

Os sais são neutros, ácidos ou básicos?

Sais são compostos iônicos formados pela reação entre um ácido e uma base.

1. NaCl

Na^+ é derivado de NaOH, uma base forte

Cl^- é derivado do HCl, um ácido forte



Os íons Na^+ e Cl^- não reagem com a água.

A solução é **neutra**.

© 2005 by Pearson Education

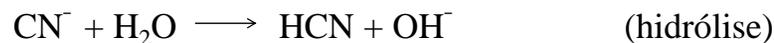
2. KCN

K^+ é derivado de KOH, uma base forte

CN^- é derivado de HCN, um ácido fraco



Íons K^+ não reagem com água, mas íons CN^- reagem:



Como são produzidos íons OH^- , a solução é **básica**.

A **hidrólise** de um íon é a reação desse íon com água para produzir o ácido conjugado e íons hidróxido ou a base conjugada e íons hidrônio.

© 2005 by Pearson Education

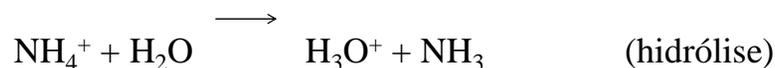
3. NH_4Cl

NH_4^+ é derivado de NH_3 , uma base fraca

Cl^- é derivado do HCl, um ácido forte



Íons Cl^- não reagem com água, mas íons NH_4^+ reagem:



Como são produzidos íons H_3O^+ , a solução é **ácida**.

© 2005 by Pearson Education

Íons como Ácidos e Bases

Certos íons pode fazer com que soluções aquosas se tornem ácidas ou básicas, devido à hidrólise.

- Sais de ácidos fortes com bases fortes formam soluções **neutras**.
- Sais de ácidos fracos com bases fortes formam soluções **básicas**.
- Sais de ácidos fortes com bases fracas formam soluções **ácidas**.
- Sais de ácidos fracos com bases fracas formam soluções que podem ser ácidas, neutras ou básicas.

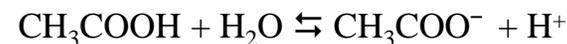
© 2005 by Pearson Education

O efeito do íon comum

- Se uma solução contiver um **ácido fraco** e um outra solução contiver o mesmo ácido e sua **base conjugada** como segundo soluto, as duas soluções terão valores de pH diferentes.
- A solução contendo tanto o ácido fraco como sua base conjugada terá um pH muito mais alto que a solução contendo apenas o ácido fraco.
- A base conjugada é referida como **íon comum** porque ela é encontrada tanto no ácido fraco como no ânion.

© 2005 by Pearson Education

- O efeito do íon comum é a supressão da ionização do ácido fraco ou da base fraca, pela presença do íon comum de um eletrólito forte.
- Portanto, a solubilidade de um sal parcialmente solúvel diminui quando um íon comum é adicionado.
- Considere o equilíbrio estabelecido quando o ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ é adicionado à água:



- No equilíbrio, H^+ e $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ estão se movimentando constantemente para dentro e para fora da solução, mas as concentrações dos íons são constantes e iguais.

© 2005 by Pearson Education

- Considere a adição, por exemplo, de acetato de sódio, que é um eletrólito forte e contém o íon comum $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$.
- A adição do íon comum provoca uma perturbação do equilíbrio e o sistema responde diminuindo a $[\text{H}^+]$.

amarelo:
pH < 3.0

1.00 M CH_3COOH

violáceo:
pH > 4.6

1.00 M CH_3COOH e
1.00 M CH_3COONa

Legend:
■ CH_3COO^-
● CH_3COOH
● H_3O^+

© 2005 by Pearson Education

Soluções-tampão

Um *tampão* ou uma *solução tampão* é uma solução que sofre apenas uma pequena variação de pH quando a ela são adicionados íons H^+ ou OH^- . Por exemplo, o pH normal do sangue é 7,4 e da água 7,0.

