

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

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

Lei da Diluição de Ostwald: quanto menor a concentração de um eletrólito, maior será o seu grau de ionização. Ostwald relacionou K_i e α 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 Na^+ e CN^- , aumentando a concentração de 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 NH_4OH , o H^+ do ácido reage com o OH^- da base, diminuindo a concentração desse íon e, conseqüentemente, deslocando o equilíbrio.