

ANÁLISE DA ABORDAGEM DO CONTEÚDO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO EM TRÊS LIVROS DIDÁTICOS DE QUÍMICA

Data de aceite: 02/05/2023

Murilo Fonseca dos Santos,

Professor da Escola Estadual Rui
Barbosa,

José Atalvanio da Silva

Professor do curso de Licenciatura em
Química, Universidade Estadual de
Alagoas, UNEAL, Campus Arapiraca

RESUMO: Sabe-se que a utilização dos livros didáticos (LD) tem sido uma ferramenta produtiva dentro e fora da sala de aula, pois auxilia professor e aluno no processo de ensino-aprendizagem. Na disciplina de química, é relevante conhecer como os autores abordam os diferentes conteúdos de química nos LDs. Assim, este trabalho trata sobre a análise do conteúdo de equilíbrio químico abordado em três LDs de química. Buscou-se apontar qual metodologia de ensino é mais utilizada na composição do conteúdo abordado no LD, descrever se há impacto negativo e/ou positivo nessas metodologias e identificar qual livro contribui para o desenvolvimento do ensino e aprendizagem. Realizou-se pesquisa qualitativa, a partir de revisões de bibliografias bem como a análise de 3 LDs de química da educação básica.

Verificou-se que a depender da metodologia utilizada, o assunto estudado pode ser mais compreensível, impactando diretamente no aprendizado do aluno. Observou-se nos 3 LDs estudados a utilização de ilustrações, figuras e tabelas que podem colaborar no processo de ensino aprendizagem.

PALAVRAS-CHAVE: Metodologias de ensino. Livro didático. Ensino-aprendizagem. Interdisciplinaridade.

INTRODUÇÃO

Sabe-se que a utilização dos livros didáticos tem sido uma ferramenta produtiva dentro e fora da sala de aula, pois auxilia aluno e professor no processo de ensino e aprendizagem. O livro didático (LD), com seu caráter pedagógico, é um facilitador do ensino, não tirando a autonomia do professor, que tem a livre iniciativa de idear a aula e toda sua dinâmica. O LD pensado para os alunos deve ter uma linguagem clara e objetiva, trazendo textos, ilustrações, experimentos etc., com abordagens do cotidiano dos estudantes. A linguagem encontrada nos LDs, tem sido cada vez mais elaborada,

interativa e que se conectam com o aluno, ofertando uma leitura entendível que visa facilitar a aprendizagem do que se ler (KRÜGEL; ZANON, 2016).

O uso do LD tem sido ferramenta utilizada por professores e alunos na construção do conhecimento. Por volta dos anos 1930 o LD começou a ser implementado, mas foi apenas em 1985 com a criação do Programa Nacional do Livro Didático (PNLD) que sua distribuição se deu início nas escolas. Sua importância se dá a partir do momento que professores o buscam como forma de auxílio na organização de suas aulas. Para o ensino de Química, espera-se que os LDs façam uso da contextualização como fator importante na busca por um ensino mais dinâmico, relacionando a Química a aspectos que focalizem a cidadania, envolvendo a participação do educando (FREITAS, 2017).

No ensino de Química o LD tem sido fonte primordial para compreensão do ensino, pois torna o contato visual mais próximo da realidade, com ilustrações, experimentos práticos, fórmulas, cálculos, tabelas e gráficos exemplificativos. Com isso faz-se necessário sua utilização, sendo uma ferramenta importante como base auxiliadora para reprodução de conhecimento pelo professor. Segundo Vassão e Salgado (2021) os alunos expressam mais simpatia pelos LDs que apresentam boa linguagem textual, diversidade de exercícios, qualidade das imagens e ilustrações. De acordo com Viegas (2021) o LD é um ponto de apoio para auxiliar o educador, orientando um caminho e uma sequência para a aprendizagem, evitando que ocorram lacunas que prejudiquem o entendimento dos conteúdos.

Os parâmetros curriculares Nacionais (PCN) destacam a importância do LD, ao mencionarem que este material influencia a prática de ensino brasileira, sendo preciso que os professores estejam atentos à qualidade, à coerência e a eventuais restrições que apresentem em relação aos objetivos educacionais propostos. O LD tem sido ferramenta e instrumento indispensáveis de apoio ao professor, sendo necessária sistematização dos conteúdos a serem trabalhados em sala de aula, com o intuito de facilitar o exercício docente e uma melhor compreensão por parte dos alunos (LEAL; OLIVEIRA, 2022).