Adicionando-se:

0,01 mol de HCl a 1 L de sangue \Rightarrow pH = 7,3

0,01 mol de HCl a 1 L de água \Rightarrow pH = 2,0

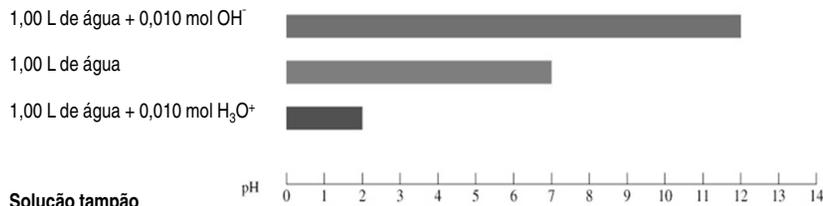
Adicionando-se:

0,01 mol de NaOH a 1 L de sangue \Rightarrow pH = 7,5

0,01 mol de NaOH a 1 L de água \Rightarrow pH = 12,0

© 2005 by Pearson Education

Água



Solução tampão



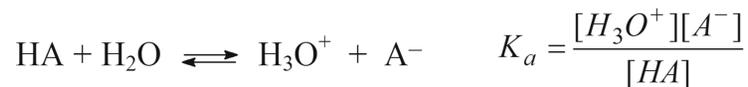
© 2005 by Pearson Education

- Um tampão normalmente consiste de um ácido fraco com seu sal (base conjugada) ou uma base fraca com seu sal (ácido conjugado).
- No tampão, as concentrações do ácido e sua base conjugada ou da base e seu ácido conjugado devem ser aproximadamente iguais.
- Os ácidos e bases utilizados em tampões são fracos e não devem reagir entre si.

Alguns sistemas tampão típicos

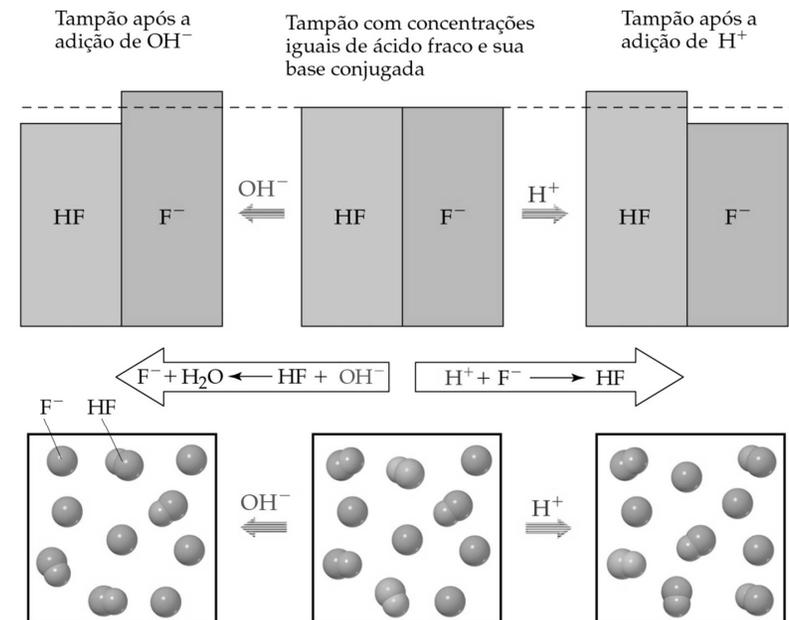
Ácidos	pK _a	Básicos	pK _a
HClO ₂ /ClO ₂ ⁻	2,00	NH ₄ ⁺ /NH ₃	9,25
CH ₃ COOH/CH ₃ COO ⁻	4,74	(CH ₃) ₃ NH ⁺ /(CH ₃) ₃ N	9,81
H ₂ CO ₃ /HCO ₃ ⁻	6,38	H ₂ PO ₄ ⁻ /HPO ₄ ²⁻	7,21

© 2005 by Pearson Education



- Quando OH⁻ é adicionado ao tampão, ele reage com HA para produzir A⁻ e água. Mas a razão [HA]/[A⁻] permanece mais ou menos constante, então, o pH não é alterado significativamente.
- Quando H⁺ é adicionado ao tampão, A⁻ é consumido para produzir HA. Mais uma vez, a razão [HA]/[A⁻] é mais ou menos constante, então o pH não se altera significativamente.

