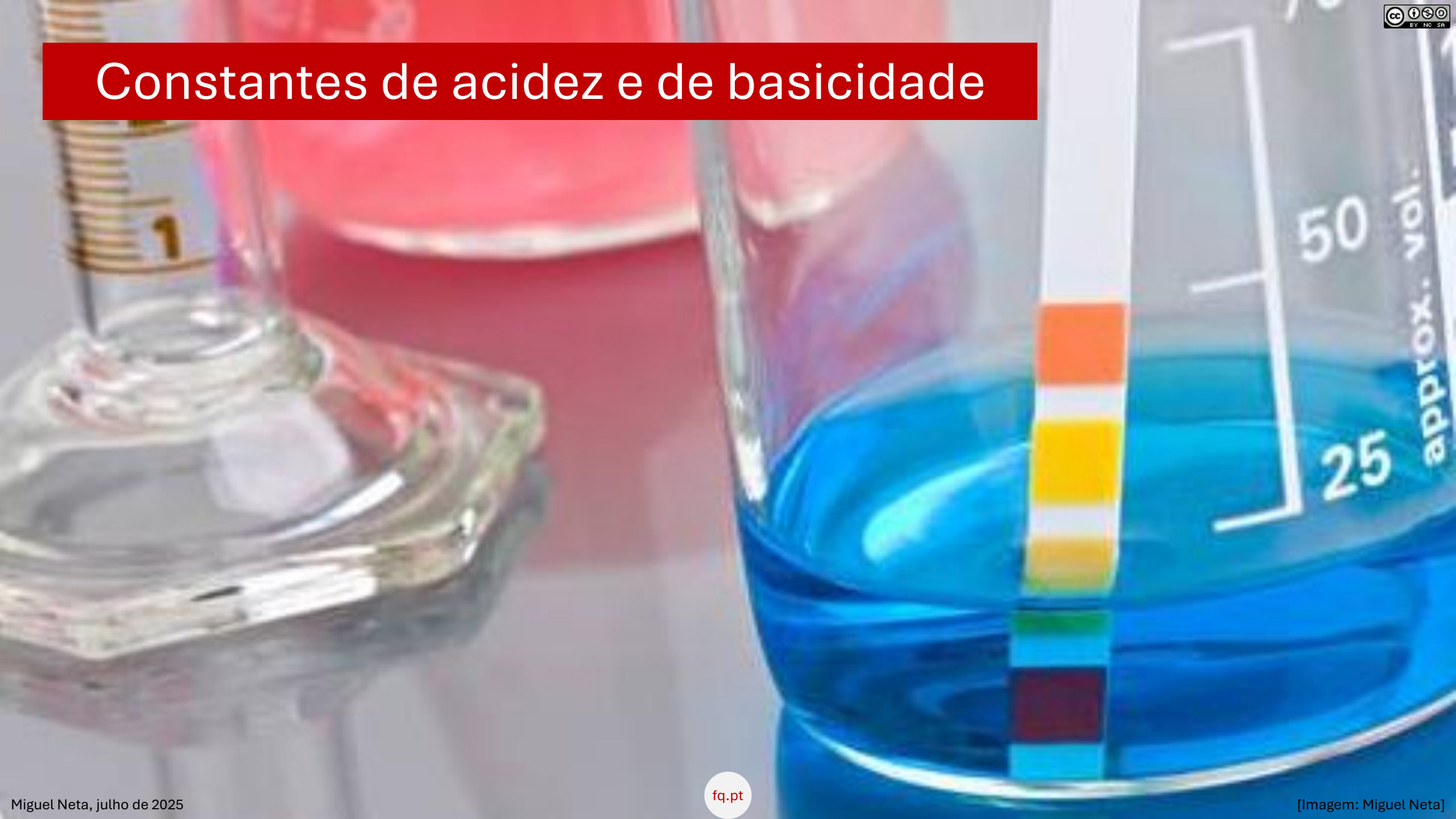


Constantes de acidez e de basicidade



Essencial

- Relacionar as concentrações de equilíbrio das espécies químicas envolvidas na ionização de ácidos monoproticos fracos (ou de bases) com o pH e a constante de acidez (ou basicidade), tendo em consideração a estequiometria da reação.

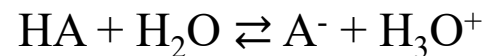
Palavras-chave

- Constante de acidez.
- Constante de basicidade.
- Força de um ácido.
- Ácido forte.
- Ácido fraco.
- Força de uma base.
- Base forte.
- Base fraca.



Constante de acidez, K_a

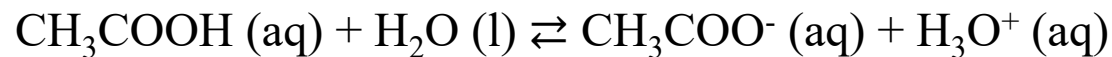
No caso de uma reação incompleta de um ácido:



A constante de equilíbrio, chamada **constante de acidez**, K_a , do ácido é:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HA}]_e}$$

Exemplo:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_e}$$

O valor da constante de equilíbrio, K_c , é uma medida da extensão de uma reação!

Constante de acidez, K_a

K_a elevado ($\gg 1$) $\Rightarrow$ Ácido forte

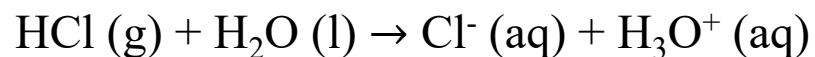


Considera-se uma ionização muito extensa/completa!

Ácido forte $\Rightarrow$ grande capacidade de ceder prótons!

