 1ª) Como você considera o seu aprendizado do conceito de reações químicas?
- 2ª) É fácil identificar a ocorrência de um fenômeno químico? Quais são as evidências?
- 3ª) Descreva um experimento que possibilite calcular a velocidade de reação química?
- 4ª) Quais são os fatores que podem alterar a velocidade das reações químicas?
- 5ª) Como você considera o seu aprendizado do conceito de equilíbrio químico?
- 6ª) Diga qual a condição para que uma reação química entre em equilíbrio químico?
- 7ª) O que lhe facilitou para entender o conceito de equilíbrio químico nas aulas?
- 8ª) Dê exemplos de alguns fatores que influenciam no equilíbrio químico?

Figura 7. Roteiro da entrevista semi-estruturada.

Caro professor.

Estamos trabalhando com propostas que visam melhorar o processo de ensino e aprendizagem envolvendo equilíbrio químico. Se você está disposto a colaborar respondendo algumas questões abaixo, nós agradecemos, pois isso será muito importante para nossa pesquisa.

Obrigado! A.V. Rossi e J. C. Verzoto

Seu perfil:
 Escola em que leciona(s):
 Idade: Sexo:
 Que curso de graduação fez?
 Onde se formou? Quando se formou?
 Há quanto tempo dá aulas de Química?
 Sobre suas turmas, por favor, informe?

Nº de turmas	Série	Período* M ou V ou N	nº total de alunos	(Escola)** A, B, P, V
Total:			Total:	

*M: matutino, V: vespertino, N: noturno.
 **A: Anglo (particular), B: Bernardes (estadual), P: Plínio (estadual), V: Victória (estadual).

- Você acha que EQUILÍBRIO QUÍMICO é um conceito importante?
 - muito importante que deve ser ensinado.
 - importante que deve ser ensinado.
 - importante mas pode ser ensinado a critério do professor.
 - importante, mas pode ser ensinado de acordo com o interesse dos alunos.
 - pouco importante.
 - não é importante.
- Na sua opinião, como é ensinar o conceito de cinética e equilíbrio químico?
 - muito difícil difícil normal fácil muito fácil Comentário (se tiver):
- Quais são os aspectos que MAIS DIFICULTAM a aprendizagem dos seus alunos no desenvolvimento desse conceito? de 1 (menos) a 5 (mais):
 - ausência de experimentação.
 - aulas expositivas.
 - conteúdo trabalhado de forma deficiente (não organizada).
 - fragmentação do conteúdo.
 - conteúdo teórico fora do cotidiano dos alunos.
 - outros:
- Quais as atividades didáticas você considera que contribuem para facilitar o ensino e aprendizagem e EQUILÍBRIO QUÍMICO? Dê notas de 1 (pouco) até 5 (muito).
 - aulas experimentais.
 - aulas teóricas (explicação do professor).
 - desenvolvimento histórico.
 - exercícios em classe.
 - uso de programas de computador.
 - outros:

- Quais são os instrumentos/recursos de ensino que você utiliza durante as aulas?
- Quais as formas de avaliação que você utiliza junto aos seus alunos?
- O que você espera dos seus alunos durante e após o desenvolvimento do conceito de EQUILÍBRIO QUÍMICO?
- Quais são as evidências que você pode observar quando os alunos estão aprendendo?
- Comente as afirmações abaixo:
 - O aluno não aprende com o professor, mas consigo mesmo.

 - O professor não ensina o aluno que não quer aprender.
- Você leu algum artigo sobre EQUILÍBRIO QUÍMICO após a conclusão de sua graduação?
 - sim e foi útil/importante sim foi indiferente sim, mas não foi útil/importante
 - não nem foi necessário não, nem fez diferença não, mas fez falta
- Você leu sobre EQUILÍBRIO QUÍMICO em algum livro que não fosse livro didático do ensino médio após a conclusão de sua graduação?
 - sim e foi útil/importante sim foi indiferente sim, mas não foi útil/importante
 - não nem foi necessário não, nem fez diferença não, mas fez falta
- Você leu algum artigo sobre química após a conclusão de sua graduação?
 - sim e foi útil/importante sim foi indiferente sim, mas não foi útil/importante
 - não nem foi necessário não, nem fez diferença não, mas fez falta
- Você leu sobre química em algum livro que não fosse livro didático do ensino médio após a conclusão de sua graduação?
 - sim e foi útil/importante sim foi indiferente sim, mas não foi útil/importante
 - não nem foi necessário não, nem fez diferença não, mas fez falta

Figura 8. Questionário aplicado aos professores participantes da pesquisa.