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

Capacidade de tampão e pH

- A capacidade do tampão é a quantidade de ácido ou base que pode ser neutralizada pelo tampão antes que haja uma alteração significativa no pH.
- Essa capacidade depende da composição do tampão.
- Quanto maiores as quantidades de pares ácido-base conjugados presentes, maior é a capacidade do tampão.
- O pH do tampão depende da K_a .

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

© 2005 by Pearson Education

Equação de Henderson-Hasselbalch



Rearranjando a expressão de K_a : $[H_3O^+] = K_a \times \frac{[HA]}{[A^-]}$

E aplicando-se o logaritmo negativo em ambos os lados:

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

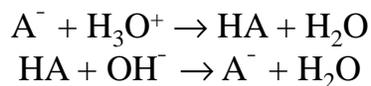
Assim temos que:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

© 2005 by Pearson Education

Adição de ácidos ou bases fortes aos tampões

- A quantidade de ácido ou base forte adicionada resulta em uma reação de neutralização:

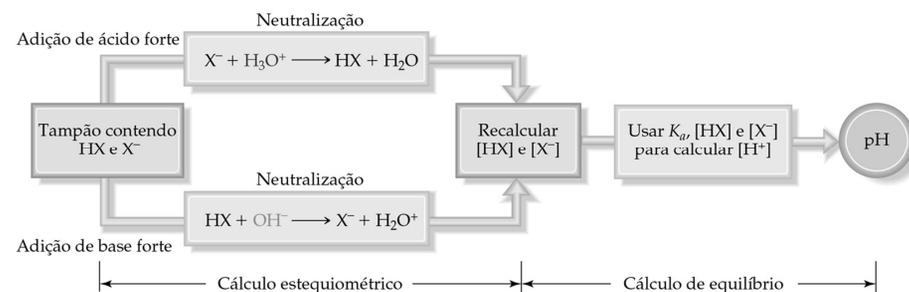


- Sabendo-se quanto de H_3O^+ ou de OH^- foi adicionado (estequiometricamente), sabemos quanto de HA ou A^- é formado.
- Com as concentrações de HA e A^- (considere a variação no volume da solução) podemos calcular o pH a partir da equação de Henderson-Hasselbalch.

© 2005 by Pearson Education

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}$$

Observe que se $[\text{base}] = [\text{ácido}]$, então $\text{pH} = \text{p}K_a$



© 2005 by Pearson Education

Ácidos e Bases de Lewis

Algumas reações que ocorrem em solventes não-aquosos, no estado gasoso e até mesmo no estado sólido, podem ser consideradas reações ácido-base, mas não podem ser explicadas adequadamente pela teoria de Brønsted-Lowry.

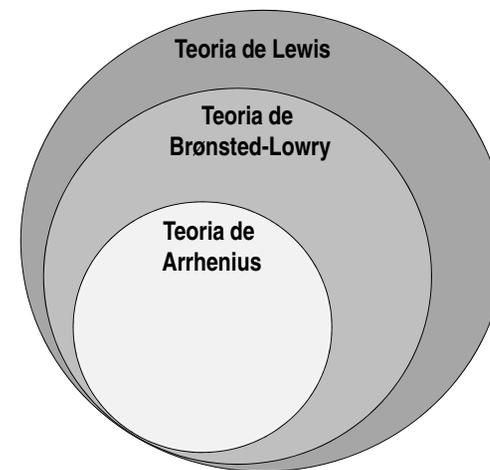
A teoria de Lewis explica a acidez e basicidade em termos da transferência de pares de elétrons.

