

#CONQUISTANOESTUDO ▪ ETAPA2

ENSINO MÉDIO ▪ 2ª SÉRIE

QUÍMICA

Revisão do 2º semestre

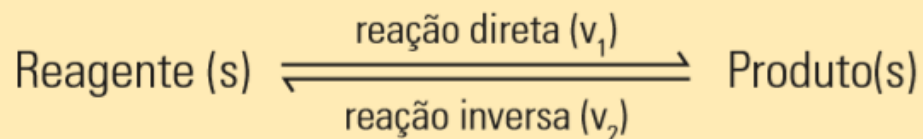
2º EM

Prof. Maytson Müller

EQUILÍBRIO QUÍMICO

Equilíbrio químico é a parte da físico-química que estuda as reações reversíveis.

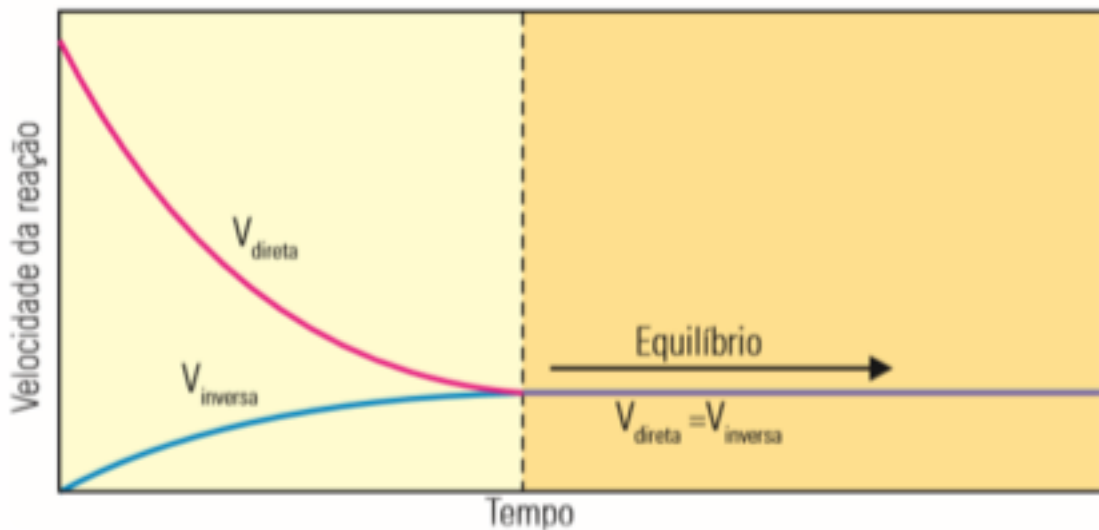
Reações reversíveis são aquelas em que os reagentes são regenerados pela reação entre os produtos.



Como essas reações (direta e inversa) ocorrem simultaneamente, a diminuição de V_1 e o aumento de V_2 fazem com que as velocidades se igualem, atingindo o estado de equilíbrio

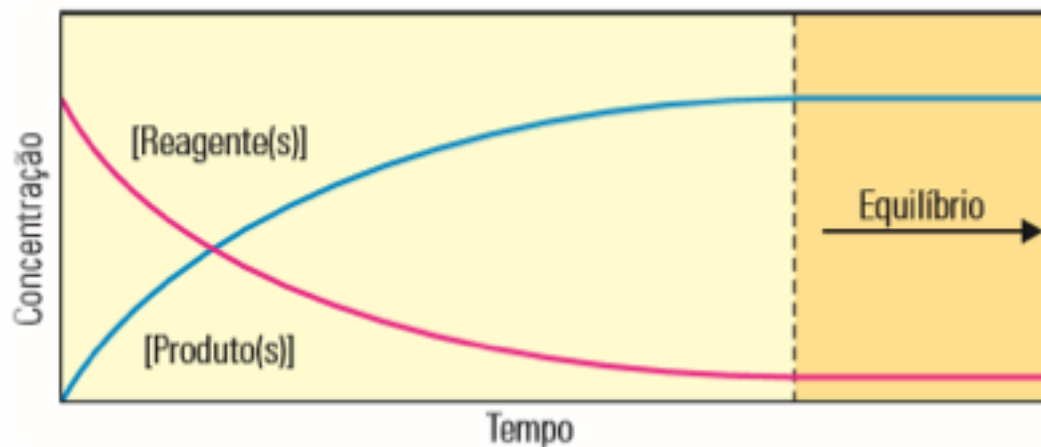
EQUILÍBRIO QUÍMICO

→ Quando o equilíbrio químico é atingido ($V_1 = V_2$), não há variação nas concentrações de reagentes e produtos, por isso, tem-se a impressão de que a reação cessou.



