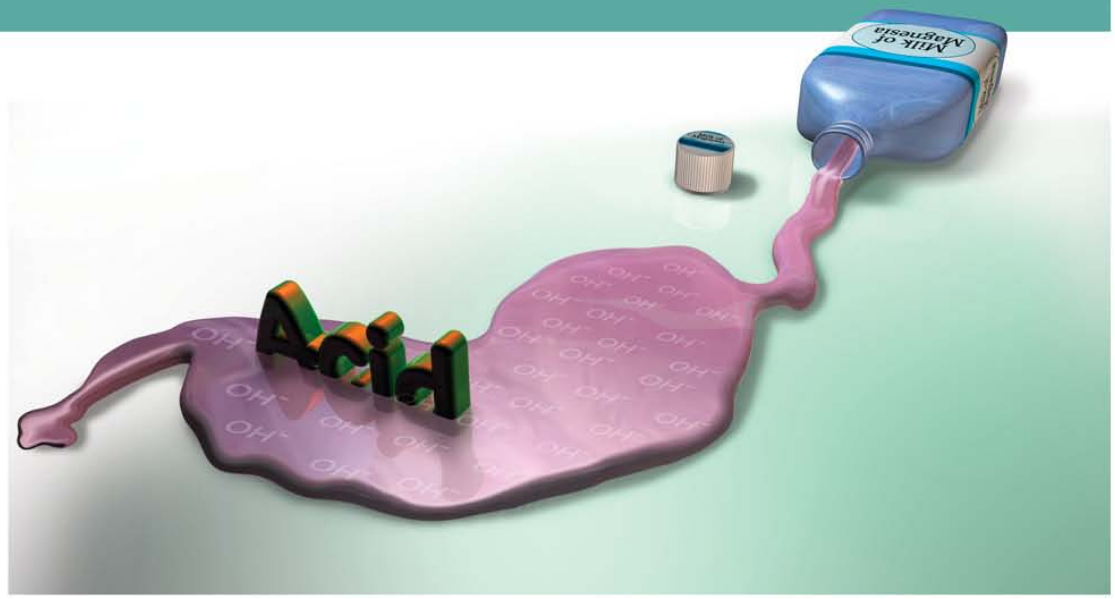
Chemistry: A Molecular Approach, 1st Ed.
Nivaldo Tro

Ácidos e Bases



Roy Kennedy
Massachusetts Bay Community College
Wellesley Hills, MA
2008, Prentice Hall

Suco Gástrico e Azia

- as células que revestem seu estômago produzem ácido clorídrico
  - ✓ para matar bactérias indesejadas
  - ✓ para ajudar na digestão dos alimentos
  - ✓ para ativar enzimas que atuam na digestão
- se o suco gástrico atinge seu esôfago, ele irrita o tecido, causando azia
  - ✓ refluxo ácido
  - ✓ Doença do Refluxo Gastroesofágico = vazamento crônico de suco gástrico no esôfago

Curando a Azia

- casos leves de azia podem ser curados neutralizando-se o ácido no esôfago.
  - ✓engolindo saliva, que contém íons bicarbonato
  - ✓tomando antiácidos que contém íons hidróxido e/ou carbonato

Propriedades dos Ácidos

- sabor azedo
- reagem com metais “ativos”
  - ✓ p. ex., Al, Zn, Fe, mas não com Cu, Ag, ou Au

$$2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$$

  - ✓ corrosivos
- reagem com carbonatos, produzindo CO_2
  - ✓ mármore, fermento químico, giz, calcário

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

- mudam a cor de corantes vegetais
  - ✓ tornassol azul fica vermelho
- reagem com bases para formar sais iônicos

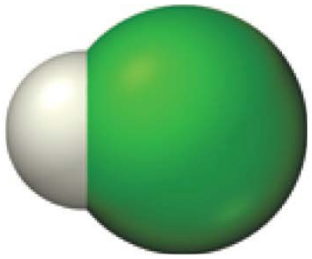
Ácidos Comuns

Nome	Fórmula	Usos	Força
Ácido Nítrico	HNO_3	explosivos, fertilizantes, corantes, cola	Forte
Ácido Sulfúrico	H_2SO_4	explosivos, fertilizantes, corantes, cola, baterias	Forte
Ácido Clorídrico	HCl	limpeza de metais, prep. de alimentos, refino de minérios, suco gástrico	Forte
Ácido Fosfórico	H_3PO_4	fertilizantes, plásticos e borrachas, preservação de alimentos	Moderado
Ácido Acético	$HC_2H_3O_2$	plásticos e borrachas, preservação de alimentos, vinagre	Fraco
Ácido Fluorídrico	HF	limpeza de metais, gravação em vidro	Fraco
Ácido Carbônico	H_2CO_3	bebidas carbonatadas	Fraco
Ácido Bórico	H_3BO_3	colírios	Fraco

Estrutura dos Ácidos

- ácidos binários têm hidrogênios ácidos ligados a um átomo não-metálico.
  - ✓HCl, HF

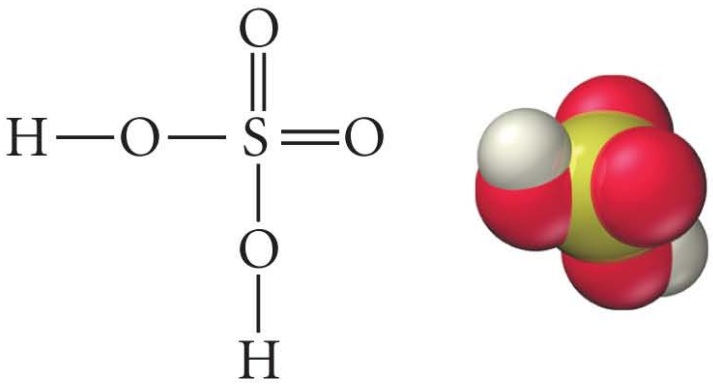
HCl



Ácido clorídrico

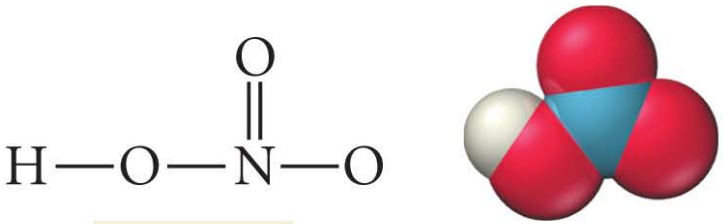
Estrutura dos Ácidos

- oxiácidos têm hidrogênios ácidos ligados a um átomo de oxigênio
  - ✓H_2SO_4, HNO_3



H_2SO_4

Ácido Sulfúrico

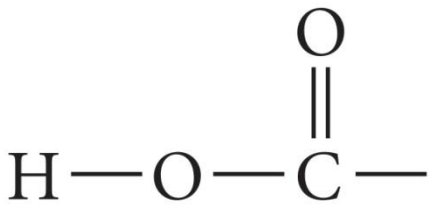


HNO_3

Ácido Nítrico

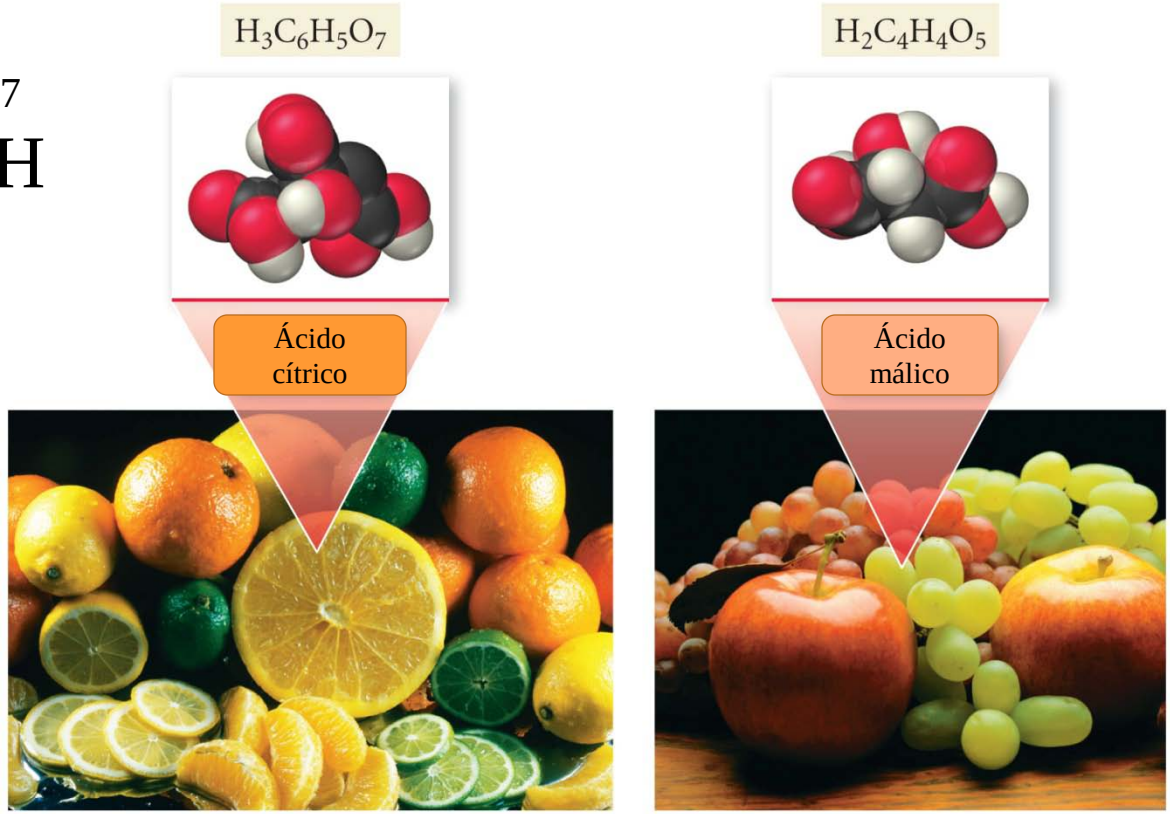
Estrutura dos Ácidos

- ácidos carboxílicos têm o grupo COOH
  - ✓ $HC_2H_3O_2$, $H_3C_6H_5O_7$
- somente o primeiro H na fórmula é ácido
  - ✓ o H está no COOH



Grupo ácido carboxílico

Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.



Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

Propriedades das Bases

- também conhecidas como álcalis
- sabor amargo
  - ✓ alcalóide = produto natural que é alcalino
    - ➢ frequentemente são venenosos
- as soluções dão sensação escorregadia
- alteram a cor de corantes vegetais
  - ✓ cor diferente dos ácidos
  - ✓ tornassol vermelho fica azul
- reagem com ácidos para formar sais iônicos
  - ✓ **neutralização**

Bases Comuns

Nome Químico	Fórmula	Nome Comum	Usos	Força
hidróxido de sódio	NaOH	lixívia, soda cáustica	sabão, plásticos, refine de petróleo	Forte
hidróxido de potássio	KOH	potassa cáustica	sabão, algodão, galvanoplastia	Forte
hidróxido de cálcio	$Ca(OH)_2$	cal hidratada	cimento	Forte
bicarbonato de sódio	$NaHCO_3$	bicarbonato de sódio	culinária, antiácido	Fraco
hidróxido de magnésio	$Mg(OH)_2$	leite de magnésia	antiácido	Fraco
hidróxido de amônio	NH_4OH, $\{NH_3(aq)\}$	amoníaco	detergentes, fertilizantes, explosivos, fibras	Fraco

Estrutura das Bases

- a maioria das bases iônicas contém íons OH^-
  - ✓ $NaOH$, $Ca(OH)_2$
- algumas contém íons CO_3^{2-}
  - ✓ $CaCO_3$ $NaHCO_3$
- bases moleculares contém estruturas que reagem com H^+
  - ✓ principalmente grupos amina

Indicadores

- substâncias que mudam de com dependendo da acidez/basicidade do meio
- muitos corantes vegetais são indicadores
  - ✓antocianinas
- tornassol
  - ✓extraído de um líquen (*roccella tinctoria*)
  - ✓vermelho em meio ácido, azul em meio básico
- fenolftaleína
  - ✓encontrada em laxantes
  - ✓incolor em meio ácido, “vermelho” em meio básico

Teoria de Arrhenius

- bases se **dissociam** em água, produzindo íons OH^- e cátions
  - ✓substância iônicas se dissociam em água

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

- ácidos se **ionizam** em água, produzindo íons H^+ e ânions
  - ✓como os ácidos moleculares não são compostos por íons, eles não podem se dissociar
  - ✓eles têm que ser separados, ou **ionizados**, pela água

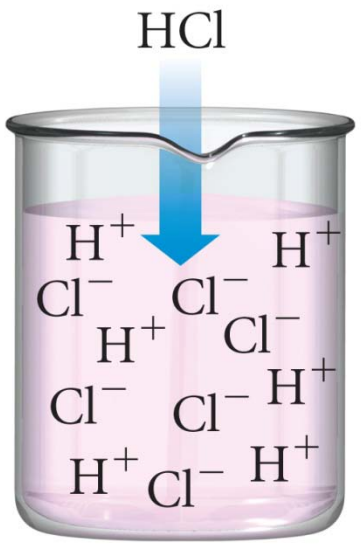
$$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

  - ✓na fórmula, o H ionizável é escrito na frente

$$HC_2H_3O_2(aq) \rightarrow H^+(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$$

Teoria de Arrhenius

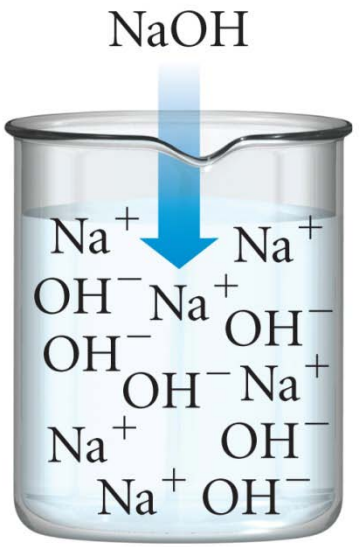
Ácido de Arrhenius



$$HCl(aq) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

HCl ioniza em água, produzindo íons H^+ e Cl^-

Base de Arrhenius



$$NaOH(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

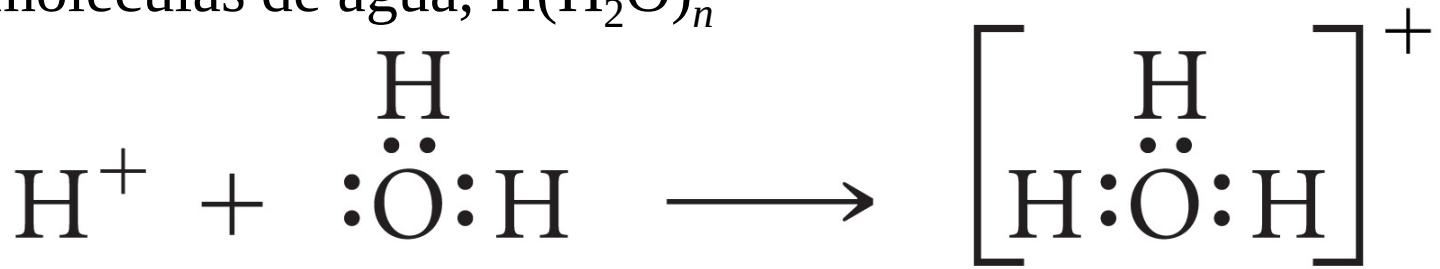
NaOH dissocia em água, produzindo íons Na^+ e OH^-

O Íon Hidrônio

- Os íons H^+ ions produzidos pelo ácido são tão reativos que não existem isolados na água
  - ✓ os íons H^+ são prótons!!
- em vez disso, reagem com uma molécula(s) de água, produzindo íons complexos, proncipalmente o **íon hidrônio, H_3O^+**

$$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$$

  - ✓ há também quantidades mínimas de íons H^+ com múltiplas moléculas de água, $H(H_2O)_n^+$



Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

Reações Ácido-Base de Arrhenius

- o H^+ do ácido se combina com o OH^- da base para formar uma molécula de H_2O
  - ✓às vezes é útil pensar em H_2O como se fosse H-OH
- o cátion da base se combina com o ânion do ácido para formar um sal

ácido + base → sal + água

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Problemas Com a Teoria de Arrhenius

- não explica por que algumas substâncias moleculares, como NH_3, dissolvem em água formando soluções básicas, embora não contenham íons OH^-
- não explica como alguma substâncias iônicas, como Na_2CO_3 ou Na_2O, dissolvem em água formando soluções básicas, embora não contenham íons OH^-
- não explica por que algumas substâncias moleculares, como CO_2, dissolvem em água formando soluções ácidas, embora não contenham íons H^+
- não explica reações ácido-base que ocorrem em soluções não aquosas

Teoria de Brønsted-Lowry

- numa reação ácido-base de Brønsted-Lowry, um íon H^+ é transferido
  - ✓ não precisa ocorrer em solução aquosa
  - ✓ definição mais ampla que a de Arrhenius
- um ácido é um doador de H, uma base é um aceptor de H
  - ✓ a estrutura da base deve conter um átomo com um par de elétrons não compartilhado
- numa reação ácido-base, a molécula de ácido fornece um íons H^+ para a molécula de base

$$H–A + :B \Leftrightarrow :A^- + H–B^+$$

Ácidos de Brønsted-Lowry

- ácidos de Brønsted-Lowry são doadores de H^+
  - ✓qualquer material que contenha H é um ácido de Brønsted-Lowry em potencial
  - ✓devido à estrutura molecular, geralmente um H da molécula é mais fácil de ser transferido que os outros
- HCl(*aq*) é ácido pois HCl transfere um H^+ para H_2O, formando íons H_3O^+
  - ✓a água atua como uma base, aceitando H^+

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

ácido base

Bases de Brønsted-Lowry

- bases de Brønsted-Lowry são aceptores de H^+
  - ✓qualquer material que possui átomos com pares isolados é uma base de Brønsted-Lowry em potencial
  - ✓devido à estrutura molecular, geralmente um dos átomos da molécula aceita a transferência de H^+ mais facilmente que os outros
- $NH_3(aq)$ é básico porque NH_3 aceita um H^+ de H_2O, formando $OH^-(aq)$
  - ✓a água atua como ácido, doando H^+

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

base ácido

Substâncias Anfóteras

- **substâncias anfóteras** são capazes de agir como um ácido ou como uma base
  - ✓possuem tanto um H transferível quanto um par isolado
- a água atua como base, aceitando H^+ do HCl

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

- a água atua como ácido, doando H^+ a NH_3

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Tro, Chemistry: A Molecular Approach

Reações Ácido-Base de Brønsted-Lowry

- uma das vantagens da teoria de Brønsted-Lowry é que ela permite que a reação seja **reversível**

$$H–A + :B \Leftrightarrow :A^- + H–B^+$$

- a base original tem um H^+ extra após a reação – de modo que atuará como ácido no processo reverso
- e o ácido original tem um par de elétrons isolado após a reação – de modo que atuará como base no processo reverso

$$:A^- + H–B^+ \Leftrightarrow H–A + :B$$

Pares Conjugados

- Numa reação ácido-base de Brønsted-Lowry, a base original se torna um ácido na reação reversa, e o ácido original se torna a basa na reação reversa.
- cada reagente em conjunto com o produto que ele forma é chamado **par conjugado**
- a base original se torna o ácido conjugado e o ácido original se torna a base conjugada

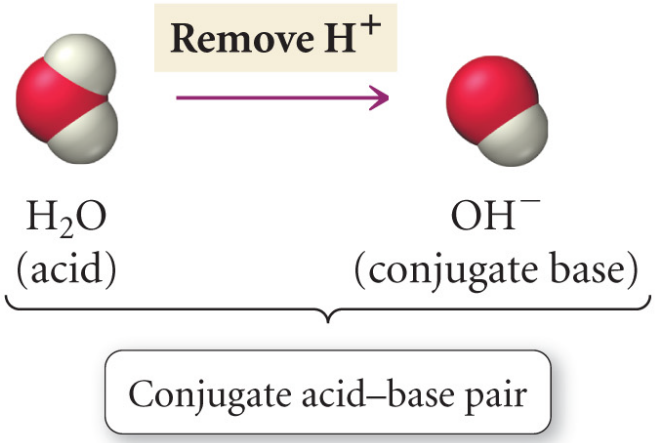
Reações Ácido-Base de Brønsted-Lowry

$H–A$	+	$:B$	$\Leftrightarrow$	$:A^-$	+	$H–B^+$
ácido		base		base conjugada		ácido conjugado
$HCHO_2$	+	H_2O	$\Leftrightarrow$	CHO_2^-	+	H_3O^+
ácido		base		base conjugada		ácido conjugado
H_2O	+	NH_3	$\Leftrightarrow$	HO^-	+	NH_4^+
ácido		base		base conjugada		ácido conjugado