ANEXO 2
MATERIAL DIDÁTICO DA PROPOSTA A

Química 1

TRANSFORMAÇÃO QUÍMICA

Aula 1 e 2

Os materiais podem sofrer várias transformações que têm sido usadas pelo homem, ao longo de sua história, para produzir novos materiais, conservar alimentos, obter energia, combater doenças para melhorar a qualidade e aumentar a expectativa de vida da espécie humana.



Ilustração do que poderia ser uma aldeia neolítica.

O uso do fogo teve um grande impacto no modo de vida dos povos primitivos (500.000 a.C.) por servir para promover a transformação dos materiais. Era utilizado para cozimento dos alimentos, obtenção de metais, extração de corantes vegetais e proporcionando a iluminação e colonização de regiões frias.



Alguns filósofos como os gregos Tales de Mileto (século VI a. C.) Empédocles e Hipócrates (século V a.C.) tentavam explicar a matéria e suas transformações com idéias de simpatia e antipatia entre os corpos.



Acreditavam que a matéria poderia ser dividida infinitamente e que tudo o que existia no Universo era formado a partir de quatro elementos básicos: Terra, Água, Fogo e Ar.



Depois deles, alguns pensadores como Aristóteles identificou similaridades (afinidade) entre os materiais envolvidos numa transformação química.

Apesar do homem saber transformar os materiais, apenas recentemente (século XVIII) conseguiu formular explicações que permitiram sistematizar o conhecimento e propor experimentos capazes de fundamentar a existência de um mundo microscópico sobre as transformações químicas.

COMO RECONHECER AS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS?

Podemos reconhecer uma transformação química por evidências macroscópicas, como:

Mudança de cor
Mudança de sabor



Formação de gás



mistura de zinco metálico com ácido muriático

Aparecimento de precipitado.



(Precipitação de iodeto de chumbo)

Não podemos ter certeza, no entanto, de que ocorreu uma reação química baseados apenas nessas evidências, pois algumas transformações físicas têm algumas evidências semelhantes.

A fusão do gelo, por exemplo, não caracteriza uma transformação química, sendo um fenômeno físico de mudança de estado:



Uma forma mais segura de obter informações sobre a natureza de uma transformação química é o isolamento dos materiais obtidos, seguido de determinação de algumas de suas propriedades, como a temperatura de fusão e de ebulição e a densidade.

CONDIÇÕES PARA QUE AS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS ACONTEÇAM.

1. As substâncias têm que apresentar uma afinidade química entre elas. O termo afinidade foi introduzido por Albertus Magnus no século XIII para indicar uma relação de semelhança entre as substâncias.



Em 1718, Etienne Geoffroy elaborou a primeira tabela de afinidades de substâncias que servia para prever algumas transformações químicas (indicava a tendência de combinação entre as substâncias).



2. As substâncias têm que estar em contato entre si. A velocidade das transformações químicas depende desse contato. As transformações químicas são mais rápidas se as substâncias estiverem no estado gasoso, e mais lentas se estiverem no estado sólido.

Existem outros fatores externos que podem alterar a velocidade das reações.

Outros fatores que influenciam a velocidade das reações:

Atividade:

Observe os seguintes experimentos propostos e demonstrados pelo professor durante a aula, anote o tempo de ocorrência de cada reação e verifique a influência desses fatores na sua velocidade.

1) Temperatura: Aumentando a temperatura do sistema químico, aumenta-se o número de choques entre as partículas. Em consequência, haverá mais chance de formar os produtos, aumentando assim a velocidade da reação química.

