

# Equilíbrio Químico

**Equilíbrio químico é o estudo do comportamento e das características de reações reversíveis, ou seja, daquelas que apresentam velocidade igual para reações diretas e inversas.**

O equilíbrio químico é um fenômeno que acontece nas **reações químicas reversíveis** entre reagentes e produtos.

Quando uma reação é direta, está transformando reagentes em produtos. Já quando ela ocorre de maneira inversa, os produtos estão transformando-se em reagentes.



Para ocorrer **um equilíbrio químico** é necessário que:

- a temperatura seja constante
- o sistema não tenha trocas com o ambiente

Quando um ponto de equilíbrio é atingido nas reações reversíveis tem-se:

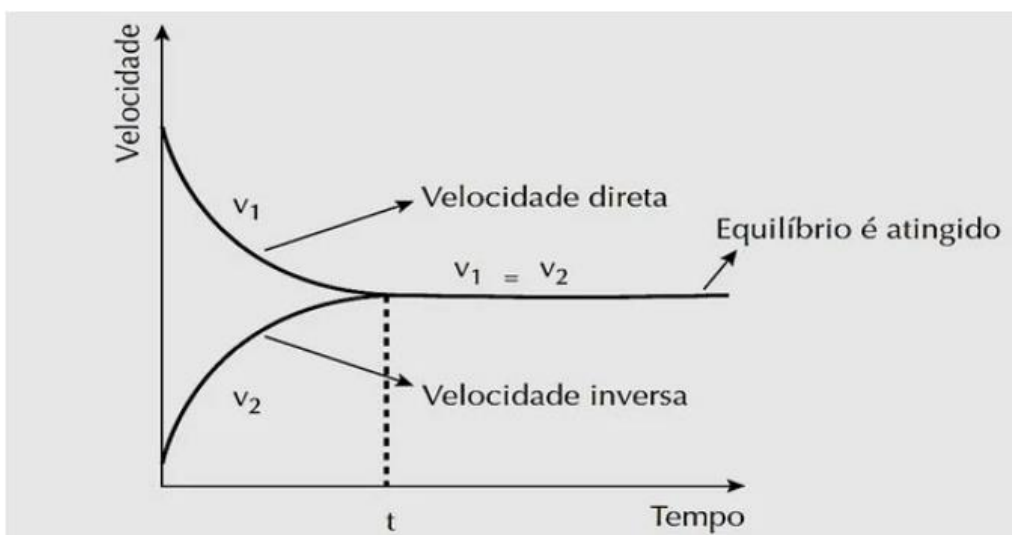
- a velocidade das reações direta e inversa iguais.
- a concentração constante das substâncias presentes na reação.

O equilíbrio químico é medido por uma grandeza: **a constante de equilíbrio**. Ele pode ser alterado quando ocorre mudanças de: concentração, temperatura, pressão e uso de catalisadores.

## Gráficos de Equilíbrio Químico

Podemos expressar o equilíbrio químico graficamente utilizando as variáveis velocidade e concentração (eixo y) em função do tempo (eixo x).

O equilíbrio é observado graficamente quando as linhas do gráfico se tornam horizontais, tanto para velocidade quanto para a concentração, significando que as velocidades de formação de produtos e reagentes se tornaram iguais:



## Constante de Equilíbrio (K)

A constante de equilíbrio ( $K_c$ ) é uma grandeza que caracteriza o equilíbrio químico levando em consideração os aspectos cinéticos das reações químicas e as soluções em equilíbrio dinâmico.

No equilíbrio químico, as taxas de reação de um sentido de reação e seu inverso devem ser iguais. Sendo assim, foi estabelecido que a constante de equilíbrio é obtida por:

$$K = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$$

## Constante de equilíbrio em função da concentração ( $K_c$ )

Dada a equação química:  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Expressamos a constante de equilíbrio da seguinte forma:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Sendo que:

- $[X]$  é a concentração em mol/L
- **a**, **b**, **c** e **d** são os coeficientes estequiométricos

## Exemplo:

Equação química	Constante de equilíbrio $K_c$
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$	$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 \cdot [H_2]^3}$

Atribuindo, por exemplo, valores para as concentrações temos:

Concentrações	Cálculo da constante de equilíbrio $K_c$
$[N_2] = 0,20 \text{ mol/L}$	$K_c = \frac{[0,60]^2}{[0,20] \cdot [0,20]^3}$ $K_c = 225$
$[H_2] = 0,20 \text{ mol/L}$	
$[NH_3] = 0,60 \text{ mol/L}$	

Também podemos escrever a constante de equilíbrio se baseando nas **pressões parciais**:

Equação química	Constante de equilíbrio $K_p$
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$	$K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3}$

## Relação entre $K_c$ e $K_p$

$$K_p = K_c \times (R \times T)^{\Delta n}$$

Sendo que:

- $K_p$  é a constante de equilíbrio em função das pressões parciais
- $K_c$  é a constante de equilíbrio em função das concentrações
- $R$  é a constante dos gases e utilizamos  $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$  quando a pressão parcial é expressa em atm
- $T$  é a temperatura em Kelvin ( $^{\circ}\text{C} + 273$ )
- $\Delta n$  é a variação do número de mols (mols dos produtos - mols dos reagentes) e apenas leva em consideração os coeficientes das substâncias no estado gasoso.

## Deslocamento do Equilíbrio Químico

O deslocamento de equilíbrio corresponde a uma alteração da velocidade de uma reação direta ou inversa. Como enuncia o princípio de Le Chatelier, sempre que uma alteração ocorrer no equilíbrio ele se desloca a fim de minimizar essa perturbação.

O resultado desses deslocamentos gera um novo estado de equilíbrio no sistema químico. Além da concentração, a pressão e a temperatura influenciam nesse processo. Já o uso de catalisadores faz com que o equilíbrio seja atingido de maneira mais rápida.

### Influência da concentração

Quando aumentamos a quantidade de uma substância (reagente ou produto) em uma reação, o equilíbrio se desloca para ser restabelecido, transformando essa substância. Da mesma forma, se retirarmos uma substância da reação, diminuindo sua quantidade, o equilíbrio é restabelecido produzindo mais dessa substância

### Influência da temperatura

Quando se diminui a temperatura de um sistema, desloca-se o equilíbrio liberando mais energia, ou seja, a reação exotérmica é favorecida. Da mesma forma, ao aumentar a temperatura, o equilíbrio é restabelecido absorvendo energia, favorecendo a reação endotérmica.

### Influência da pressão

O aumento da pressão total faz com que o equilíbrio se desloque para o sentido do menor volume (menor quantidades de moléculas gasosas). Mas, se diminuirmos a pressão total, o equilíbrio tende a se deslocar para o sentido do maior volume.