Tendo em vista a importância em esclarecer como os autores abordam as diferentes metodologias de ensino e como o LD tem sido instrumento auxiliador do professor nos processos educacionais, este trabalho tem por objetivo fazer análise da abordagem do conteúdo de equilíbrio químico em três livros didáticos de química, a fim de identificar fatores que contribuam e facilitem a compreensão do conteúdo.

METODOLOGIA

A metodologia consistiu em pesquisa bibliográfica qualitativa, por não se preocupar com representatividade numérica, mas, sim, com o aprofundamento da compreensão de um grupo social, de uma organização etc. Foram pesquisados três LDs de química, usados na educação básica, para análise comparativa do conteúdo de Equilíbrio Químico. Os LDs consultados foram: Química (Ensino médio) I de Eduardo Fleury Mortimer e Andréa Horta

Machado (2016); Química: Cotidiano e transformações de Dalton Sebastião Franco (2016) e por último, Química na abordagem do Cotidiano II de Eduardo Leite do Canto (2016). Ao longo do trabalho estes livros serão tratados como LD1, LD2 e LD3, respectivamente.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

A seguir será feita a análise das três obras didáticas consultadas para este trabalho, sobre o conteúdo de equilíbrio químico. A linguagem usada pelos três autores se configura de fácil compreensão com imagens explicativas sobre acontecimentos do dia a dia, utilização de figuras dentre outros, o que pode facilitar o aprendizado. Iniciamos nossa discussão, apresentando as definições de equilíbrio químico encontradas nos três livros (quadro 1).

Quadro 1. Definições de equilíbrio químico encontradas nos três livros.

Obra	Definição de equilíbrio químico
LD1	A ideia de equilíbrio químico surge associada ao problema de “em que extensão a reação ocorre”. Ou seja, existem reações, algumas de grande importância econômica, que, mesmo quando ocorrem num tempo relativamente pequeno, são espontâneas e os reagentes estão presentes em proporções estequiométricas, não levam à completa transformação de reagentes e produtos.
LD2	Equilíbrio químico está relacionado a uma constância, uma estabilidade. Na química falamos em equilíbrio químico ou em equilíbrio dinâmico de reações químicas.
LD3	Equilíbrio químico é a situação na qual as concentrações dos participantes da reação não se alteram, pois as reações direta e inversa estão se processando com velocidades iguais. É uma situação de equilíbrio dinâmico.

Fonte: Dados da pesquisa, 2023.

O conceito de equilíbrio químico trazido pelo LD1 apresenta quantidade maior de informações, sendo uma definição mais completa. No LD2 esse conceito encontra-se sucinto e de forma implícita, sendo explicado ao longo do capítulo. A definição apresentada no LD3 assemelha-se à do LD1, trazendo uma explicação mais conceitual podendo ser entendida com maior facilidade. Segundo Pascoal (2018) o conceito de equilíbrio químico tem sido apontado por muitos autores — e também por muitos professores — como problemático para o ensino e a aprendizagem. Assim, quanto mais detalhes forem usados para explicar e exemplificar este conceito, mais fácil será para o aluno compreender, fato que foi verificado nos LDs 1 e 3.

Em seguida, buscamos analisar as definições para constante de equilíbrio (K) nas três obras (quadro 2) e nas figuras 1, 2 e 3 mostraremos mais detalhes de como os autores abordaram este termo.

Quadro 2. Definições de constante de equilíbrio (K) encontradas nos três livros pesquisados.

Obra	Definição de constante de equilíbrio
LD1	A constante de equilíbrio (K) é adimensional, ou seja, é um número puro, sem qualquer unidade de grandeza, ou relação entre grandezas.
LD2	Não traz a definição propriamente dita, utiliza o contexto histórico, citando experimentos feitos por Haber (1868-1934) e Bosch (1874 – 1940).
LD3	Semelhante ao LD2, o LD3 não traz uma definição direta para K.

Fonte: Dados da pesquisa, 2023.

O LD1 apresenta uma definição para constante de equilíbrio objetiva e direta. No LD2 essa definição está ausente e o autor percorre um caminho histórico para chegar a elucidação. No LD3, a definição também está ausente e implícita. Silva Júnior (2013) enfatiza que a constante de equilíbrio precisa ser bem definida e explícita nos LDs para que os alunos não relacionem K apenas como uma equação química, mas entendem que ela é a relação da concentração dos produtos pelos reagentes, envolvendo as unidades destas concentrações (mol.L^{-1}). Para complementar as informações trazidas no quadro 2, mostraremos ilustrações que trazem informações sobre constante de equilíbrio químico encontrado em cada uma das três obras. A figura 1 traz as informações presentes no LD1.

Figura 1. Definição da constante de equilíbrio encontrada no LD1.

A constante de equilíbrio (K) é adimensional, ou seja, é um número puro, sem qualquer unidade de grandeza, ou relação entre grandezas.