Exemplos: Fermentação do pão ou a reação de um comprimido efervescente em água é acelerada em ambiente aquecido.

Nas situações práticas representadas na seqüência, podemos perceber que a velocidade da reação do comprimido efervescente com a água é maior em condições onde a temperatura é maior.



Tempo:..... Tempo:.... Tempo:

2) Superfície de contato: É a área de determinado reagente efetivamente exposta aos demais reagentes. Quanto maior a região de contato entre duas ou mais substâncias, maior será a possibilidade de colisões efetivas. Exemplo: Antiácidos em pó reagem mais rapidamente que em comprimidos inteiros, numa mesma temperatura.



Tempo:..... Tempo:

3) Concentração dos reagentes: O aumento da concentração dos reagentes permite a ocorrência de um maior número de colisões efetivas, aumentando a velocidade das reações. Exemplos:

1) Insuflar ar sobre carvão em brasa;

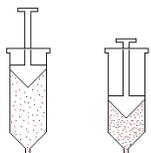
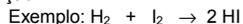


2) um pedaço de magnésio metálico em contato com soluções de HCl de concentrações diferentes.



Tempo:..... Tempo:.....

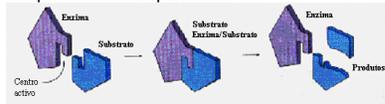
4) **Pressão:** Em sistemas gasosos, um aumento de pressão implica em maior contato entre os reagentes, pois o volume do sistema diminui. Desse modo, haverá um aumento do número de partículas por unidade de volume (concentração aumenta). Isto aumenta o número de colisões entre as partículas e, conseqüentemente aumenta a velocidade da reação.



pressão menor pressão maior
(maior o nº de colisões)
(velocidade maior)

5) **Presença de catalisador:** Esta substância cuja presença aumenta a velocidade de uma reação química, não sofre alteração permanente qualitativa ou quantitativa, isto é não participa efetivamente da reação.

Exemplo: Ação de enzimas nos processos metabólicos. Enzimas são proteínas de elevada massa molar e eficientes catalisadores em processos bioquímicos.



Obs.: Há algumas substâncias chamadas de inibidores que diminuem a velocidade das reações químicas. Exemplo: BHT (butil-hidroxitolueno), que é usado como conservante em maioneses e margarinas; funciona como antioxidante, e no caso é o inibidor da decomposição do alimento.

CINÉTICA QUÍMICA:

Como calcular a velocidade das reações químicas?

Velocidade de reação química (v_m) é a variação da quantidade de reagentes ou produtos (em massa ou mol) em determinado intervalo de tempo. Pode ser estimada experimentalmente da seguinte maneira:

Atividade:

Investigando uma das reações químicas do comprimido efervescente com água.
 $NaHCO_3(s) + H_2O \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq) + <H_2CO_3(aq)>$

<H₂CO₃> indica uma substância instável, que, espontaneamente se decompõe:
 $<H_2CO_3(aq)> \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$

Na tabela, marque o tempo de duração da efervescência em cada situação, em segundos.



Comprimido Condições	Inteiro	Pulverizado
Água normal		
Água quente		

Depois, utilizando a equação abaixo, calcule as velocidades da reação considerando a massa do comprimido = 2,5g

$v_m = \frac{|\Delta massa|}{\Delta t}$ ou $\frac{|\Delta n^{\circ} mol|}{\Delta t}$ equação 1

1) Comprimido inteiro com água normal:
 $v_m =$ _____

2) Comprimido inteiro com água quente:
 $v_m =$ _____

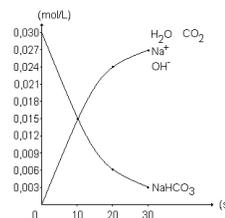
3) Comprimido pulverizado com água normal: $v_m =$ _____

