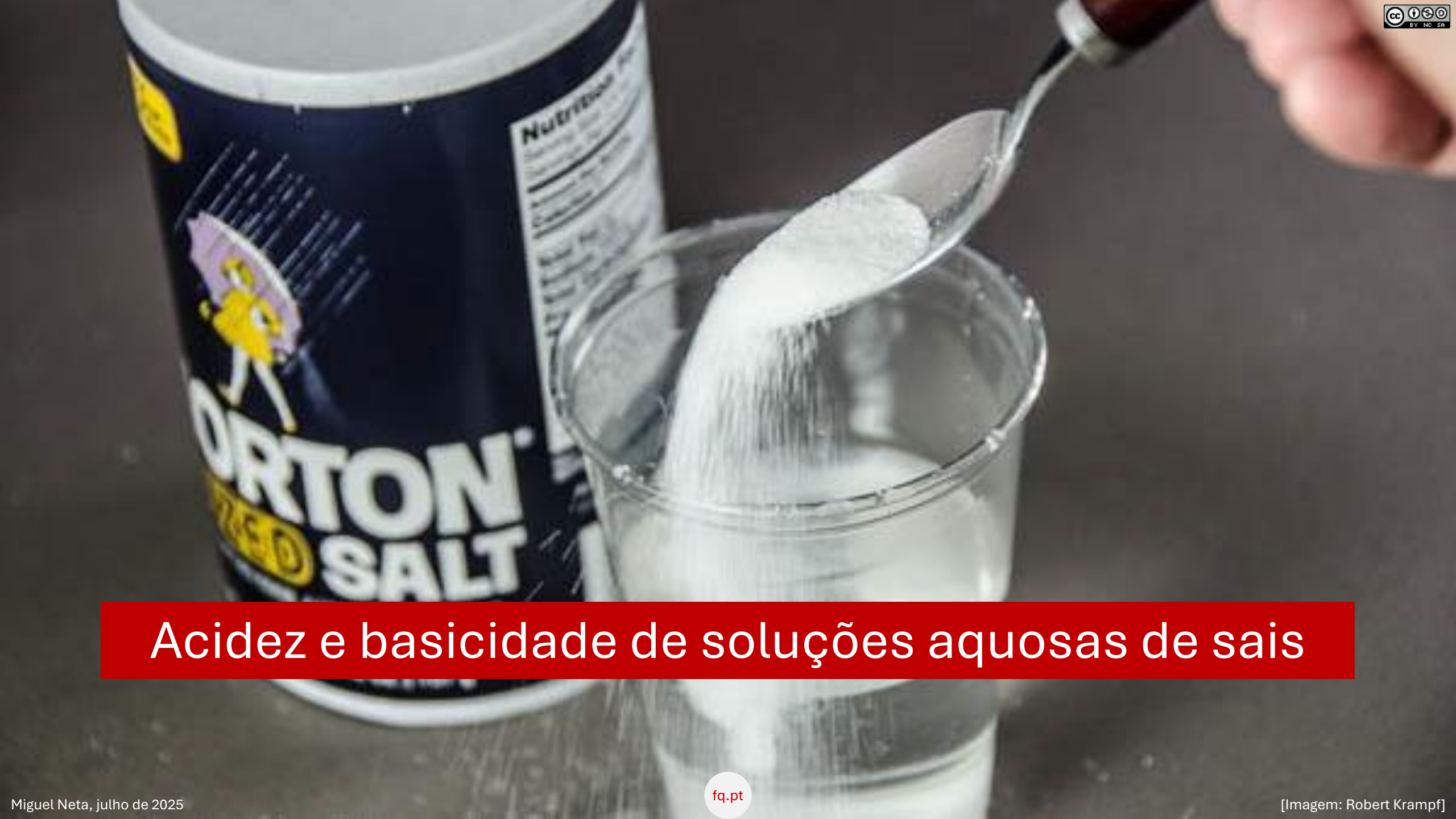


A close-up photograph showing a hand holding a metal spoon, pouring white Morton salt from a blue container into a clear glass filled with water. The salt is captured mid-pour, creating a dynamic spray of crystals. The container has the 'Morton Salt' logo and a 'Nutrition Facts' label. The background is a dark, neutral surface.

Acidez e basicidade de soluções aquosas de sais

Essencial

- Avaliar o carácter ácido, básico ou neutro de soluções aquosas de sais com base nos valores das constantes de acidez ou de basicidade dos iões do sal em solução.

Palavras-chave

- Solução aquosa de sal.



pH de uma solução aquosa de um sal

Uma solução resultante da dissolução de um sal (substância iónica) pode não ser neutra.

O carácter ácido ou básico da solução depende da possibilidade de cada ião reagir, ou não, com a água.

