



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

Equilíbrio químico: Deslocamento de equilíbrios (Princípio de Le Chatelier)

“Quando um sistema está em equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da inversa, e as concentrações em mol/L de todos os participantes permanecem constantes. Se, sobre esse equilíbrio, não ocorrer a ação de nenhum agente externo, ele tende a permanecer nessa situação indefinidamente. Porém, se for exercida uma ação externa sobre esse equilíbrio, ele tende a reagir de maneira a minimizar os efeitos dessa ação”.

Princípios de Le Chatelier

O Princípio de Le Chatelier, publicado em 1884, estabelece que:

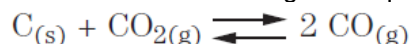
Princípio de Le Chatelier: “Quando se aplica uma força em um sistema em equilíbrio, ele tende a se reajustar no sentido de diminuir os efeitos dessa força”.

Os fatores que podem afetar a condição de equilíbrio de um sistema são: concentração, pressão, temperatura. O Princípio de Le Chatelier é fácil de ser entendido quando se considera que a constante de equilíbrio depende somente da temperatura.

A seguir vamos analisar a influência de cada um dos fatores que podem afetar o equilíbrio.

Concentração

Considere o seguinte equilíbrio:



Ele servirá de exemplo para nosso estudo. Iremos analisar seu comportamento em três situações.

1ª situação — adição de CO₂ (g)

Quando adicionamos CO₂ (g) ao equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento na concentração do composto, que irá acarretar aumento do número de choques entre o C (s) e o CO₂ (g). Isso favorece a formação de CO (g), ou seja, o equilíbrio se **desloca para o lado direito**.

Observação:

Outra maneira de entender o deslocamento desse equilíbrio seria por meio de uma análise da expressão do K_c.

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Ao introduzirmos CO₂ (g) no equilíbrio, estamos aumentando sua concentração ([CO₂]); como a constante K_c não varia, a concentração do CO também deverá aumentar ([CO]) para manter a igualdade matemática. Se tivéssemos adicionado C (s) ao equilíbrio, não haveria alteração, pois a concentração de um sólido é constante.

2ª situação — adição de CO (g)

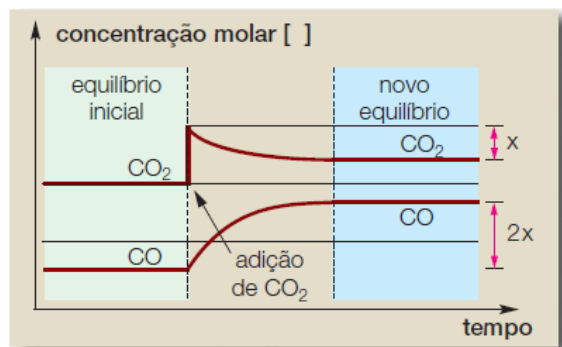
Quando adicionamos CO (g) ao equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento na concentração do composto, transformando-o parcialmente em CO₂ (g) e em C (s). Nesse caso, o equilíbrio se **desloca para a esquerda**.

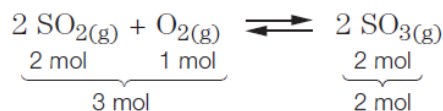
3ª situação — remoção de CO (g)

Quando retiramos parte do CO (g) presente no equilíbrio, imediatamente ocorre uma diminuição na concentração do composto e, como consequência, a velocidade da reação inversa diminui. Logo, a velocidade da reação direta será maior, favorecendo a formação de CO (g), ou seja, o equilíbrio se **desloca para a direita**.

Pressão

Quando aumentamos a pressão sobre um equilíbrio gasoso, à temperatura constante, ele se desloca no sentido da reação capaz de diminuir esse aumento da pressão e vice-versa. A fim de verificarmos os efeitos da variação de pressão em um equilíbrio, vamos considerar o equilíbrio seguinte, a uma temperatura constante:



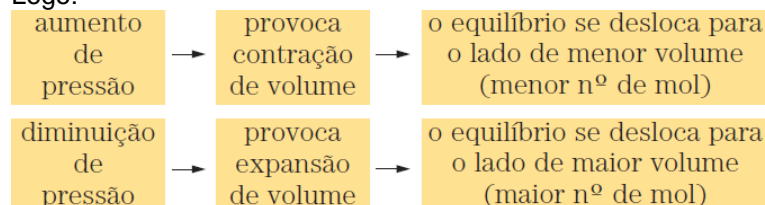


Se aumentamos a pressão, o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a formação do $\text{SO}_3(\text{g})$, porque nesse sentido há uma diminuição do número de mol de gás e, conseqüentemente, uma diminuição da pressão.

