

# Ampliando a discussão nas atividades experimentais de Química Orgânica: integrando conceitos de Equilíbrio Químico

Aline G. Nichele (PQ)\*<sup>1</sup>, Andréia M. Zucolotto (PQ), Rossana A. Schenato (PQ)

<sup>1</sup> Instituto Federal de Educação Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Sul, IFRS - Campus Porto Alegre. Av. Ramiro Barcelos, 2777, Porto Alegre, RS. \* [aline.nichele@ufrgs.br](mailto:aline.nichele@ufrgs.br)

*Palavras-Chave: Equilíbrio químico, constante de distribuição, interdisciplinaridade.*

## RESUMO:

Equilíbrio químico é um dos tópicos da Química em que há inúmeras dificuldades no seu estudo. Além da possibilidade de desenvolvimento deste tema no contexto da cinética química ou da termodinâmica, observamos que no âmbito da Química Orgânica Experimental, especialmente no estudo das extrações, há uma potencialidade de inter-relações a serem desenvolvidas, desde que problematizemos a abordagem geralmente dada, a qual é diferente daquela utilizada no estudo do equilíbrio, nas demais disciplinas de química, como a química geral e as analíticas. Entendemos que a proposta apresentada na Química Orgânica Experimental, dá aos estudantes a ideia de que tratam-se de conceitos diferentes, desfavorecendo a integração desses conceitos básicos. Neste trabalho, discutimos e contrapomos o modo como os livros textos de Química Orgânica Experimental tradicionalmente abordam o equilíbrio, no contexto da constante de distribuição, e propomos que este seja trabalhado relacionado ao equilíbrio químico, como mais outro campo de aplicação desse estudo.

## INTRODUÇÃO E METODOLOGIA

No âmbito da Educação em Ciências - especialmente na área da Química - as atividades que envolvem interdisciplinaridade (SANTOMÉ, 1998) e a interpretação dos fenômenos cotidianos, requerem aprofundamento e uma abordagem diferente em relação aos conceitos envolvidos. Entretanto, a efetivação destas abordagens ainda é um desafio e, na atual organização curricular, a reunião e a correlação de várias informações, desenvolvidas separadamente por diferentes disciplinas nos cursos de Química ficam sob responsabilidade dos alunos. Com isto, repensar os objetivos das atividades teórico-experimentais num curso da área de Ciências é um importante aspecto a ser investigado.

Estamos buscando superar esses desafios através da investigação e construção de alternativas de ensino, preconizando a interdisciplinaridade, o desenvolvimento de atitudes investigativas (DEMO, 1997) e de pesquisa, fundamentadas na adaptação, na elaboração de atividades experimentais integradoras, fomentando a discussão acerca da complexidade de conceitos presentes nestas práticas.

A investigação está estruturada em duas frentes: uma delas é a pesquisa bibliográfica para a identificação de artigos e livros, da área da Química, com sugestões de atividades práticas, nos moldes desejados, a fim de comparar as propostas em execução, com tradicionais e novas alternativas encontradas nas referências; a outra, é a análise do potencial das práticas tradicionalmente realizadas

no curso técnico em Química do IFRS – Campus Porto Alegre, de tal modo que os professores atuantes nas diferentes disciplinas ampliem a inter-relação de conceitos envolvidos em cada atividade prática.

A criação de espaços de discussão buscando a integração dos diversos conceitos trabalhados, nas diferentes áreas de conhecimento do curso, tem permitido estabelecer relações entre os mesmos, até então não abordadas, pois se discute com profundidade atividades teórico-experimentais.

Um dos temas que temos explorado é Equilíbrio Químico, buscando aprofundar este conceito por meio da interpretação dos fenômenos observados nas disciplinas de caráter prático. Assim, desenvolvemos um estudo detalhado dos conceitos com potencialidade para serem abordados e integrados. Com isto, pretende-se, propor um conjunto de reflexões a respeito da temática em estudo, que possam favorecer a aprendizagem, conforme a literatura tem problematizado.