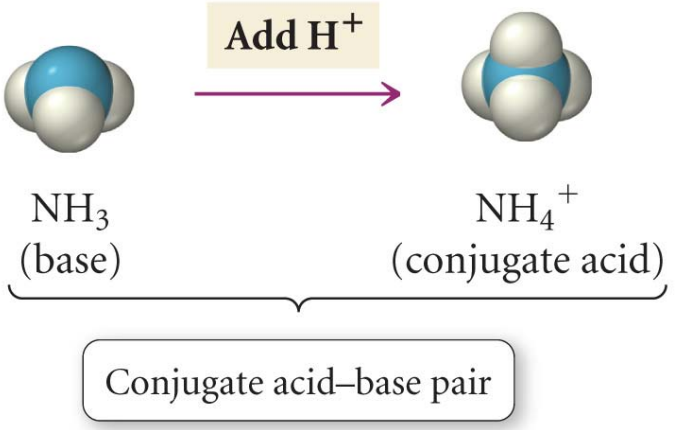
Pares Conjugados

Na reação $H_2O + NH_3 \Leftrightarrow HO^- + NH_4^+$

H_2O e HO^- constituem um par ácido/base conjugada



NH_3 e NH_4^+ constituem um par base/ácido conjugado



Ex:– Identifique os ácidos e bases de Brønsted-Lowry e seus Conjugados na Reação

$$H_2SO_4 + H_2O \Leftrightarrow HSO_4^- + H_3O^+$$

H_2SO_4 se torna HSO_4^-, perdendo um H^+ – portanto H_2SO_4 deve ser o ácido e HSO_4^- sua base conjugada

H_2O se torna H_3O^+, aceitando um H^+ – portanto H_2O deve ser a base e H_3O^+ seu ácido conjugado

H_2SO_4	+	H_2O	$\Leftrightarrow$	HSO_4^-	+	H_3O^+
ácido		base		**base conjugada**		**ácido conjugado**

Ex:– Identifique os ácidos e bases de Brønsted-Lowry e seus Conjugados na Reação

$$HCO_3^- + H_2O \Leftrightarrow H_2CO_3 + HO^-$$

HCO_3^- se torna H_2CO_3, aceitando um H^+ – portanto HCO_3^- deve ser a base e H_2CO_3 seu ácido conjugado

H_2O se torna OH^-, doando um H^+ – portanto H_2O deve ser o ácido e OH^- sua base conjugada

HCO_3^-	+	H_2O	⇔	H_2CO_3	+	HO^-
ácido		base		**base conjugada**		**ácido conjugado**

Prática – Escreva a fórmula do ácido conjugado dos compostos abaixo:

H_2O

NH_3

CO_3^{2-}

$H_2PO_4^{1-}$

Prática – Escreva a fórmula do ácido conjugado dos compostos abaixo:

H_2O	H_3O^+
NH_3	NH_4^+
CO_3^{2-}	HCO_3^-
$H_2PO_4^{1-}$	H_3PO_4

Prática – Escreva a fórmula da base conjugada dos compostos abaixo:

H_2O

NH_3

CO_3^{2-}

$H_2PO_4^{1-}$

Prática – Escreva a fórmula da base conjugada dos compostos abaixo:

H_2O HO^-

NH_3 NH_2^-

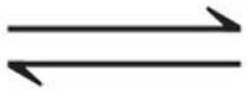
CO_3^{2-} como CO_3^{2-} não possui H, ele não pode ser um ácido

$H_2PO_4^{1-}$ HPO_4^{2-}

Convenções de Setas

- os químicos normalmente usam dois tipos de seta para indicar a extensão de uma reação química
- uma seta simples indica que todos os reagentes são convertidos em produtos ao final da reação

- uma seta dupla indica que a reação aparentemente para quando uma parte dos reagentes é convertida em produtos



  - ✓ ⇔ nestas apresentações

Forte ou Fraco

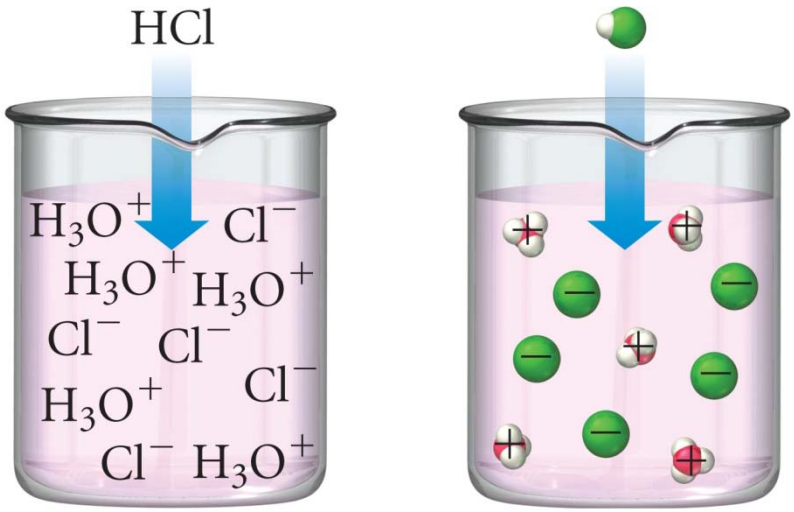
- um ácido forte é um eletrólito forte
  - ✓praticamente todas as moléculas de ácido se ionizam (→)
- uma base forte é um eletrólito forte
  - ✓praticamente todas as moléculas de base formam íons OH^-, por dissociação ou reação com água (→)
- um ácido fraco é um eletrólito fraco
  - ✓só uma pequena fração das moléculas se ionizam (⇔)
- uma base fraca é um eletrólito fraco
  - ✓só uma pequena fração das moléculas forma íons OH^-, por dissociação ou reação com água (⇔)

Ácidos Fortes

- Quanto mais forte o ácido, maior é sua tendência a doar H
  - ✓ usando a água como base padrão
- ácidos fortes doam praticamente todos os seus H
  - ✓ 100% ionizados em água
  - ✓ eletrólito forte
- $[H_3O^+]$ = [ácido forte]

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

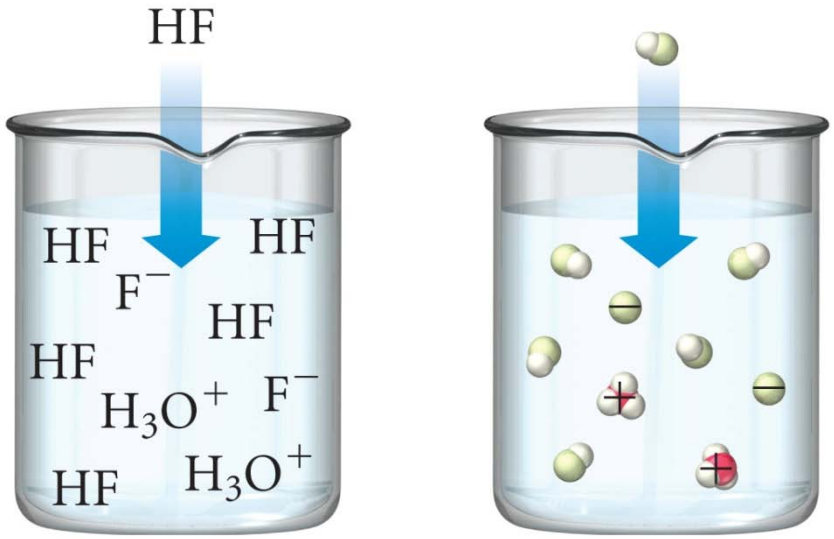


Ácidos Fracos

- ácido fracos doam uma pequena fração de seus H
  - ✓a maior parte das moléculas do ácido fraco não doam H à água
  - ✓muito menos que 1% ionizados em água
- $[H_3O^+]$ << [ácido fraco]

$$HF \Leftrightarrow H^+ + F^-$$

$$HF + H_2O \Leftrightarrow H_3O^+ + F^-$$



Ácidos Polipróticos

- é comum a existência de ácidos presença de mais de um H ionizável em suas moléculas – estes são chamados de **ácidos polipróticos**
  - ✓ os H ionizáveis geralmente apresentam acidez diferente
  - ✓ 1 H = monoprótico, 2 H = diprótico, 3 H = triprótico
    - ➢ HCl = monoprótico, H_2SO_4 = diprótico, H_3PO_4 = triprótico
- ácidos polipróticos ionizam em etapas
  - ✓ cada H ionizável é removido sequencialmente
- a remoção do primeiro H automaticmente torna mais difícil a remoção do segundo H
  - ✓ H_2SO_4 é um ácido mais forte que HSO_4^-

Ácidos	Bases Conjugadas
$HClO_4$	ClO_4^{-1}
H_2SO_4	HSO_4^{-1}
HI	I^{-1}
HBr	Br^{-1}
HCl	Cl^{-1}
HNO_3	NO_3^{-1}
H_3O^{+1}	H_2O
HSO_4^{-1}	SO_4^{-2}
H_2SO_3	HSO_3^{-1}
H_3PO_4	$H_2PO_4^{-1}$
HNO_2	NO_2^{-1}
HF	F^{-1}
$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^{-1}$
H_2CO_3	HCO_3^{-1}
H_2S	HS^{-1}
NH_4^{+1}	NH_3
HCN	CN^{-1}
HCO_3^{-1}	CO_3^{-2}
HS^{-1}	S^{-2}
H_2O	OH^{-1}
CH_3-C(O)-CH_3	CH_3-C(O)-CH_2^{-1}
NH_3	NH_2^{-1}
CH_4	CH_3^{-1}
OH^{-1}	O^{-2}

Acidez Crescente

Basicidade Crescente

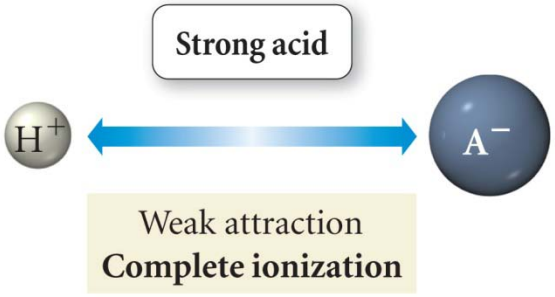
Forças de Ácidos e Bases

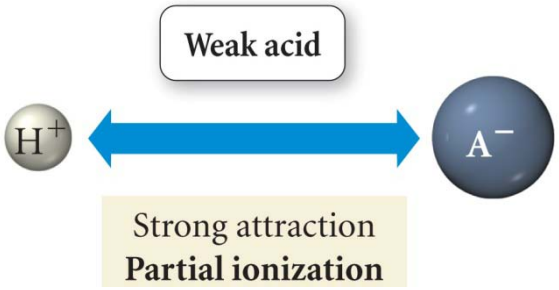
- a força ácida ou básica é geralmente determinada medindo-se a constante de equilíbrio da reação de uma substância com água.