4) Comprimido pulverizado com água quente: $v_m =$ _____

Podemos perceber que a medida que o tempo passa, a quantidade de comprimido diminui e a de gás (CO₂) proveniente da decomposição do H₂CO₃ aumenta, conforme dados experimentais na tabela a seguir:

T (s)	NaHCO ₃ mol/L	H ₂ O e CO ₂ mol/L	Na ⁺ mol/L	OH ⁻ mol/L
0	0,030	—	—	—
10	0,015	0,015	0,015	0,015
20	0,006	0,024	0,024	0,024
30	0,003	0,027	0,027	0,027

Construindo um gráfico com esses dados:



O controle da velocidade de uma reação química é uma ferramenta muito importante no trabalho dos químicos.

Em alguns casos, como na fabricação da manteiga, é desejável que as reações químicas envolvidas sejam as mais rápidas possíveis para que o produto seja fabricado sem demora. Depois de pronta, entretanto, espera-se que as reações da manteiga, como as que deixam a manteiga rançosa, sejam as mais lentas possíveis.



Exemplos de Reações Lentas: Formação de ferrugem, decomposição de um alimento, decomposição de papel, decomposição de latas de alumínio e plásticos, formação de petróleo. Vejamos dados de tempo de degradação de alguns materiais:

Material	Tempo de degradação
Garrafa plástica no mar	450 anos
Sacos plásticos	50 à 450 anos
Linhas de náilon	600 anos
Latas de alumínio	200 anos
Camisinha	300 anos
Pilhas	100 à 500 anos
Papel	3 meses
Garrafa de vidro	indeterminado

Fonte: www.redeambiente.org.br

Reações Rápidas: Combustão de papel, dissolução de comprimido efervescente em água, secagem de uma cola.

Reações muito Rápidas: Fogos de artifício, sensibilização dos sais de prata pela luz em um filme fotográfico, explosão de bombas.

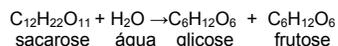
LEI DA AÇÃO DAS MASSAS – LEI CINÉTICA

Aula 3

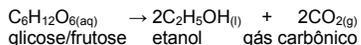
Como já vimos, o controle da velocidade das reações químicas é um instrumento importante no trabalho dos químicos. Na obtenção de materiais de interesse comercial, como na produção de álcool a partir da fermentação da sacarose contida na cana-de-açúcar, é importante aumentar a velocidade de reação, para otimizar a produção de álcool. Há alguns cuidados que devem ser tomados no controle de qualidade durante o processo de produção de álcool.



Na garapa proveniente da cana-de-açúcar, inocula-se o microorganismo *Saccharomyces cerevisiae*, que tem uma enzima, invertase, que catalisa a hidrólise da sacarose, presente na garapa, produzindo glicose e frutose.



Depois, outras enzimas desse microorganismo catalisam 12 reações em seqüência ordenada que transformam a glicose e a frutose em álcool etílico. Essas reações podem ser simplificadas numa só reação assim representada:



A reação da inversão da sacarose em água tem um importante valor histórico na cinética química. Em 1850, essa reação foi estudada por Wilhelmy, que sugeriu a primeira equação matemática envolvendo medidas cinéticas.

$$v_m = k_x [\text{sacarose}] \quad \text{equação 2}$$

onde v_m = velocidade média de inversão da sacarose, k = constante que relaciona velocidade e concentração e $[\text{sacarose}]$ = concentração da sacarose no tempo t .

Ele investigava a influência da concentração e da temperatura no tempo da reação de inversão. Essa equação se assemelha à equação abaixo:

No controle da velocidade das reações químicas, o aumento da concentração dos

reagentes, provoca um aumento do número de colisões efetivas, facilitando o desenvolvimento das reações, aumentando assim a sua velocidade. Mas, na prática, nem sempre isso ocorre...

Afinal de contas, por que para certas reações químicas o aumento da concentração de um reagente não interfere em sua velocidade?

Muitas reações químicas aparentemente simples na verdade são complexas, pois seu processo é concluído em duas ou mais etapas, num mecanismo seqüencial, como o exemplo da produção de álcool a partir da fermentação da glicose ou frutose, envolvendo 12 etapas.