O tema equilíbrio químico é um dos assuntos mais difíceis e exigentes para alunos do Ensino Médio ou de cursos introdutórios de química no Ensino Superior (Wilson, 1998). Trata-se de um tema de natureza abstrata que demanda o domínio de um grande número de conceitos subordinados (Quílez- Pardo e Solaz-Portoles, 1995a) como, por exemplo, uma clara compreensão de como as reações químicas se passam em nível molecular (Maskill e Cachapuz, 1989). É de se destacar, também, a importância desse tema para o estudo de outros aspectos da Química como comportamento ácido-base, reações de oxirredução e de precipitação. Sendo assim, faz-se necessário conhecer as dificuldades de aprendizagem e os erros conceituais relacionados bem como suas possíveis origens (CANZIAN e MAXIMIANO, 2009).

Num primeiro momento analisamos as atividades práticas de Química Orgânica, Química Analítica Qualitativa e Química Analítica Quantitativa relacionando o tema em questão – equilíbrio químico - com a discussão fomentada na disciplina denominada Química Básica II, do Curso Técnico em Química, do IFRS – Campus Porto Alegre. Como o nome da disciplina indica, esta aborda conceitos que são utilizados nos demais componentes curriculares, aprofundando e buscando a construção de modelos para melhor explicar e compreender os fenômenos das práticas. Trata-se de um trabalho recorrente, de voltar à prática para explicar as observações e ainda, partir destas para lançar questionamentos que provoquem a interpretação dos dados e das relações que se podem estabelecer.

Nosso trabalho tem sido enfatizar as relações, desafiando os alunos a descreverem as aplicações dos conceitos teóricos nas disciplinas de caráter prático. Trata-se de provocar o pensar, no sentido de ampliar o inter-relacionamento entre os assuntos comuns às mesmas. Além disso, busca-se construir os conceitos retomando-os a partir de sua aplicação nas Químicas Analíticas – Qualitativa e Quantitativa - e na Química Orgânica Experimental, com o intuito de aprofundar a compreensão conceitual e propondo a abstração para explicar os fenômenos envolvidos.

O tópico discutido neste trabalho - Equilíbrio Químico - apresenta inúmeras dificuldades, tal como vários autores têm abordado.

Machado e Aragão (1996, p. 20) afirmam que:

As idéias dos alunos em relação ao conceito de equilíbrio químico [...] evidenciam uma deficiência na compreensão de aspectos importantes desse conceito, como por exemplo, o aspecto dinâmico do equilíbrio químico, o significado da constante de equilíbrio e a diferença entre fenômenos e suas representações. Isto parece ter origem na forma como o conceito é abordado nas aulas de química e nos livros didáticos, com pouca ênfase em aspectos conceituais e qualitativos. Parece não ser suficiente abordar o conceito a partir de sua definição e da realização de exercícios quantitativos. Além disso, as idéias dos alunos discutidas neste artigo parecem colocar-nos uma questão em relação à abordagem de conceitos químicos em nossas salas de aula: a importância de se mudar de foco. Isto significa desfocar um pouco o quadro negro ou a lousa, desfocar um pouco a palavra onipotente do professor, o profundo domínio do livro didático. Significa, então, focalizar o fenômeno. Trazer o fenômeno para o centro de nossa sala de aula, observá-lo. Dar a palavra a nossos alunos e alunas e tentar perceber o que eles pensam sobre o que observam e como podem explicar o que observam utilizando modelos para a constituição das substâncias.

Neste sentido, entendemos que a proposta desenvolvida tem contribuído para aprendizagem de equilíbrio químico, pelos alunos, em diferentes contextos do curso Técnico em Química, pois temos provocado questionamentos acerca das diferentes aplicações encontradas na literatura para equilíbrio químico, na disciplina de Química Orgânica Experimental. Temos sugerido que os alunos problematizem conceitos tradicionalmente trabalhados de forma desconetada, mas que na realidade tratam do mesmo tema e têm a mesma fundamentação conceitual.

