

Investigando a temática sobre equilíbrio químico na formação inicial docente

José Gonçalves Teixeira Júnior¹ e Rejane Maria Ghisolfi Silva²

¹Faculdade de Ciências Integradas do Pontal. Universidade Federal de Uberlândia. Ituiutaba. Brasil. E-mail: gonalvestjr@gmail.com.

²Universidade Federal de Uberlândia. Instituto de Química. Uberlândia. Brasil. E-mail: rmgsilva@ufu.br.

Resumo: A investigação teve como propósito investigar e analisar os conhecimentos de futuros professores de Química sobre Equilíbrio Químico, identificando suas dificuldades e condicionantes, em uma universidade pública do estado de Minas Gerais. Foram investigados 47 licenciandos matriculados em disciplinas sobre ensino de Química. Em consonância com outros estudos foi possível perceber que os resultados são similares a outros encontrados para alunos do ensino médio. Desse modo, é possível inferir que os futuros professores possuem conhecimentos que se aproximam dos estudantes do ensino médio. Entre eles podemos citar os que se relacionam com a imagem do sistema em equilíbrio (recipiente fechado, dinamismo, constância das concentrações, composição da mistura em equilíbrio) e com os aspectos cinéticos (modo de colisões, constância e variação de velocidades de reação em diferentes momentos). Desse modo, as análises apresentadas mostram que é necessária a realização de investimentos na formação científica dos futuros professores, tendo em vista que os problemas conceituais dos mesmos podem passar a existir refletido nos conhecimentos apresentados pelos estudantes. Desse modo, se não investirmos na formação docente as dificuldades conceituais relacionadas a equilíbrio químico serão mantidas nos diferentes níveis de ensino.

Palavras-chave: Equilíbrio químico, formação de professores, Le Chatelier.

Title: Investigating the theme chemical equilibrium in initial teacher formation

Abstract: The inquiry aimed to investigate and to analyze the knowledge of future professors of Chemistry on Chemical Equilibrium, identifying their difficulties, in a public university of the state of Minas Gerais. 47 registered students on the Chemistry discipline had been investigated. According to other studies it was possible to notice that the results are similar to other ones found for high school students. Therefore, it is possible to deduce that the future professors have the knowledge that approaches to the high school students. Between them we can cite the ones that are related to the image of the system in balance (receiving closed, dynamism, concentrations constancy, mixture composition in balance) and with the kinetic aspects (collisions ways, constancy and variation of reaction speeds at different moments). In conclusion, the analyses presented show that it is necessary to invest in the scientific formation of the future professors, seeing that the

conceptual problems of them can begin to exist reflected in the knowledge presented for the students. This way, if we don't invest in the teaching formation, the conceptual difficulties related to the chemical balance will be kept in the different levels of education.

Keywords: Chemical equilibrium, teacher formation, Le Chatelier

Introdução

O tema Equilíbrio Químico tem sido objeto de discussão no âmbito da Didática das Ciências (Johnstone et al., 1977; Pereira, 1989; Garnett, Garnett e Hackling, 1995; Quílez e Solaz, 1995; Machado e Aragão 1996; Pardo, 1998; Raviolo et al. 2001; Van Driel e Gräber, 2002; Hernando et al., 2003; Quílez, 2006), abrangendo aspectos variados sobre concepções de estudantes, dificuldades conceituais, abordagens em livros didáticos, e outras.

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

A problemática que envolve o ensino sobre Equilíbrio Químico (Finley, Stewart e Yaroch, 1982) e as aprendizagens sobre o mesmo (Butts e Smith, 1987) revelam preocupações com o conhecimento academicamente estruturado e apontam a responsabilidade dos futuros professores pela qualidade da formação científica adquirida no Ensino Médio. Tal responsabilidade compreende um relacionamento de dois níveis, com os mundos da escola e da universidade, o que expõe e notifica a formação inicial docente no sentido de capacitar o futuro professor para uma ação mediada mais efetiva nas aprendizagens escolares. São estas mediações que possibilitam ao sujeito apropriar-se de um saber e incorporá-lo em seu desenvolvimento a fim de gerar novos saberes. Todavia, um dos requisitos para que isso aconteça é o "domínio da matéria a ser ensinada" pelo professor (Carvalho e Gil-Pérez, 1993). Nesse sentido, Jiménez e Bravo (2000, p. 538) argumentam que quando o conhecimento do professor é fraco os mesmos:

têm mais idéias alternativas sobre conceitos científicos, o que reforça as próprias idéias alternativas dos estudantes; encontram dificuldades em realizar mudanças didáticas; evitam ensinar os temas que não dominam; têm insegurança e falta de confiança no ensino de Ciências; têm maior dependência do livro-texto, tanto na instrução, como na avaliação; dependem mais da memorização da informação; e podem fomentar atitudes negativas das Ciências nos estudantes.

Tendo por base as implicações de uma formação insuficiente no que se refere aos conteúdos científicos, este trabalho tem como propósito investigar e analisar os conhecimentos de futuros professores de Química sobre Equilíbrio Químico, identificando suas dificuldades e condicionantes.

Para isso, foram tomados como referências principais os trabalhos de Machado e Aragão (1996) que buscaram perceber como os estudantes do Ensino Médio compreendem, no nível atômico-molecular o que ocorre em um sistema em estado de Equilíbrio Químico; Pardo (1998), que investigou alunos de diferentes níveis de escolaridade sobre a utilização do princípio de Le Chatelier como procedimento fundamental e exclusivo para a previsão do deslocamento de um Equilíbrio Químico; Raviolo et al. (2001) que pesquisou estudantes universitários do primeiro período de diferentes cursos de Licenciatura sobre as principais dificuldades conceituais a respeito do Equilíbrio Químico; Quílez (2006) analisou erros e dificuldades de alunos e professores a respeito do princípio de Le Chatelier e, em seguida, analisou livros didáticos sobre o mesmo tema e, Atkins (2003) que é o principal livro texto utilizado pelos alunos da Licenciatura em Química da universidade analisada.