Um **ácido de Lewis** é uma espécie que aceita par de elétrons em uma reação e uma **base de Lewis** é uma espécie que doa par de elétrons em uma reação.

Em química orgânica, ácidos de Lewis são frequentemente chamados de *eletrófilos* enquanto que bases de Lewis são frequentemente chamadas de *nucleófilos*.

© 2005 by Pearson Education

Teorias Ácido-Base



© 2005 by Pearson Education

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

- 1) Indicar se as soluções de (a) Na_2S e (b) KClO_4 são ácidas, básicas ou neutras.
- 2) Calcular as concentrações de CH_3COOH , CH_3COO^- , H_3O^+ , e o pH de uma solução $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ de CH_3COOH . Qual o valor de α para o ácido nesta solução? $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$
- 3) Qual é a concentração de cada espécie derivada do soluto numa solução de CH_3COOH $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ e qual é a percentagem de dissociação (α) do ácido acético?
- 4) Calcule a concentração de cada espécie de soluto presente numa solução de NH_3 $0,40 \text{ mol/L}$. Qual é a percentagem de dissociação?

© 2005 by Pearson Education

- 5) Qual o pH de uma solução $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ de metilamina, CH_3NH_2 ? $K_b = 4,2 \times 10^{-4}$.
- 6) Calcule o pH de uma solução $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ de NaCN .
- 7) Calcular o pH de uma solução contendo CH_3COOH e CH_3COONa , em concentrações iguais de $1,00 \text{ mol.L}^{-1}$.
- 8) Uma solução é preparada pela adição de $0,40 \text{ mol}$ de acetato de sódio e $0,50 \text{ mol}$ de ácido acético e quantidade de água suficiente para completar um litro. Calcule as concentrações de todas as espécies de soluto.
- 9) Suponha que $0,10 \text{ mol}$ de NH_3 são adicionados a $1,0 \text{ L}$ de NaOH $0,10 \text{ mol/L}$. Qual é a concentração de íons NH_4^+ se o volume da solução permanece inalterado?

© 2005 by Pearson Education

- 10) Qual é a concentração de íon hidróxido em uma solução de HCl $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$?
- 11) Qual é o pH de uma solução de HCl $4,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$?
- 12) Calcular o pH e pOH de uma solução de NaOH $0,016 \text{ mol.L}^{-1}$?
- 13) Compare o efeito da adição de $1,1 \text{ mol}$ de H^+ a $1,0 \text{ L}$ de:
(a) tampão ácido fórmico-formiato no qual as concentrações de ácido fórmico (HCHO_2) e íon formiato (CHO_2^-) são $1,00 \text{ mol.L}^{-1}$; (b) água pura.

© 2005 by Pearson Education

- 14) A $25 \text{ }^\circ\text{C}$ uma solução $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ de amônia apresenta um grau de ionização de $4,3\%$. Calcular:
- As concentrações dos íons OH^- e NH_4^+ .
 - A concentração de amônia molecular.
 - A constante de ionização da amônia aquosa.
 - $[\text{OH}^-]$ após a adição de $0,009 \text{ mol}$ de NH_4Cl a 1 L da solução
 - $[\text{OH}^-]$ de uma solução preparada pela dissolução de $0,010 \text{ mol}$ de NH_3 e $0,0050 \text{ mol}$ de HCl em 1 L de água.

© 2005 by Pearson Education

15. Um volume de 100 mL de um tampão é preparado com $\text{Na}_2\text{HPO}_{4(\text{aq})}$ $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$ e $\text{KH}_2\text{PO}_{4(\text{aq})}$ $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Sabendo-se que o K_{a2} do H_3PO_4 é igual a $6,2 \times 10^{-8}$ e que não há variação de volume, responda:
- Qual o pH da solução tampão?
 - Qual o pH resultante da adição de $8,0 \text{ mmol}$ de NaOH à solução tampão?
 - Qual o pH resultante da adição de $10,0 \text{ mmol}$ de HNO_3 à solução tampão inicial?

© 2005 by Pearson Education