Isso depende do K_a ou K_b de cada ião!

Sal que origina uma solução aquosa neutra

Se o sal for constituído por um catião e um anião que são pares de **base e ácido fortes**, a solução será **neutra**.

Exemplo: o sal NaCl, que em solução aquosa se dissocia nos iões Na^+ e Cl^- .

Na^+ é o catião da base forte NaOH.

Cl^- é a anião do ácido forte HCl.



(Na^+ é o ácido conjugado de NaOH)



(Cl^- é a base conjugada de HCl)

Nenhum dos iões reage com a água.

O sal NaCl não altera o pH da água.

Outros exemplos: KBr, NaClO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Sal que origina uma solução aquosa ácida

Se o sal for constituído por um **catião de uma base fraca** e um **anião de um ácido forte**, a solução será **ácida**.

Exemplo: o sal NH_4Cl , que em solução aquosa se dissocia nos iões NH_4^+ e Cl^- .

NH_4^+ é o catião da base fraca NH_3 .

Cl^- é a anião do ácido forte HCl .

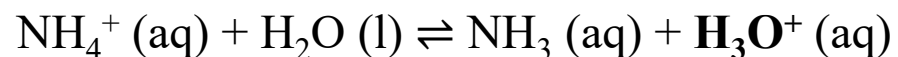


(NH_4^+ é o ácido conjugado de NH_3)



(Cl^- é a base conjugada de HCl)

$$K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \times 10^{-10}$$



Este equilíbrio contribui para o aumento da $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pelo que o sal NH_4Cl origina uma **solução aquosa ácida**.

Outros exemplos: NH_4Br , NH_4Cl , $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$.

Sal que origina uma solução aquosa básica

Se o sal for constituído por um **catião de uma base forte** e um **anião de um ácido fraco**, a solução será **básica**.

Exemplo: o sal NaCH_3COO , que em solução aquosa se dissocia nos iões Na^+ e CH_3COO^- .

Na^+ é o catião da base forte NaOH .

CH_3COO^- é a anião do ácido fraco CH_3COOH .

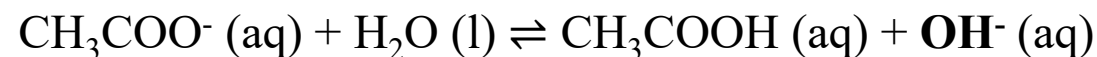


(Na^+ é o ácido conjugado de NaOH)



(CH_3COO^- é a base conjugada de CH_3COOH)

$$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 5,6 \times 10^{-10}$$



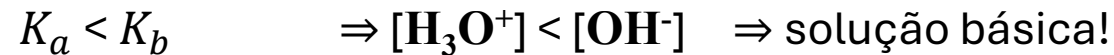
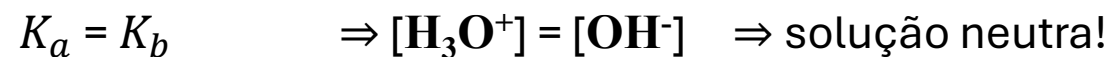
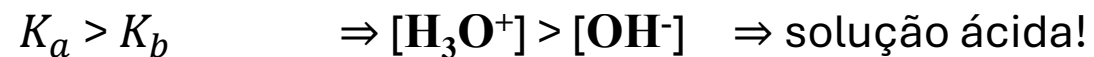
Este equilíbrio contribui para o aumento da $[\text{OH}^-]$ pelo que o sal NaCH_3COO origina uma **solução aquosa básica**.

Outros exemplos: NaNO_2 , KF , $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

Sal que origina uma solução aquosa... ácida ou neutra?

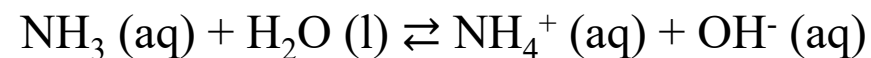
Se o sal for constituído por um **catião e um anião que são pares de base e ácido fracos**, o pH da solução depende dos valores das constantes K_a e K_b respectivas!

Se:



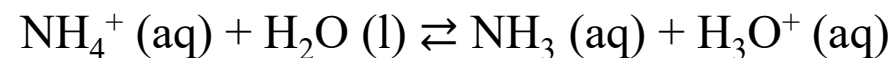
Relação entre a constante de acidez, K_a , e a constante de basicidade, K_b

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!

Essencial

- Avaliar o carácter ácido, básico ou neutro de soluções aquosas de sais com base nos valores das constantes de acidez ou de basicidade dos iões do sal em solução.

Palavras-chave

- Solução aquosa de sal.

Formulário

$$K_W = K_a \times K_b$$

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.
- C. C. Silva, C. Cunha, “Química em Reação 11”, Porto Editora, Porto, 2022.