

## Equilíbrio Iônico

Equilíbrio iônico é um caso particular de equilíbrio químico em que aparecem íons.

Exemplo:



$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Para equilíbrios iônicos,  $K_c$  é denominado  $K_i$  (constante de ionização ou constante de dissociação iônica). Valores altos de  $K_i$  indicam eletrólitos fortes, enquanto valores baixos de  $K_i$  indicam eletrólitos fracos.

**Obs:** Em ionizações de várias etapas, existe uma constante de ionização para cada etapa. A dissociação de bases fortes e sais solúveis não é reversível, assim, não faz sentido falar em constante de ionização para essas substâncias.

**Grau de ionização ( $\alpha$ ):** é a relação entre o número de mols que dissociam e o número inicial de mols.

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

**Lei da Diluição de Ostwald:** quanto menor a concentração de um eletrólito, maior será o seu grau de ionização. Ostwald relacionou  $K_i$  e  $\alpha$  da seguinte maneira:

$$K_i = \frac{m \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)^2}$$

**Efeito do Íon Comum:** é a aplicação do princípio de Le Chatelier para equilíbrios iônicos.

**Exemplo:** Considere o equilíbrio abaixo:



Adicionando NaCN verifica-se que o equilíbrio desloca-se no sentido da reação direta. Isso ocorre pois NaCN dissocia-se em  $\text{Na}^+$  e  $\text{CN}^-$ , aumentando a concentração de  $\text{CN}^-$ .

**Obs:** Há íons que apesar de não serem comuns ao equilíbrio iônico, também podem deslocá-lo. Como exemplo, temos a adição de um ácido a dissociação de  $\text{NH}_4\text{OH}$ , o  $\text{H}^+$  do ácido reage com o  $\text{OH}^-$  da base, diminuindo a concentração desse íon e, conseqüentemente, deslocando o equilíbrio.