Quando o processo se desenvolve em uma única etapa pode-se dizer que se trata de **reação elementar**.

Em se tratando de reações de 2 ou mais etapas, a velocidade da reação global é determinada por uma relação entre as concentrações em mol/L dos reagentes na etapa mais lenta.

Para tentar encontrar uma relação matemática que explicasse a variação da velocidade das reações, dois químicos noruegueses, Guldberg e Waage, estudando a cinética das reações de esterificação (álcool + ácido orgânico) em função da concentração dos reagentes, estabeleceram por volta de 1864 a Lei da Ação das Massas, usando o termo "massa" para indicar "massas ativas" que representam concentrações.



Em 1867, Guldberg e Waage enunciaram: *A cada temperatura, a velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações em quantidade de matéria dos reagentes, elevadas a expoentes determinados experimentalmente.* Em 1879, eles admitiram que esses expoentes eram os coeficientes estequiométricos da reação.

A representação da equação matemática passou a ser conhecida como lei da velocidade:

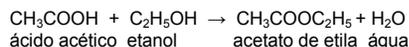
$$v = k_x [\text{reagentes}]^n \quad \text{equação 3}$$

onde v = velocidade da reação, k = constante que relaciona velocidade e concentração, $[\text{reagentes}]$ = concentração dos

reagentes e $n = n^\circ$ de mols dos reagentes da reação mais lenta.



Williamson, em 1850 e Berthelot, em 1862, determinaram as velocidades de reações de esterificação, a partir de ácido orgânico e álcool. Eles perceberam que essas reações eram lentas o suficiente para medirem as concentrações dos compostos envolvidos, facilitando determinar a velocidade das reações. Uma das reações de esterificação é, atualmente assim escrita:



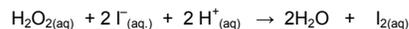
Aplicando-se a Lei da Ação das Massas determinada por Guldberg e Waage nessa reação, teremos:

$$v = k_x [\text{ácido}]^1_x [\text{etanol}]^1 \quad \text{equação 4}$$

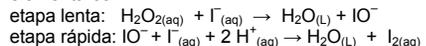
Quando a reação é elementar, os coeficientes estequiométricos são os coeficientes da equação da velocidade.

Aplicação do conteúdo trabalhado:

Considere a reação química da água oxigenada (H_2O_2) e o ion iodeto (I^-) em presença de ácido (H^+) em solução aquosa conforme representação abaixo:



Baseado em dados experimentais, pesquisadores sugerem que essa reação acontece de acordo com as seguintes etapas elementares:



A etapa lenta é a etapa determinante da velocidade da reação. Com isso, encontramos a lei de velocidade dessa reação, representada pela equação 3:

$$V = K_x [H_2O_2]_x [I^-] \quad \text{equação 5}$$

A tabela abaixo indica valores experimentais da velocidade da reação de redução da água oxigenada em presença de ácido e as correspondentes concentrações em mol/L dos reagentes:

Exper.	H ₂ O ₂ (mol/L)	I ⁻ (mol/L)	H ⁺ (mol/L)	Veloc. (mol/L.s)
1	1x10 ⁻²	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²	2,3x10 ⁻³
2	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²	4,6x10 ⁻³
3	1x10 ⁻²	4x10 ⁻²	2x10 ⁻²	4,6x10 ⁻³
4	1x10 ⁻²	2x10 ⁻²	4x10 ⁻²	2,3x10 ⁻³

Experimentalmente, qual a expressão da velocidade desse processo?

Cálculo:

Comparando os experimentos I e II:

exper.	velocidade	[H ₂ O ₂]	[I ⁻]	[H ⁺]
I	2,3x10 ⁻³	x2	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²
II	4,6x10 ⁻³	4x10 ⁻²	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²

Percebemos que, dobrando a [H₂O₂] a velocidade da reação também dobra.

Logo a reação é de 1ª ordem à [H₂O₂].