$$HA + H_2O \Leftrightarrow A^{-1} + H_3O^{+1}$$

$$B: + H_2O \Leftrightarrow HB^{+1} + OH^{-1}$$

- quanto mais deslocado para os produtos estiver o equilíbrio, mas forte é o ácido ou a base
- a posição de equilíbrio depende da força de atração entre a forma básica e o H^+
  - ✓ uma atração maior significa uma base mais forte ou um ácido mais fraco





Tendências Gerais da Acidez

- **quanto maior é a tendência de um ácido doar H, mais fraca é a tendência de sua base conjugada de aceitar H**
- maior número de oxidação = oxiácido mais forte
  - ✓H_2SO_4 > H_2SO_3; HNO_3 > HNO_2
- um cátion é um ácido mais forte que uma molécula neutra, que é um ácido mais forte que um ânion
  - ✓H_3O^{+1} > H_2O > OH^{-1}; NH_4^{+1} > NH_3 > NH_2^{-1}
  - ✓tendência oposta nas bases

A Constante de Ionização Ácida, K_a

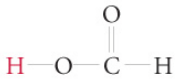
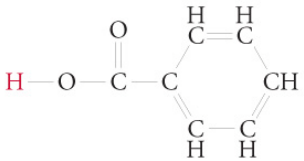
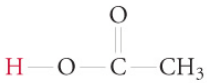
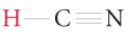
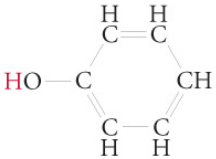
- a força de um ácido, determinada pela magnitude da constante de equilíbrio da reação com H_2O

$$HA + H_2O \Leftrightarrow A^{-1} + H_3O^{+1}$$

- a constante de equilíbrio é chamada de **constante de ionização ácida, K_a**
  - ✓Maior K_a = ácido mais forte

$$K_a = \frac{[A^{-1}] \times [H_3O^{+1}]}{[HA]}$$

TABLE 15.5 Acid Ionization Constants (K_a) for Some Monoprotic Weak Acids at 25°C

Acid	Formula	Structural Formula	Ionization Reaction	K_a
Chlorous acid	$HClO_2$		$HClO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + ClO_2^-(aq)$	1.1×10^{-2}
Nitrous acid	HNO_2		$HNO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + NO_2^-(aq)$	4.6×10^{-4}
Hydrofluoric acid	HF		$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$	3.5×10^{-4}
Formic acid	$HCHO_2$		$HCHO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CHO_2^-(aq)$	1.8×10^{-4}
Benzoic acid	$HC_7H_5O_2$		$HC_7H_5O_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_7H_5O_2^-(aq)$	6.5×10^{-5}
Acetic acid	$HC_2H_3O_2$		$HC_2H_3O_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_2H_3O_2^-(aq)$	1.8×10^{-5}
Hypochlorous acid	$HClO$		$HClO(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + ClO^-(aq)$	2.9×10^{-8}
Hydrocyanic acid	HCN		$HCN(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CN^-(aq)$	4.9×10^{-10}
Phenol	HC_6H_5O		$HC_6H_5O(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_6H_5O^-(aq)$	1.3×10^{-10}

Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

Nome	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Benzóico	C_6H_5COOH	$6{,}14 \times 10^{-5}$		
Propanóico	CH_3CH_2COOH	$1{,}34 \times 10^{-5}$		
Fórmico	$HCOOH$	$1{,}77 \times 10^{-5}$		
Acético	CH_3COOH	$1{,}75 \times 10^{-5}$		
Cloroacético	$ClCH_2COOH$	$1{,}36 \times 10^{-5}$		
Tricloroacético	$Cl_3C\text{-}COOH$	$1{,}29 \times 10^{-4}$		
Oxálico	$HOOC\text{-}COOH$	$5{,}90 \times 10^{-2}$	$6{,}40 \times 10^{-5}$	
Nítrico	HNO_3	strong		
Nitroso	HNO_2	$4{,}6 \times 10^{-4}$		
Fosfórico	H_3PO_4	$7{,}52 \times 10^{-3}$	$6{,}23 \times 10^{-8}$	$2{,}2 \times 10^{-13}$
Fosforoso	H_3PO_3	$1{,}00 \times 10^{-2}$	$2{,}6 \times 10^{-7}$	
Arsênico	H_3AsO_4	$6{,}0 \times 10^{-3}$	$1{,}05 \times 10^{-7}$	$3{,}0 \times 10^{-12}$
Arsenioso	H_3AsO_3	$6{,}0 \times 10^{-10}$	$3{,}0 \times 10^{-14}$	mto. pequena
Perclórico	$HClO_4$	$> 10^{8}$		
Clórico	$HClO_3$	5×10^{2}		
Choroso	$HClO_2$	$1{,}1 \times 10^{-2}$		
Hipocloroso	$HClO$	$3{,}0 \times 10^{-8}$		
Bórico	H_3BO_3	$5{,}83 \times 10^{-10}$		
Carbônico	H_2CO_3	$4{,}45 \times 10^{-7}$	$4{,}7 \times 10^{-11}$	

Autoionização da Água

- A água é na verdade um eletrólito extremamente fraco
  - ✓portanto deve haver muito poucos íons presentes
- aprox. 1 em cada 10 milhões de moléculas de água forma íons por um processo chamado **autoionização**

$$H_2O \Leftrightarrow H^+ + OH^-$$

$$H_2O + H_2O \Leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

- todas as soluções aquosas contém **tanto** H_3O^+ **quanto** OH^-
  - ✓as concentrações de H_3O^+ e OH^- são iguais em água
  - ✓$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}M$ @ 25°C

O Produto Iônico da Água

- o produto of das concentrações de H_3O^+ e OH^- terá sempre o mesmo valor
- este número é chamado de **produto iônico** da água e tem o símbolo $\boldsymbol{K_w}$
- $[H_3O^+] \times [OH^-] = K_w = 1 \times 10^{-14}$ @ 25°C
  - ✓se você medir uma das concentrações, poderá calcular a outra
- à medida que $[H_3O^+]$ aumenta, $[OH^-]$ deve diminuir para que o produto permaneça constante
  - ✓inversamente proporcionais

Soluções Ácidas e Básicas

- todas as soluções aquosas contém íons H_3O^+ e OH^-
- soluções neutras têm $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$ iguais
  - ✓$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$
- soluções ácidas têm $[H_3O^+] > [OH^-]$
  - ✓$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$; $[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$
- soluções básicas têm $[OH^-] > [H_3O^+]$
  - ✓$[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$; $[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$

Exemplo: Calcule $[OH^-]$ a 25°C se $[H_3O^+] = 1,5 \times 10^{-9}$ mol/L, e determine se a solução é ácida, básica ou neutra

Dado:	$[H_3O^+] = 1,5 \times 10^{-9}$ M
Encontrar:	$[OH^-]$
Plano conceitual:	$[H_3O^+] \rightarrow [OH^-]$
Relações:	$K_w = [H_3O^+][OH^-]$
Solução:	$K_w = [H_3O^+][OH^-]$ $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$ $\quad [OH^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,5 \times 10^{-9}} = 6,7 \times 10^{-6}$ M
Verifique:	As unidades estão corretas. Como $[H_3O^+] < [OH^-]$, a solução é básica

pH

- a acidez/basicidade de uma solução é geralmente expressa na forma de **pH**
- $pH = -\log[H_3O^+]$, $[H_3O^+] = 10^{-pH}$
  - ✓expoente no 10 com um sinal positivo
  - ✓$pH_{água} = -\log[10^{-7}] = 7$
  - ✓deve-se conhecer a concentração de H^+ para se determinar o pH
- pH < 7 é ácido; pH > 7 é básico, pH = 7 é neutro

Algarismos Significativos e log

- quando se obtém o log de um número escrito em notação científica, os dígitos antes da casa decimal vêm do expoente sobre o 10, e os dígitos depois da casa decimal vêm da parte decimal do número

$$\log(2{,}0 \times 10^6) = \log(10^6) + \log(2{,}0)$$

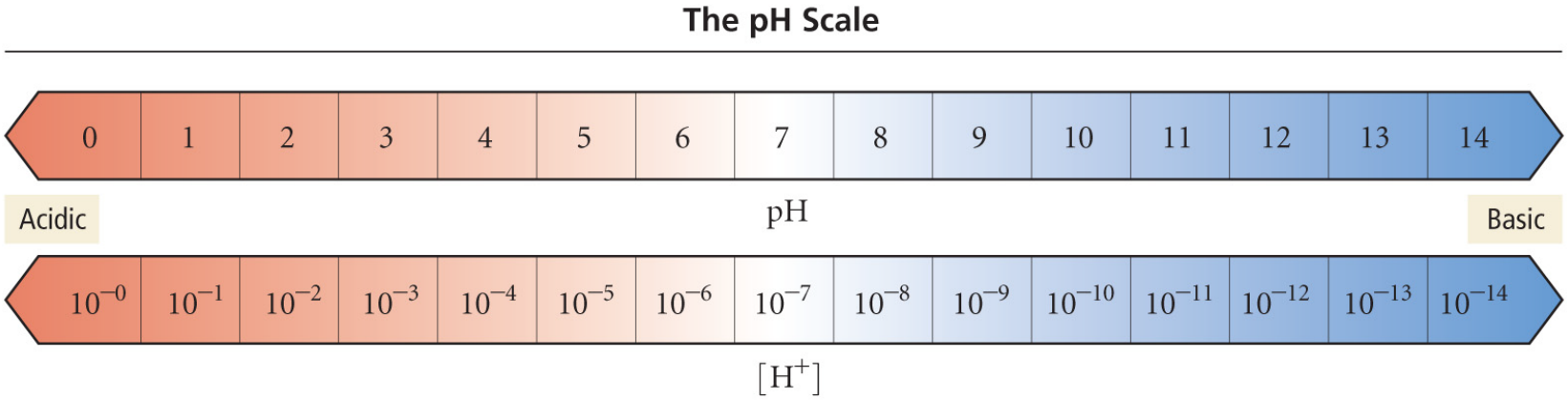
$$= 6 + 0{,}30303\ldots = 6{,}30303...$$

