



# Disciplina de Didáctica da Química I

Texto de Apoio

Concepções Alternativas  
em Equilíbrio Químico

Autores:  
**Susana Fonseca, João Paiva**

### **3.2.3** *Concepções alternativas em Equilíbrio Químico*

Tal como já foi referido, são vários os estudos que identificam dificuldades de compreensão do Equilíbrio Químico, bem como ideias alternativas que os alunos evidenciam em resposta a questões relacionadas com esta temática.

Hackling e Garnett (1985) registaram as seguintes concepções alternativas:

- A velocidade da reacção directa aumenta à medida que a reacção decorre;
- Existe uma relação aritmética simples entre as concentrações de reagentes e de produtos, como por exemplo, igual concentração de ambos os reagentes ou de reagentes e produtos;
- Depois de adicionar um reagente, a quantidade desse reagente permanece a mesma;

- Ao adicionar um reagente a velocidade da reacção inversa diminui, o mesmo acontecendo quando se aumenta a temperatura numa reacção endotérmica, ou quando se diminui o volume numa reacção com maior número de moles nos produtos;
- Quando um equilíbrio é restabelecido, as velocidades das reacções directa e inversa são as mesmas que no equilíbrio inicial;
- Alterações de volume e de concentração provocam alterações no valor da constante de equilíbrio e a temperatura não provoca efeitos directamente na constante de equilíbrio;
- Um catalisador pode afectar de modo diferente a velocidade das reacções directa e inversa.

Maskill e Cachapuz (1989), utilizaram testes de associação de palavras para identificar as ideias desenvolvidas pelos alunos e verificaram que:

- Os alunos desenvolvem uma visão do tipo balanço do Equilíbrio Químico (mais estático do que dinâmico);
- A ideia de reversibilidade é entendida como a possibilidade de mover num sentido ou noutro, mas de forma alternada e linear;
- Incapacidade em relacionar a velocidade da reacção com a teoria das colisões;
- Nas reacções em fase gasosa, a pressão é associada a força, mais do que a colisões entre partículas ou ao seu movimento;
- Não compreensão do verdadeiro significado do termo concentração e sua influência no equilíbrio;
- Está presente a ideia de que quanto mais rápida a reacção, maior a quantidade de produtos produzida;
- As quantidades de reagentes e produtos são iguais no estado de equilíbrio.

Bergquist e Heikkinen (1990), situam as concepções alternativas dos alunos em quatro áreas gerais de dificuldade:

- a) Os estudantes demonstram dificuldades acerca das quantidades de substância e das concentrações:
  - tentando calcular concentrações quando estas já são dadas;
  - expressando incerteza acerca de quando usar o volume;

- assumindo que a razão entre os coeficientes estequiométricos se aplica nas concentrações de produtos e reagentes no equilíbrio;
  - assumindo que as quantidades molares são iguais, mesmo quando um dos reagentes está em excesso.
- b) Os alunos mostram confusão acerca do aparecimento e desaparecimento de material, assumindo:
- que as concentrações variam quando o equilíbrio é estabelecido;
  - que uma reacção é reversível e completa;
  - que a reacção no sentido directo deve ser concluída antes que a reacção no sentido inverso comece;
  - que a adição de mais reagente varia apenas a concentração de produto.
- c) Os estudantes demonstram confusão acerca da constante de equilíbrio:
- descrevendo-a como variando em valor a temperatura constante;
  - assumindo que o seu valor varia com a alteração das concentrações de reagentes ou produtos.
- d) Os estudantes demonstram incompreensão do princípio de Le Chatelier:
- tentando ajustar um sistema que já está em equilíbrio;
  - tentando apenas alterar a concentração do reagente adicionado;
  - tentando alterar a concentração de todas as espécies presentes, excepto as do reagente adicionado;
  - expressando incerteza sobre como variações de temperatura, volume ou pressão (incluindo a adição de gases inertes), alteram as concentrações de equilíbrio.