Comparando os experimentos I e III:

exper.	velocidade	[H ₂ O ₂]	[I ⁻]	[H ⁺]
I	2,3x10 ⁻³	x2	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²
III	4,6x10 ⁻³	2x10 ⁻²	4x10 ⁻²	2x10 ⁻²

Percebe-se que, dobrando a [I⁻] a velocidade da reação dobra.

A reação é de 1ª ordem à [I⁻].

Comparando os experimentos I e IV:

exper.	velocidade	[H ₂ O ₂]	[I ⁻]	[H ⁺]
I	2,3x10 ⁻³	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²
IV	2,3x10 ⁻³	2x10 ⁻²	2x10 ⁻²	4x10 ⁻²

Percebe-se que dobrando a [H⁺] a velocidade da reação permanece.

A reação é de ordem zero à [H⁺].

Assim a equação da velocidade desta reação é:

$$v = k_x [H_2O_2]^1_x [I^-]^1$$

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Aula 5

Como já vimos, muitas reações são reversíveis. Isso significa que os produtos da reação também reagem entre si, formando reagentes.

Esse fato tem grandes implicações quando se trata de reações de aplicação tecnológico; portanto tem importância econômica, afinal o interesse é que a maior quantidade possível de reagentes se transforme em produtos no menor tempo possível.

Esse controle, muitas vezes pode ser obtido alterando-se as condições em que a reação ocorre, como variações de pressão, temperatura e concentração dos reagentes.

Um exemplo interessante é o desenvolvimento do processo industrial de produção de amônia, substância utilizada como matéria-prima para a produção de fertilizantes.

Produção de fertilizantes:

No início do século XX, durante a Primeira Guerra Mundial ocorreu um bloqueio naval à Alemanha imposto pelos ingleses que impediu o acesso alemão às minas de salitre-do-Chile, material utilizado como fonte de nitratos para fabricação de fertilizantes e explosivos.

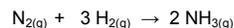
Com a descoberta de que a amônia poderia ser utilizada como matéria-prima para produção de salitre, alguns cientistas começaram a estudar a possibilidade de transformar o nitrogênio do ar em nitratos. Alguns processos de produção de amônia para produzir fertilizantes foram desenvolvidos, porém os rendimentos eram baixos e envolviam um grande gasto energético.



Em busca de uma saída para a Alemanha, Fritz Haber, químico alemão, em 1909 desenvolveu um processo de síntese,



submetendo o gás nitrogênio obtido no ar atmosférico e o gás hidrogênio, à temperatura de 450°C e pressão de 200 atm, produzindo amônia, conforme equação química abaixo. Os problemas técnicos para essa produção industrial foram resolvidos por Carl Bosch.



A solução do problema químico de produção de amônia a partir de nitrogênio e hidrogênio é um exemplo clássico de como a variação das condições de temperatura e pressão em que ocorre uma reação química pode afetar a quantidade de produto obtida.

Afinal de contas, pressão, concentração e temperatura podem afetar o equilíbrio químico?



Ao estudar um grande número de dados sobre alterações na condição de equilíbrio, Henri Le Chatelier propôs, em 1888, uma regra geral de ficou conhecida como **Princípio de Le Chatelier**.

“Se um sistema está em equilíbrio e alguma alteração é feita em qualquer das condições de equilíbrio, o sistema reage de forma a neutralizar ao máximo a alteração introduzida”.

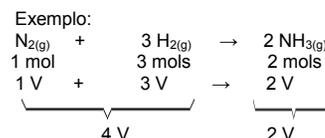
• **Influência da Pressão:** Num sistema com substâncias gasosas em equilíbrio, ao aumento da pressão, o sistema reage no sentido da contração de volume. Em contrapartida, à diminuição da pressão o sistema reage no sentido da expansão de volume.