## RESULTADOS E DISCUSSÃO

Na comparação das diferentes aplicações e abordagens acerca do equilíbrio químico, uma em especial é apresentada de maneira diferente aos alunos: o estudo da constante de distribuição, ou coeficiente de partição na Química Orgânica Experimental, no que tange o estudo de extrações descontínuas. Livros textos tradicionais de Química Orgânica Experimental, tais como Química Orgânica Experimental: Técnicas de Pequena Escala (PAVIA et al, 2009) e Experimental Organic Chemistry: a miniscale and microscale approach (GILBERT; MARTIN, 1998) definem a constante de distribuição (K) como:

$$K = \frac{C_2}{C_1} \quad \text{Equação 1}$$

Em que:

“ $C_1$  e  $C_2$  são as concentrações no equilíbrio, em gramas por litro ou miligramas por mililitro do soluto A no solvente 1 e no solvente 2, respectivamente” (PAVIA et al, 2009).

Nos livros textos de Química Orgânica Experimental as concentrações são consideradas como relações de massa – e não de quantidade de matéria – por volume. Entendemos que tal abordagem diverge daquela adotada na Educação Básica e no Ensino Superior ao abordar equilíbrio químico.

No Ensino Médio, o equilíbrio químico tem uma abordagem com enfoque cinético. A expressão da constante de equilíbrio é deduzida a partir das leis da velocidade da reação direta e da reação inversa, quando o sistema atinge o equilíbrio, ou seja, quando as velocidades destas se igualam (PERUZZO, CANTO, 2009). Sabadini e Bianchi (2007, p.10) apontaram os seguintes equívocos para esta abordagem:

Podem-se identificar pelo menos três pontos negativos na abordagem cinética de equilíbrio químico:

- 1) O conceito é rigorosamente mais amplo quando derivado da termodinâmica.
- 2) Para obter a expressão analítica da constante de equilíbrio, usa-se o artifício de igualar as velocidades das reações de “ida e volta”. Assim, ao escrever as expressões referentes à lei de velocidade, assume-se que as reações possuem apenas uma etapa. A confusão de conceitos fica explícita em alguns livros, nos quais, ao usar o exemplo da reação de formação de amônia a partir de nitrogênio e hidrogênio,  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons NH_3$ , os autores apresentam a lei de velocidade para a reação direta sendo tetramolecular ( $[N_2].[H_2]^3$ ), o que acarreta em outro erro grave, agora do ponto de vista cinético, pois não existem registros de reações químicas com molecularidade maior que três.
- 3) O maior problema na abordagem cinética do equilíbrio químico está, em nosso ponto de vista, na não-inserção das transformações químicas dentro de um conceito mais universal sobre as transformações da natureza.

Estes pontos negativos indicam que esta abordagem estaria simplificando demais os conceitos para o Ensino Médio, ao ignorar a questão da Termodinâmica.

O equilíbrio químico é rigorosamente descrito pelas leis da termodinâmica. Essa ciência, que trata das situações gerais de equilíbrio, não se preocupa com as causas das transformações, mas somente com os estados de equilíbrio. Para uma determinada reação química, a termodinâmica tem a capacidade de prever qual será a proporção de reagentes e produtos no estado de equilíbrio, mas nada pode dizer sobre os caminhos que a reação seguiu. As etapas (mecanismo) da reação são tratadas dentro de outra ciência complementar, a Cinética Química. (SABADINI, BIANCHI, 2007, p. 12)

Uma abordagem alternativa é sugerida pelo GEPEQ (1998), ao tratar o tema equilíbrio químico a partir dos dados experimentais e do estabelecimento de relações matemáticas que descrevam uma constante.

No nível superior, o equilíbrio químico é ensinado com abordagem cinética, bem como termodinâmica, dependendo da disciplina em questão.

No contexto da Química Geral, os fundamentos do equilíbrio químico são baseados nos mesmos argumentos utilizados no Ensino Médio, ou seja, no equilíbrio, as velocidades das reações direta e inversa são iguais. Atkins (2001) fundamenta esta afirmação colocando que as velocidades das reações são funções de constantes de

velocidade e concentrações. Assim, pode-se suspeitar que há uma relação entre as constantes de velocidades das reações elementares e as constantes de equilíbrio, e a reação global relaciona as velocidades das reações direta e inversa. Com esta justificativa apresenta a expressão da constante de equilíbrio como a conhecida relação entre as concentrações em quantidade de matéria entre produtos e reagentes. Enfim, segundo Atkins (2001, p. 674) “a constante de equilíbrio para uma reação é igual a razão das constantes de velocidade das reações elementares direta e inversa que contribuem para a reação global”.