Como a constante de equilíbrio é uma relação entre concentrações de produtos sobre a concentração dos reagentes, seu valor nos informa a extensão com que uma transformação ocorre. A constante de equilíbrio é calculada para uma dada temperatura. Alterações na temperatura acarretam uma modificação na constante de equilíbrio do sistema.

No exemplo estudado, se o valor da constante é menor do que 1, podemos concluir que o estado de equilíbrio é tal que a quantidade de reagentes é maior que a quantidade de produtos, ou seja, a reação direta processa-se em menor extensão do que a reação inversa.

Se o valor da constante é maior do que 1, podemos concluir que a quantidade de produtos é maior do que a quantidade de reagentes, ou seja, a reação direta processa-se em maior extensão do que a reação inversa.

Vale comentar que é muito comum encontrar a comparação do valor de constantes de equilíbrio com o valor 1 para decidir se a reação está deslocada para os produtos ($K > 1$) ou para os reagentes ($K < 1$). Essa comparação com a unidade para o fim citado somente pode ser feita se a ordem (soma das potências) do numerador for igual à do denominador na expressão da constante de equilíbrio da reação considerada, como é o caso estudado.

Por exemplo, para a reação $A \rightleftharpoons 2 B$, cuja expressão para a constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{[B]^2}{[A]}$$

Fonte: Mortimer e Machado, 2016.

Pode-se observar na figura 1 que o autor procura ser direto em sua explicação, trazendo a elucidação do que é K e o seu valor, exemplificando com fórmulas para melhor entendimento. O autor menciona que K é resultado da relação entre a concentração de produtos sobre a concentração de reagentes; menciona que valores de $K < 1$ expressam equilíbrio para o lado dos reagentes, enquanto valores de $K > 1$ favorece o estado de equilíbrio para os produtos. Ao final o autor mostra a equação para o cálculo da constante de equilíbrio.

A seguir (Figura 2), veremos como o autor do LD2 apresenta seu texto para tratar a constante de equilíbrio.

Figura 2. Definição de constante de equilíbrio encontrada no LD2.

Constante de equilíbrio químico

Em 1912, na iminência da Primeira Guerra Mundial, o químico alemão Fritz Haber (1868-1934) e o engenheiro Carl Bosch (1874-1940) desenvolveram um método de produção de amônia. Para isso, eles puseram gás nitrogênio e gás hidrogênio para reagir em recipiente fechado e submetem a mistura à temperatura de 500 °C e à pressão de 200 atm. Nesse processo, foi observado que os dois gases reagentes não eram consumidos por completo.

Em busca de maior entendimento do processo, Haber e Bosch analisaram a concentração de reagentes e de produtos da reação em vários estágios. Na **Tabela 1**, temos dados hipotéticos semelhantes aos obtidos por Bosch e Haber em seus experimentos para as concentrações dos gases nitrogênio (N₂), hidrogênio (H₂) e amônia (NH₃) a determinadas pressão e temperatura em função do tempo de reação.

- Nessa tabela, podemos verificar que em t₀ as concentrações de gás nitrogênio e de gás hidrogênio são 20 mol · L⁻¹ e 30 mol · L⁻¹, respectivamente, e a concentração de amônia é igual a zero. Isso significa que a reação ainda não teve início.
- No tempo t₁, a concentração do gás nitrogênio cai para 18 mol · L⁻¹ e a concentração de gás hidrogênio cai para 24 mol · L⁻¹. Isso indica que houve reação entre 2 mol · L⁻¹ de N₂ e 6 mol · L⁻¹ de H₂, além da formação de 4 mol · L⁻¹ de NH₃, ou seja, a proporção estequiométrica de 1 : 3 : 2 é obedecida.
- No instante t₂, podemos notar que foram consumidos 6 mol · L⁻¹ de N₂, pois a concentração dessa substância diminuiu de 20 mol · L⁻¹ para 14 mol · L⁻¹. Obedecendo à proporção estequiométrica de 1 : 3 : 2, são

1 N ₂ (g) + 3 H ₂ (g) ⇌ 2 NH ₃ (g)			
Tempo	[] (mol · L ⁻¹)	[] (mol · L ⁻¹)	[] (mol · L ⁻¹)
t ₀	20	30	0
t ₁	18	24	4
t ₂	14	12	12
t ₃	12	6	16
t ₄	12	6	16
t ₅	12	6	16

Lembre-se: o símbolo [] (colchetes) é utilizado para indicar concentração em quantidade de matéria.

Fonte: Franco, 2016.