Ao abrir uma garrafa de refrigerante há diminuição da



pressão, que provoca a formação do $CO_{2(g)}$, liberando-o para a atmosfera.
 $H^+_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

Uma forma de tentar entender o efeito da variação da pressão no equilíbrio é associar o número de mols ao volume. Investigando, em determinadas condições, a reação de produção de amônia estudada por Haber e Bosch, temos:



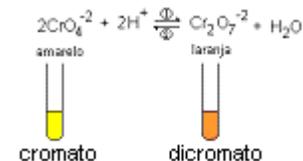
Podemos concluir que, aumentando a pressão, o sistema reage no sentido da reação direta, com contração de volume (2V), produzindo amônia. Por outro lado, diminuindo a pressão, o sistema reage no sentido da reação inversa, que envolve aumento de volume (4V).

• **Influência da Concentração:** Num sistema químico em equilíbrio, aumentando-se a concentração de uma das substâncias participantes, o sistema reage no sentido de consumir essa quantidade adicional da substância. Por outro lado, diminuindo-se a concentração dessa substância, o sistema reage no sentido de formar essa substância.

Ao adicionarmos ácido (H^+) em uma solução amarela de cromato, teremos um aumento da concentração de dicromato, fazendo com que a cor da solução fique laranja.

Da mesma forma, ao adicionarmos uma base (OH^-) ao sistema, teremos um aumento da concentração de cromato, retornando a cor amarela. A adição de OH^-

diminui a concentração de H^+ , pois ambos neutralizam-se formando água.



• **Influência de Temperatura:** O aumento de temperatura modifica o equilíbrio químico, deslocando-o no sentido da reação endotérmica (consumo de energia) e a diminuição da temperatura, no sentido da reação exotérmica (liberação de energia).

Exemplo:
 $N_2O_{4(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ (reação direta endotérmica)

Aquecer o sistema, desloca o equilíbrio para a produção de NO_2 , que é um processo que absorve energia.

Resfriar o sistema, desloca o equilíbrio para a produção de N_2O_4 , que libera energia.

• **Efeito dos catalisadores no equilíbrio:** Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reações químicas pela diminuição da energia de ativação. O único efeito dos catalisadores num equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para atingi-lo.

Catalisadores não afetam o equilíbrio químico.

CONCEITO DE ÁCIDO E BASE – EQUILÍBRIO IÔNICO

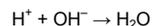
Aula 6

Na linguagem cotidiana utilizamos as palavras ácido e base como atributos de algumas substâncias. Em Química, uma substância é considerada ácida ou básica em função das possíveis interações com outras substâncias.

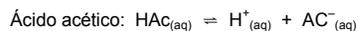


Segundo a teoria proposta em 1887 por Arrhenius, ácidos são substâncias que em presença de água, produzem íons H^+ e bases, na mesma situação, apresentam íons OH^- . Arrhenius propôs a primeira definição de ácido e base que teve esse caráter relacional, ou seja, definiu ácido e base como um comportamento em relação a alguma outra espécie, e não com uma propriedade que depende unicamente da constituição da substância.

Antes de Arrhenius, pensava-se que as substâncias seriam aquelas que continham hidrogênio. A neutralização de um ácido por uma base seria a reação entre estas duas espécies iônicas produzindo água.



A maioria das substâncias ácidas com que lidamos diariamente na cozinha, o suco de frutas cítricas, o vinagre, contém ácidos que não se dissociam totalmente, mas cuja dissociação leva a um equilíbrio químico, em que partículas dissociadas e não dissociadas coexistem em quantidades definidas, o que pode ser representado simplificadamente da seguinte maneira:



constante de ionização $K_a = \frac{[H^+] \times [AC^-]}{[HAC]}$

Hidróxido de amônio:



constante de ionização $K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_4OH]}$

A força dessas substâncias pode ser determinada através de sua constante de ionização. Quanto maior o valor da constante de ionização, mais ionizado estará a substância e maior será sua força.

Uma outra maneira de determinar a força é pelo grau de ionização ou dissociação

Grau de ionização no equilíbrio (α): Relação do número de moléculas ionizadas pelo número de moléculas inicial.

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ de mol ionizado}}{n^\circ \text{ de mol inicial}}$$

Quanto maior o número de moléculas ionizadas, maior a força dos ácidos ou bases.