- como a parte do número em notação científica que determina os algarismos significativos é a parte decimal, **os algarismos significativos são os dígitos depois da casa decimal no log**

$$\log(2{,}0 \times 10^6) = 6{,}30$$

pH

- quanto mais baixo o pH, mais ácida é a solução; quanto mais alto o pH, mais básica é a solução
  - ✓1 unidade de pH corresponde a um fator de 10 na diferença de acidez
- intervalo normal de 0 a 14
  - ✓pH 0 é $[H^+] = 1$ M, pH 14 é $[OH^-] = 1$ M
  - ✓pH pode ser negativo (muito ácido) ou maior que 14 (muito alcalino)



Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

pH de Substâncias Comuns

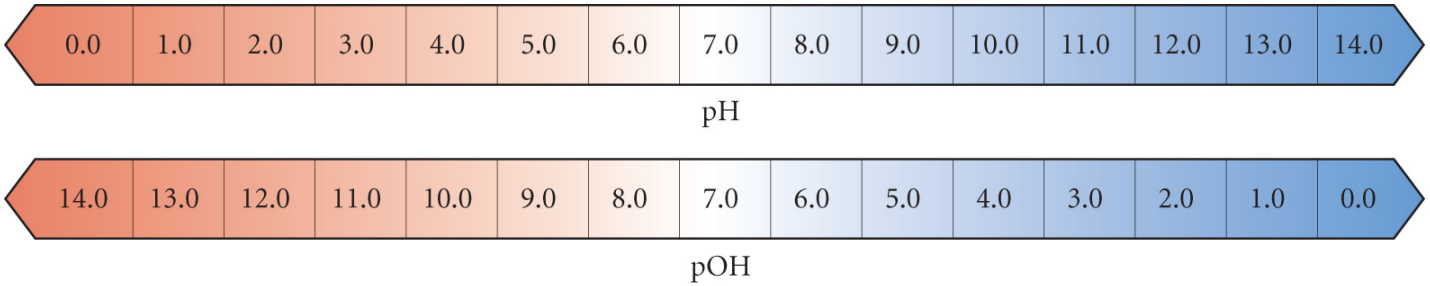
Substância	pH
HCl 1,0 mol/L	0,0
HCl 0,1 mol/L	1,0
suco gástrico	1,0 a 3,0
suco de limão	2,2 a 2,4
refrigerantes	2,0 a 4,0
ameixa	2,8 a 3,0
maçã	2,9 a 3,3
cereja	3,2 a 4,0
água da chuva não poluída	5,6
sangue humano	7,3 a 7,4
clara de ovo	7,6 a 8,0
leite de magnesia -$Mg(OH)_2$ sat.	10,5
amônia doméstica	10,5 a 11,5
NaOH 1,0 mol/L	14

Exemplo: Calcule o pH a 25°C se $[OH^-] = 1{,}3 \times 10^{-2}$ mol/L, e determine se a solução é ácida, básica ou neutra

Dado:	$[OH^-] = 1{,}3 \times 10^{-2}$ M
Encontrar:	pH
Plano conceitual:	$[OH^-] \rightarrow [H_3O^+] \rightarrow$ pH
Relações:	$K_w = [H_3O^+][OH^-]$ $\quad$ $pH = -\log[H_3O^+]$
Solução:	$K_w = [H_3O^+][OH^-]$ $\quad$ $[H_3O^+] = 7{,}7 \times 10^{-13}$ M $[H_3O^+] = \dfrac{1{,}0 \times 10^{-14}}{1{,}3 \times 10^{-2}}$ $\quad$ $pH = -\log\left(7{,}7 \times 10^{-13}\right)$ $pH = 12{,}11$
Verifique:	pH não tem unidade. Como o pH > 7 , a solução é básica.

pOH

- outra maneira de expressar a acidez/basicidade de uma solução é o **pOH**
- $pOH = -\log[OH^-]$, $[OH^-] = 10^{-pOH}$
  - ✓ $pOH_{água} = -\log[10^{-7}] = 7$
  - ✓ deve-se conhecer $[OH^-]$ para determinar o pOH
- pOH < 7 é básico; pOH > 7 é ácido, pOH = 7 é neutro



Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

Relação Entre pH e pOH

- **a soma do pH e do pOH de uma solução = 14,00**
  - ✓ a 25°C
  - ✓ pode-se usar o pOH para se encontrar o pH de uma solução

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

$$\left(-\log\left([H_3O^+][OH^-]\right)\right) = -\log\left(1{,}0 \times 10^{-14}\right)$$

$$\left(-\log\left([H_3O^+]\right)\right) + \left(-\log\left([OH^-]\right)\right) = 14{,}00$$

$$pH + pOH = 14{,}00$$

Tro, Chemistry: A Molecular Approach

p*K*

- Uma maneira de expressar a força de um ácido ou uma base é o **p*K***
- $pK_a = -\log(K_a)$, $K_a = 10^{-pKa}$
- $pK_b = -\log(K_b)$, $K_b = 10^{-pKb}$
- **Quanto mais forte o ácido, menor seu pK_a**
  - ✓ K_a maior = pK_a menor
    - ➢ Porque é –log

Determinando o pH de um Ácido Forte

- existem duas fontes de H_3O^+ em uma solução aquosa de ác. forte: – o ácido e a água
- para um ác. forte, a contribuição da água para a $[H_3O^+]$ total é insignificante
  - ✓desloca tanto o eq. de K_w para a esquerda que $[H_3O^+]_{água}$ é pequeno demais para ter significado.
    - ➢exceto em soluções muito diluídas, geralmente < 1 x 10^{-4} M
- P/ um ác. forte monoprótico $[H_3O^+] = [HA]$
  - ✓para ´c. polipróticos, as outras ionizações podem *em geral* ser ignoradas
- HCl 0,10 M tem $[H_3O^+]$ = 0,10 M e pH = 1,00

Encontrando o pH de um Ácido Fraco

- Também há duas fontes de H_3O^+ – o ácido e a água
- porém, a determinação de $[H_3O^+]$ é mais complicada pelo fato de a ionização do ácido ser parcial
- o cálculo de $[H_3O^+]$ requer a solução de um problema de equilíbrio, que define a “acidez” do ácido

$$\mathbf{HA + H_2O \Leftrightarrow A^- + H_3O^+}$$

Ex: Calcule o pH de uma solução 0,200 mol/L de HNO_2 a 25°C

Escreva a reação do ácido com a água
Construa uma tabela IVE para a reação
Insira as concentrações iniciais – considerando $[H_3O^+]$ da água ≈ 0

$$HNO_2 + H_2O \Leftrightarrow NO_2^- + H_3O^+$$

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.200	0	≈ 0
variação			
equilíbrio			

não há produtos no início, $Q_c = 0$, e a reação segue p/ a direita

Ex: Calcule o pH de uma solução 0,200 mol/L de HNO_2 a 25°C

represente as variações em termos de *x*
some as colunas para encontrar as concs. de equilíbrio em função de *x*
substitua na expressão da constante de equilíbrio

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0,200	0	0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0,200 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]} = \frac{(x)(x)}{(2,00\times10^{-1} - x)}$$

Ex: Calcule o pH de uma solução 0,200 mol/L de HNO_2 a 25°C

encontre o valor tabelado de K_a
como K_a é muito pequeno, aproxime $[HNO_2]_{eq} = [HNO_2]_{inic}$ e resolva para x

K_a de $HNO_2 = 4{,}6 \times 10^{-4}$

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0,200	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0{,}200 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]} = \frac{(x)(x)}{(2.00\times10^{-1}) - x}$$

$$4.6\times10^{-4} = \frac{x^2}{2.00\times10^{-1}}$$

$$x = \sqrt{(4.6\times10^{-4})(2.00\times10^{-1})}$$

$$x = 9.6\times10^{-3}$$

Ex: Calcule o pH de uma solução 0,200 mol/L de HNO_2 a 25°C

K_a de $HNO_2 = 4{,}6 \times 10^{-4}$

verifique a validade da aproximação:

se $x < 5\%\ [HNO_2]_{init}$

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.200	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.200	x	x

$x = 9{,}6 \times 10^{-3}$

$$\frac{9.6\times10^{-3}}{2.00\times10^{-1}}\times100\% = 4.8\% < 5\%$$

a aproximação é válida

Ex: Calcule o pH de uma solução 0,200 mol/L de HNO_2 a 25°C

K_a de $HNO_2 = 4{,}6 \times 10^{-4}$

substitua *x* nas concentrações de equilíbrio e resolva

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.200	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.200-x$	0.0096	0.0096

$x = 9.6 \times 10^{-3}$

$$[HNO_2] = 0.200 - x = 0.200 - \left(9.6\times10^{-3}\right) = 0.190\ \text{M}$$

$$\left[NO_2^-\right] = \left[H_3O^+\right] = x = 9.6\times10^{-3}\ \text{M}$$

Ex: Calcule o pH de uma solução 0,200 mol/L de HNO_2 a 25°C

K_a de HNO_2 = 4.6 x 10^{-4}

substitua $[H_3O^+]$ na fórmula de pH e resolva

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.200	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.190	0.0096	0.0096

$$pH = -\log\left(H_3O^+\right)$$

$$= -\log\left(9.6\times10^{-3}\right) = 2.02$$

Ex: Calcule o pH de uma solução 0,200 mol/L de HNO_2 a 25°C

K_a de $HNO_2 = 4.6 \times 10^{-4}$

verifique, substituindo os valores na equação de equilíbrio e comparando o resultado com o valor de K_a tabelado

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.200	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.190	0.0096	0.0096

embora não seja exata, a resposta é razoavelmente próxima

$$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]} =$$

$$= \frac{(9.6 \times 10^{-3})^2}{(0.190)} = 4.9 \times 10^{-4}$$

Prática – Qual é o pH de uma solução 0,012 mol/L de ácido nicotínico, $HC_6H_4NO_2$? ($K_a = 1,4 \times 10^{-5}$ @ 25°C)

Prática – Qual é o pH de uma solução 0,012 mol/L de ácido nicotínico, $HC_6H_4NO_2$?