Banerjee (1995), verificou que:

- Sempre que é dada uma constante de equilíbrio, os alunos consideram que todas as concentrações fornecidas (por exemplo as iniciais) são também as de equilíbrio;
- Embora os alunos usem o termo constante de equilíbrio, têm dificuldade em compreender a existência de um equilíbrio em reacções que virtualmente se completam ou que ocorrem em muito pequena extensão;
- Quando a temperatura diminui numa reacção exotérmica a velocidade da reacção directa aumenta (confundindo assim extensão e velocidade da reacção, devido à tentativa de aplicar erradamente o princípio de Le Chatelier à velocidade de reacção);

- Valores elevados da constante de equilíbrio implicam reacções muito rápidas;
- Dificuldade em compreender o papel dos catalisadores no equilíbrio;
- Dificuldade na interpretação da equação da energia de Gibbs;
- Confusão entre energia de Gibbs, reversibilidade, espontaneidade e equilíbrio.

Solaz e Quílez (2001), identificam uma série de concepções alternativas que associam a utilizações erróneas do princípio de Le Chatelier:

- A adição de reagentes, a pressão e temperatura constantes, implica sempre o deslocamento do equilíbrio no sentido de formação dos produtos;
- A adição de sólidos em equilíbrios heterogéneos altera o equilíbrio;
- A adição de um gás inerte a um Equilíbrio Químico nunca o perturba, uma vez que o gás não reage;
- A adição de gás inerte, a volume e temperatura constantes, aumenta a pressão total e esta alteração é minimizada pelo deslocamento no sentido em que há diminuição do número total de moles de espécies gasosas;
- A adição de gás inerte, a pressão e temperatura constantes, perturba o equilíbrio, aumentando a pressão, como tal, a alteração é minimizada pelo deslocamento no sentido em que há diminuição do número total de moles de espécies gasosas;
- A adição de um gás inerte, a pressão e temperatura constantes, não perturba o equilíbrio, porque o volume aumenta mas isso não afecta o equilíbrio, pois a pressão é mantida constante; as fracções molares dos gases em reacção não variam;
- A adição de gases inertes, a pressão e temperatura constantes, numa reacção do tipo  $A(g) \rightleftharpoons B(g) + C(g)$  diminui a pressão parcial de A, o que provoca um deslocamento no sentido dos reagentes.

Van Driel e Gräber (2002) reuniram concepções alternativas detectadas, ao longo dos anos, noutros estudos. Entre as concepções alternativas reunidas, encontram-se muitas das já referidas anteriormente. De qualquer modo, para que se compreenda que estas ideias dos alunos são verificadas de forma consistente em vários artigos, inscrevem-se em seguida as concepções alternativas e dificuldades compiladas por estes autores:

- Não distinção entre reacções irreversíveis e reversíveis;
- A reacção directa completa-se antes da reacção inversa começar;
- Não distinção entre rapidez e extensão;

- A velocidade da reacção directa aumenta ao longo do tempo;
- Não ocorre reacção durante o equilíbrio;
- O equilíbrio é visto como um pêndulo oscilante;
- Visão compartimentada do equilíbrio, acreditando que existe um lado esquerdo e um lado direito que actuam independentemente;
- Massa e concentração significam o mesmo para as espécies presentes no equilíbrio;
- Existe uma relação simples entre reagentes e produtos no equilíbrio, sendo o mais comum a ideia de que no equilíbrio a concentração de reagentes é igual à de produtos.
- Incompreensão do princípio de Le Chatelier de forma significativa, procurando aplicá-lo sem a sua compreensão;
- Tentativa de aplicar o princípio de Le Chatelier em situações fora da âmbito em que o mesmo é válido, como a adição de gases inertes ou substâncias líquidas e sólidas;
- Aplicação da formulação geral do princípio de Le Chatelier a alterações de pressão ou volume, de igual forma;
- Na formação de um novo equilíbrio a velocidade das reacções é igual ao anterior equilíbrio;
- Quando a temperatura de um sistema é alterada, a evolução pode ser prevista sem saber se a reacção é exotérmica ou endotérmica;
- Os estudantes com visão compartimentada acreditam que as alterações ao equilíbrio produzem efeitos apenas de um dos lados da equação;
- A constante de equilíbrio altera-se com alterações de concentração ou volume;
- A constante de equilíbrio é independente da temperatura;
- O catalisador afecta de modo diferente as velocidades da reacção directa e inversa, implicando alterações no valor da constante de equilíbrio;
- Um valor mais elevado da constante de equilíbrio, implica uma reacção mais rápida;
- Erros no cálculo do equilíbrio devido a falta de compreensão da estequiometria;
- Não associação das alterações no equilíbrio com modificações da energia e entropia do sistema.