O químico Ostwald, em 1880, estudando os equilíbrios iônicos, deduziu uma equação matemática que relacionava a força de um ácido ao seu grau de dissociação.

Para entender a expressão proposta por Ostwald, vamos elaborar o seguinte raciocínio:

	$HAC_{(aq)}$	\rightarrow	$H^+_{(aq)}$	$+$	$AC^-_{(aq)}$
Início	n mols		0		0
Proporção	gasta αn		forma αn		forma αn
Equilíbrio	n - αn		αn		αn

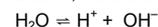
$$K_a = \frac{\frac{\alpha n}{V} \times \frac{\alpha n}{V}}{n \times (1 - \alpha)}$$

Para ácidos e bases fracas ($\alpha < 5\%$), o valor de $(1 - \alpha) \sim 1$. Portanto, a expressão acima fica:

$$K_a = \alpha^2 \times m$$

Interpretando essa equação, tem-se que, a uma dada temperatura, à medida que a concentração molar de um ácido ou base diminui, seu grau de ionização ou dissociação (α) aumenta.

Produto iônico da água (K_w): No estado líquido, uma pequena fração de moléculas de água pode se dissociar produzindo H^+ e OH^- . Essas espécies podem interagir e formar água líquida novamente, conforme a equação:



A ionização da água ocorre em escala extremamente pequena, o que justifica a sua baixíssima condutividade elétrica.

A 25°C, a constante de equilíbrio da água é igual a 1×10^{-14} .

$$K_w = [H^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

A quantidade de íons H^+ e OH^- em 1 litro de água, à 25°C, é de 10^{-7} mols cada.

Uma consequência importante da teoria ácido-base de Arrhenius é a possibilidade de estabelecer uma escala para medir a acidez e a basicidade dos materiais.

Essa escala é conhecida como escala de pH. Há também a escala de pOH.

Conceito de pH e pOH:

A escala de pH relaciona-se com a concentração do íon H^+ em solução aquosa, pela relação descrita abaixo:

$$pH = -\log[H^+]$$

Por analogia, a escala de pOH envolve a concentração do íon OH^- em solução aquosa:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Para a água a 25°C ou soluções neutras, $pH = pOH = 7$.

Para soluções ácidas:

$$[H^+] > 10^{-7} \Rightarrow pH < 7$$

$$[OH^-] < 10^{-7} \Rightarrow pOH > 7$$

Para soluções básicas:

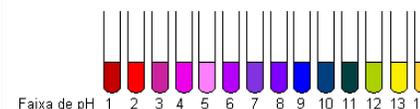
$$[H^+] < 10^{-7} \Rightarrow pH > 7$$

$$[OH^-] > 10^{-7} \Rightarrow pOH < 7$$

Ação sobre Indicadores: Indicadores são substâncias que variam de cor em função do pH do meio. A tabela abaixo traz alguns exemplos.

Indicador	Faixa de viragem (pH)	Em ácido	Em base
Fenolftaleína	8,2 – 9,8	Incolor	Rosa
alaranjado de metila	3,1 – 4,4	Vermelho	Alaranjado
Azul de bromotimol	6,0 – 7,6	Amarelo	Azul
Tomassol	5,0 – 8,0	Vermelho	Azul

O extrato de alguns vegetais como repolho roxo, amoras, uvas ou pétalas de hortênsia serve como indicador de pH porque contém antocianinas, que são compostos que apresentam diferentes cores em solução que dependem do valor de pH, como ilustra a escala de acordo com a escala abaixo.



A importância do pH para as plantas:

Há plantas que só crescem em solo com um valor de pH bem definido, enquanto outras têm comportamento diferente dependendo do pH do solo. Por exemplo, as hortênsias que crescem em solos alcalinos têm flores de cor rosa, enquanto as que crescem em solos ácidos apresentam flores azuis.



Sugestão de atividade: faça extratos desses indicadores naturais, colocando os vegetais em água quente por meia hora e use para medir o pH de materiais de uso doméstico.

