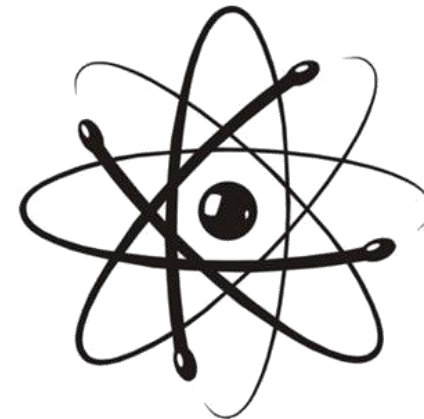


Equilíbrio Químico Iônico

Prof. Francis Isotton
Química



Equilíbrio Químico Iônico

É o caso particular de equilíbrio no qual, além de moléculas, estão presentes **íons**.

Ocorre particularmente nos processos de dissociação de:

I - Ácidos fracos II - Bases fracas III – Sais insolúveis

OBS.:

Nos ácidos e bases fortes a dissociação é quase completa, não ocorrendo, pois, um estado de equilíbrio !

Equilíbrio Químico Iônico

Ionização/dissociação

Íons {
- **Ácidos**
- **Bases**
- **Sais**

Ácidos (Ionização)



Constante (K_i ou K_a)

$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Relação: ↑ Força ↑ K_a ↓ pK_a ↓ pH

Equilíbrio Químico Iônico

Bases (Dissociação)



Constante (Kd ou Kb)

$$K_b = \frac{[\text{M}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]}$$

Relação: \uparrow Força \uparrow Kb \downarrow pKb \uparrow pH

Equilíbrio Químico Iônico

UDESC - A reação abaixo representa a equação de equilíbrio para o ácido etanóico (ácido acético).



A expressão e o valor da constante de acidez a 25°C são:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+_{(aq)}] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Assinale a alternativa **correta**, em relação a essa informação.

- a) Se for diminuída a concentração do ácido (CH_3COOH), o equilíbrio se desloca para o sentido de formação dos produtos.
- b) O ácido acético é considerado um ácido forte.
- c) Com base no valor do K_a , o ácido acético apresenta dissociação completa.
- d) Se for aumentada a concentração do ácido (CH_3COOH), o equilíbrio não será afetado.
- e) Se for aumentada a concentração do ácido (CH_3COOH), o equilíbrio da reação se desloca para o sentido de formação dos produtos.

Lei da Diluição de Ostwald

Quanto mais **diluída** for uma solução **maior** é o seu **grau de ionização**.

$$K_i = \frac{M \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

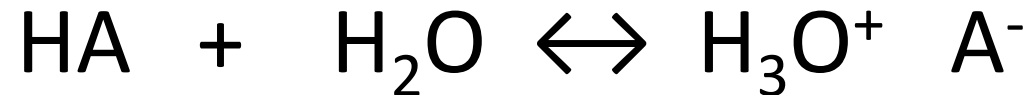
$$1 - \alpha = 1$$

$$K_i \ll 10^{-3}$$

$$\alpha \ll 5\%$$

$$K_i = M \cdot \alpha^2$$

Lei da Diluição de Ostwald



Diminui a concentração do eletrólito;

Aumenta o grau de ionização;

Não altera a K_a ou K_b .

Equilíbrio Químico Iônico

01) O princípio ativo da ASPIRINA é o ácido acetilsalicílico (AAS, $C_9H_8O_4$), que é um ácido fraco monocarboxílico, de K_a igual a $2,0 \times 10^{-5}$ a $27^\circ C$. Considere uma solução aquosa de aspirina que apresenta concentração de $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ e determine:

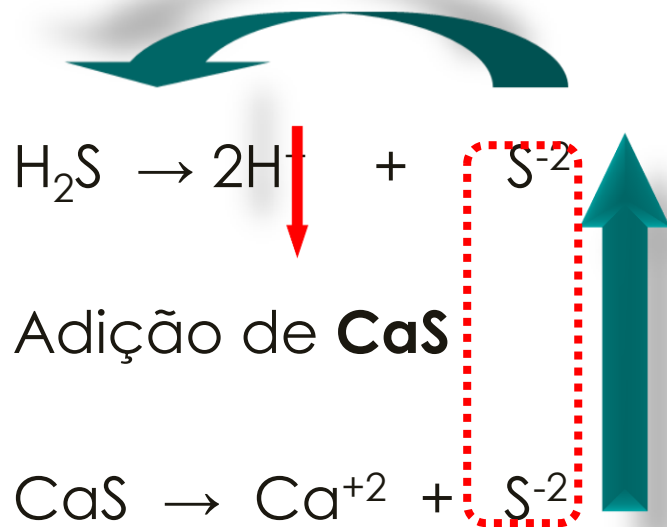
a) o grau de ionização (α).

Efeito Íon Comum

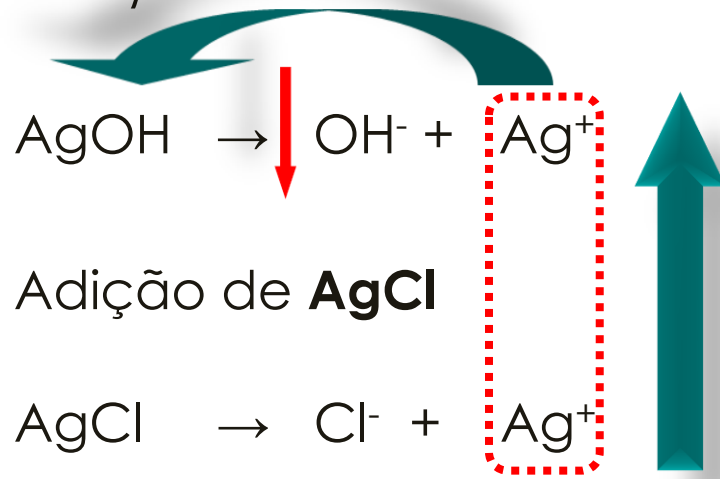
Ocorre quando:

- Numa solução aquosa de ácido fraco, adicionamos um sal do mesmo ácido fraco;
- Numa solução aquosa de base fraca, adicionamos um sal da mesma base fraca;

Ex01)



Ex02)



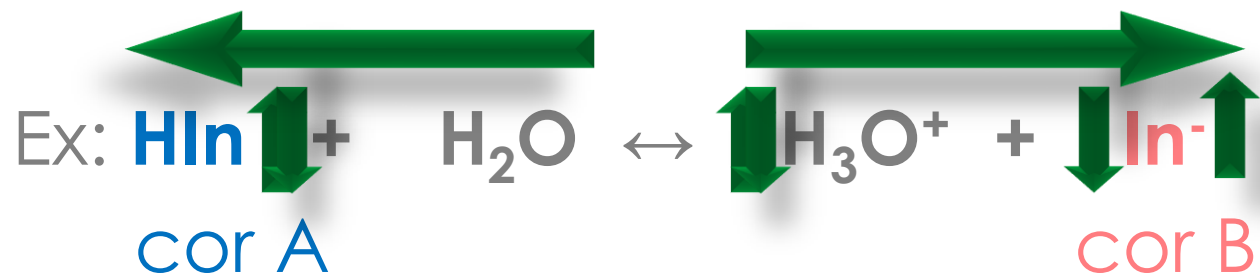
Indicadores Ácido/Base

São:

Substâncias que mudam de cor devido à concentração de H^+ e OH^- ;

Pares conjugados de Brønsted-Lowry (ácido cor A / base cor B);

Bases ou ácidos orgânicos complexos;



Ação dos Indicadores:

Adição de ácidos $\uparrow [H^+]$

Adição de bases $\uparrow [OH^-]$

Predomina cor A

Predomina cor B