

# EQUILÍBRIO QUÍMICO

QUI  
D

O equilíbrio químico é um fenômeno que acontece nas reações químicas reversíveis entre um reagente e um produto. Ele ocorre quando atingem um ponto de equilíbrio onde a velocidade das reações direta e inversa ficam iguais.

## VOCÊ SABIA?

Imagine uma garrafa de cerveja, quando a colocamos em um congelador ou freezer e esquecemos de retirá-la após um determinado tempo, possivelmente a garrafa teria estourado, mas muitas vezes isso não ocorre, ocorrendo um fenômeno que é denominado de supercongelamento, isto é, quando o líquido, no caso a cerveja, "esquece" de congelar, pois o processo de resfriamento foi muito rápido e as moléculas do líquido estão em um estado de equilíbrio. No entanto, quando retiramos a garrafa do congelador e a abrimos, ela estoura, pois diminuimos a pressão no interior da garrafa, ou seja, diminuimos a pressão dentro do sistema, o que provoca uma perturbação no estado de equilíbrio que se estabelecia dentro da garrafa.

Estados de Equilíbrio estão muito presentes no nosso dia-a-dia, seja em fenômenos físicos, biológicos e até mesmo fenômenos químicos.

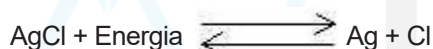
Exemplos diversos de equilíbrio químico podem ser verificados no nosso cotidiano, tais como os descritos abaixo.

## Óculos

Você, possivelmente, já viu ou ouviu falar dos óculos fotocromáticos, talvez não os conheça por este nome, mas devem conhecê-los.

Óculos fotocromáticos são aqueles óculos que possuem lentes que mudam de cor, conforme a intensidade luminosa, ou seja, quando uma pessoa que usa este tipo de óculos está dentro de uma residência, as lentes são praticamente incolores, mas quando esta pessoa sai para fora da residência, ficando exposta à luz, as lentes tendem a ficar com uma coloração escura. Isso é devido à uma reação química que ocorre nos óculos, você sabia?

A reação que ocorre nas lentes dos óculos é a seguinte:



O cloreto de prata (AgCl), quando na lente, dá uma aparência clara para a mesma, já a prata metálica (Ag),

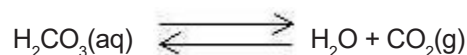
quando é formada na lente dá uma aparência escura à lente. Esta reação é um caso em que se aumentar a energia, no caso a claridade, na lente o equilíbrio deslocará para o lado da formação do Ag elementar que é escuro (na lente). Quando se diminui a intensidade luminosa na lente ocorre o favorecimento da reação inversa, ou seja, a diminuição da sensação escura.

Este exemplo é abrangido pelo princípio de Le Chatelier, que diz: "Quando um sistema está em equilíbrio e sofre alguma perturbação, seja ela por variação de pressão, de concentração de algum dos reagentes ou dos produtos, ou pela variação da temperatura, o sistema tenderá a retornar o estado de equilíbrio, a partir da diminuição do efeito provocado pela perturbação."

Este princípio pode ser enunciado de uma maneira mais simplificada, quando se aplica uma perturbação a um sistema em equilíbrio, o sistema tende a provocar um reajuste para diminuir as influências da perturbação.

## Refrigerante

Dentro de uma garrafa de refrigerante, ocorre várias reações, mas um destaque pode ser dado para o ácido carbônico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), que se decompõe em  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{CO}_2$ .



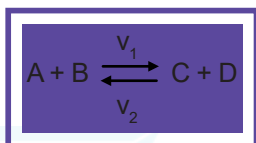
Esta é a reação de decomposição do ácido carbônico, sendo que ela está em equilíbrio químico, pois a medida que ocorre a decomposição, também ocorre a formação de ácido carbônico, sendo assim pode se dizer que esta é uma reação que representa um estado de equilíbrio, que sofre influência pelo aumento de temperatura, pela pressão e também pela concentração.

