



Força relativa de ácidos e de bases

Força de ácidos e de bases

Ácido forte: grande capacidade de ceder prótons.

Ácido fraco: pouca capacidade de ceder prótons.

Base forte: grande capacidade de aceitar prótons.

Base fraca: pouca capacidade de aceitar prótons.

A força relativa de ácidos e bases é medida pela extensão da reação com água.

Força de ácidos e de bases

Ácido forte



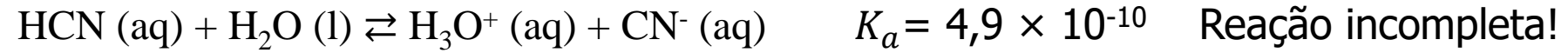
Ácido1 Base2 Ácido2 Base1

HCl é um ácido mais forte que H_3O^+ [reação tão extensa no sentido direto que é considerada completa].

Cl^- é uma base mais fraca que H_2O .

Força de ácidos e de bases

Ácido fraco



Ácido1 Base2 Ácido2 Base1

HCN é um ácido mais fraco que H_3O^+ [K_a muito pequeno \Rightarrow reação muito extensa no sentido inverso].

CN^- é uma base mais forte que H_2O .

Força de ácidos e de bases

Quando mais forte é um ácido mais fraca é a sua base conjugada!

Relações nos pares ácido-base:

Ácido forte \Leftrightarrow Base conjugada muito fraca

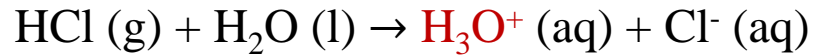
Base forte \Leftrightarrow Ácido conjugado muito fraco

Ácido fraco \Leftrightarrow Base conjugada fraca

Base fraca \Leftrightarrow Ácido conjugado fraco

Soluções de iguais concentrações

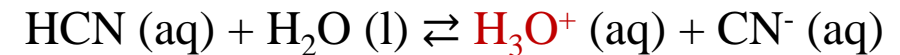
Ácido forte (Reação completa!)



$$0,100 \text{ mol dm}^{-3} \quad 0,100 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,100) = 1,0$$

Ácido fraco (Reação incompleta, $K_a = 4,9 \times 10^{-10}$)



$$0,100 \text{ mol dm}^{-3} \quad 7,00 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(7,00 \times 10^{-6}) = 5,2$$

Mesmas concentrações iniciais (0,100 mol dm⁻³) mas diferentes valores de pH (1,0 e 5,2)!

Ácido forte ⇒ produz soluções mais ácidas!

Ácido fraco ⇒ Produz soluções menos ácidas!

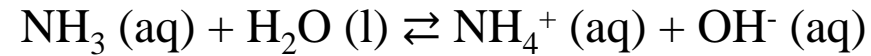
De modo semelhante:

Base forte ⇒ Produz soluções mais básicas!

Base fraca ⇒ Produz soluções menos básicas!

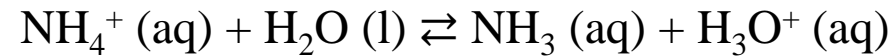
Relação entre a constante de acidez (K_a) e a constante de basicidade (K_b)

Usando o exemplo da reação do amoníaco (base) com água:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e}$$

e da reação entre o ácido conjugado do amoníaco (ião amônio, NH_4^+) com a água:



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{NH}_4^+]_e}$$

Relação entre a constante de acidez (K_a) e a constante de basicidade (K_b)

Temos então as constantes:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} \quad \text{e} \quad K_a = \frac{[\text{NH}_3]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{NH}_4^+]_e}$$

Multiplicando estas duas constantes:

$$K_b \times K_a = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} \times \frac{[\text{NH}_3]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{NH}_4^+]_e}$$

$$K_b \times K_a = \frac{\cancel{[\text{NH}_4^+]_e} [\text{OH}^-]_e \cancel{[\text{NH}_3]_e} [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{\cancel{[\text{NH}_3]_e} \cancel{[\text{NH}_4^+]_e}}$$

$$K_b \times K_a = [\text{OH}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e = K_W$$

Para um par ácido-base conjugado: $K_W = K_a \times K_b$

Relação entre a constante de acidez (K_a) e a constante de basicidade (K_b)

Para um par ácido-base conjugado:

$$K_W = K_a \times K_b$$

Quanto maior for o K_a de um ácido menor será o K_b da sua base conjugada!

Quanto maior for o K_b de uma base menor será o K_a do seu ácido conjugado!

Bibliografia

- D. Reiger, S. Goode, E. Mercer, "Química: Princípios e Aplicações", 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2010, Lisboa.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, "Novo 11Q", Texto Editores, Lisboa, 2016.