Esperamos que este estudo possa subsidiar os formadores de professores na organização, estruturação e apresentação da temática Equilíbrio Químico de modo a possibilitar um ensino mais eficaz sobre o assunto.

Equilíbrio Químico em Questão

Entre publicações diversas, editadas e divulgadas que se referem ao "Equilíbrio Químico" destacamos os trabalhos publicados por Pereira (1989), Machado e Aragão (1996), Fiorucci, Soares e Cavalheiro (2001), Milagres e Justi (2001), Raviolo e Aznar (2003), Hernando et al. (2003), Pardo (1998) e Quílez (2006).

A visão do equilíbrio químico como sistema compartimentado em que reagentes e produtos estariam em recipientes separados (Pereira, 1989; Machado e Aragão, 1996) que usualmente é evidenciada nos estudos deixa evidente a dificuldade dos alunos na compreensão adequada do fenômeno, o que produz muitas vezes conceitos errados e falsas interpretações. Segundo Machado e Aragão (1996) essa idéia de compartimentação leva os alunos a pensar que seria possível alterar a concentração só dos reagentes ou só dos produtos; que as colisões teriam lugar apenas entre os reagentes ou entre os produtos e que seria possível alterar a pressão ou a temperatura em apenas um dos "lados" do equilíbrio.

Machado e Aragão (1996) investigaram uma classe da segunda série do Ensino Médio, constituída por 37 alunos, com o objetivo de perceber como os estudantes compreendem o que ocorre em um sistema em estado de Equilíbrio Químico, no nível atômico-molecular. Os resultados evidenciaram dificuldades dos alunos perceberem a dinamicidade de um sistema em Equilíbrio Químico, o significado da constante de equilíbrio e a diferença entre fenômenos e suas representações. Segundo as autoras, tais dificuldades estão associadas aos aspectos de natureza macroscópica e sensorial e apresentam-se articulados ao mundo cotidiano concreto e não ao abstrato. Conseqüentemente, os conhecimentos de equilíbrio aparecem associados à idéia de igualdade e ausência de alterações no sistema. (Machado e Aragão, 1996, p. 18).

Segundo Machado e Aragão (1996), as idéias dos alunos parecem ter origem na forma como o conceito é abordado nas aulas de Química e nos livros didáticos, com pouca ênfase em aspectos qualitativos e conceituais –

não sendo suficientes a definição dos conceitos e a realização de exercícios quantitativos.

Pereira (1989, p. 76) aponta que os alunos têm dificuldades de interpretar o rendimento e extensão de uma reação e que os enunciados de alterações à posição de equilíbrio introduzem uma característica vetorial ao incluir expressões como "a posição de equilíbrio moveu-se para...".

Fiorucci, Soares e Cavalheiro (2001) apresentaram um desenvolvimento histórico e contextualizado de solução tampão e uma discussão desse tema em termos de Equilíbrio Químico. Esses autores afirmam que um entendimento conceitual da capacidade tamponante não tem sido alcançado plenamente devido à ausência de uma associação com conceitos de equilíbrio e com o princípio de Le Chatelier.

Na análise de modelos de ensino sobre Equilíbrio Químico em livros didáticos para o Ensino Médio, Milagres e Justi (2001) apontaram que a maioria dos desenhos apresentados nos três livros investigados representa sistemas macroscópicos. Este fato, segundo as autoras, é preocupante, pois "as explicações relativas à existência do estado de equilíbrio e aos processos de tal estado ser atingido e deslocado situam-se no nível microscópico" (p. 42). Dos livros analisados apenas um apresentou uma analogia entre equilíbrio químico e equilíbrio de forças, o que não é recomendável no ensino deste tema.

As ilustrações apresentadas nos livros didáticos não representam a dinamicidade dos sistemas em equilíbrio, o que contribui para a dificuldade de os alunos entenderem como ocorrem as reações e como o estado de equilíbrio é atingido.

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

Raviolo e Aznar (2003) realizaram um trabalho de revisão bibliográfica de artigos que indagam empiricamente as dificuldades dos alunos acerca do tema Equilíbrio Químico, publicados em revistas e livros de investigação. Dado o volume de informação e a extensão das dificuldades que os alunos apresentaram Raviolo e Aznar (2003, p. 63) as classificaram como: *conceitos prévios que se utilizam no estudo do Equilíbrio Químico* – como a indiferença entre quantidade e concentração; confusão entre coeficientes estequiométricos e quantidades presentes em uma reação química; inadequada compreensão microscópica das reações químicas e não aceitação das reações reversíveis; *características de um sistema em Equilíbrio Químico* - indiferença entre sistemas em equilíbrio e sistemas que não estão; não admissão da coexistência de todas as espécies; desconhecimento das condições de ser um sistema fechado; compartimentação do equilíbrio; comportamento pendular e consideração

