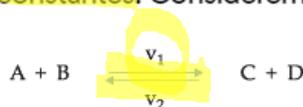


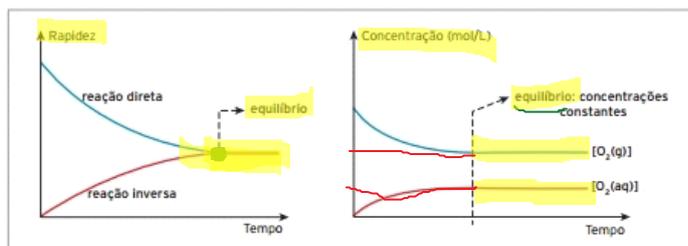
# Entenda o que é equilíbrio químico

O equilíbrio químico ocorre quando, em uma reação reversível, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa. Uma vez atingido o estado de equilíbrio, as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes. Consideremos a equação genérica:



onde  $v_1$  é a velocidade da reação direta e  $v_2$  a velocidade da reação inversa.

Esse estado é alcançado, em outras palavras, quando a concentração de reagentes e produtos permanece constante. Observe:



No início,  $v_1$  é o máximo porque as concentrações de A e B apresentam valores máximos, enquanto  $v_2$  é igual a zero, porque C e D ainda não foram formados. À medida que a reação ocorre, A e B diminuem, e C e D aumentam, portanto,  $v_1$  diminui e  $v_2$  aumenta, até que as duas velocidades se igualem. No instante em que  $v_1 = v_2$ , podemos dizer que o sistema atinge o estado de equilíbrio.

Atingido o estado de equilíbrio, a reação química continua a ocorrer (nível microscópico) nos dois sentidos, com a mesma velocidade e, portanto, as concentrações de reagentes e produtos ficam constantes. Por isso, podemos dizer que o equilíbrio é um equilíbrio dinâmico.

Ao considerarmos o sistema como um todo (nível macroscópico), aparentemente a reação “parou” de acontecer, porque as concentrações de reagentes e produtos permanecem inalterados indefinidamente.

indefinidamente.

Para que o estado de equilíbrio possa ser atingido, é necessário que:

- o sistema encontre-se num recipiente fechado;
- a temperatura fique constante.

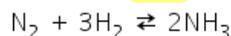
## Reações Químicas Reversíveis

Exemplo de equação química:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

No primeiro membro (antes da seta) aparecem os **reagentes**, ou seja, as substâncias que entram na reação.

No segundo membro (depois da seta) estão os **produtos**, isto é, as substâncias que foram formadas pela reação.

Em uma **reação reversível** ela pode ocorrer nos dois sentidos (representado por  $\rightleftharpoons$ ):



Assim, nas reações diretas os reagentes formam produtos (reagentes  $\rightarrow$  produtos). Já nas reações inversas, os produtos formam reagentes (produtos  $\rightarrow$  reagentes).

## 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:

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

O valor de K varia conforme a temperatura.

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

Dada a equação química:  $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$

Expressamos a constante de equilíbrio da seguinte forma:

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

Sendo que:

- [ ] 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 $K_c$
$[N_2] = 0,20 \text{ mol/L}$	$K_c = \frac{[0,60]^2}{[0,20] \cdot [0,20]^3}$ $K_c = 225$
$[H_2] = 0,20 \text{ mol/L}$	
$[NH_3] = 0,60 \text{ mol/L}$	

### Exercícios:

1.

(UFRS) Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando:

- a) ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.
- b) as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
- c) os reagentes são totalmente consumidos.
- d) a temperatura do sistema é igual à do ambiente.
- e) a razão entre as concentrações de reagentes e produtos é unitária.

2.

(FATEC) Nas condições ambientes, é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:

- a) xícara de café bem quente;
- b) garrafa de água mineral gasosa fechada;
- c) chama uniforme de bico de Bunsen;
- d) porção de água fervendo em temperatura constante;
- e) tigela contendo feijão cozido.

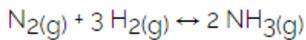
3.

Em relação a uma reação em equilíbrio químico, assinale a alternativa incorreta:

- a) Não pode ocorrer troca de matéria com o ambiente.
- b) A energia não é introduzida ou removida do sistema.
- c) A soma das quantidades de matéria dos reagentes deve ser igual à soma das quantidades de matéria dos produtos da reação.
- d) As propriedades macroscópicas do sistema não variam com o tempo.
- e) A rapidez é a mesma nos dois sentidos da reação e as concentrações das espécies envolvidas permanecem inalteradas.

4.

A produção de amônia em escala industrial é realizada pelo sistema de Haber-Bosh em que se controla a pressão e a temperatura, mantendo-se um sistema em equilíbrio formado entre os gases:



Esse processo fornece um rendimento em produtos da reação de 30%, mas é a melhor condição de produção. Sobre esse equilíbrio, podemos afirmar que:

a)  $[\text{N}_2] = [\text{H}_2]$ .

b)  $[\text{NH}_3] = \text{constante}$ .

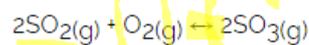
c)  $[\text{N}_2] = [\text{NH}_3]$ .

d)  $v_{\text{inversa}} > v_{\text{direta}}$ .

e)  $v_{\text{direta}} > v_{\text{inversa}}$ .

6.

(PUC-RS) Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:



Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 mols de dióxido de enxofre e 5 mols de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de trióxido de enxofre medido foi 4. O valor aproximado da constante de equilíbrio é:

a) 0,53

b) 0,66

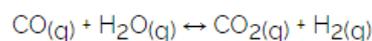
c) 0,75

d) 1,33

e) 2,33

7.

