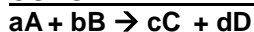


EQUILÍBRIOS QUÍMICOS

Equilíbrio de duas reações em um sistema reversível. É o ponto em que a velocidade da reação direta é igual à da reação inversa e, conseqüentemente, as concentrações de todas as substâncias participantes permanecem constantes.

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO (Kc e Kp)



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

OBS: Kc só varia com a temperatura.

$\uparrow K_c \Rightarrow [\text{Produtos}] > [\text{Reagentes}]$

Sólido não entra na expressão do Kc

Equilíbrio gasoso:

OBS: Na expressão do Kp só entra gases.



$$K_p = \frac{(p_c)^c (p_d)^d}{(p_a)^a (p_b)^b}$$

Relação entre Kc e Kp:

$K_p = K_c (RT)^n$

$$n = (c + d) - (a + b)$$

a e **b** = coeficientes estequiométricos dos reagentes.

c e **d** = coeficientes estequiométricos dos produtos.

R = const. dos gases (0,082 atm e 62,3mmHg)

T = temperatura (Kelvin) ($C^\circ + 273$)

Princípio de Le Chatelier: quando o equilíbrio é alterado, por ação externa, ele desloca-se no sentido a minimizar a ação exercida (fuga ante a força).

OBS: O catalisador não desloca equilíbrio, apenas diminui o tempo necessário para atingi-lo. Kc só varia com a temperatura.

Alteração no	Deslocamento do
--------------	-----------------

equilíbrio	equilíbrio
Adição de substância	No sentido oposto
Retirada de substância	No mesmo sentido
Aumento da pressão	No sentido de menor volume
Diminuição da pressão	No sentido de maior volume
Aumento da temperatura	No sentido endotérmico
Diminuição da temperatura	No sentido exotérmico

EQUILÍBRIO IÔNICO

Grau de ionização (α): é a relação entre o número de mols que dissociam e o número inicial de mols.

$$\alpha = \frac{\text{quantidade de mols dissociados}}{\text{quantidade de mols inicial}}$$

Ácidos: $HA \leftrightarrow H^+ + A^-$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Bases: $BOH \leftrightarrow B^+ + OH^-$

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

OBS:

1- $[H_2O]$ não entra na expressão de constantes de equilíbrio.

2- Cada etapa da ionização tem sua constante, representada por K_1, K_2, K_3, \dots , sendo $K_1 \gg K_2 \gg K_3 \gg \dots$

3- No caso dos poliacidos, a $[H^+]$ pode ser considerada como proveniente só da primeira etapa da ionização (K_1).

4- Quanto maior for a constante K_a ou K_b , maior será a força do ácido ou base.

Ácidos: $\uparrow K_a, \uparrow H^+, \uparrow \text{força}, \downarrow \text{pH}$

Bases: $\uparrow K_b, \uparrow OH^-, \uparrow \text{força}, \uparrow \text{pH}$

LEI DA DILUIÇÃO DE OSTWALD: quanto menor a concentração de um eletrólito, maior será o seu grau de ionização.

OBS: Para eletrólito fraco, o grau de ionização de um eletrólito aumenta com a diluição.

Teoria Ácido-Base

Arrhenius:

ácido: libera H^+ (inicia com H)

base: libera OH^- (termina com OH)

Bronsted - Lowre:

ácido: doador de H^+ (subst. que $\downarrow \text{H}^+$)

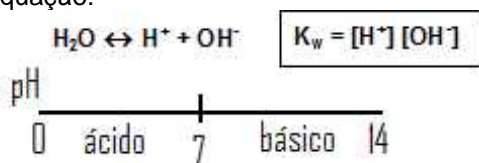
Base: receptor de H^+ (subst. que $\uparrow \text{H}^+$)

Lewis:

ácido: receptor de um par de elétrons (íons positivos ou subst. que não completaram o octeto: Al e B)

base: doador de um par de elétrons (íons negativos ou subst. que apresentam elétrons livres: N, O, etc).

PRODUTO IÔNICO DA ÁGUA (K_w): a água é um eletrólito fraco que se ioniza segundo a equação:



K_w é chamado de produto iônico da água, tem valor igual a 10^{-14} a 25°C .

Para soluções ácidas: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

Para soluções básicas: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

Para soluções neutras: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

pH e pOH: escala para as medidas de acidez e basicidade das soluções que evitam o uso dos expoentes negativos das concentrações.

pH = $-\log [\text{H}^+]$

pOH = $-\log [\text{OH}^-]$

pH + pOH = 14 (à 25°C)

Para soluções ácidas: pH < 7 e pOH > 7

Para soluções básicas: pH > 7 e pOH < 7

Para soluções neutras: pH = pOH = 7

OBS : $\log 2 = 0,30$; $\log 3 = 0,47$ e $\log 5 = 0,70$.

SOLUÇÃO TAMPÃO: uma solução tampão mantém o **pH** aproximadamente constante quando a ela são adicionados íons **H^+** ou íons **OH^-** .

As soluções tampão são, em geral, soluções de:

Um ácido fraco e um sal correspondente a esse ácido, como por exemplo: ácido acético e acetato de sódio;

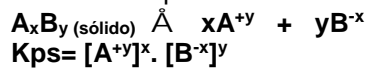
Uma base fraca e um sal correspondente a essa base, como por exemplo: hidróxido de amônia e cloreto de amônia.

HIDRÓLISE SALINA: é a reação entre um sal e água, produzindo ácido e base.

sal	caráter da solução
sal de base fraca e ácido forte (bA)	ácido
sal de base forte e ácido fraco (Ba)	básico
sal de base fraca e ácido fraco (ba)	\cong neutro

sal de base forte e ácido forte (BA)	neutro
---	--------

PRODUTO DE SOLUBILIDADE (PS OU KPS): é a constante de equilíbrio de uma solução de um eletrólito pouco solúvel.



$$K_{ps} = [\text{A}^{+y}]^x \cdot [\text{B}^{-x}]^y$$

OBS: Para que um composto iônico precipite de sua solução, é preciso que seja ultrapassado o valor do seu K_{ps} . Quando esse valor for atingido, a solução esta saturada.

PROF. SAUL SANTANA