



# 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.

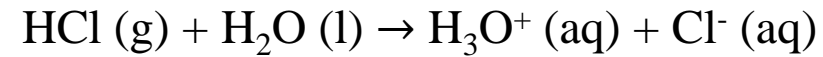
**Base forte:** grande capacidade de aceitar prótons.

**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



Reação completa!

Ácido1   Base2   Ácido2   Base1

### Comparação dos ácidos

HCl é um ácido mais forte que  $\text{H}_3\text{O}^+$  [reação tão extensa no sentido direto que é considerada completa].

### Comparação das bases

$\text{Cl}^-$  é uma base mais fraca que  $\text{H}_2\text{O}$ .

## Força de ácidos e de bases

### Ácido fraco



Ácido1      Base2      Ácido2      Base1

### Comparação dos ácidos

HCN é um ácido mais fraco que  $\text{H}_3\text{O}^+$  [ $K_a$  muito pequeno  $\Rightarrow$  reação muito extensa no sentido inverso].

### Comparação das bases

$\text{CN}^-$  é uma base mais forte que  $\text{H}_2\text{O}$ .

## 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

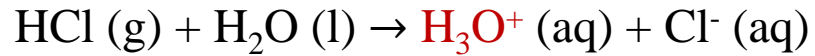
Base forte  $\Leftrightarrow$  Ácido conjugado muito fraco

Ácido fraco  $\Leftrightarrow$  Base conjugada fraca

Base fraca  $\Leftrightarrow$  Ácido conjugado fraco

## Soluções de iguais concentrações

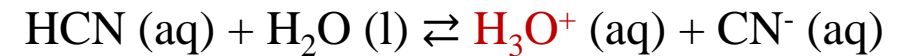
**Ácido forte** (Reação completa!)



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

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

**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 (0,100 mol dm<sup>-3</sup>) mas diferentes valores de pH (1,0 e 5,2)!**

**Ácido forte ⇒ produz soluções mais ácidas!**

**Ácido fraco ⇒ Produz soluções menos ácidas!**

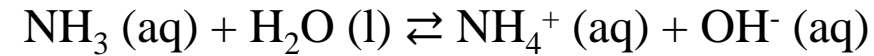
De modo semelhante:

**Base forte ⇒ Produz soluções mais básicas!**

**Base fraca ⇒ Produz soluções menos básicas!**

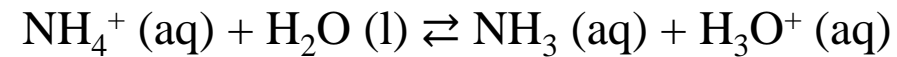
## Relação entre a constante de acidez ( $K_a$ ) e a constante de basicidade ( $K_b$ )

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,  $\text{NH}_4^+$ ) 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. reger, 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.