(K_a = 1,4 x 10^{-5} @ 25°C)

Escreva a reação do ácido com a água
Construa uma tabela IVE para a reação
Insira as concentrações iniciais – considerando $[H_3O^+]$ da água ≈ 0

$$HC_6H_4NO_2 + H_2O \Leftrightarrow C_6H_4NO_2^- + H_3O^+$$

	[HA]	$[A^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0,012	0	≈ 0
variação			
equilíbrio			

Prática – Qual é o pH de uma solução 0,012 mol/L de ácido nicotínico, $HC_6H_4NO_2$?

$$HC_6H_4NO_2 + H_2O \Leftrightarrow C_6H_4NO_2^- + H_3O^+$$

represente as variações em termos de *x*
some as colunas para encontrar as concs. de equilíbrio em função de *x*
substitua na expressão da constante de equilíbrio

	[HA]	$[A^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.012	0	0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.012 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[C_6H_4NO_2^-][H_3O^+]}{[HC_6H_4NO_2]} = \frac{(x)(x)}{(1.2\times10^{-2} - x)}$$

Prática – Qual é o pH de uma solução 0,012 mol/L de ácido nicotínico, $HC_6H_4NO_2$?

$$HC_6H_4NO_2 + H_2O \Leftrightarrow C_6H_4NO_2^- + H_3O^+$$

determine o valor de K_a
como K_a é muito pequeno, aproxime $[HNO_2]_{eq} = [HNO_2]_{inic}$ e resolva para x

	[HA]	$[A_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0,012	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0{,}012 - x$	x	x

$$K_a \equiv \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \equiv \frac{(x)(x)}{(1.2\times10^{-2}) - x}$$

$$1.4\times10^{-5} = \frac{x^2}{1.2\times10^{-2}}$$

$$x = \sqrt{(1.4\times10^{-5})(1.2\times10^{-2})}$$

$$x = 4.1\times10^{-4}$$

Prática – Qual é o pH de uma solução 0,012 mol/L de ácido nicotínico, $HC_6H_4NO_2$?

K_a de $HC_6H_4NO_2 = 1{,}4 \times 10^{-5}$

verifique a validade da aproximação:

se $x < 5\%$

$[HC_6H_4NO_2]_{inicial}$

	[HA]	$[A_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.012	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.012	x	x

$x = 4.1 \times 10^{-4}$

$$\frac{4.1\times10^{-4}}{1.2\times10^{-2}}\times100\% = 3.4\% < 5\%$$

a aproximação é válida

Prática – Qual é o pH de uma solução 0,012 mol/L de ácido nicotínico, $HC_6H_4NO_2$?

substitua *x* nas concentrações de equilíbrio e resolva

	[HA]	$[A_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.012	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.012-x$	x	x

$x = 4.1 \times 10^{-4}$

$$\left[HC_6H_4NO_2\right] = 0.012 - x = 0.012 - \left(4.1\times10^{-4}\right) = 0.012\ \text{M}$$

$$\left[C_6H_4NO_2^-\right] = \left[H_3O^+\right] = x = 4.1\times10^{-4}\ \text{M}$$

Prática – Qual é o pH de uma solução 0,012 mol/L de ácido nicotínico, $HC_6H_4NO_2$?

substitua $[H_3O^+]$ na fórmula de pH e resolva

	[HA]	$[A_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.012	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.012	0.00041	0.00041

$$pH = -\log\left(H_3O^+\right)$$

$$= -\log\left(4.1\times10^{-4}\right) = 3.39$$

Prática – Qual é o pH de uma solução 0,012 mol/L de ácido nicotínico, $HC_6H_4NO_2$?

verifique, substituindo os valores na equação de equilíbrio e comparando o resultado com o valor de K_a tabelado

	[HA]	$[A_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.012	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.012	0.00041	0.00041

os valores se equivalem

$$K_a = \frac{[C_6H_4NO_2^-][H_3O^+]}{[HC_6H_4NO_2]}$$

$$= \frac{(4.1\times10^{-4})^2}{(1.2\times10^{-2})} = 1.4\times10^{-5}$$

Ex. Determine o pH de uma solução 0,100 mol/L de $HClO_2(aq)$ a 25°C

Escreva a reação do ácido com a água
Construa uma tabela IVE para a reação
Insira as concentrações iniciais – considerando $[H_3O^+]$ da água ≈ 0

$$HClO_2 + H_2O \Leftrightarrow ClO_2^- + H_3O^+$$

	$[HClO_2]$	$[ClO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação			
equilíbrio			

Ex. Determine o pH de uma solução 0,100 mol/L de $HClO_2(aq)$ a 25°C

represente as variações em termos de *x*
some as colunas para encontrar as concs. de equilíbrio em função de *x*
substitua na expressão da constante de equilíbrio

	$[HClO_2]$	$[ClO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.100-x$	x	x

$$K_a = \frac{[ClO_2^-][H_3O^+]}{[HClO_2]} = \frac{(x)(x)}{(1.00\times10^{-1} - x)}$$

Ex. Determine o pH de uma solução 0,100 mol/L de $HClO_2(aq)$ a 25°C

determine o valor de K_a
como K_a é muito pequeno, aproxime $[HClO_2]_{eq} = [HClO_2]_{inic}$ e resolva para x

K_a de $HClO_2$ = 1,1 x 10^{-2}

	$[HClO_2]$	$[ClO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.100-x	x	x

$$K_a = \frac{[ClO_2^-][H_3O^+]}{[HClO_2]} = \frac{(x)(x)}{(1.00\times10^{-1})}$$

$$1.1\times10^{-2} = \frac{x^2}{1.00\times10^{-1}}$$

$$x = \sqrt{(1.1\times10^{-2})(1.00\times10^{-1})}$$

$$x = 3.3\times10^{-2}$$

Ex. Determine o pH de uma solução 0,100 mol/L de $HClO_2(aq)$ a 25°C

K_a de $HClO_2$ = 1,1 x 10^{-2}

verifique a validade da aproximação:

se $x < 5\%$

$[HClO_2]_{inicial}$

	$[HClO_2]$	$[ClO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.100-x	x	x

$x = 3.3 \times 10^{-2}$

$$\frac{3.3\times10^{-2}}{1.00\times10^{-1}}\times100\% = 33\% > 5\%$$

a aproximação NÃO é válida!

Ex. Determine o pH de uma solução 0,100 mol/L de $HClO_2(aq)$ a 25°C

K_a de $HClO_2$ = 1,1 x 10^{-2}

se a aproximação não é válida, resolva para *x* usando a fórmula quadrática

$$K_a = \frac{[ClO_2^-][H_3O^+]}{[HClO_2]} = \frac{(x)(x)}{(1.00\times10^{-1} - x)}$$

$$1.1\times10^{-2} = \frac{x^2}{(1.00\times10^{-1} - x)}$$

$$0 = x^2 + 0.011x - 0.0011$$

$$x = \frac{-0.011 \pm \sqrt{(0.011)^2 - 4(1)(-0.0011)}}{2(1)}$$

$$x = 0.028 \text{ or } -0.039$$

Ex. Determine o pH de uma solução 0,100 mol/L de $HClO_2(aq)$ a 25°C

K_a de $HClO_2$ = 1,1 x 10^{-2}

substitua *x* nas concentrações de equilíbrio e resolva

	$[HClO_2]$	$[ClO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	-*x*	+*x*	+*x*
equilíbrio	0.100 - *x*	0.0 + *x*	0.0 + *x*

$x = 0.028$

$$[HClO_2] = 0.100 - x = 0.100 - (0.028) = 0.072\ \text{M}$$

$$[ClO_2^-] = [H_3O^+] = x = 0.028\ \text{M}$$

Ex. Determine o pH de uma solução 0,100 mol/L de $HClO_2(aq)$ a 25°C

K_a for $HClO_2$ = 1.1 x 10^{-2}

substitua $[H_3O^+]$ na fórmula de pH e resolva

	$[HClO_2]$	$[ClO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.072	0.028	0.028

$$pH = -\log\left(H_3O^+\right)$$
$$= -\log(0.028) = 1.55$$

Ex. Determine o pH de uma solução 0,100 mol/L de $HClO_2(aq)$ a 25°C

K_a for $HClO_2 = 1.1 \times 10^{-2}$

verifique, substituindo os valores na equação de equilíbrio e comparando o resultado com o valor de K_a tabelado

	$[HClO_2]$	$[ClO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.072	0.028	0.028

a resposta confere

$$K_a = \frac{[ClO_2^-][H_3O^+]}{[HClO_2]} =$$

$$= \frac{(0.028)^2}{(0.072)} = 1.1 \times 10^{-2}$$

Ex: Qual é o K_a de um ácido fraco cuja solução 0,100 mol/L tem um pH = 4,25?

Use o pH para calcular $[H_3O^+]_{equilíbrio}$
Escreva a reação do ácido com água
Construa uma tabela IVE
use as concentrações iniciais e $[H_3O^+]_{equilíbrio}$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.25} = 5.6 \times 10^{-5}\ M$$

$$HA + H_2O \Leftrightarrow A^- + H_3O^+$$

	[HA]	$[A^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação			
equilíbrio			5.6E-05

Ex: Qual é o K_a de um ácido fraco cuja solução 0,100 mol/L tem um pH = 4,25?

preencha o resto da tabela usando $[H_3O^+]$ como guia
se a diferença é insignificante, $[HA]_{equil.} = [HA]_{inicial}$
substitua na expressão de K_a e calcule K_a

$$HA + H_2O \Leftrightarrow A^- + H_3O^+$$

	[HA]	$[A^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.100	0	0
variação	−5.6E-05	+5.6E-05	+5.6E-05
equilíbrio	0.100 − 5.6E-05	5.6E-05	5.6E-05

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(5.6\times10^{-5})(5.6\times10^{-5})}{(0.100)}$$

$$K_a = 3.1\times10^{-8}$$

Dedicatória

Porcentagem de Ionização

- uma outra forma de medir a força de um ácido é determinar a porcentagem de moléculas de ácido que ionizam quando dissolvidas em água – a **porcentagem de ionização**
  - ✓quanto maior a % de ionização, mais forte é o ácido

$$\%\ \text{Ionização} = \frac{\text{molaridade de ácido ionizado}}{\text{molaridade inicial do ácido}} \times 100\%$$

- como $[\text{ác. ionizado}]_{\text{equil.}} = [H_3O^+]_{\text{equilíbrio}}$

$$\%\ \text{Ionização} = \frac{[H_3O^+]_{\text{equilíbrio}}}{[HA]_{\text{inicial}}} \times 100\%$$

Qual é a porcentagem de ionização de uma solução de HNO_2 2,5 mol/L?