do equilíbrio como estático; *linguagem, simbolismo empregado e constante de equilíbrio* – como a associação do termo “equilíbrio” a uma igualdade ou imobilidade; incorreta interpretação da dupla seta com diferentes longitudes e o desconhecimento de quando K é constante ou tem variações frente a mudanças de temperatura; *efeito das mudanças de variáveis sobre o equilíbrio (aplicação do princípio de Le Chatelier)* – aplicações do princípio de Le Chatelier em situações inapropriadas; não consideração de todos os fatores que afetam o equilíbrio (controle de variáveis); incompreensão do efeito da adição de um gás inerte a um sistema em equilíbrio; não uso de Q e K para prever a evolução e maiores dificuldades ao aplicar Le Chatelier frente a mudanças de temperatura; *velocidade da reação* – confusão entre velocidade e extensão; quando a velocidade direta aumenta frente a uma perturbação, a velocidade inversa deve diminuir e vice-versa e aplicação de Le Chatelier a velocidades; e, *catalisadores* – o catalisador não afeta a reação inversa; diminui a velocidade inversa e produz maior proporção de produtos em uma amostra em equilíbrio; *energia* – má interpretação da informação referente ao ΔH ; não relação ΔG^0 com a extensão do equilíbrio; confusão de ΔG^0 com ΔH ; não compreensão de um processo termodinamicamente reversível; indiferenciação temperatura-energia e confusão de energia de ativação com ΔG^0 .

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

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

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

Preocupado com a persistência de erros e dificuldades relacionadas com a incorreta aplicação do princípio de Le Chatelier Pardo (1998) investigou alunos de Química, tanto do último curso pré-universitário como do nível universitário. Os resultados permitem inferir que persiste as dificuldades para predizer o efeito da variação da temperatura (a pressão constante), de massa de um dos gases participantes (a volume constante) e a pressão total (sistema com êmbolo móvel). Os resultados questionam a compreensão do princípio de Le Chatelier como uma série de regras de aplicação limitada a uma formulação quantitativa, a partir da comparação do valor do quociente da reação (Q) – perturbação – com a correspondente a constante de equilíbrio (K) – equilíbrio – para variação de massa e de pressão – volume. Foi percebido pelo autor que o chamado princípio de Le Chatelier é empregado de forma praticamente exclusiva para predizer possibilidades de deslocamento de equilíbrios químicos que tenham sido perturbados e conclui que a regra de Le Chatelier se constitui em um obstáculo metodológico no processo de ensino e aprendizagem do equilíbrio.

Quílez (2006) observou a existência de erros na apresentação da temática sobre Equilíbrio Químico em livros textos. Desse modo, partindo do pressuposto de que os mesmos também estariam presentes em estratégias e sobre o raciocínio utilizado pelos estudantes e até mesmo professores investigou grupos de alunos de diferente nível acadêmico – estudantes do curso de bacharelado, recém licenciados, professores -, com o propósito de saber o grau de domínio conceitual, bem como avaliar as possíveis dificuldades. Valendo-se da resolução dos problemas Quílez (2006) identificou que a linguagem utilizada nos enunciados propicia uma seqüência ação-reação que não facilita a compreensão dos processos físico-químicos e acarreta dificuldades que estão relacionadas com os aspectos do tipo metodológico e conceitual.

Quanto aos aspectos conceituais Quílez (2006) apontou que, em geral, existe confusão na hora de diferenciar ou identificar modificações nos sistemas em equilíbrio (que está associado a variação de no mínimo uma variável que o define) e essa mudança supõe que implica em posterior evolução (reação química). Os alunos são capazes de realizar prognósticos acerca da evolução de um sistema em equilíbrio, porém encontram dificuldades para argumentar adequadamente considerando as mudanças de concentração ou de pressão parcial associadas ao processo.

Foi verificado que quando os investigados manifestam suas idéias acerca da mudança de concentração ou de pressão parcial essas são muitas vezes consideradas paralelas às variações de massa produzidas. Concluindo o autor diz que a existência de erros conceituais tanto nos livros textos como na metodologia dos professores revela que o problema de aprendizagem do equilíbrio químico é mais complexo do que indica as dificuldades manifestadas pelos alunos.

Metodologia

Nessa investigação analisamos as respostas de 47 alunos concluintes do curso de Licenciatura em Química, do sexto e sétimo períodos, de uma universidade pública do estado de Minas Gerais, Brasil, dadas em um

questionário semi-estruturado (anexo 1) que contava com sete questões referentes à expressão da constante de equilíbrio, a representação do estado de equilíbrio através de modelos, análise de gráficos, princípio de Le Chatelier, aplicação deste princípio e equilíbrio em meio aquoso. A partir da análise dos questionários, foram estabelecidas algumas categorias de classificação das respostas para cada questão - definição de Equilíbrio Químico; representação valendo-se de modelos e princípio de Le Chatelier. As respostas dos futuros professores obtidas foram analisadas à luz de resultados de investigação sobre equilíbrio químico que fundamentaram esta pesquisa (Machado e Aragão (1996); Pardo (1998); Raviolo et al. (2001); Atkins (2003); Quílez (2006); entre outros).

Resultados e discussão

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

Definição de Equilíbrio Químico

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Representação valendo-se de modelos

Na questão analisada foi solicitada a representação de um sistema em equilíbrio. As respostas foram divididas em dois grupos: os que consideram como se todo o reagente fosse convertido em produto, com um rendimento da reação de 100%, e aqueles que consideraram que o Equilíbrio Químico é dinâmico, coexistindo reagentes e produtos. Trinta e quatro por cento (34%) dos alunos foram agrupados no primeiro grupo, 60% no segundo e 6% dos alunos deixaram essa questão em branco, o que indica que alguns alunos apresentam dificuldade em representar o Equilíbrio Químico por meio de modelos. Os modelos representados pelos alunos encontram-se nas figuras 1 a 4.