Quando abrimos uma garrafa de refrigerante, ocorre uma diminuição da pressão no interior do sistema (garrafa de refrigerante), ocorrendo um deslocamento do equilíbrio para o lado de maior número de mols gasosos, ou seja, o lado dos produtos. Isto é mostrado pelo princípio de Le Chatelier. O estado de equilíbrio também pode ser deslocado pelo aumento da temperatura, ou seja, caso coloquemos um pouco de refrigerante para aquecer em um recipiente adequado, ocorrerá a liberação de gases (esta reação é endotérmica), assim como no caso em que abrimos a garrafa de refrigerante, ou seja, o gás liberado é o gás carbônico,  $\text{CO}_2$ . Neste exemplo, nas duas situações,

estaremos provocando um deslocamento de equilíbrio químico, o que provocará no refrigerante uma modificação no seu gosto. Isto você já deve ter percebido, quando um resto de refrigerante fica muito tempo dentro da geladeira, ele fica com um gosto diferente, isto ocorre devido ao fato de ter ocorrido perda de  $\text{CO}_2$ , logo, perda de  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Estes dois exemplos, lentes fotocromáticas e garrafa de refrigerante, são exemplos de equilíbrio químico, que ocorrem em nosso cotidiano, mas não são os únicos exemplos, podemos citar, ainda, o caso do equilíbrio químico que ocorre nos dentes ou do que ocorre nos pulmões, entre outros tantos.

## EQUILÍBRIO QUÍMICO

Quando uma reação é reversível, os reagentes em contato formam os produtos que reagem entre si produzindo os reagentes:

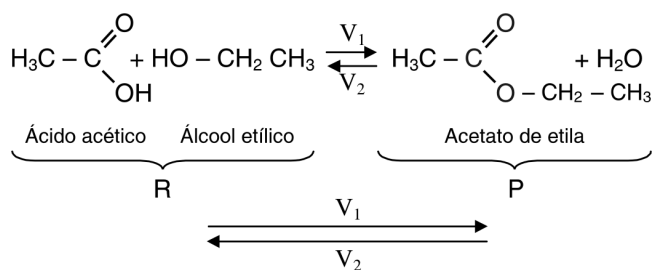


No início há somente substância da esquerda, que chamamos de reagente (R).

A velocidade ( $v_1$ ) é grande, no começo porque a quantidade de reagente é grande. Com o passar do tempo, a velocidade ( $v_1$ ) vai caindo.

À medida que se formam, os produtos (p) começam a reagir entre si, produzindo os reagentes com uma velocidade ( $v_2$ ) que tende a crescer. Num determinado instante, as velocidades ( $v_1$  e  $v_2$ ) se igualam. A reação terá atingido o equilíbrio.

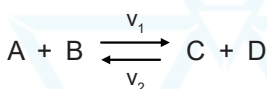
### Exemplo:



A condição de equilíbrio é que as velocidades sejam iguais às da reação direta e inversa.

Num determinado instante,  $v_2$  iguala  $v_1$ . Nesse instante, dizemos que ocorre equilíbrio químico.

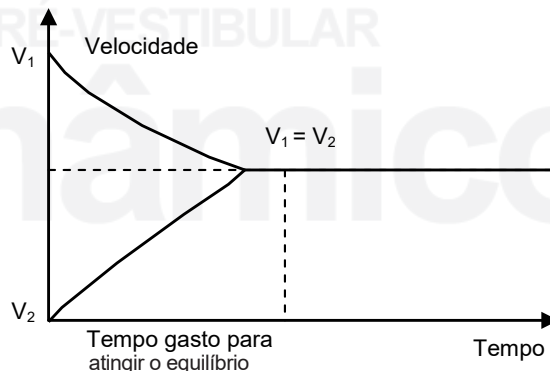
### EQUILÍBRIO



- $v_1 = v_2$
- [A], [B], [C], [D] permanecem constantes.

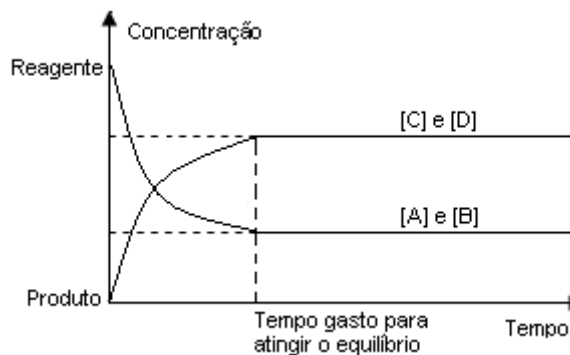
Veja o gráfico da variação das velocidades de consumo

de reagentes e formação de produtos das reações direta e inversa em função do tempo:

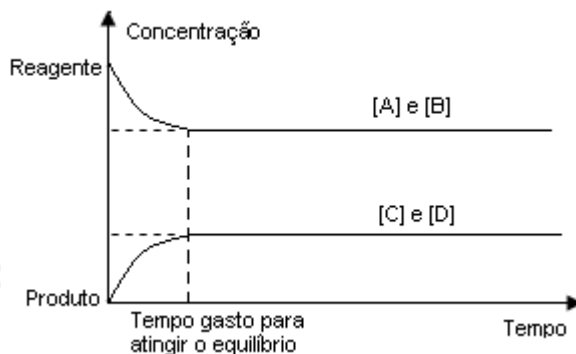


Analise os gráficos abaixo em que as concentrações de reagentes e produtos são relacionadas com o tempo.