Observa-se na figura 2 que o autor usa contexto histórico para explicar e exemplificar o que é a constante de equilíbrio, comentando sobre a produção da amônia por Haber e Bosch em 1912. O autor traz ainda uma tabela, na qual mostra a variação de concentração de reagentes e produtos, em função do tempo, afirmando que com o passar do tempo, a concentração de reagentes diminui, enquanto a concentração de produtos aumenta (tempos t₁, t₂ e t₃), nos tempos t₄ e t₅ não há variações de concentração seja de reagentes ou produtos. A tabela presente no texto exemplifica o experimento realizado por Haber e Bosch em 1912.

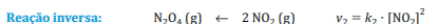
A figura 3 apresenta a forma implícita como o autor do LD3 aborda a constante de equilíbrio. O autor apresenta a reação de decomposição do tetróxido de dinitrogênio, N₂O₄, abordando sobre reação direta e inversa, e velocidade de reação equacionalmente.

Figura 3. Definição de constante de equilíbrio encontrada no livro 3.

2 Constante de equilíbrio em função das concentrações

2.1 Equacionando matematicamente o equilíbrio

Suponhamos que, no equilíbrio $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$, tanto a reação direta quanto a inversa sejam elementares, isto é, ocorram em uma só etapa. Desse modo, podemos escrever a equação de velocidade para cada uma delas:

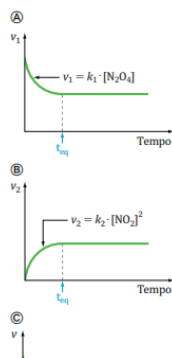


No início da experiência, $[\text{N}_2\text{O}_4] = 1 \text{ mol/L}$. À medida que o tempo passa, o N_2O_4 vai sendo consumido e, portanto, sua concentração vai diminuindo, acarretando diminuição de v_1 . Quando o equilíbrio químico é atingido, a $[\text{N}_2\text{O}_4]$ passa a ficar constante e, conseqüentemente, v_1 também passa a ser constante (gráfico A).

A velocidade da reação inversa (v_2) é nula no início da experiência, pois inicialmente não existe produto ($[\text{NO}_2] = 0$). Com o passar do tempo, o NO_2 vai sendo formado e a $[\text{NO}_2]$ vai aumentando, o que faz v_2 também aumentar até o momento em que o equilíbrio é alcançado e v_2 passa a permanecer constante, pois $[\text{NO}_2]$ não varia mais (gráfico B).

Podemos construir um único gráfico no qual mostramos a variação de v_1 e v_2 até atingir o equilíbrio, quando v_1 e v_2 se igualam (gráfico C).

A partir do momento em que o equilíbrio é alcançado, podemos igualar v_1 e v_2 dadas pelas expressões vistas anteriormente e deduzir a seguinte expressão:



Fonte: Canto, 2016.

O autor explica sobre a diminuição da concentração dos reagentes, à medida que o tempo passa, com conseqüente diminuição da velocidade direta da reação (v_1) a qual ficará constante quando o sistema atingir equilíbrio químico; por conseguinte, o texto apresenta que aumento na concentração dos produtos, ocasiona um aumento da velocidade inversa (v_2) com o passar do tempo, sendo v_2 constante quando o sistema atingir o equilíbrio químico.

Podemos observar que os LD 2 e 3 são os mais indicados para tratar sobre o conteúdo constante de equilíbrio. Estas obras definem de forma aprofundada o que seria constante de equilíbrio, trazendo figuras e gráficos para esclarecer ainda a definição. Já o LD1, apesar de trazer uma definição do que é constante de equilíbrio, desenvolve o conteúdo de forma resumida e cansativa para o leitor, não contribuindo significativamente para o aprendizado. Almeida e Neto (2008) destacam que é relevante fazer uso de experimentos para ensinar sobre constante de equilíbrio, devendo o professor explicar que K é definida por atividades, e por isso, é adimensional.

O próximo tópico que analisamos tratava sobre deslocamento de equilíbrio químico. No LD1, o conteúdo sobre deslocamento de equilíbrio químico não foi tratado diretamente, mas sim comentado no decorrer do capítulo, juntamente com os fatores que afetam o equilíbrio químico. Assim, não será possível apresentar ilustrações deste livro para detalhar a forma como o autor fez suas considerações.

Para o LD2, observamos que o autor abordar o deslocamento de equilíbrio químico fazendo uma abordagem histórica (figura 4) sobre Henry-Louis Le Chatelier e como este

cientista tratou as perturbações nos sistemas químicos. O autor menciona os fatores que alteram o equilíbrio químico citando a concentração, a pressão e a temperatura do sistema reacional.

Figura 4. Deslocamento de equilíbrio químico abordado no LD2.

