

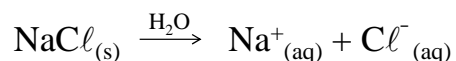
## Os sais são neutros, ácidos ou básicos?

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

### 1. NaCl

$\text{Na}^+$  é derivado de NaOH, uma base forte

$\text{Cl}^-$  é derivado do HCl, um ácido forte



Os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  não reagem com a água.

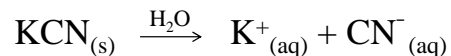
A solução é **neutra**.

© 2005 by Pearson Education

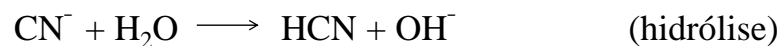
### 2. KCN

$\text{K}^+$  é derivado de KOH, uma base forte

$\text{CN}^-$  é derivado de HCN, um ácido fraco



Íons  $\text{K}^+$  não reagem com água, mas íons  $\text{CN}^-$  reagem:



Como são produzidos íons  $\text{OH}^-$ , a solução é **básica**.

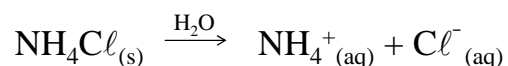
A **hidrólise** de um íon é a reação desse íon com água para produzir o ácido conjugado e íons hidróxido ou a base conjugada e íons hidrônio.

© 2005 by Pearson Education

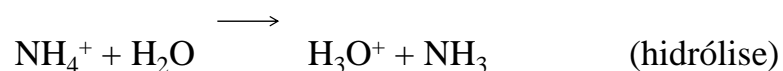
### 3. $\text{NH}_4\text{Cl}$

$\text{NH}_4^+$  é derivado de  $\text{NH}_3$ , uma base fraca

$\text{Cl}^-$  é derivado do HCl, um ácido forte



Íons  $\text{Cl}^-$  não reagem com água, mas íons  $\text{NH}_4^+$  reagem:



Como são produzidos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$ , 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.

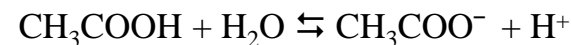
© 2005 by Pearson Education

## 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,  $\text{H}^+$  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  $\text{CH}_3\text{COOH}$

violáceo:  
pH > 4.6

1.00 M  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  
1.00 M  $\text{CH}_3\text{COONa}$

Legend:  
■  $\text{CH}_3\text{COO}^-$   
●  $\text{CH}_3\text{COOH}$   
●  $\text{H}_3\text{O}^+$

© 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  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$ . Por exemplo, o pH normal do sangue é 7,4 e da água 7,0.

Adicionando-se:

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

0,01 mol de  $\text{HCl}$  a 1 L de água  $\Rightarrow$  pH = 2,0

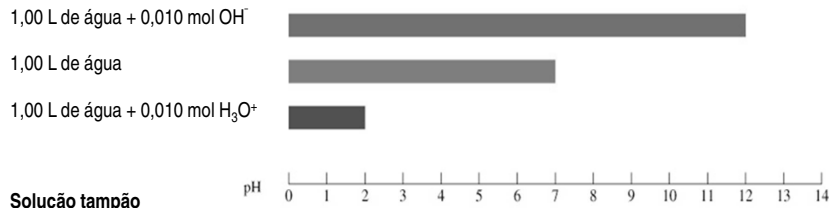
Adicionando-se:

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

0,01 mol de  $\text{NaOH}$  a 1 L de água  $\Rightarrow$  pH = 12,0

© 2005 by Pearson Education

### Água



### Solução tampão



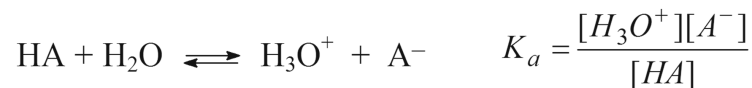
© 2005 by Pearson Education

- 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

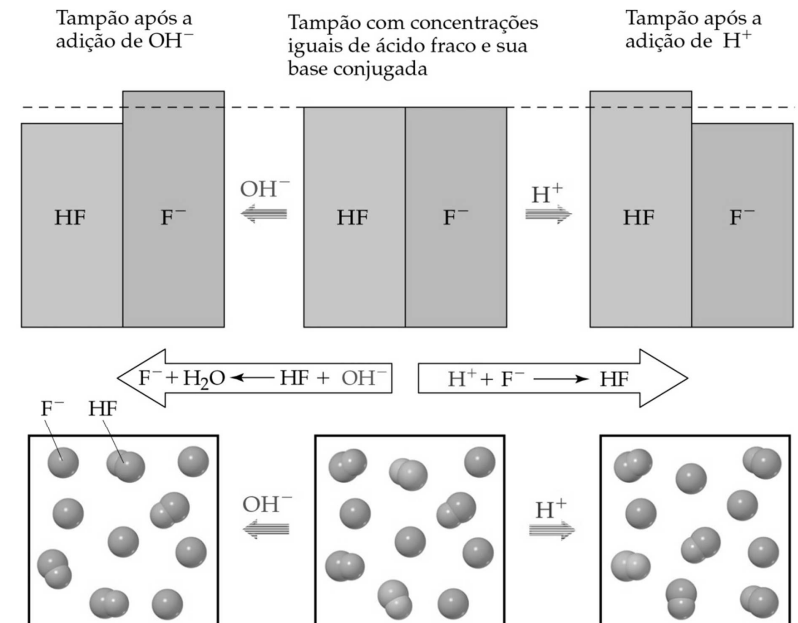
Ácidos	pK <sub>a</sub>	Básicos	pK <sub>a</sub>
HClO <sub>2</sub> /ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	2,00	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> /NH <sub>3</sub>	9,25
CH <sub>3</sub> COOH/CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	4,74	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> NH <sup>+</sup> /(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> N	9,81
H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

© 2005 by Pearson Education



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

© 2005 by Pearson Education



© 2005 by Pearson Education

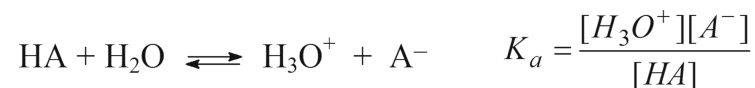
## Capacidade de tampão e pH

- 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:

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

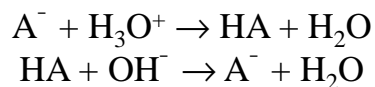
Assim temos que:

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

© 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:

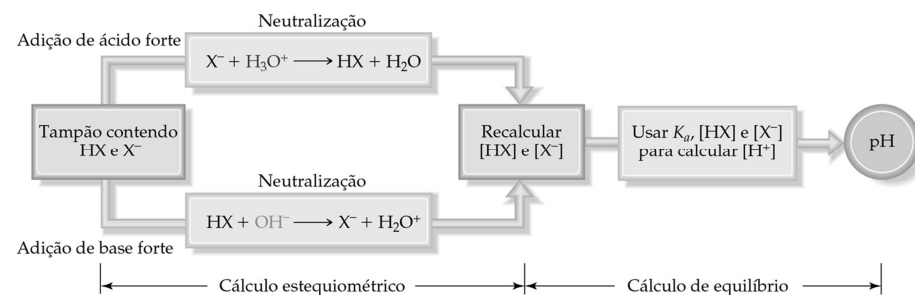


- Sabendo-se quanto de  $H_3O^+$  ou de  $OH^-$  foi adicionado (estequiometricamente), sabemos quanto de HA ou  $A^-$  é formado.
- Com as concentrações de HA e  $A^-$  (considere a variação no volume da solução) podemos calcular o pH a partir da equação de Henderson-Hasselbalch.

© 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.

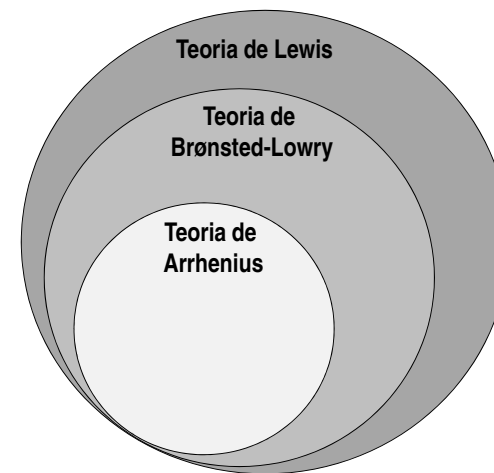
A teoria de Lewis explica a acidez e basicidade em termos da transferência de pares de elétrons.

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)  $\text{Na}_2\text{S}$  e (b)  $\text{KClO}_4$  são ácidas, básicas ou neutras.
- 2) Calcular as concentrações de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , e o pH de uma solução  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Qual o valor de  $\alpha$  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  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$  e qual é a percentagem de dissociação ( $\alpha$ ) do ácido acético?
- 4) Calcule a concentração de cada espécie de soluto presente numa solução de  $\text{NH}_3$   $0,40 \text{ mol/L}$ . 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,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ?  $K_b = 4,2 \times 10^{-4}$ .
- 6) Calcule o pH de uma solução  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$  de  $\text{NaCN}$ .
- 7) Calcular o pH de uma solução contendo  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , 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  $\text{NH}_3$  são adicionados a  $1,0 \text{ L}$  de  $\text{NaOH}$   $0,10 \text{ mol/L}$ . Qual é a concentração de íons  $\text{NH}_4^+$  se o volume da solução permanece inalterado?

© 2005 by Pearson Education

- 10) Qual é a concentração de íon hidróxido em uma solução de  $\text{HCl}$   $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$ ?
- 11) Qual é o pH de uma solução de  $\text{HCl}$   $4,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ?
- 12) Calcular o pH e pOH de uma solução de  $\text{NaOH}$   $0,016 \text{ mol.L}^{-1}$ ?
- 13) Compare o efeito da adição de  $1,1 \text{ mol}$  de  $\text{H}^+$  a  $1,0 \text{ L}$  de:  
(a) tampão ácido fórmico-formiato no qual as concentrações de ácido fórmico ( $\text{HCHO}_2$ ) e íon formiato ( $\text{CHO}_2^-$ ) 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  $\text{OH}^-$  e  $\text{NH}_4^+$ .
  - A concentração de amônia molecular.
  - A constante de ionização da amônia aquosa.
  - $[\text{OH}^-]$  após a adição de  $0,009 \text{ mol}$  de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  a  $1 \text{ L}$  da solução
  - $[\text{OH}^-]$  de uma solução preparada pela dissolução de  $0,010 \text{ mol}$  de  $\text{NH}_3$  e  $0,0050 \text{ mol}$  de  $\text{HCl}$  em  $1 \text{ L}$  de água.

© 2005 by Pearson Education

15. Um volume de  $100 \text{ mL}$  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  $\text{H}_3\text{PO}_4$  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  $\text{NaOH}$  à solução tampão?
  - Qual o pH resultante da adição de  $10,0 \text{ mmol}$  de  $\text{HNO}_3$  à solução tampão inicial?

© 2005 by Pearson Education