Ácido forte $\Rightarrow$ reação completa $\Rightarrow \alpha \approx 1$

Exemplo:



$$K_a = 10^7$$

O valor da constante de equilíbrio, K_c , é uma medida da extensão de uma reação!

Grau de ionização ou de dissociação

$$\alpha = \frac{n_{\text{ionizadas}}}{n_{\text{dissolvidas}}}$$

$$\alpha = \frac{n_{\text{dissociadas}}}{n_{\text{dissolvidas}}}$$

Constante de acidez, K_a

K_a baixo ($\ll 1$) $\Rightarrow$ Ácido fraco

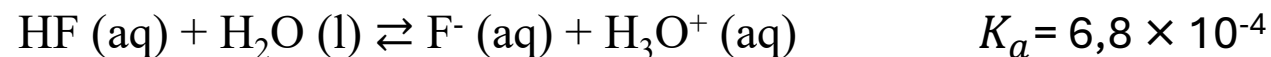


Considera-se uma ionização pouco extensa/parcial $\Rightarrow$ equilíbrio!

Ácido fraco $\Rightarrow$ pouca capacidade de ceder prótons!

Ácido fraco $\Rightarrow$ reação incompleta $\Rightarrow \alpha \ll 1$

Exemplo:



O valor da constante de equilíbrio, K_c , é uma medida da extensão de uma reação!

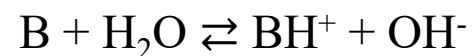
Grau de ionização ou de dissociação

$$\alpha = \frac{n_{\text{ionizadas}}}{n_{\text{dissolvidas}}}$$

$$\alpha = \frac{n_{\text{dissociadas}}}{n_{\text{dissolvidas}}}$$

Constante de basicidade, K_b

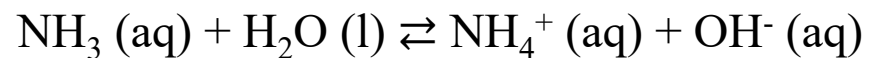
No caso de uma reação incompleta de uma base:



a **constante de basicidade**, K_b , da base é igual a:

$$K_b = \frac{[BH^+]_e [OH^-]_e}{[B]_e}$$

Exemplo:



$$K_b = \frac{[NH_4^+]_e [OH^-]_e}{[NH_3]_e}$$

O valor da constante de equilíbrio, K_c , é uma medida da extensão de uma reação!

Grau de ionização ou de dissociação

$$\alpha = \frac{n_{ionizadas}}{n_{dissolvidas}}$$

$$\alpha = \frac{n_{dissociadas}}{n_{dissolvidas}}$$

Constante de basicidade, K_b

K_b elevado ($\gg 1$) $\Rightarrow$ Base forte

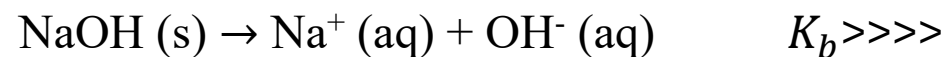


Considera-se uma ionização/dissociação muito extensa/completa!

Base forte $\Rightarrow$ grande capacidade de aceitar prótons/se dissociar.

Base forte $\Rightarrow$ reação completa $\Rightarrow \alpha \approx 1$

Exemplo:



O valor da constante de equilíbrio, K_c , é uma medida da extensão de uma reação!

Grau de ionização ou de dissociação

$$\alpha = \frac{n_{ionizadas}}{n_{dissolvidas}}$$

$$\alpha = \frac{n_{dissociadas}}{n_{dissolvidas}}$$

Constante de basicidade, K_b

K_b baixo ($\ll 1$) $\Rightarrow$ Base fraca

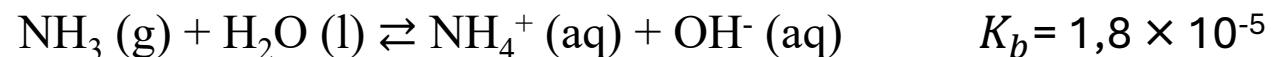


Considera-se uma ionização/dissociação pouco extensa/parcial $\Rightarrow$ equilíbrio!

Base fraca $\Rightarrow$ pouca capacidade de aceitar prótons/se dissociar.

Base fraca $\Rightarrow$ reação incompleta $\Rightarrow \alpha \ll 1$

Exemplo:



O valor da constante de equilíbrio, K_c , é uma medida da extensão de uma reação!

Grau de ionização ou de dissociação

$$\alpha = \frac{n_{ionizadas}}{n_{dissolvidas}}$$

$$\alpha = \frac{n_{dissociadas}}{n_{dissolvidas}}$$

Essencial

- Relacionar as concentrações de equilíbrio das espécies químicas envolvidas na ionização de ácidos monoproticos fracos (ou de bases) com o pH e a constante de acidez (ou basicidade), tendo em consideração a estequiometria da reação.

Palavras-chave

- Constante de acidez.
- Constante de basicidade.
- Força de um ácido.
- Ácido forte.
- Ácido fraco.
- Força de uma base.
- Base forte.
- Base fraca.

Formulário

$$K_a = \frac{[A^-]_e [H_3O^+]_e}{[HA]_e}$$

$$K_b = \frac{[BH^+]_e [OH^-]_e}{[B]_e}$$

Bibliografia

- “Aprendizagens Essenciais – Física e Química A – 11º ano”, Ministério da Educação, 2018.
- 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.
- J. Paiva, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, “11 Q – Física e Química A – Química”, Texto Editores, Lisboa, 2022.
- C. C. Silva, C. Cunha, “Química em Reação 11”, Porto Editora, Porto, 2022.