Deslocamento de equilíbrio químico

Até o momento, discutimos os equilíbrios químicos sem nos preocuparmos com fatores que podem afetá-los. Já sabemos que uma reação química atinge o equilíbrio químico quando as taxas de desenvolvimento da reação direta e da reação inversa se igualam. Além disso, quando estudamos cinética química vimos que a temperatura, a concentração e os catalisadores alteram bastante a taxa de desenvolvimento das reações.

O entendimento dos estados de equilíbrio avançou bastante no início do século XIX com as contribuições do químico e metalúrgico francês Henry-Louis Le Chatelier (1850-1936). Em 1888, Le Chatelier enunciou o que ficou conhecido como **princípio de Le Chatelier**, segundo o qual um sistema em equilíbrio, ao ser perturbado por um ou mais fatores (concentração, pressão, temperatura), reage com a finalidade de anular essa perturbação. Por consequência, o sistema é levado a uma nova condição de equilíbrio. Dizemos então que o equilíbrio é deslocado.

Os catalisadores são espécies químicas que atuam no mecanismo de reações químicas sem serem consumidas, diminuindo a energia de ativação e, assim, aumentando a sua taxa de desenvolvimento.

Mas, se há aumento da taxa de desenvolvimento, há também deslocamento de equilíbrio? De maneira geral, podemos dizer que não. Os catalisadores são espécies químicas que atuam tanto na reação direta quanto na inversa, possibilitando um novo caminho reacional com energia de ativação menor. Desse modo, eles simplesmente fazem com que o equilíbrio seja atingido de maneira mais rápida, sem causar qualquer tipo de deslocamento.

Vamos estudar agora de que maneira a concentração, a pressão e a temperatura podem deslocar um equilíbrio químico.

Fonte: Franco, 2016.

Notamos que a temática sobre deslocamento de equilíbrio químico é desenvolvida pelo autor sem muitos detalhes, percebendo-se a ausência de equações químicas que poderiam contribuir no entendimento do texto apresentado, podendo facilitar a aprendizagem.

Para o LD3 (figura 5), notamos que o autor aborda a temática de forma detalhada com uso de reações e equações químicas explicadas passo a passo. No LD3, a abordagem sobre deslocamento de equilíbrio químico apresenta texto interativo, didático e explicativo. O autor menciona que o estado de equilíbrio de um sistema pode ser alterado por fatores externos, e exemplifica usando a decomposição do gás N_2O_4 .

Figura 5. Deslocamento de equilíbrio químico abordado no LD3.

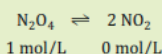
3 Deslocamento de equilíbrio

Veja, em Orientações Didáticas, na seção Experimentos, sugestões de práticas sobre o Princípio de Le Chatelier.

3.1 Efeito da concentração

É possível alterar um equilíbrio químico por meio de algumas ações externas. Tal tipo de ação é chamado **perturbação do equilíbrio**, e a sua consequência é denominada **deslocamento do equilíbrio**.

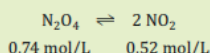
Imagine que em um balão de 1 L de capacidade mantido a 100 °C coloquemos 1 mol de N_2O_4 . Esse sistema não está em equilíbrio, pois o resultado de $[NO_2]^2/[N_2O_4]$ é diferente do valor de K_c para a reação $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ a essa temperatura, que é 0,36.



$$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{0^2}{1} = 0 \neq K_c$$

NÃO ESTÁ em equilíbrio.

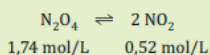
Esperando algum tempo, o N_2O_4 vai se transformando em NO_2 até o equilíbrio ser atingido:



$$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0,52)^2}{0,74} = 0,36 = K_c$$

ESTÁ em equilíbrio.

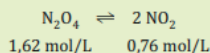
Suponha agora que, nesse sistema em equilíbrio, seja adicionado 1 mol de N_2O_4 . Essa adição faz com que o sistema saia da condição de equilíbrio. Dizemos que o equilíbrio foi **perturbado**.



$$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0,52)^2}{1,74} = 0,16 \neq K_c$$

NÃO ESTÁ em equilíbrio.

Nos instantes seguintes haverá consumo de N_2O_4 e produção de NO_2 até que o sistema chegue a uma nova situação de equilíbrio:



$$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0,76)^2}{1,62} = 0,36 = K_c$$

ESTÁ em equilíbrio.

Dessa forma, concluímos que, ao aumentar a concentração de N_2O_4 , o equilíbrio se **desloca** para a direita, ou seja, a reação avançou um pouco no sentido de consumir N_2O_4 e formar NO_2 até que os valores das concentrações voltassem a obedecer à expressão $[NO_2]^2/[N_2O_4] = 0,36$.