Escreva a reação do ácido com a água
Construa uma tabela IVE
Coloque as concentrações iniciais
Defina a variação de concentração em função de *x*
Some as colunas para definir as concentrações no equilíbrio

$$HNO_2 + H_2O \Leftrightarrow NO_2^- + H_3O^+$$

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	2.5	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$2.5 - x$	x	x

Qual é a porcentagem de ionização de uma solução de HNO_2 2,5 mol/L??

determine o valor de K_a (tabelado)
como K_a é muito pequeno, aproxime $[HNO_2]_{eq} = [HNO_2]_{inic}$ e resolva para x

K_a de $HNO_2 = 4{,}6 \times 10^{-4}$

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	2.5	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$2.5-x \approx 2.5$	x	x

$$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]} = \frac{(x)(x)}{(2.5)}$$

$$4.6\times10^{-4} = \frac{x^2}{2.5}$$

$$x = \sqrt{(4.6\times10^{-4})(2.5)}$$

$$x = 3.4\times10^{-2}$$

Qual é a porcentagem de ionização de uma solução de HNO_2 2,5 mol/L?

$$HNO_2 + H_2O \Leftrightarrow NO_2^- + H_3O^+$$

substitua *x* nas concentrações de equilíbrio e resolva

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	2.5	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$2.5 - x$	x	x

$x = 3.4 \times 10^{-2}$

$$[HNO_2] = 2.5 - x = 2.5 - (0.034) = 2.5\ \text{M}$$

$$[NO_2^-] = [H_3O^+] = x = 0.034\ \text{M}$$

Qual é a porcentagem de ionização de uma solução de HNO_2 2,5 mol/L?

Use a definição e calcule a porcentagem de ionização

$$HNO_2 + H_2O \Leftrightarrow NO_2^- + H_3O^+$$

	$[HNO_2]$	$[NO_2^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	2.5	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	2.5	0.034	0.034

como a porcentagem de ionização é < 5%, a aproximação "*x* é pequeno" é válida

$$\text{Porcentagem de Ionização} = \frac{[H_3O^+]_{\text{equilíbrio}}}{[HNO_2]_{\text{inicial}}} \times 100\%$$

$$= \frac{3,4 \times 10^{-2}}{2,5} \times 100\% = 1,4\%$$

Determinando o pH de misturas de ácidos

- geralmente pode-se ignorar a contribuição do ácido mais fraco para a $[H_3O^+]_{equilíbrio}$
- para uma mistura de um ácido forte e um ácido fraco, a ionização completa do ácido forte fornece $[H_3O^+]$ mais que suficiente para deslocar o equilíbrio do ácido fraco tanto para a esquerda que sua contribuição para a $[H_3O^+]$ torna-se insignificante.
- para misturas de ácidos fracos, considera-se em geral apenas a contribuição do ácido mais forte pelo mesmo motivo
  - ✓ desde que um deles seja bem mais forte que o outro, e suas concentrações sejam semelhantes.

Ex: Encontre o pH de uma solução que é 0,150 mol/L em HF e 0,100 mol/L em $HClO_2(aq)$

Escreva as reações do ácidos com água e determine seus K_as
Se os K_as forem suficientemente diferentes, use o ácido mais forte para construir uma tabela IVE
Coloque as concentrações iniciais, considerando que $[H_3O^+]$ da água é ≈ 0

$$HF + H_2O \Leftrightarrow F^- + H_3O^+ \qquad K_a = 3{,}5 \times 10^{-4}$$

$$HClO + H_2O \Leftrightarrow ClO^- + H_3O^+ \quad K_a = 2{,}9 \times 10^{-8}$$

$$H_2O + H_2O \Leftrightarrow OH^- + H_3O^+ \quad K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

	[HF]	$[F^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.150	0	≈ 0
variação			
equilíbrio			

Ex: Encontre o pH de uma solução que é 0,150 mol/L em HF e 0,100 mol/L em $HClO_2(aq)$

represente as variações em termos de *x*
some as colunas para encontrar as concs. de equilíbrio em função de *x*
substitua na expressão da constante de equilíbrio

	[HF]	$[F^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.150	0	0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.150 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = \frac{(x)(x)}{(1.50\times10^{-1} - x)}$$

Ex: Encontre o pH de uma solução que é 0,150 mol/L em HF e 0,100 mol/L em $HClO_2(aq)$

determine o valor de K_a para HF
como K_a é mto. pequeno, aproxime: $[HF]_{eq} = [HF]_{inicial}$ e resolva para x

K_a para HF = $3,5 \times 10^{-4}$

	[HF]	$[F^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.150	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.150 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = \frac{(x)(x)}{(0.150) - x}$$

$$3.5\times10^{-4} = \frac{x^2}{1.50\times10^{-1}}$$

$$x = \sqrt{(3.5\times10^{-4})(1.50\times10^{-1})}$$

$$x = 7.2\times10^{-3}$$

Ex: Encontre o pH de uma solução que é 0,150 mol/L em HF e 0,100 mol/L em $HClO_2(aq)$

K_a para HF = 3,5 x 10^{-4}

verifique se a aproximação é válida conferindo se $x <$ 5% da $[HF]_{inicial}$

	[HF]	$[F^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.150	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.150	x	x

$x = 7.2 \times 10^{-3}$

$$\frac{7.2\times10^{-3}}{1.50\times10^{-1}}\times100\% = 4.8\% < 5\%$$

a aproximação é válida

Ex: Encontre o pH de uma solução que é 0,150 mol/L em HF e 0,100 mol/L em $HClO_2(aq)$

K_a para HF = 3,5 x 10^{-4}

substitua *x* nas definições de concentrações no equilíbrio e resolva

	[HF]	[F^-]	[H_3O^+]
inicial	0.150	0	≈ 0
variação	-*x*	+*x*	+*x*
equilíbrio	0.150 - *x*	*x*	*x*

$x = 7.2 \times 10^{-3}$

$$[\mathrm{HF}] = 0.150 - x = 0.150 - \left(7.2 \times 10^{-3}\right) = 0.143\ \mathrm{M}$$

$$\left[\mathrm{F^-}\right] = \left[\mathrm{H_3O^+}\right] = x = 7.2 \times 10^{-3}\ \mathrm{M}$$

Ex: Encontre o pH de uma solução que é 0,150 mol/L em HF e 0,100 mol/L em $HClO_2(aq)$

K_a para HF = $3,5 \times 10^{-4}$

substitua $[H_3O^+]$ na fórmula de pH e resolva

	[HF]	$[F^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.150	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.143	0.0072	0.0072

$$pH = -\log\left(H_3O^+\right)$$

$$= -\log\left(7.2\times10^{-3}\right) = 2.14$$

Ex: Encontre o pH de uma solução que é 0,150 mol/L em HF e 0,100 mol/L em $HClO_2(aq)$

K_a para HF = 3,5 x 10^{-4}

verifique, substituindo os valores na equação de equilíbrio e comparando o resultado com o valor de K_a tabelado

	[HF]	$[F^-]$	$[H_3O^+]$
inicial	0.150	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.143	0.0072	0.0072

mesmo não sendo exata, a resposta é razoavelmente próxima

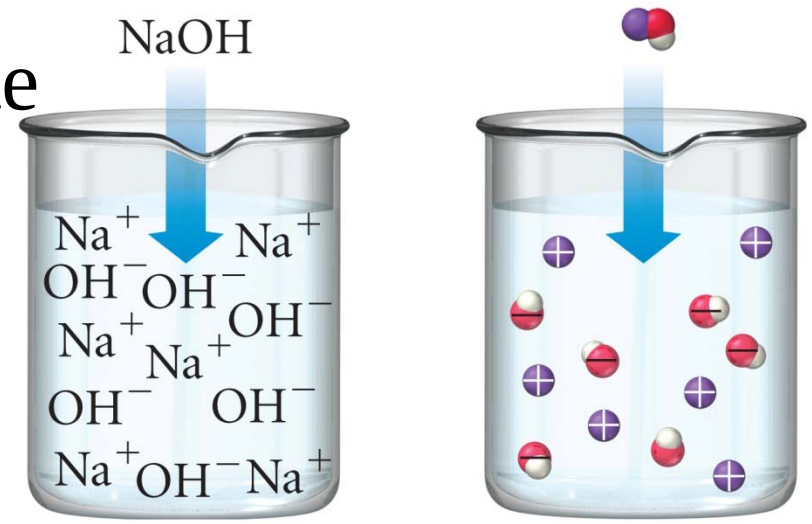
$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} =$$

$$= \frac{(7.2 \times 10^{-3})^2}{(0.143)} = 3.6 \times 10^{-4}$$

Bases Fortes

- quanto mais forte a base, maior sua tendência a aceitar H
  - ✓use água como o ácido padrão
- com bases fortes, praticamente todas as “moléculas” estão dissociadas em OH^- ou aceitam H’s
  - ✓eletrólito forte

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$



Ex:– Calcule o pH a 25°C de uma solução 0,0015 mol/L de $Sr(OH)_2$ e determine se ela é ácida, básica ou neutra

Dado: $[Sr(OH)_2] = 1,5 \times 10^{-3}$ M

Encontre: pH

Plano conceitual:

$[Sr(OH)_2] \rightarrow [OH^-] \rightarrow [H_3O^+] \rightarrow pH$

Relações:

$[OH^-]=2[Sr(OH)_2]$ $K_w = [H_3O^+][OH^-]$ $pH = -\log[H_3O^+]$

Solução:

$[OH^-] = 2(0,0015) = 0,0030$ M

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{3.0 \times 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+] = 3.3 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$pH = -\log\left(3.3 \times 10^{-12}\right)$$

$$pH = 11.48$$

Verifique: pH é adimensional. Como o pH > 7 , a solução é básica

Práctica - Calcule o pH de uma solução de $Ba(OH)_2$ 0,0010 mol/L e determine se ela é ácida, básica ou neutra

$$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2\ OH^- \text{ portanto}$$

$$[OH^-] = 2 \times 0{,}0010 = 0{,}0020 = 2{,}0 \times 10^{-3}\ M$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{2{,}0 \times 10^{-3}} = 5{,}0 \times 10^{-12} M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (5{,}0 \times 10^{-12})$$