Furió, Calatayud, Bárcenas e Padilla (2000) detectaram que a fixação com que o princípio de Le Chatelier é aplicado, leva a que frequentemente os alunos encarem a adição de um reagente sólido como a de qualquer outro. Do mesmo modo, nas adições de gás inerte não são considerados todos os factores influenciadores, como se a adição é efectuada a volume ou a pressão constantes.

Banerjee (1991a) efectuou um estudo em que determinou a existência de concepções alternativas em Equilíbrio Químico não só em alunos mas também em professores. Entre as concepções alternativas detectadas, encontra-se o facto dos professores e alunos falharem a percepção de que o princípio de Le Chatelier só é limitado a informação qualitativa. Os professores e os alunos demonstram dificuldades conceptuais quando aplicam raciocínios demasiado intuitivos usando este princípio. Verificaram também que, em muitos casos, alunos e professores tinham a ideia que ao descer a temperatura numa reacção exotérmica, a velocidade da reacção directa aumenta (na realidade como a temperatura diminui, ambas as reacções diminuem de velocidade, mas a mais prejudicada é a inversa que necessita de mais energia). O problema neste caso, é que, mais uma vez, está a procurar-se aplicar o princípio onde já não é válido, ou seja, ao campo das velocidades.

A Tabela 3.1 organiza as concepções alternativas e dificuldades atrás referidas, procurado constituir uma síntese, por forma a melhor interpretar e distinguir as ideias identificadas.

Temas		Concepções Alternativas e Dificuldades
Reacções Reversíveis		Não distinção das implicações de uma reacção ser reversível ou irreversível; A reacção no sentido directo tem de ser concluída, antes que a reacção no sentido inverso comece; Reversibilidade é a possibilidade de mover num sentido ou noutro, mas de forma alternada e linear.
Quantificação do Equilíbrio	Cálculos Envolventes	Calcular concentrações quando estas já são dadas; Não saber quando usar o volume nos cálculos; As quantidades molares são iguais, mesmo quando um dos reagentes está em excesso; Massa e concentração significam o mesmo para as espécies presentes no equilíbrio.
	Constante de Equilíbrio	O seu valor mantém-se com alterações de temperatura; O seu valor varia com a alteração das concentrações de reagentes ou produtos; Existe uma relação aritmética simples entre as concentrações de reagentes e de produtos, como igual concentração de ambos os reagentes ou de reagentes e produtos; A razão entre os coeficientes estequiométricos aplica-se nas concentrações de equilíbrio; Sempre que é dada uma constante de equilíbrio, as concentrações dadas são também as de equilíbrio; As concentrações variam quando o equilíbrio é estabelecido; Embora os alunos usem o termo constante de equilíbrio, têm dificuldade em compreender a existência de um equilíbrio em reacções que virtualmente se completam ou que ocorrem em muito pequena extensão;
Perturbações ao Equilíbrio	Alterações das quantidades de Reagentes e Produtos	Com a adição de mais reagente varia apenas a concentração de produto; Com a adição de reagente altera-se apenas a concentração do reagente adicionado; Com a adição de reagente altera-se a concentração de todas as espécies presentes, excepto as do reagente adicionado; Depois de adicionar um reagente, a quantidade desse reagente permanece a mesma; A adição de reagentes, a pressão e temperatura constantes, implica sempre o deslocamento do equilíbrio no sentido de formação de produtos.
	Alterações de Pressão / Volume	Incerteza sobre como a variação de o volume ou pressão altera as concentrações de equilíbrio; Confusão desta situação com a alteração de pressão por adição de gás inerte.
	Alterações de Temperatura	Quando a temperatura de um sistema é alterada, a evolução pode ser prevista sem saber se a reacção é exotérmica ou endotérmica; Incerteza sobre como a variação de temperatura altera as concentrações de equilíbrio.
	Outras Perturbações	A adição de um gás inerte ao Equilíbrio Químico nunca o perturba, uma vez que não se verifica reacção; A adição de gás inerte, a volume e temperatura constantes, aumenta a pressão total e esta alteração é minimizada pelo deslocamento no sentido em que há diminuição do número de moles; A adição de um gás inerte a pressão e temperatura constantes não perturba o equilíbrio; A adição de gases inertes a pressão e temperatura constantes numa reacção do tipo $A(g) \rightleftharpoons B(g) + C(g)$ diminui a pressão parcial de A, o que provoca um deslocamento no sentido dos reagentes; A adição de gás inerte a pressão e temperatura constantes perturba o equilíbrio, aumentando a pressão, como tal a alteração é minimizada pelo deslocamento no sentido em que há diminuição do número de moles; A adição de sólidos em equilíbrios heterogéneos altera o equilíbrio.
	Perturbação em Geral	Tentativa de ajustar um sistema que já está em equilíbrio; As alterações ao equilíbrio produzem efeitos apenas de um dos lados da equação.