Fonte: Canto, 2016.

Apresenta-se as semi-reações (reagente e produto), com as equações químicas de equilíbrio químico, e menção da constante de equilíbrio químico, para o sistema em equilíbrio e fora do equilíbrio químico. Verificamos que dos três LDs analisados o LD3 seria o mais indicado por apresentar leitura mais dinâmica com uso de reações e equações químicas possibilitando ao aluno mais interatividade com o conteúdo.

Prosseguindo, analisamos os fatores que afetam o equilíbrio químico em uma reação química. Para o LD1, os autores tratam dos efeitos que a temperatura e pressão provocam no equilíbrio de reações químicas (figura 6).

O LD1, não apresenta exemplos ilustrativos que possam auxiliar no entendimento de como a pressão e a temperatura podem alterar o estado de equilíbrio do sistema químico para síntese de amônia. Os autores mencionam que o aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, porém, não trazem mais detalhes sobre reação endotérmica nem ilustrações, tornando a leitura enfadonha para o aluno.

No LD2, o autor também analisa pressão e temperatura como fatores que podem alterar o estado de equilíbrio de um sistema químico (figura 7).

Figura 6. Fatores que afetam o estado de equilíbrio químico LD1.



Ao analisar o quadro 4.3, você pôde constatar que o aumento da temperatura do sistema não favorece a formação de $\text{NH}_3(\text{g})$ ou, em outras palavras, favorece a reação inversa, de produção de $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{N}_2(\text{g})$. Portanto, pode-se concluir que o aumento da temperatura favorece a reação endotérmica.

Levando em consideração como a variação nas condições de pressão e temperatura favoreceu ou não a produção de amônia, podemos concluir que:

- ao se aumentar a **pressão**, o sistema reagiu no sentido de diminuir a pressão sobre o sistema, produzindo mais $\text{NH}_3(\text{g})$;
- ao se aumentar a **temperatura**, o sistema reagiu no sentido de absorver energia, produzindo $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{N}_2(\text{g})$.

O que observamos em relação à produção de $\text{NH}_3(\text{g})$ acontece também em outras reações que envolvem reagentes e produtos gasosos, à temperatura e volume constantes.

Ao estudar um grande número de dados sobre alterações na condição de equilíbrio, para um grande número de reações, Henri Le Chatelier (1850-1936) propôs, em 1888, uma regra geral que ficou conhecida como Princípio de Le Chatelier.

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

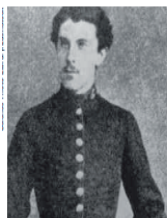


Figura 4.17

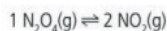
Fonte: Mortimer e Machado, 2016.

Figura 7. Fatores que alteram o equilíbrio químico LD2.

▶ O fator pressão

Quando discutimos a influência do fator pressão sobre os equilíbrios químicos, frisamos que ele só pode ser levado em conta quando pelo menos um dos participantes da reação em equilíbrio está na fase gasosa. É importante ter isso em mente porque a aplicação de maior ou menor pressão a um sistema exclusivamente líquido ou sólido não altera de maneira notável a concentração de nenhuma espécie química.

Considere o seguinte equilíbrio químico, em que os compostos estão na fase gasosa:



Suponha que o sistema em equilíbrio descrito nessa equação sofra um repentino aumento de pressão. Devemos esperar que haja deslocamento no sentido da formação da espécie gasosa que ocupará o menor volume (Figura 3). Nesse caso, trata-se do gás N_2O_4 , que ocupa menos espaço por estar em menor quantidade (1 mol). Ou seja, o deslocamento do equilíbrio, nesse caso, é sempre no sentido de compensar um aumento ou uma diminuição de volume por efeito da variação de pressão.

De modo geral, temos:

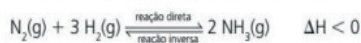
Tabela 3. Efeito da variação de pressão no equilíbrio	
Aumento da pressão	desloca o equilíbrio favorecendo a formação da espécie química que ocupa o menor volume.
Diminuição da pressão	desloca o equilíbrio favorecendo a formação da espécie química que ocupa o maior volume.

▶ O fator temperatura

Sabemos que a elevação da temperatura implica um aumento da energia cinética média das moléculas, resultando no aumento do número de colisões efetivas e em uma taxa maior de desenvolvimento da reação.

Para avaliar a influência da temperatura sobre um equilíbrio químico, é preciso conhecer a variação de entalpia envolvida nas reações direta e inversa. Uma perturbação de um equilíbrio causada por uma variação de temperatura terá como consequência um deslocamento no sentido direto ou inverso de acordo com a natureza termoquímica dessas reações.