EQUILÍBRIO QUÍMICO

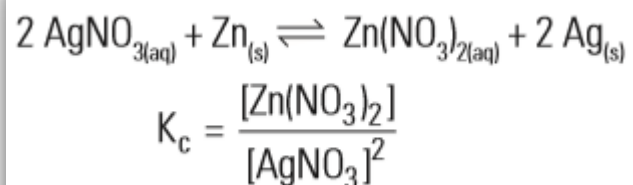
→ Ao atingir o equilíbrio, a reação continua a ocorrer nos dois sentidos, com velocidade igual. O equilíbrio é dinâmico e as concentrações dos reagentes e dos produtos conservam-se constante ao longo do tempo.



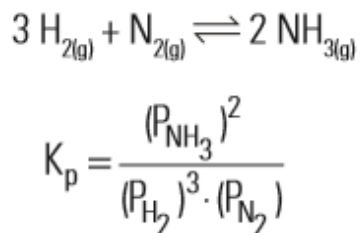
EQUILÍBRIO QUÍMICO

Constante de Equilíbrio em termo de:

- **Concentração (Kc)** - só fazem parte das equações substâncias em soluções (aq) e no estado gasoso (g).



- **Pressão Parcial (Kp)** - só fazem parte das equações substâncias no estado gasoso (g).



EQUILÍBRIO QUÍMICO

Exercício:

(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 reatantes são totalmente consumidos.
- d) A temperatura do sistema é igual à do ambiente.
- e) A razão entre as concentrações de reatantes e produtos é unitária.

CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Uma vez que se saiba representar a expressão matemática da constante de equilíbrio e que se conheçam as quantidades dos reagentes e dos produtos no equilíbrio químico, determina-se o seu valor.

– As unidades das constantes de equilíbrio possuem unidades que são pouco válidas em suas avaliações, por isso, às vezes, nem são indicadas.

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$$

$$K_c = \frac{(3)^2 \cdot (2)}{(2)^2}$$

$$K_c = 4,5$$

$$K_p = \frac{(P_{\text{HI}})^2}{(P_{\text{H}_2}) \cdot (P_{\text{I}_2})}$$

$$K_p = \frac{(0,6)^2}{(0,5) \cdot (0,4)}$$

$$K_p = 1,8$$

CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

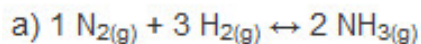
Quando as quantidades de reagentes e de produtos não se encontram em equilíbrio, é necessário determinar os valores em equilíbrio para depois obter o valor da constante na temperatura fornecida.

	Reagente(s)	\rightleftharpoons	Produto(s)
Quantidade no início		\rightleftharpoons	
Quantidade que reage /Quantidade que se forma (de acordo com a proporção estequiométrica entre os participantes da reação)		\rightleftharpoons	
Quantidade no equilíbrio		\rightleftharpoons	

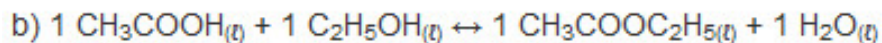
CÁLCULO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Exercício:

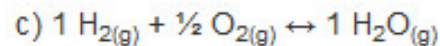
(Fafeod-MG) Todas as constantes de equilíbrio descritas a seguir estão corretas em relação à respectiva reação, exceto:



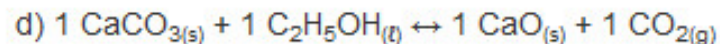
$$K_p = \frac{(p\text{NH}_3)^2}{(p\text{N}_2)^1 \cdot (p\text{H}_2)^3}$$



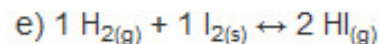
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$



$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2] \cdot [\text{O}_2]^{1/2}}$$



$$K_p = p\text{CO}_2$$



$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

GRAU DE EQUILÍBRIO (α)

Em uma reação química, as substâncias reagem entre si em uma proporção estequiométrica definida pelos coeficientes da equação balanceada. Porém, em uma reação reversível, deve-se considerar também que apenas uma parte da quantidade de reagente sofreu reação, isto é, transformou-se em produtos. Essa quantidade que efetivamente se transformou em produtos, até o momento em que a reação atingiu o equilíbrio químico, é indicada pelo grau de equilíbrio (α).