A abordagem termodinâmica pode ser iniciada a partir da definição acima, considerando-se que, para uma mistura reacional que ainda não produziu produtos suficientes para ter alcançado o equilíbrio, a direção espontânea das mudanças é no sentido de formar mais produtos, o que significa, em termos de energia livre de reação ( $\Delta G_r$ ) que esta é menor que zero, à temperatura e pressão constantes; caso houvesse excesso de produtos e a quantidade de reagentes produzidos ainda não fossem suficientes, em termos de energia livre esta seria maior que zero. O sistema atinge o equilíbrio quando não há tendência de espontaneidade para nenhuma das duas possíveis direções, isto é, o sistema está em equilíbrio quando  $\Delta G_r = 0$ . Esta abordagem é utilizada para prever se os reagentes tem tendência espontânea para se transformar em produtos, e conseqüentemente prever a composição reacional quando o equilíbrio químico é atingido. “A temperatura e pressão constantes, uma mistura reacional tende a ajustar sua composição até que sua energia de Gibbs seja um mínimo” (ATKINS, 2003, p.127). Os dados termodinâmicos podem ser usados para prever a composição em equilíbrio, pois “quando a reação alcança o equilíbrio, a composição não tem mais nenhuma tendência para mudar, e conseqüentemente a reação não é espontânea em nenhuma direção”.

No equilíbrio, o quociente reacional tem um determinado valor, K, denominado de constante de equilíbrio. A constante de equilíbrio é expressa em função das atividades da espécie químicas envolvidas, e numa abordagem mais simplificada, a atividade das espécies químicas são substituídas pelas concentrações em mol.L<sup>-1</sup>, entretanto, é importante ter-se claro que para sistemas reais, a atividade não é exatamente igual a concentração em mol.L<sup>-1</sup> ou a pressão (ATKINS, 2003).

Independente da abordagem dada ao equilíbrio químico, uma vez conhecida a constante de equilíbrio, tradicionalmente faz-se uso de uma tabela de equilíbrio para estabelecer-se, com organização, a quantidade de matéria das espécies envolvidas num sistema, no seu estágio inicial e no equilíbrio - a qual auxilia significativamente na determinação das quantidades das espécies envolvidas. O quadro 1, abaixo, que é baseado no exemplo do cálculo de solubilidade de um sólido iônico, no caso PbCl<sub>2</sub>, esquematiza a determinação das quantidades das espécies químicas no equilíbrio, tão utilizados na disciplina de Química Analítica Qualitativa.

A solubilização do PbCl<sub>2</sub>, em água, numa temperatura constante, envolve a seguinte situação de equilíbrio:



O cálculo de sua solubilidade é possível conhecendo-se o valor da constante de solubilidade ( $K_S$ ), a expressão matemática para esta constante e as quantidades das espécies químicas no equilíbrio, as quais são determinadas a partir do quadro 1:

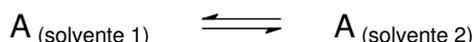
**Quadro 1: Quantidades envolvidas no equilíbrio de solubilidade do  $PbCl_2$ .**

	$PbCl_2 (s)$	$Pb^{+2} (aq)$	$2Cl^- (aq)$
Início	“Quantidade inicial” X	----	---
Equilíbrio	“Sobra” X - s	s	2s

Como mencionado anteriormente, nosso trabalho tem sido enfatizar as relações, desafiando os alunos a descreverem as aplicações dos conceitos teóricos nas disciplinas de caráter prático, e, neste ponto, observamos que há uma diferença na abordagem dada ao equilíbrio químico quando este é tema das aulas práticas de Química Orgânica, especificamente, quando se trabalha com extração descontínua, e o conceito da constante de distribuição (ou coeficiente de partição). Este pode ser entendido como:

Quando se agita uma solução (soluto A no solvente 1) com um segundo solvente (solvente 2) imiscível no primeiro, o soluto se distribui entre as duas fases líquidas. Quando as fases se separam em duas camadas, estabelece-se um equilíbrio tal que a razão das concentrações do soluto em cada camada é uma constante, chamada de coeficiente de partição (PAVIA et al, 2009).