Voltemos ao processo de síntese da amônia:



Fonte: Franco, 2016.

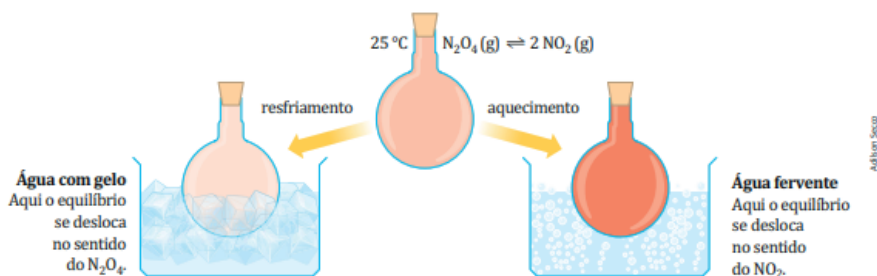
No LD2 o autor faz abordagem semelhante ao LD1, utilizando textos longos tornando a leitura desmotivante. Apresenta-se a reação de decomposição de N_2O_4 , explicando textualmente como variações na pressão alteram o estado de equilíbrio. A equação de formação da amônia, NH_3 , é usada para exemplificar o efeito da temperatura na alteração do equilíbrio químico, entretanto, nota-se a ausência de imagens que possam enriquecer a leitura e entendimento do conteúdo.

O LD3 apresenta como a temperatura pode afetar o estado de equilíbrio de uma reação química. De forma ilustrativa, o autor mostra como o resfriamento e aquecimento alteram o estado de equilíbrio da reação de decomposição do N_2O_4 (Figura 8).

Figura 8. Fatores que afetam o equilíbrio químico LD3.

3.3 Efeito da temperatura

Constata-se, experimentalmente, que variações de temperatura podem deslocar um equilíbrio:



Após estudar muitos casos, foi possível aos cientistas fazer a generalização a seguir. (A explicação para ela está vinculada à variação da constante de equilíbrio com a temperatura, apresentada logo mais à frente.)

Um aumento de temperatura desloca um equilíbrio no sentido **endotérmico** (que absorve o calor).
Uma diminuição de temperatura desloca um equilíbrio no sentido **exotérmico** (que libera o calor).

No exemplo em questão, temos:



Fonte: Canto 2016.

O autor representa o abaixamento de temperatura usando imagem do recipiente reacional imerso em água com gelo, e explica o que é uma reação exotérmica. Para o aumento de temperatura o autor ilustra o recipiente reacional imerso em água fervente, e faz definição do que é uma reação endotérmica.

Ao compararmos os três livros notamos que o LD3 apresenta conteúdo mais ilustrativo, auxiliando positivamente o aluno na leitura e compreensão do conteúdo apresentado. O LD1 faz uma abordagem de forma resumida, fazendo uso de muito texto, o que deixa a leitura cansativa, o mesmo se dá com o LD2. Identificou-se que os LDs 2 e 3, possuem

maior organização e riqueza nos dados, fazendo abordagem interdisciplinar, permitindo ao aluno relacionar o conteúdo com seu cotidiano.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

O trabalho conseguiu demonstrar que os LDs que fazem uso de textos interdisciplinares, imagens ilustrativas, equações e reações químicas comentadas podem contribuir no entendimento do conteúdo que o aluno ler, facilitando o processo de aprendizagem.

Os resultados obtidos mostram que dependendo da metodologia utilizada pelo autor do LD, o conteúdo de equilíbrio químico pode ser mais compreensível, impactando diretamente no aprendizado do aluno, e facilitando o professor no planejamento de suas aulas. Com isso, destacamos que além do LD, o professor é peça fundamental no desenvolvimento do aluno, visto que suas habilidades vão além do livro didático.

Verificamos que os três livros analisados apresentam estratégias de ensino que de alguma forma atingirá seu objetivo final, que é a transmissão de conhecimento, embora tenha sido verificado que o LD3 se apresenta mais relevante nesse processo. Foi identificado que o LD1 pode não ser tão eficaz como fonte de estudo para alunos da educação básica, quando comparado com os LDs 2 e 3, os quais trazem texto sequenciado, com linguagem interdisciplinar, uso de imagens ilustrativas, reações e equações químicas comentadas.

Podemos concluir que para os três LDs acolhidos para o estudo, o LD3 tem maior potencial de tornar o estudo da química mais completo, pois trouxe conteúdos com sequência mais organizada, trazendo a interdisciplinaridade no texto, com riqueza nas ilustrações, tornando a leitura mais interativa e dinâmica.