Temas (continuação)		Concepções Alternativas e Dificuldades (continuação)
Princípio de Le Chatelier		Aplicação à adição de gases inertes, substâncias líquidas e sólidas; Aplicação a alterações de extensão e velocidade da reacção simultaneamente; Aplicação a alterações de volume sem compreensão que é a alteração de pressão que o sistema procura contrariar; Incompreensão do princípio de forma significativa, procurando aplicá-lo sem a sua compreensão.
Equilíbrio Dinâmico		Não ocorre reacção durante o equilíbrio; Visão oscilante do Equilíbrio Químico (mais estático do que dinâmico); Existe um lado esquerdo e um lado direito no equilíbrio, que actuam independentemente; Dificuldade em compreender o equilíbrio em reacções que virtualmente se completam ou que praticamente não ocorrem.
Cínica e Equilíbrio	Catalisadores	Um catalisador pode afectar de modo diferente a velocidade das reacções directa e inversa. O catalisador afecta de modo diferente as velocidades da reacção directa e inversa implicando alterações no valor da constante de equilíbrio.
	Perturbações do Equilíbrio	Quando a temperatura diminui numa reacção exotérmica, a velocidade da reacção directa aumenta; Ao adicionar um reagente, a velocidade da reacção inversa diminui, o mesmo acontecendo quando se aumenta a temperatura numa reacção endotérmica, ou quando se diminui o volume numa reacção com maior número de moles nos produtos;
	Idéias Gerais	Incapacidade em relacionar a velocidade da reacção com a teoria das colisões; A pressão é associada a força, mais do que a colisões entre partículas ou ao seu movimento; Quanto mais rápida a reacção, maior a quantidade de produto produzida; Um valor mais elevado da constante de equilíbrio implica uma reacção mais rápida; A velocidade da reacção directa aumenta ao longo do tempo; Quando um equilíbrio é restabelecido, as velocidades das reacções directa e inversa são as mesmas que no equilíbrio inicial.
Termodinâmica		Não associação das alterações no equilíbrio a modificações da energia e entropia do sistema; Dificuldade na interpretação da equação da energia de Gibbs; Confusão entre energia de Gibbs, reversibilidade, espontaneidade e equilíbrio.

**Tabela 3.1- Síntese de Concepções Alternativas e Dificuldades em Equilíbrio Químico.**