O equilíbrio em questão é



É fundamental observar que neste caso,  $C_1$  e  $C_2$ , que são as concentrações no equilíbrio do soluto A, são descritas em gramas por litro ou miligramas por mililitro do soluto A no solvente 1 ( $C_1$ ) e no solvente 2 ( $C_2$ ), respectivamente, e não em quantidade de matéria, o que contraria as duas abordagens consideradas anteriormente para o estudo do equilíbrio químico. Na prática, o solvente 1 normalmente é água, e o solvente 2 é o solvente orgânico extrator, ou seja



Um complicador é que em obras, tais como Experimental Organic Chemistry (1998), a desconexão é agravada pela apresentação de uma segunda fórmula para o cálculo da constante de distribuição:

$$K = \left( \frac{A_0 - A_1}{V_x} \right) \left( \frac{V_o}{A_1} \right) \quad \text{Equação 2}$$

Para a qual o autor define que,

$A_0$  = quantidade (em gramas) do soluto na fase original (aquosa).

$A_1 = (A_0 - A_x)$  = quantidade (em gramas) do soluto na fase original (aquosa) após a extração.

$V_0$  e  $V_x$  = volume (mL) do solvente original (água) e do solvente extrator (fase orgânica).

Esta equação (2) é apresentada sem existir qualquer correlação com tabelas de equilíbrio similares à apresentada no quadro 1; entretanto, entendemos que a apresentação desta fórmula seria dispensável, se utilizássemos uma tabela semelhante ao quadro 2 para a resolução de questões envolvendo constantes de distribuição, tal como a resolução de qualquer outro equilíbrio químico.

**Quadro 2: Equilíbrio envolvido na determinação da constante de distribuição.**

	$A_{(aq)}$	$A_{(org)}$
Início	m	----
Equilíbrio	m - x	x

A partir da substituição das quantidades em massa, sendo “m” a massa inicial da substância a ser extraída da fase aquosa, e “x” a massa extraída para a fase orgânica, que são representadas no estado de equilíbrio e, considerando-se  $V_{aq}$  como o volume da solução aquosa (solvente 1), e  $V_{org}$  o volume da fração do solvente orgânico extrator (solvente 2), na expressão de equilíbrio:

$$K = \frac{C_2}{C_1} \quad \text{Equação 1}$$

Obtém-se a seguinte expressão:

$$K = \frac{\frac{x}{V_{org}}}{\frac{m-x}{V_{aq}}} \quad \text{Equação 3}$$

É relevante observar que, se adaptarmos a representação dos termos que constam na Equação 2 para os utilizados no detalhamento do quadro 2, a Equação 2 seria representada da seguinte forma:

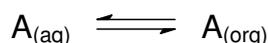
$$K = \left( \frac{x}{V_{\text{org}}} \right) \left( \frac{V_{\text{aq}}}{m - x} \right) \quad \text{Equação 4}$$

Apenas efetuando-se a reorganização dos termos da Equação 4, verifica-se que esta tem o mesmo significado da Equação 3. Isto significa que os livros textos de química orgânica experimental poderiam abordar os cálculos relacionados à constante de distribuição com o mesmo contexto teórico que as demais áreas da química utilizam, ao invés de apresentar fórmulas prontas, tal como a Equação 2.

Em atividade realizada para determinação experimental do coeficiente de distribuição com nosso grupo de alunos, instigamo-os a relacionar as duas aparentemente “desconectadas” abordagens de equilíbrio (a da Química Básica e a da Físico-Química com a da Química Orgânica), levando-os a perceber de que se tratava de um mesmo tópico da química.

A provocação para a reflexão junto aos alunos, para que pudessem perceber esta conexão mostrou a integração dos conceitos nas diferentes áreas da Química, analisando os fenômenos em sua dinamicidade. Assim, a pergunta central foi: “por que neste caso (constante de distribuição) as concentrações não são expressas em mol.L<sup>-1</sup> e sim em mg.mL<sup>-1</sup>?”. Apesar de inicialmente os alunos não conseguirem argumentar, uma sequência de interrogações provocou novas interpretações e explicações. Perguntou-se: “tratam-se de coisas diferentes?”. Como a maioria dos alunos responderam que sim, os convidamos para relembrar a definição e a origem da constante de distribuição. Perceberam que se trata de equilíbrio químico, o mesmo estudado em outras disciplinas, como a Química Analítica Qualitativa e a Química Básica, entretanto, não encontraram explicação ou relação entre elas.