REFERÊNCIAS

ALMEIDA, H. C. R.; NETO, J. E. S. **A Transposição Didática do Conceito de Constante de Equilíbrio: Uma Análise a Partir dos Livros Didáticos.** XIV Encontro Nacional de Ensino de Química (XIV ENEQ), Universidade Federal do Paraná. 2008. Disponível em: <http://www.quimica.ufpr.br/eduqim/eneq2008/resumos/R0538-1.pdf>. Acesso em: 19 jan. 2023.

CANTO, E. L. **Química na abordagem do cotidiano.** v. 2. São Paulo: Saraiva, 2016.

FRANCO, D. S. **Química cotidiano e transformações.** v. 2. São Paulo: FTD, 2016.

FREITAS, T. F. **OS LIVROS DIDÁTICOS NO ENSINO DE QUÍMICA: UMA BREVE ANÁLISE.** 2017. 37º Encontro de debates sobre o ensino de química. Disponível em: <https://edeq.furg.br/images/arquivos/trabalhoscompletos/s14/ficha-138.pdf>. Acesso em: 16 jan. 2023.

KRÜGEL, D. F.; ZANON, L. B. **LIVRO DIDÁTICO: UM INSTRUMENTO MEDIADOR DA PRODUÇÃO DE CONHECIMENTO ESCOLAR**. 2ª. Mostra Interativa da Produção Estudantil em Educação Científica e Tecnológica. 2016. Disponível em: <https://www.publicacoeseventos.unijui.edu.br/index.php/moeducitec/article/view/7490/6240#:~:text=O%20livro%20did%C3%A1tico%20%C3%A9%20um,seguido%20%C3%A0%20risca%20pelo%20professor>. Acesso em: 19 jan. 2023.

LEAL, D. P.; OLIVEIRA, T. **LIVRO DIDÁTICO: SUA IMPORTÂNCIA E NECESSIDADE AO PROCESSO ENSINO-APRENDIZAGEM**. 2022. Disponível em: http://www.gestaoescolar.diaadia.gov.br/arquivos/File/producoes_pde/artigo_djaci_pereira_leal.pdf Acesso em: 19 jan. 2023.

MORTIMER, E.; MACHADO, A. **Química: ensino médio**. v. 2. 3.ed. São Paulo: Scipione, 2016.

PASCOAL, S. L. A. A. **O CONCEITO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO EM LIVROS DIDÁTICOS DE QUÍMICA DO PNLD 2018: ANÁLISE COM BASE NOS PCN E REFLEXÕES**. Trabalho de Conclusão de Curso (Licenciatura em Química) – Universidade Federal Fluminense. Niterói, p. 01. 2018. Disponível em: https://app.uff.br/riuff/bitstream/handle/1/11368/MFC%202018.2_Stefany%20L%c3%addia%20Alves%20de%20Souza%20Pascoal.pdf?sequence=1&isAllowed=y. Acesso em: 19 jan. 2023.

SILVA JÚNIOR, O. J. **O USO DE ANALOGIAS PARA O ENSINO DE EQUILIBRIO QUÍMICO NO ENSINO MÉDIO: facilitação da aprendizagem ou transmissão de erros conceituais?** Dissertação de mestrado (INSTITUTO DE QUÍMICA PROGRAMA DE PÓS-GRADUAÇÃO EM QUÍMICA) - UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO GRANDE DO NORTE. Natal, p. 33-36. 2013. Disponível em: https://repositorio.ufrn.br/bitstream/123456789/17729/1/OlimpioJSJ_DISSERT.pdf. Acesso em: 19 jan. 2023.

VASSÃO, C. F.; SALGADO, T. D. M. A CONTRIBUIÇÃO DO LIVRO DIDÁTICO NO ENSINO SUPERIOR: A PERCEPÇÃO DOS ALUNOS DE UMA DISCIPLINA DE QUÍMICA GERAL TEÓRICA. **Revista Eletrônica Debates em Educação Científica e Tecnológica**, [S. l.], v. 8, n. 02, 2021. DOI: 10.36524/dect.v8i02.1086. Disponível em: <https://ojs.ifes.edu.br/index.php/dect/article/view/1086>. Acesso em: 28 abr. 2021.

VIEGAS, A. **Dia Nacional do Livro didático: Qual a importância desse material**. Plataforma Educacional, 2021. Disponível em: < https://www.google.com/search?q=como+referenciar+site&rlz=1C1SQJL_e_nB_R902BR902_&oq=como+refere&aqs=chrome.3.69i57j69i59j35i39j0i131i433l2j0i433j0l4.4019j0j7&sourceid=chrome&ie=UTF-8 > Acesso em: 28 abr. 2021