Os resultados apresentados na figura 1 revelaram a idéia de compartimentalização do sistema cujas espécies reagentes e produtos se encontrariam em recipientes separados. Isso indica que seria possível alterar a concentração só dos reagentes ou só dos produtos; que as colisões

teriam lugar apenas entre os reagentes ou entre os produtos; ou que seria possível alterar a temperatura ou a pressão em apenas um dos "lados" do equilíbrio. Muitos autores, como Furió e Ortiz (1983) e Raviolo (2001), acreditam que o uso de diagramas de entalpia, em que os reagentes estão à direita e os produtos, à esquerda, podem reforçar essa idéia. Outra análise que pode ser feita dos modelos representados na figura 1 é que os discentes apresentaram uma concepção de equilíbrio limitada, concebendo-o como um estado no qual nada mais ocorre – equilíbrio estático.

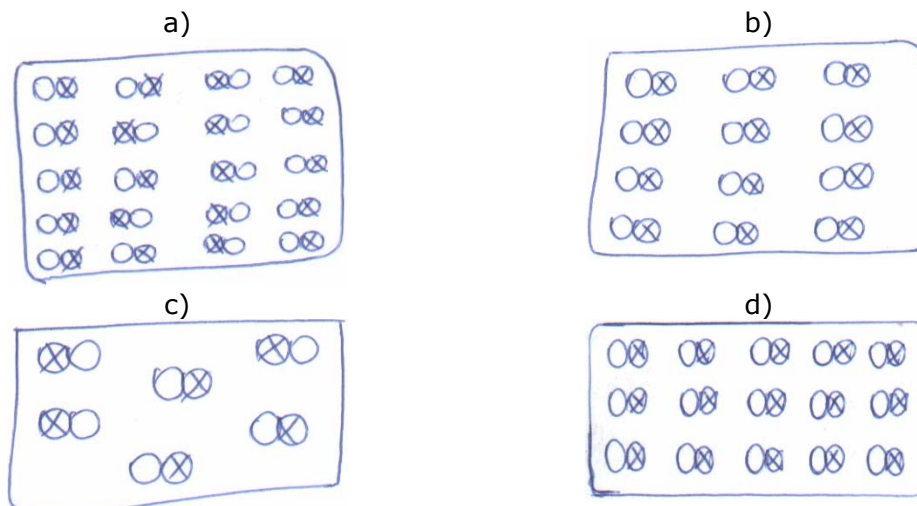


Figura 1.- Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico, evidenciando que todos os reagentes foram transformados em produtos.

E mesmo que alguns estudantes percebam que o sistema é reversível, fica claro, em muitas respostas, que a idéia de reversibilidade não implica simultaneidade, quando alguns respondem: "os reagentes formam os produtos e depois os produtos voltam a formar os reagentes" (grifo nosso), como pode ser evidenciado claramente na figura 2. Nessa figura, pode-se perceber ainda o uso da dupla seta (\rightleftharpoons) separando reagentes e produtos. O uso dessas setas em equações, sem o estabelecimento de relações entre essas representações e os fenômenos, pode contribuir para que os alunos adotem a visão compartimentalizada do sistema em Equilíbrio Químico.

A maioria dos alunos (60%) afirmou que no estado de equilíbrio coexistem reagentes e produtos, como pode ser verificado nos modelos representados na figura 3.

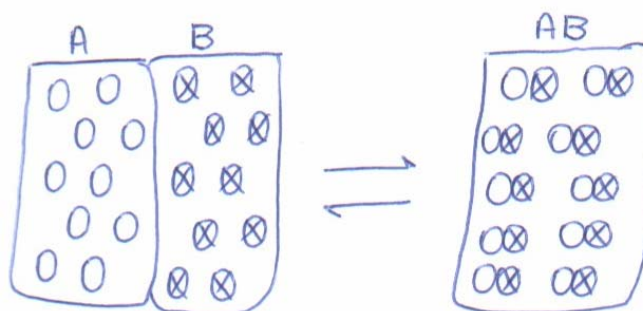


Figura 2.- Modelo representativo de um sistema em Equilíbrio Químico, evidenciando o aspecto de compartimentalização do sistema.

Como não foi apresentada a constante de equilíbrio para esta reação genérica ($A + B \rightleftharpoons AB$), os alunos poderiam ter entendido que a reação se completou com rendimento total e que, nem por isso, deixaria de estar em equilíbrio, pois existem algumas reações como, por exemplo, a dissociação de um ácido ($HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$) ou uma base forte ($NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$), em que se costuma dizer que o reagente está totalmente dissociado, ou em uma reação como a formação de cloreto de prata ($Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)}$). Em tais casos, representa-se a reação ou o equilíbrio com uma única seta. Isso significa que o equilíbrio está deslocado para o lado para o qual a seta está apontando. A "outra seta" (\leftarrow) na verdade existe, mas é "tão pequena" que não é representada.