O primeiro gráfico é referente a uma reação em que os produtos são formados em grande quantidade, ou seja, a maior parte dos reagentes são consumidos para a formação dos produtos:



Este gráfico é referente a uma reação em que os produtos são formados em pouca quantidade, ou seja, a maior parte dos reagentes não reagem, não são consumidos para a formação dos produtos:



### No equilíbrio:

- 1º)  $v_1 = v_2$
- 2º) A concentração das substâncias é constante no decorrer do tempo.

Logo, pela lei de Gudberg-Waage, no equilíbrio temos:

$$K_1[A]^x \cdot [B]^y = K_2[C]^z \cdot [D]^w$$

Ou então:

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^z \cdot [D]^w}{[A]^x \cdot [B]^y}$$

Como o quociente das divisões de uma constante por outra constante também é constante:

$$K_c = \frac{[C]^z \cdot [D]^w}{[A]^x \cdot [B]^y}$$

Onde  $K_c$  é a constante de equilíbrio em termos de concentração de reagentes. Para determinarmos as concentrações presentes no equilíbrio, acompanhe o exemplo:

Um mol de  $H_2$  e um mol de  $Br_2$  reagem e quando é atingido o equilíbrio ainda restam 0,35 mol de bromo. Qual a constante de equilíbrio para a reação?

	$H_2$	+	$Br_2$	→	$2HBr$
Início	1		1		0
Reage	1 - 0,65		1 - 0,65		0,7
Equilíbrio	0,35		0,35		0,7

$$\frac{[HBr]^2}{[H_2] \cdot [Br_2]}$$

$$\frac{[0,7]^2}{[0,35] \cdot [0,35]}$$

Atenção:

↑  $K_c$  → Mais intensa a Reação no sentido

Reagentes → Produtos  
(Reação Direta)

↓  $K_c$  → Mais intensa a Reação no sentido

Produtos → Reagentes  
(Reação Inversa)

Para uma mesma reação o valor de  $K_c$  depende só da temperatura.

Na expressão do  $K_c$  só entram as substâncias mais voláteis presentes no equilíbrio. Assim, sólido não entra.

## A CONSTANTE DE EQUILÍBRIO PARA GASES ( $K_p$ )

Se os reagentes forem gasosos, poderemos exprimir a constante de equilíbrio em função da pressão parcial de cada um dos gases presentes na reação.

Assim, se no equilíbrio dado anteriormente todos os componentes forem gases, teremos:

$$K_p = \frac{[P_C]^z \cdot [P_D]^w}{[P_A]^x \cdot [P_B]^y}$$

$P_C$ ,  $P_D$ ,  $P_A$  e  $P_B$  são as pressões parciais dos gases C, D, A e B no sistema em equilíbrio.

$K_p$ , assim como  $K_c$ , varia com a temperatura, mas não varia com as concentrações nem com as pressões das substâncias participantes. Existe uma relação entre  $K_c$  e  $K_p$ :

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

onde:

R = constante dos gases perfeitos

R = 0,082 atm, L/mol.K

R = 62,3 mmHg L/mol.K

T = temperatura absoluta →  $TK = T^\circ C + 273$

$\Delta n = (\text{n}^\circ \text{ de mols gasosos dos produtos}) - (\text{n}^\circ \text{ de mols gasosos dos reagentes})$ .

Quando  $\Delta n = 0$  (zero), o  $K_p$  é igual ao  $K_c$ .

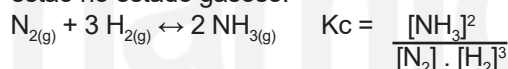
Os equilíbrios químicos são atingidos, no caso de reações reversíveis, quando a taxa de desenvolvimento da reação direta é igual à taxa de desenvolvimento da reação inversa, em temperatura constante. Mas existem equilíbrios químicos homogêneos e equilíbrios químicos heterogêneos. Veja o que os diferencia:

**Equilíbrios químicos homogêneos:** São aqueles em que todos os participantes da reação (reagentes e produtos) encontram-se em um mesmo estado físico e, dessa forma, o sistema fica com uma única fase.

Nesses casos, as concentrações de todas as substâncias estão envolvidas no valor da constante de equilíbrio ( $K_c$ ).

Exemplos:

**Equilíbrios homogêneos** em que todos os participantes estão no estado gasoso:



O sistema aquoso abaixo também é considerado homogêneo, pois toda a sua extensão é líquida:

