

Força relativa de ácidos e de bases



Força relativa de ácidos e de bases

Força de ácidos e de bases

Ácido forte: grande capacidade de ceder protões.

Ácido fraco: pouca capacidade de ceder protões.

Base forte: grande capacidade de aceitar protões.

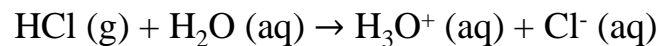
Base fraca: pouca capacidade de aceitar protões.

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

Força relativa de ácidos e de bases

Força de ácidos e de bases

Ácido forte



Reação completa!

Ácido1 Base2 Ácido2 Base1

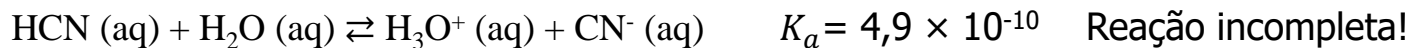
HCl é um ácido mais forte que H_3O^+ .

Cl^- é uma base mais fraca que H_2O .

Força relativa de ácidos e de bases

Força de ácidos e de bases

Ácido fraco



Ácido1 Base2 Ácido2 Base1

HCN é um ácido mais fraco que H_3O^+ .

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

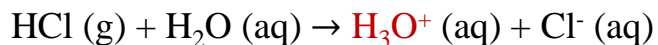
Ácido fraco \Leftrightarrow Base conjugada fraca

Base fraca \Leftrightarrow Ácido conjugado fraco

Força relativa de ácidos e de bases

Soluções de iguais concentrações

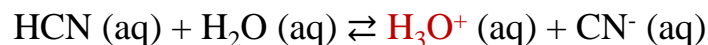
Ácido forte (Reação completa!)



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

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

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



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

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

Mesmas concentrações iniciais mas diferentes valores de pH!

Ácido forte \Rightarrow produz solução mais ácida! / **Ácido fraco** \Rightarrow Produz solução menos ácida!

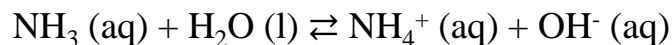
De modo semelhante:

Base forte \Rightarrow Produz solução mais básica! / **Base fraca** \Rightarrow Produz solução menos básica!

Força relativa de ácidos e de bases

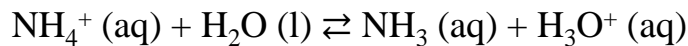
Relação entre a constante de acidez (K_a) e a constante de basicidade (K_b)

No caso da reação do amoníaco (base) com água:



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

e no caso da reação entre o ácido conjugado do amoníaco (ião amónio, NH_4^+) com a água:



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

Força relativa de ácidos e de bases

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:

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

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

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

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

Força relativa de ácidos e de bases

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

J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, *Novo 11Q*, Texto Editores, Lisboa, 2016.

D. reger, S. Goode, E. Mercer, *Química: Princípios e Aplicações*, 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2010, Lisboa.