A proposição foi a construção da tabela de equilíbrio para a resolução do problema em questão. Ao mesmo tempo em que o equilíbrio, envolvido nas extrações descontínuas – tema da aula – foi rerepresentado.



A partir deste momento, mostramos que no caso do equilíbrio envolvido numa reação química, tal como a da formação da amônia – exemplo clássico de equilíbrio químico - diferentes substâncias estão envolvidas. Isto significa que a única relação correta para expressar as proporções destas espécies deve ser feita considerando-se a quantidade de matéria, e não a massa, uma vez que cada uma delas possui uma massa molar diferente, bem como quantidades diferentes (em mols) de cada uma das espécies envolvidas na transformação.

Por outro lado, o equilíbrio estabelecido em procedimentos de extração descontínua envolvem uma mesma espécie química, ou seja, a massa molar é a mesma. Desta forma, se a relacionarmos nas duas diferentes fases – aquosa e orgânica – em que se distribuem durante a extração, em relação ao número de mols, ou em relação a sua massa, a proporção encontrada será exatamente a mesma. Consequentemente, não se trata de uma exceção, utilizar as concentrações em mg.mL<sup>-1</sup>

<sup>1</sup> ao invés de mol.L<sup>-1</sup>, na verdade, é necessário explicitar aos estudantes que neste caso, o uso de uma unidade ou de outra conduziriam exatamente ao mesmo resultado.

## CONCLUSÃO

Essa discussão nos leva a defender o cálculo do coeficiente de partição sem o uso de fórmulas – como as apresentadas nos livros de Química Orgânica Experimental - mas sim, aproveitando a mesma abordagem dada aos cálculos de equilíbrio químico das demais disciplinas, tais como os quadros 1 e 2 apresentados.

## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS. Peter W. **Físico-Química – Fundamentos**. 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003.

ATKINS, Peter; JONES, Loreta. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001.

CANZIAN, Renato; MAXIMIANO, Flavio Antonio. . Princípio de Le Chatelier: O que tem sido apresentado em livros didáticos?. **Química Nova na Escola** (no prelo) 2009. Disponível em <<http://qnesc.sbq.org.br/online/prelo/files/PE-5708.pdf>>. Acesso em: 30 abr. 2010.

DEMO, P. **Educar pela pesquisa**. Campinas, SP: Autores associados, 1997.

GEPEQ – Grupo de pesquisa em Educação Química - IQUSP. **Interações e transformações II: Química – Ensino Médio**: livro do aluno. 2. ed. São Paulo: Editora da Universidade de São Paulo, 1998.

MACHADO, Andréa Horta; ARAGÃO, Rosália Maria Ribeiro de. Como os estudantes concebem o estado de equilíbrio químico. **Química Nova na Escola**. n. 4, p. 18-20, nov. 1996. Disponível em <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc04/aluno.pdf>>. Acesso em: 29 abr. 2010.

PAVIA, Donald; LAPMAN, Gary M.; KRIZ, G. S.; ENGEL, R. G. **Química Orgânica Experimental: Técnicas de Pequena Escala**. 2. ed. Porto Alegre: Bookman, 2009.

PERUZZO, Tito; CANTO, Eduardo Leito do. **Química**: na abordagem do cotidiano. v. 2., 4 ed, São Paulo: Editora Moderna, 2009.

SABADINI, Edvaldo; BIANCHI, José Carlos de Azambuja. Ensino do conceito de equilíbrio químico: uma breve reflexão. **Química Nova na Escola**. n. 25, p. 10-13, maio. 2007. Disponível em <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc25/ccd02.pdf>>. Acesso em: 29 abr. 2010.

SANTOMÉ, J. T., **Globalização e Interdisciplinaridade**, Porto Alegre: Editora Artes Médicas, 1998.