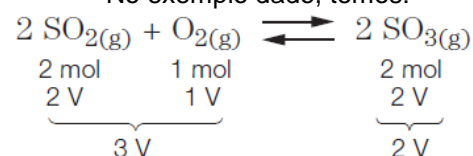
Outra maneira, mais simples, de analisarmos o efeito produzido pela variação de pressão em um equilíbrio é associar o número de mol ao volume. Assim, nas mesmas condições, temos:

- 1 mol = 1 volume (1 V)
- 2 mol = 2 volumes (2 V)

Logo:



No exemplo dado, temos:

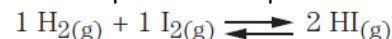


↑ **Pressão:** desloca o equilíbrio para a direita (menor volume).

↓ **Pressão:** desloca o equilíbrio para a esquerda (maior volume).

Observações:

1. Para ser possível analisar a influência da variação da pressão sobre um equilíbrio, pelo menos um dos seus constituintes deve ser um gás.
2. Em equilíbrios do tipo:



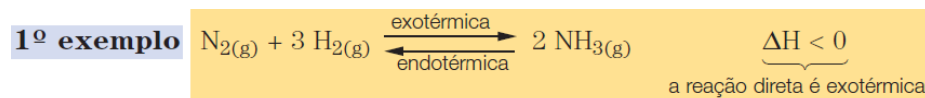
temos volumes iguais ($2 \text{ V} = 2 \text{ V}$), os quais não são afetados por variações de pressão.

3. Se adicionarmos a um sistema em equilíbrio um gás inerte, ou seja, um gás que não reage, ocorre um aumento da pressão total do sistema. No entanto, como não há variação da concentração nem das pressões parciais de cada gás componente do equilíbrio, a adição do gás inerte não desloca o equilíbrio.

Temperatura

A temperatura, além de provocar deslocamento do equilíbrio, é o único fator responsável por alterações na constante de equilíbrio (K_c).

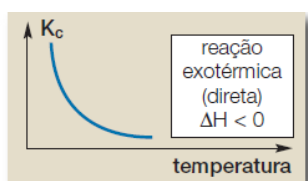
Num sistema em equilíbrio, sempre temos duas reações: a endotérmica, que absorve calor, e a exotérmica, que libera calor. Quando aumentamos a temperatura, favorecemos a reação que absorve calor. Por outro lado, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reação que libera calor. Observe o que ocorre com os dois equilíbrios dados como exemplos:

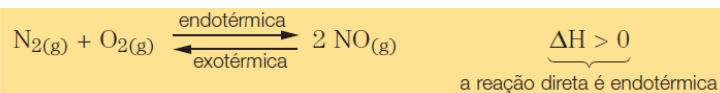


- **aumento da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a esquerda);
- **diminuição da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a direita).

Se também desejamos relacionar a variação da temperatura com a constante de equilíbrio (K_c), devemos considerar que uma elevação da temperatura favorece a reação endotérmica. Então, $[\text{N}_2]$ e $[\text{H}_2]$ aumentam e $[\text{NH}_3]$ diminui:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2 \downarrow}{[\text{N}_2] \uparrow [\text{H}_2] \uparrow} \Rightarrow K_c \text{ diminui}$$

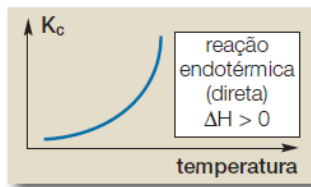


2º exemplo

- **aumento da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a direita);
- **diminuição da temperatura** — desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a esquerda).

Em relação à constante de equilíbrio (K_c), temos um aumento da temperatura, favorecendo a reação endotérmica. Então, $[\text{NO}]$ aumenta e $[\text{N}_2]$ e $[\text{O}_2]$ diminuem:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \uparrow}{[\text{N}_2] \downarrow [\text{O}_2] \downarrow} \Rightarrow K_c \text{ aumenta}$$

**Efeito dos catalisadores sobre o equilíbrio**

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reações químicas pela diminuição da energia de ativação. Numa situação de equilíbrio, a diminuição da energia de ativação, produzida pelo catalisador, tem o mesmo valor para a reação direta e para a inversa.

Como o aumento de velocidade da reação produzido pelo catalisador é o mesmo, tanto para a reação direta como para a inversa, ele não altera o equilíbrio.

Catalisadores não deslocam equilíbrio.

Se o catalisador aumenta a velocidade das reações direta e inversa, o único efeito que ele provoca num equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.