O grau de equilíbrio pode ser calculado pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{quantidade em matéria que reagiu}}{\text{quantidade em matéria inicial}}$$

EQUILÍBRIO QUÍMICO

Exercício:

Em geral, a constante de equilíbrio é dada em termos de concentração em quantidade de matéria (em mol/L) e, por essa razão, ela é simbolizada por K_c , sendo que, na expressão, a concentração das substâncias envolvidas em uma reação em equilíbrio é simbolizada por []. Quando tratamos da constante de equilíbrio em termos de pressão, devemos simbolizá-la por K_p . Baseando-se nessas informações e na teoria do K_p , quais dos estados físicos ou condições a seguir entram nessa expressão do equilíbrio químico?

a) Aquoso.

b) Gasoso.

c) Líquido.

d) Sólido

e) Gaseificado

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Para alterar a velocidade da reação existem cinco fatores:

TEMPERATURA

CATALISADOR

PRESSÃO

**SUPERFÍCIE DE
CONTATO**

CONCENTRAÇÃO

Os catalisadores e a superfície de contato não alteram o equilíbrio.

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Qualquer reação reversível tende a um estado de equilíbrio, que é atingido a uma dada temperatura quando a velocidade da reação direta se iguala à velocidade da reação inversa.

Nesse instante, as concentrações dos reagentes e dos produtos permanecem constantes.

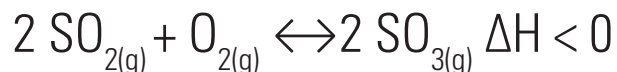
O princípio que contém a explicação dos fatores que alteram um equilíbrio ficou posteriormente conhecido como Princípio de Le Chatelier:

“Quando um sistema em equilíbrio sofre algum tipo de perturbação externa, ele se deslocará no sentido de minimizar essa perturbação, a fim de atingir uma nova situação de equilíbrio”.

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Exercício:

Observe o seguinte equilíbrio abaixo:



Se aumentarmos a concentração do dióxido de enxofre, acontecerá o seguinte:

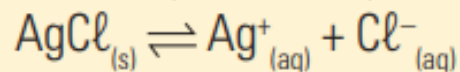
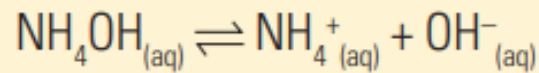
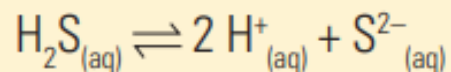
- a) O equilíbrio se deslocará para a direita, aumentando a concentração de SO_3 e diminuindo a concentração de O_2 .**
- b) O equilíbrio se deslocará para a esquerda, aumentando a concentração de O_2 e diminuindo a concentração de SO_3 .
- c) O equilíbrio se deslocará para a direita, diminuindo a concentração de SO_3 e aumentando a concentração de O_2 .
- d) O equilíbrio se deslocará para a esquerda, mas todas as concentrações permanecerão inalteradas.
- e) O equilíbrio não se deslocará porque somente a variação da temperatura afeta esse tipo de equilíbrio.

EQUILÍBRIO IÔNICO

Equilíbrio iônico trata das reações reversíveis envolvendo íons.

Esse tipo de equilíbrio dinâmico ocorre, em especial, com ácidos e bases fracos, com água e sais pouco solúveis.

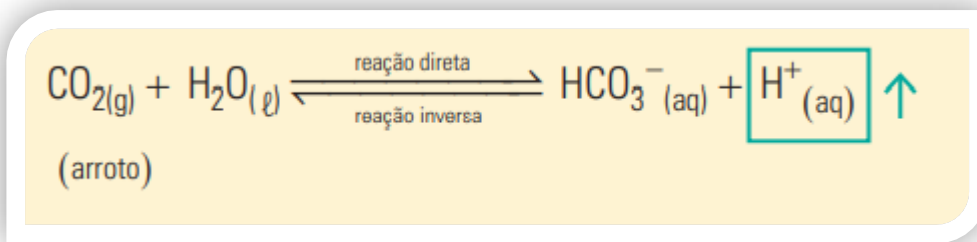
Exemplos:



EFEITO DO ÍON COMUM E DO ÍON NÃO COMUM

De acordo com Princípio de Le Chatelier, um equilíbrio iônico também pode ser deslocado pela adição ou retirada de algum íon comum.

→ A equação indicada a seguir, que representa o equilíbrio do gás carbônico presente em bebidas gaseificadas, é um exemplo de equilíbrio com íons que sofre um deslocamento pelo efeito do íon comum.



EQUILÍBRIO IÔNICO DE ÁCIDOS E BASES FRACOS

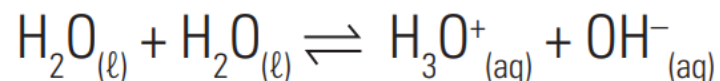
A questão do brilho da lampa se deve à força dos eletrólitos, que é medida pelo grau de ionização ou dissociação (α).

