

# Acidez e basicidade em 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 iônica) 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<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>.

Na<sup>+</sup> é o catião da base forte NaOH.

Cl<sup>-</sup> é a anião do ácido forte HCl.



(Na<sup>+</sup> é o ácido conjugado de NaOH)



(Cl<sup>-</sup> 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<sub>4</sub>, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

## 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  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , que em solução aquosa se dissocia nos iões  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{Cl}^-$ .

$\text{NH}_4^+$  é o catião da base fraca  $\text{NH}_3$ .

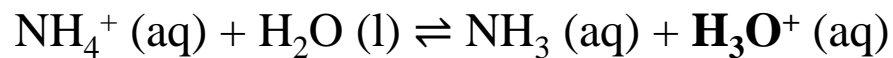
$\text{Cl}^-$  é a anião do ácido forte  $\text{HCl}$ .



( $\text{NH}_4^+$  é o ácido conjugado de  $\text{NH}_3$ )

( $\text{Cl}^-$  é a base conjugada de  $\text{HCl}$ )

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



Este equilíbrio contribui para o aumento da  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  pelo que o sal  $\text{NH}_4\text{Cl}$  origina uma **solução aquosa ácida**.

Outros exemplos:  $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ .

## 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  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ , que em solução aquosa se dissocia nos iões  $\text{Na}^+$  e  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

$\text{Na}^+$  é o catião da base forte  $\text{NaOH}$ .

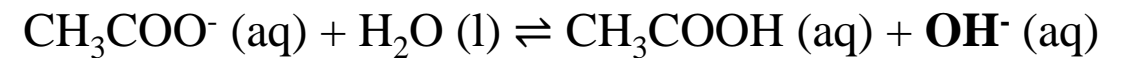
$\text{CH}_3\text{COO}^-$  é a anião do ácido fraco  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .



( $\text{Na}^+$  é o ácido conjugado de  $\text{NaOH}$ )

( $\text{CH}_3\text{COO}^-$  é a base conjugada de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

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



Este equilíbrio contribui para o aumento da  $[\text{OH}^-]$  pelo que o sal  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  origina uma **solução aquosa básica**.

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

## 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  $K_b$  respetivas!

Se:

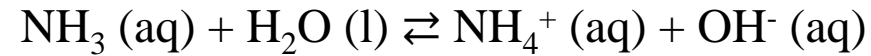
$K_a > K_b \quad \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \quad \Rightarrow$  solução ácida!

$K_a = K_b \quad \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad \Rightarrow$  solução neutra!

$K_a < K_b \quad \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \quad \Rightarrow$  solução básica!

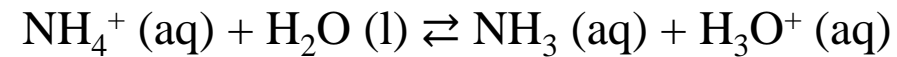
## Relação entre a constante de acidez, $K_a$ , e a constante de basicidade, $K_b$

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!**

---

### **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.

---

### **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.