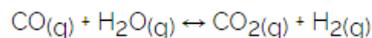
Em um recipiente de 5 L, a uma temperatura T, são misturados 5 mol de  $\text{CO}(\text{g})$  e 5 mol de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ . Quando o equilíbrio é atingido, coexistem 3,325 mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  e 3,325 mol de  $\text{H}_2(\text{g})$ . Calcule o valor de Kc, na temperatura T, para o seguinte equilíbrio:



a) 3940

b) 394

Em um recipiente de 5 L, a uma temperatura T, são misturados 5 mol de CO(g) e 5 mol de H<sub>2</sub>O(g). Quando o equilíbrio é atingido, coexistem 3,325 mol de CO<sub>2</sub>(g) e 3,325 mol de H<sub>2</sub>(g). Calcule o valor de K<sub>c</sub> na temperatura T, para o seguinte equilíbrio:



a) 3940

b) 394

c) 0,394

d) 39,4

e) 3,94

8.

Analise o diagrama a seguir que mostra as variações de concentração em mol/L de NO<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> até atingirem o equilíbrio, dado pela reação  $2 \text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ .

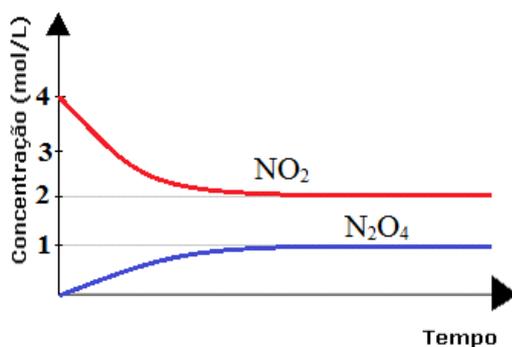


Diagrama de reação em equilíbrio químico

Determine a alternativa que indica o valor correto de K<sub>c</sub> nessas condições:

Determine a alternativa que indica o valor correto de K<sub>c</sub> nessas condições:

a) 0,25

b) 0,5

c) 2,5

d) 2

e) 4

## Princípios de Le Chatelier

No texto “Reações Reversíveis e Equilíbrio Químico”, quando uma reação reversível encontra-se em um sistema fechado, ela acaba por entrar em equilíbrio químico, ou seja, as taxas de desenvolvimento das reações direta e inversa ocorrem com a mesma velocidade. Se não houver nenhuma alteração no sistema, ele permanecerá indefinidamente assim.

O cientista francês Henry Louis Le Chatelier (1850-1936) percebeu isso e passou a estudar esse fenômeno. Ele dedicou-se ao estudo de possíveis maneiras de se conseguir deslocar o equilíbrio químico e descobriu

aspectos importantes que são até hoje usados por indústrias, por exemplo, para aumentar a produção de determinados produtos com menor custo.

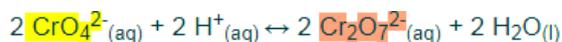
Uma das coisas que ele descobriu foi o que passou a ser chamado de **Princípio de Le Chatelier**, que pode ser enunciado da seguinte maneira:

**“Quando se provoca uma perturbação em um sistema em equilíbrio, este se desloca no sentido que tende a anular essa perturbação, procurando se ajustar a um novo equilíbrio.”**

Os principais fatores que causam esse deslocamento no equilíbrio químico são: **concentração** dos reagentes ou produtos participantes da reação, **pressão** e **temperatura**.

O uso de catalisadores apenas acelera a velocidade das reações, isto é, no caso de reações reversíveis, faz com que elas atinjam o equilíbrio mais rapidamente. Mas os catalisadores não interferem no deslocamento do equilíbrio, pois eles atuam igualmente tanto no sentido da reação direta quanto no sentido da reação inversa.

Consideremos um exemplo em que haverá variação na concentração: temos o seguinte sistema aquoso em que os íons abaixo estão em equilíbrio químico:



Os íons  $\text{CrO}_4^{2-}$  conferem a cor amarela ao sistema, enquanto os íons  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  conferem a cor alaranjada.

Assim, imagine que adicionemos algumas gotas de limão a esse sistema. Visto que o limão é ácido, estaríamos aumentando a concentração dos íons  $\text{H}^+(\text{aq})$ . Seguindo o princípio de Le Chatelier, o sistema irá, então, deslocar-se no sentido de consumir os íons  $\text{H}^+$ , ou seja, no sentido da reação direta (para a direita). Isso provocaria mais produção dos íons  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  e a solução passaria de amarela para o alaranjado.



Exemplo de deslocamento de equilíbrio segundo o Princípio de Le Chatelier

O contrário também é verdadeiro, se adicionarmos alguma solução básica ao meio, os íons  $\text{OH}^-$  dessa solução irão reagir com os íons  $\text{H}^+$  e haveria o aumento da concentração da água ( $\text{H}_2\text{O}(\text{?})$ ) no meio. Por isso, o equilíbrio se deslocaria no sentido de consumir a água, ou seja, para a esquerda, no sentido inverso, e o sistema líquido ficaria amarelo.

Por meio desse exemplo, podemos generalizar o seguinte:



Varição da concentração e deslocamento do equilíbrio

Quanto à variação da pressão e da temperatura, podemos dizer o seguinte:



Varição da pressão e da temperatura e deslocamento do equilíbrio químico