- eletrólitos fortes: apresentam grau de ionização superior a 50% ($\alpha \geq 50\%$);
- eletrólitos moderados: têm grau de ionização entre 5% e 50% ($5\% \leq \alpha \leq 50\%$);
- eletrólitos fracos: possuem grau de ionização inferior a 5% ($0 < \alpha < 5\%$).

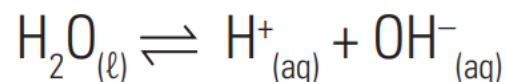
Quanto mais intenso **é** o brilho da lâmpada, maior **é** a quantidade de íons livres em solução, portanto, mais forte **é** o eletrólito e maior **é** o seu grau de ionização.

EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA

Tudo tem início com a AUTOIONIZAÇÃO da água:



ou simplesmente:



A água líquida se transforma reversivelmente no cátion H⁺ e no ânion OH⁻(hidroxila).

Obs.: (aq) quer dizer aquoso, ou seja, quer dizer que o cátion H⁺ e o ânion OH⁻(hidroxila) estão dissolvidos em água.

EQUILÍBRIO IÔNICO DA ÁGUA

- O cátion H^+ é o responsável pela ACIDEZ.
- O ânion OH^- (hidroxila) é o responsável pela BASICIDADE.

Porém, a concentração da água é constante, pois não existe água concentrada nem água diluída. Devido a isso, a concentração da água não deve aparecer na constante de equilíbrio.

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

CONCEITOS DE pH e pOH

O caráter ácido-básico de uma solução pode ser verificado com o auxílio da escala de pH, que determina o grau de acidez ou alcalinidade.

Como os valores das concentrações dos íons H^+ e OH^- são pequenos (variam normalmente entre 10^{-1} e 10^{-14}), com o intuito de quantificar esses valores de forma a facilitar a indicação numérica da acidez ou alcalinidade de soluções aquosas diluídas, Sørensen propôs o uso de uma função logarítmica.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] \\ \text{pOH} &= -\log [OH^-] \end{aligned}$$

RELAÇÃO ENTRE pH e pOH

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ (25 } ^\circ\text{C)}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$[H^+] > [OH^-]$$

$$[H^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \therefore \text{pH} < 7$$

$$[OH^-] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \therefore \text{pOH} > 7$$

meio ácido

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$[H^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \therefore \text{pH} = 7$$

$$[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \therefore \text{pOH} = 7$$

meio neutro

$$[H^+] < [OH^-]$$

$$[H^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \therefore \text{pH} > 7$$

$$[OH^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \therefore \text{pOH} < 7$$

meio básico

RELAÇÃO ENTRE pH e pOH

Exercício:

Indique se as afirmativas a seguir são verdadeiras ou falsas. Considere a temperatura de 25°C e $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

a) Uma solução com $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ apresenta $\text{pH} > 7$.

b) Uma solução com $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ apresenta caráter ácido.

c) Uma solução de hidróxido de sódio (base forte) apresenta pH maior que 7, qualquer que seja sua concentração.

d) Uma solução de ácido sulfúrico (ácido forte) apresenta pH menor que 7, qualquer que seja sua concentração.

e) Uma solução de $\text{pH} = 9$ apresenta concentração de $\text{OH}^- = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

NÚMERO DE OXIDAÇÃO E LIGAÇÕES QUÍMICAS

Para iniciar o entendimento dos processos de oxirredução nos quais ocorrem simultaneamente a redução e a oxidação, é importante conhecer o conceito do número de oxidação.

O número de oxidação, comumente representado por **Nox**, indica a tendência que os átomos dos elementos têm de ganhar ou perder elétrons, ou seja, representa a carga de cada átomo.

Para compostos iônicos, o Nox de cada átomo é numericamente igual à sua carga real, isto é, à carga do íon. A ligação iônica presente nesses compostos ocorre por meio da transferência completa de elétrons do átomo do elemento menos eletronegativo para o átomo do elemento mais eletronegativo, o que ocasiona a formação de íons positivos (cátions) e negativos (ânions).



NÚMERO DE OXIDAÇÃO E LIGAÇÕES QUÍMICAS

NOX de CARGA REAL

A posição de um elemento químico na tabela periódica fornece informações sobre seus possíveis números de oxidação, em que a carga dos íons monoatômicos pode ser estimada pela teoria do octeto para vários elementos.

1	2	13	14	15	16	17	18
Li ⁺				N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	G a s e s N o b r e s
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺	Sb ³⁺ Sb ⁵⁺	Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺ Bi ⁵⁺			

Fonte: Modular, volume 4, pág. 62