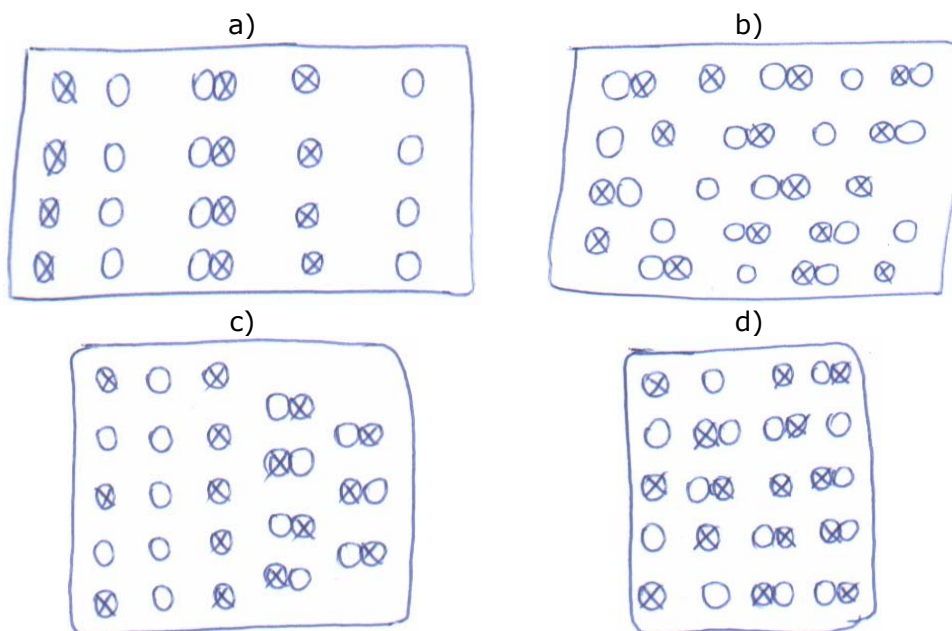


Figura 3.- Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico, evidenciando a coexistência de reagentes e produtos.

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

Outros alunos representaram o estado de equilíbrio como sendo dinâmico, valendo-se de setas para indicar o movimento das moléculas (figura 4).

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

Machado e Aragão (1996, p. 19) concluem em sua investigação que, para muitos alunos, no estado de Equilíbrio Químico não existem mais reagentes. Para outros, a reversibilidade é até possível, mas para que os reagentes sejam formados ao longo da reação, é preciso, primeiramente, que todos

tenham se transformado em produtos. Apenas a partir da formação dos produtos, envolvendo o consumo total dos reagentes, é possível que esses sejam reconstruídos.

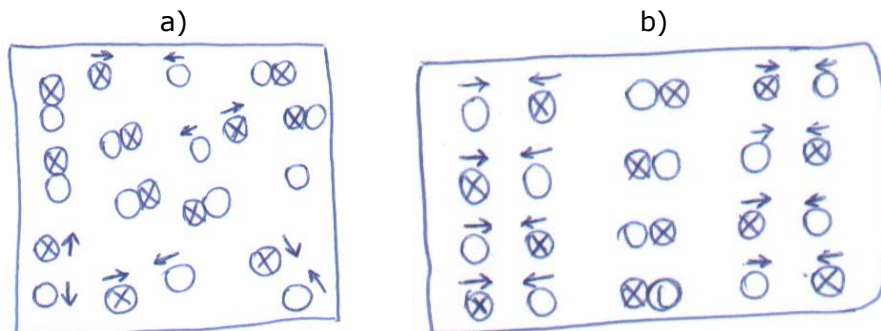


Figura 4.- Modelos representativos de um sistema em Equilíbrio Químico, evidenciando a coexistência e a dinamicidade dos reagentes e produtos.

Princípio de Le Chatelier

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

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

Efeito da variação da concentração

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Desloca para a direita	53
Desloca para a direita formando NH ₃	26
Desloca para a direita consumindo N ₂	15
Desloca para a esquerda	6

Tabela 2.- Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a adição de N₂.

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

A análise da tabela 3 mostra que a maioria dos alunos (70%) respondeu apenas que o aumento na concentração do produto desloca o equilíbrio para a esquerda. Apenas 17% justificaram que o aumento na concentração do produto favorece a reação inversa, formando nitrogênio gasoso (N₂) e gás hidrogênio (H₂); 4% afirmaram que, com o aumento da concentração do produto, o equilíbrio desloca para a esquerda, consumindo o NH₃ adicionado. Observa-se, assim, uma necessidade de insistir em um tratamento qualitativo da situação de equilíbrio, durante o ensino desse conteúdo, ou seja, é necessário que haja uma interpretação e atribuição de significados ao fenômeno. Na maioria, das vezes, a preocupação se situa mais no âmbito quantitativo que envolve apenas os aspectos quantificáveis, dando ao fenômeno um tratamento matemático.

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

Respostas	Porcentagem de alunos (N = 47)
Desloca para a esquerda	70
Desloca para a esquerda formando N ₂ e H ₂	17
Desloca para a direita	9
Desloca para a esquerda consumindo NH ₃	4

Tabela 3.- Respostas ao questionário aplicado aos alunos a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a adição de NH₃.

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

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

Adição de Catalisador

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

reação direta" (4%), "a reação alcança o estado de equilíbrio em menor tempo" e "diminui a energia de ativação" (ambas 2%).

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

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

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

Variação da temperatura

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

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

Quando questionados sobre o efeito do aumento da temperatura de um sistema em equilíbrio, 36% dos entrevistados responderam que "desloca o equilíbrio para a direita", 17% afirmaram que aumenta a velocidade da reação, sem especificar se seria a reação direta ou inversa, e 13% dos alunos responderam que "desloca o equilíbrio para a esquerda". Alguns deles responderam ainda que o equilíbrio desloca-se para o lado endotérmico (9%) e, outros, para o lado exotérmico (6%). Cinco por cento dos estudantes afirmaram que o aumento da temperatura provoca uma

diminuição na constante de equilíbrio e 2% afirmaram que provocaria um aumento no valor da constante de equilíbrio. Outras respostas obtidas foram: "não altera o equilíbrio" (6%), "o sistema sai do estado de equilíbrio" e "aumenta a desordem do sistema" (ambos, com 2%). E, ainda, 2% dos participantes deixaram essa questão sem resposta.

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

Tabela 5.- Respostas à questão a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após um aumento na temperatura do sistema.

Todas as respostas apresentadas nessa tabela merecem um olhar especial dos formadores de professores, pois mesmo que uma resposta do tipo "desloca para a esquerda" possa ser considerada correta por alguns, para muitos autores, ela seria incompleta. Quando um aluno afirma que o "aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda", um raciocínio mais completo seria afirmar que o aumento da temperatura aumenta o número de choques entre as moléculas (tanto as moléculas dos reagentes quanto as do produto). Porém, a reação direta de produção de amônia (NH_3) é exotérmica. Quando realizada em um sistema não isolante térmico, libera energia na forma de calor transferido para as vizinhanças. A reação inversa, de formação de hidrogênio (H_2) e nitrogênio (N_2) gasosos a partir da amônia, portanto, é endotérmica e absorve energia. Assim, o aumento da temperatura do sistema não favorece a formação da amônia ou, em outras palavras, favorece a reação inversa, de produção de N_2 e H_2 gasosos.

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

Nesse tipo de questão, as regras de Le Chatelier podem ser aplicadas de forma majoritária, porém não se costuma relacionar o deslocamento com a variação da constante de Equilíbrio. Um raciocínio inverso supõe considerar,

em primeiro lugar, a variação da constante de equilíbrio e, a partir da mesma, prever o sentido do deslocamento. É importante lembrar que um aumento da temperatura altera o valor da constante de equilíbrio. Especificamente para a síntese da amônia, a 25°C a constante K é igual a $6,0 \cdot 10^5$ e, a 500°C, K é $7,4 \cdot 10^{-5}$ (Chang, 1994, apud Peruzzo, 2003). Com a diminuição desse valor, pode-se inferir que o rendimento da amônia é muito menor em temperaturas altas.

Variação da pressão

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

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

Tabela 6.- Respostas ao questionamento a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a diminuição da pressão do sistema.

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

são alteradas e as concentrações em quantidade de matéria se modificam, pois o volume que os gases ocupam é menor que o inicial.

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

Como na reação em questão $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, quando a amônia é produzida, ocorre uma diminuição na pressão do sistema. Isso ocorre porque, para cada duas moléculas de amônia que são formadas, quatro moléculas (uma de N_2 e três de H_2) são consumidas. Assim, a formação de amônia diminui o número total de moléculas existentes e, portanto, a pressão que elas exercem no sistema. Equivale dizer que, em pressão e temperatura constantes, cada 4 volumes iniciais reduzir-se-ão a 2 volumes finais. Em outras palavras, essa reação ocorre com redução de 50% no volume total. Um aumento de pressão sobre esse sistema favorece a reação que resulta na diminuição da pressão total do sistema, ou seja, a reação que resulta na produção de um menor número de moléculas no estado gasoso. Ao contrário, como é sugerido na questão, uma diminuição da pressão deslocará o equilíbrio para o lado dos reagentes.

Assim, as respostas "desloca para a esquerda", "dificulta a formação de produto", "o sistema sai do estado do equilíbrio" e "desloca para o lado de maior volume" demonstram um raciocínio correto, mas são consideradas incompletas. No entanto, a resposta "diminui a velocidade da reação", como já foi discutida anteriormente, é uma concepção alternativa, pois para muitos alunos, falar "a reação" seria apenas *a reação direta*. As respostas "acelera a reação" (pelo mesmo motivo: "a reação direta"), "desloca para a direita", "desloca para o lado de menor número de mol" e "nada ocorre, pois diminui a pressão em todo o sistema" apontam que alguns conceitos não estão bem claros para os alunos.

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

Variação do volume

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

Nessa questão, 28% dos alunos responderam que a diminuição do volume provoca um deslocamento do equilíbrio para a direita enquanto, aproximadamente, 15% deles manifestaram que desloca para a esquerda; 15% afirmaram que a diminuição do volume não propicia nenhuma alteração no sistema e outro grupo, em igual proporção, que esse efeito provocaria um aumento na velocidade da reação. Outras respostas encontradas foram: "provoca a diminuição da pressão e desloca para a

direita" (4%), "desloca para o lado de menor volume", "não altera o equilíbrio por ser em todo o sistema" e "nada ocorre, por ser gasoso" (cada uma dessas, 2%). Tal questão teve um número consideravelmente elevado de respostas em branco, 17% delas.

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

Tabela 7.- Respostas ao questionário a respeito do que ocorre no equilíbrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$, após a diminuição do volume do sistema.

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

Portanto, as respostas "desloca para a direita", "aumenta a velocidade da reação (*direta*)" e "desloca para o lado de menor volume" seriam aquelas que demonstraram um raciocínio que embora resumido estaria mais apropriado às regras de Le Chatelier. Esta questão apresentou um número elevado de idéias diferentes. As respostas "nada ocorre", "não altera o equilíbrio por ser em todo o sistema", "nada ocorre, por ser gasoso" demonstram que alguns alunos confundem os termos que são ou não considerados na expressão do equilíbrio, como sólido e líquidos, que não são considerados nessa expressão, apenas em componentes gasosos e em solução. A resposta "desloca para a esquerda" indica uma aplicação equivocada das regras de Le Chatelier e a resposta "provoca a diminuição da pressão e desloca para a direita" indica confusão nos conceitos de pressão e volume, uma vez que a diminuição do volume subentende aumento da pressão.

Aplicação prática do Princípio de Le Chatelier

Os educandos foram solicitados a aplicar os conceitos de deslocamento do equilíbrio a uma situação contextualizada (questão 6 – anexo 1). Os resultados encontram-se na tabela 8.

Pode-se verificar nessa tabela que a maioria dos alunos (64%) respondeu que a solução final teria a cor azul, justificando que a adição de NaOH consumiria os íons H^+ e que isso causaria um deslocamento do equilíbrio

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

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

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

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

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

E sobre o conteúdo específico Equilíbrio Químico, os professores precisam tomar cuidado com a linguagem utilizada para definir os conceitos, principalmente de Equilíbrio, desassociando-o das idéias populares de equilibrista, equilíbrio físico, mental, emocional, financeiro – e discutindo os aspectos onde o princípio de Le Chatelier não é infalível, como a adição de um gás inerte, por exemplo. O uso indiscriminado de termos de linguagem

comum pode-se tornar um obstáculo verbal, o que não apenas impede o domínio do conhecimento científico, como também cristaliza conceitos errados.

Considerações finais

A análise dos questionários indicam que os futuros professores apresentam dificuldades em definir o Equilíbrio Químico, aplicar as regras de Le Chatelier na resolução de problemas e conceituar equilíbrio químico aplicado a soluções de eletrólitos. Para superar essas dificuldades conceituais, os futuros professores precisam entender que a igualdade da velocidade em um estado de equilíbrio não significa que a extensão dos processos direto e inverso é a mesma. Há necessidade de discutir a constante de equilíbrio (K), indicando o progresso da reação direta frente à inversa se um determinado sistema alcança o equilíbrio (extensão final do processo). Eles devem também saber derivar a definição operativa desta constante K para qualquer processo reversível, seja homogêneo ou heterogêneo, e saber prever em situações concretas se um sistema está ou não em equilíbrio. Em particular, há que se reconhecer que K só dependerá da temperatura e do sistema químico representado no esquema da reação e, paradoxalmente, não das concentrações no equilíbrio (visto que é uma constante). Um raciocínio matemático, associado à expressão da constante de equilíbrio, permite fazer previsões de forma não-equivocada.

É preciso, também, entender qual será o sentido da evolução de um sistema químico em equilíbrio quando este é perturbado, identificando as limitações do princípio de Le Chatelier. Por exemplo, em um sistema do tipo $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + D_{(g)}$, uma variação do volume à temperatura constante, segundo este princípio, pode induzir a pensar que não ocorreria variação da concentração dos participantes da reação, ou ainda quanto à adição de um gás inerte e, a saber, analisar as velocidades da reação, aplicando o modelo de colisões.

Em consonância com outros estudos foi possível perceber que os resultados são similares a outros encontrados para alunos do ensino médio. e permitem inferir que os futuros professores possuem idéias/concepções muito próximas das dos alunos. Entre elas podemos citar as que se relacionam com a imagem do sistema em equilíbrio (recipiente fechado, dinamismo, constância das concentrações, composição da mistura em equilíbrio) e com os aspectos cinéticos (modo de colisões, constância e variação de velocidades de reação em diferentes momentos).

Desse modo, as análises que apresentamos mostram-nos que é necessário investimentos na formação científica dos futuros professores tendo em vista que os problemas conceituais dos mesmos podem passar a existir refletido nos conhecimentos apresentados pelos estudantes. Desse modo, se não investirmos na formação docente as dificuldades conceituais serão mantidas nos diferentes níveis de ensino.

Referências bibliográficas

Atkins, P. e J. Paula (2003). *Físico-Química*. Rio de Janeiro: LTC.

Bergquist, W. e H. Heikkinen (1990). Students' ideas regarding chemical equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 67,12, 1000-1003.

Butts, B. e R. Smith (1987). What do students perceive as difficult in H.S.C. Chemistry? *The Australian Science Teachers's Journal*, 32, 45-51.

Carvalho, A.M.P. e D. Gil-Pérez (1993). *Formação de professores de Ciências: tendências e inovações*. São Paulo: Cortez.

Carvalho, A.M.P. e D. Gil Pérez (2001). O saber e o saber fazer dos professores. En A. D. Castro e A. M. P. Carvalho, (Org.) *Ensinar a Ensinar: Didática para a Escola Fundamental e Média* (pp. 107-124). São Paulo: Pioneira Thomson

Feltre, R. (1996) *Fundamentos da Química*, São Paulo: Moderna.

Finley, F.N., Stewart, J. e W.L. Yaroch (1982). Teachers' perceptions of important and difficult science content. *Science Education*, 66, 4, 531-538.

Furió, C. e E. Ortiz (1983). Persistencia de errores conceptuales en el estudio del equilibrio químico. *Enseñanza de la Ciencias*, 1, 1, 15-20.

Garnett, P.J., Garnett, P.J. e M.W. Hackling (1995). Students' alternative conceptions in chemistry: a review of research and implications for teaching and learning. *Studies in Science Education*, 22, 69-95.

Gorodetsky, M. e Gussarsky, E. (1986). Misconceptualization of the chemical equilibrium concept as revealed by different evaluation methods. *European Journal of Science Education*, 8, 4. 427-441.

Hackling, M.W. e P.J. Garnett (1985). Misconceptions of chemical equilibrium. *European Journal of Science Education*, 7, 2, 205-214.

Hashweh, M. (1987). Effects of subject -matter knowledge in the teaching of biology and physics. *Teaching and teacher education*, 3, 2, 109-120.

Hernando, M., Furió, C., Hernandez, J. e M.L. Calatayud (2003). Comprensión del equilibrio químico y dificultades en su aprendizaje. *Enseñanza de la Ciencias*, n. extra, 111-118.

Jiménez, V.M. e Bravo, T.G. (2000). La formación inicial del profesorado de ciencias. En J. Perales e P. Cañal (Org.) *Didáctica de las ciencias experimentales*. (pp. 535-581). Alcoy: Marfil.

Johnstone, A.H., Macdonald, J.J. e G. Webb (1977). Chemical equilibrium and its conceptual difficulties. *Education in Chemistry*, 14, 6, 169-171.

Machado, A.H. e R.M.R. Aragão (1996). Como os estudantes concebem o estado de equilíbrio químico. *Revista Química Nova na Escola*, 4, 18-20.

Maldaner, O.A. (2000). *A formação inicial e continuada de professores de Química professor-pesquisador*. Ijuí: UNIJUÍ.

Milagres, V.S. e R.S. Justi (2001). Modelos de Ensino de Equilíbrio Químico - algumas considerações sobre o que tem sido apresentado em livros didáticos no ensino médio. *Revista Química Nova na Escola*, 13, 41-46.

Pardo, J.Q. (1998). Persistencia de errores conceptuales relacionados con la incorrecta aplicación del principio de Le Chatelier, *Educación Química*, 9, 6, 367-377.

Pedrosa, M.A. e M.H. Dias (2000). Chemistry Textbook Approaches to Chemical Equilibrium and Student Alternative Conceptions. *Chemical Education: Research and Practice in Europe*, 1, 2, 227-236.

Pereira, M.P.A. (1989). Equilíbrio Químico - Dificuldades de aprendizagem I - Revisão de opiniões não apoiadas por pesquisa. *Revista Química Nova*, 12, 1, 76-81.

Peruzzo, F.M. e E.L. Canto (2003). *Química na abordagem do cotidiano: Físico-Química*. São Paulo: Moderna.

Quílez, J. (2006). Análisis de problemas de selectividad de equilibrio químico: errores y dificultades correspondientes a libros de texto, alumnos y profesores. *Enseñanza de las Ciencias*, 24, 2, 219-240.

Quílez, J. e J.J. Solaz (1995). Students' and teachers' misapplication of the Le Chatelier's principle. Implications for the teaching of chemical equilibrium. *Journal of Research in Science Teaching*, 32, 939-957.

Raviolo, A., Baumgartner, E., Lastres, L. e N. Torres (2001). Logros y dificultades de alunos universitarios em equilibrio químico: uso de un test con proposiciones. *Educación Química*, 12, 1, 8-26.

Rocha, A., Scandrolí, N., Castiñeiras, J.M.D. e E. García-Rodeja (2000) Propuesta para enseñanza del equilibrio químico. *Educación Química*, 11, 3, 343-352.

Shriver, D.F. e P.W. Atkins (2003) *Química Inorgânica*. Porto Alegre: Bookman.

Van Driel, J.H. e W. Gräber (2002) The teaching and learning of chemical equilibrium. En J. K. Gilbert, et al (Eds.), *Chemical education: Towards research-based practice* (pp. 271-292). Dordrecht/Boston/London: Kluwer Academic Publishers.

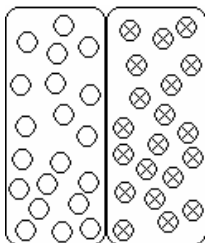
Anexo 1

QUESTIONÁRIO

Sua idade: _____ anos.

Período que cursa: _____

1) Como você definiria "Equilíbrio Químico"? (o que esta expressão representa para você?) Defina com suas palavras.

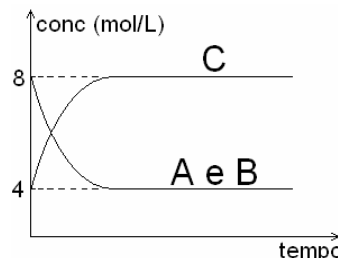


2) Considere uma reação reversível, genérica, entre as substâncias A e B, formando a substância AB. Essa reação será representada pela equação $A + B \rightleftharpoons AB$. Considere no desenho abaixo, os átomos de A representados por \bigcirc e de B, por \otimes . Represente este mesmo sistema após a remoção da divisória que separa os dois compartimento, mostrando como ele fica após o estabelecimento do equilíbrio. Represente o produto AB como $\bigcirc\otimes$.

3) Escreva a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração (Kc) para os seguintes equilíbrios:

- a) $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(g)} + 2Cl_{2(g)}$.
- b) $Fe^{2+}_{(aq)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{(aq)} + Cu^{+}_{(aq)}$.
- c) $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CaCO_{3(s)}$.

4) Considere uma reação hipotética: $A + B \rightarrow C$. O gráfico da variação da concentração dos reagentes e produtos, em função do tempo, a uma dada temperatura, é mostrado a seguir:



A constante de equilíbrio para a reação é:

- a) 1 b) 2 c) 1/2 d) 1/4

5) Um sistema está em equilíbrio, como indica a equação: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H > 0$. O que acontece com este sistema se:

- a) adiciona-se N_2 ?
- b) adiciona-se NH_3 ?
- c) adiciona-se um catalisador?
- d) aumenta-se a temperatura?
- e) diminui a pressão no sistema?
- f) diminuindo o volume do sistema?

6) Em uma solução aquosa diluída e avermelhada do indicador HA há o equilíbrio: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$, sendo que a espécie HA é de cor vermelha e a espécie A^- é de cor azul. O que se observa se a esta solução for adicionado hidróxido de sódio em excesso?

7) Considerando as soluções:

- I) 50mL de ácido clorídrico (HCl) 0,1mol/L ($K_a =$ muito alto)
- II) 50mL de ácido acético (CH_3COOH) 0,1mol/L ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

E responda:

- a) Qual solução tem maior concentração $[H^+]$?
- b) Qual solução é mais ácida? Por que?
- c) Para neutralizar totalmente estas soluções com NaOH (0,1mol/L), você gastaria o mesmo volume ou volumes diferentes de base? Por que?
- d) Após a neutralização total, o pH será igual a 7 em ambas ou não? Por que?