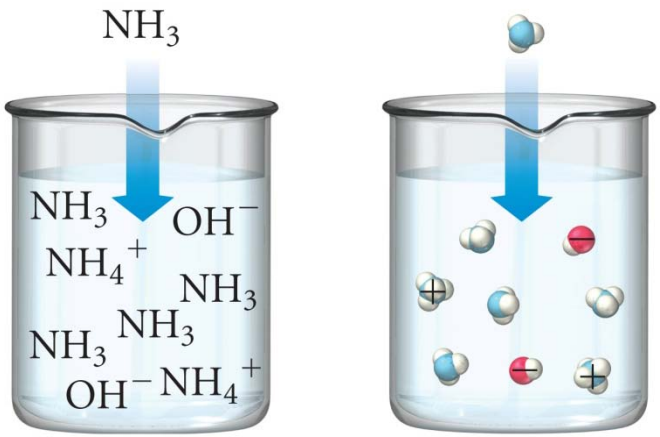
$$pH = 11{,}30$$

pH > 7 portanto é **básica**

Bases Fracas

- nas bases fracas, apenas uma pequena fração das “moléculas” aceita H
  - ✓eletrólito fraco
  - ✓a maioria das bases fracas não aceita H da água
  - ✓muito menos de 5 % de ionização em água
- [HO^-] << [base fraca]
- a determinação do pH de uma solução de base fraca é semelhante ao procedimento usado para um ácido fraco

$$NH_3 + H_2O \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$



Bases Fracas Comuns

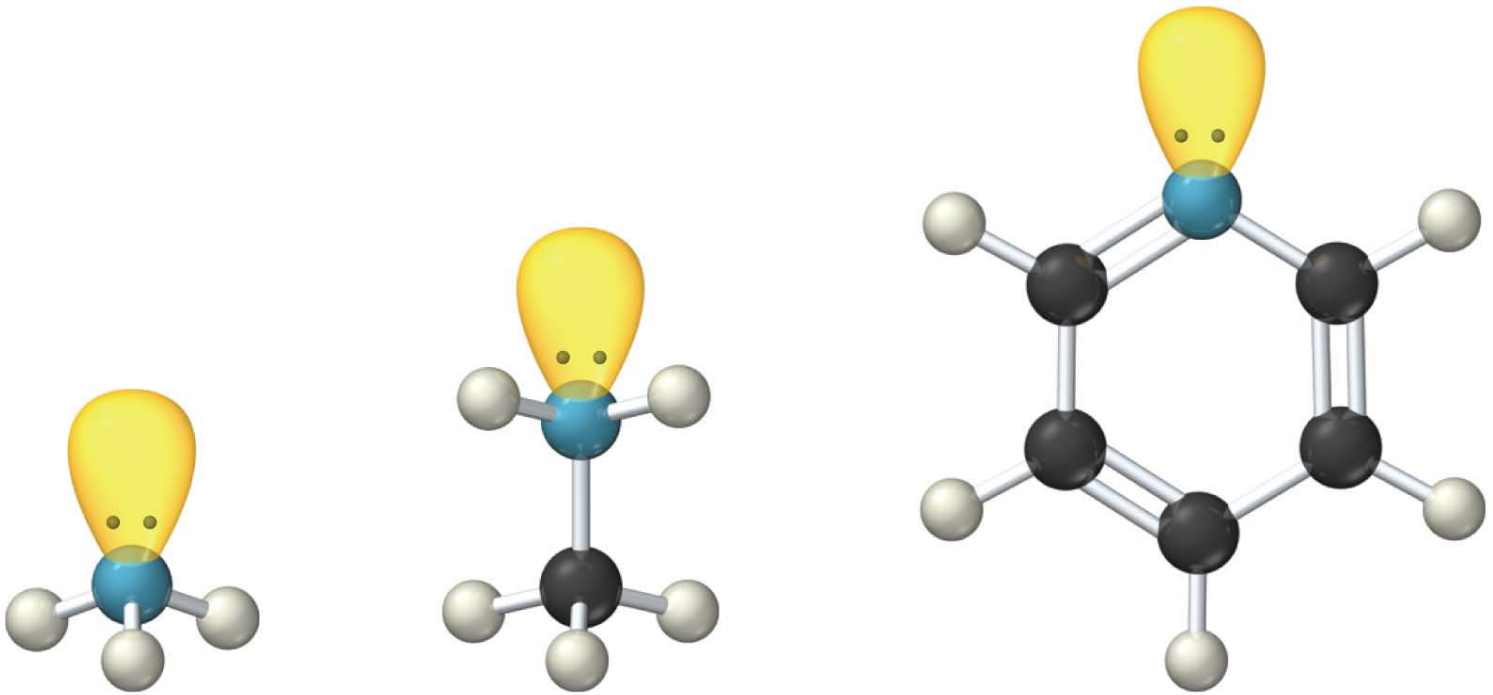
TABLE 15.8 Some Common Weak Bases

Weak Base	Ionization Reaction	K_b
Carbonate ion (CO_3^{2-})*	$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$	1.8×10^{-4}
Methylamine (CH_3NH_2)	$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	4.4×10^{-4}
Ethylamine ($C_2H_5NH_2$)	$C_2H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	5.6×10^{-4}
Ammonia (NH_3)	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	1.76×10^{-5}
Pyridine (C_5H_5N)	$C_5H_5N(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_5H_5NH^+(aq) + OH^-(aq)$	1.7×10^{-9}
Bicarbonate ion (HCO_3^-)* (or hydrogen carbonate)	$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$	1.7×10^{-9}
Aniline ($C_6H_5NH_2$)	$C_6H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	3.9×10^{-10}

* The carbonate and bicarbonate ions must occur with a positively charged ion such as Na^+ that serves to balance the charge but does not have any part in the ionization reaction. For example, it is the bicarbonate ion that makes sodium bicarbonate ($NaHCO_3$) basic. We look more closely at ionic bases in Section 15.8.

Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

Estrutura das Aminas



Ammonia

Methyl amine

Pyridine

Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

Ex: Encontre o pH de uma solução de NH_3 0,100 mol/L

Escreva a reação da base com a água
Construa uma tabela IVE para a reação
Insira as concentrações iniciais – considerando $[OH^-]$ da água ≈ 0

$$NH_3 + H_2O \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

	$[NH_3]$	$[NH_4^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação			
equilíbrio			

não há produtos inicialmente, $Q_c = 0$, e a reação segue para a direita

Ex: Encontre o pH de uma solução de NH_3 0,100 mol/L

represente as variações em termos de *x*
some as colunas para encontrar as concs. de equilíbrio em função de *x*
substitua na expressão da constante de equilíbrio

	$[NH_3]$	$[NH_4^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.100	0	0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.100 - x$	x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(x)(x)}{(1.00\times10^{-1} - x)}$$

Ex: Encontre o pH de uma solução de NH_3 0,100 mol/L

Encontre o valor tabelado de K_b
como K_b é muito pequeno, aproxime a $[NH_3]_{eq} = [NH_3]_{inicial}$ e resolva para x

K_b para $NH_3 = 1{,}76 \times 10^{-5}$

	$[NH_3]$	$[NH_4^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.100 - x$	x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(x)(x)}{(1.00\times10^{-1}) - x}$$

$$1.76\times10^{-5} = \frac{x^2}{1.00\times10^{-1}}$$

$$x = \sqrt{(1.76\times10^{-5})(1.00\times10^{-1})}$$

$$x = 1.33\times10^{-3}$$

Ex: Encontre o pH de uma solução de NH_3 0,100 mol/L

K_b para $NH_3 = 1{,}76 \times 10^{-5}$

verifique a validade da aproximação, $x <$ 5% de $[NH_3]_{inicial}$

	$[NH_3]$	$[NH_4^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.100	x	x

$x = 1.33 \times 10^{-3}$

$$\frac{1.33\times10^{-3}}{1.00\times10^{-1}}\times100\% = 1.33\% < 5\%$$

a aproximação é válida

Ex: Encontre o pH de uma solução de NH_3 0,100 mol/L

K_b para $NH_3 = 1{,}76 \times 10^{-5}$

substitua *x* nas definições de concentrações no equilíbrio e resolva

	$[NH_3]$	$[NH_4^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.100 $-x$	1.33E-3 x	1.33E-3 x

$$x = 1.33 \times 10^{-3}$$

$$[NH_3] = 0.100 - x = 0.100 - (1.33 \times 10^{-3}) = 0.099\ \text{M}$$

$$[NH_4^+] = [OH^-] = x = 1.33 \times 10^{-3}\ \text{M}$$

Ex: Encontre o pH de uma solução de NH_3 0,100 mol/L

K_b para NH_3 = 1,76 x 10^{-5}

use a $[OH^-]$ para determinar a$[H_3O^+]$ usando K_w
substitua $[H_3O^+]$ na fórmula de pH e resolva

	$[NH_3]$	$[NH_4^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.099	1.33E-3	1.33E-3

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{1.33 \times 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+] = 7.52 \times 10^{-12}$$

$$pH = -\log\left(H_3O^+\right)$$

$$= -\log\left(7.52 \times 10^{-12}\right) = 11.124$$

Ex: Encontre o pH de uma solução de NH_3 0,100 mol/L

K_b para $NH_3 = 1{,}76 \times 10^{-5}$

verifique, substituindo os valores na equação de equilíbrio e comparando o resultado com o valor de K_b tabelado

	$[NH_3]$	$[NH_4^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.100	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.099	1.33E-3	1.33E-3

mesmo não sendo exata, a resposta é razoavelmente próxima

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

$$= \frac{\left(1.33\times10^{-3}\right)^2}{\left(0.099\right)} = 1.8\times10^{-5}$$

Determine o pH de uma solução 0,0015 mol/L de morfina, $K_b = 1,6 \times 10^{-6}$

Determine o pH de uma solução 0,0015 mol/L de morfina, $K_b = 1{,}6 \times 10^{-6}$

Escreva a reação da base com a água
Construa uma tabela IVE para a reação
Insira as concentrações iniciais – considerando $[OH^-]$ da água ≈ 0

$$B + H_2O \Leftrightarrow BH^+ + OH^-$$

	[B]	$[BH^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.0015	0	≈ 0
variação			
equilíbrio			

Como $Q_c = 0$, a reação segue para a direita

Determine o pH de uma solução 0,0015 mol/L de morfina, $K_b = 1{,}6 \times 10^{-6}$

represente as variações em termos de *x*
some as colunas para encontrar as concs. de equilíbrio em função de *x*
substitua na expressão da constante de equilíbrio

	[B]	$[BH^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.0015	0	0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.0015 - x$	x	x

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{(x)(x)}{(1.5\times10^{-3} - x)}$$

Determine o pH de uma solução 0,0015 mol/L de morfina, $K_b = 1{,}6 \times 10^{-6}$

determine o valor de K_b
como K_b é muito pequeno, aproxime $[B]_{eq} = [B]_{inicia}$ e resolva para x

	[B]	$[BH^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.0015	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	$0.0015 - x$	x	x

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{(x)(x)}{(1.5\times10^{-3}) - x}$$

$$1.6\times10^{-6} = \frac{x^2}{1.5\times10^{-1}}$$

$$x = \sqrt{(1.6\times10^{-6})(1.5\times10^{-3})}$$

$$x = 4.9\times10^{-5}$$

Determine o pH de uma solução 0,0015 mol/L de morfina, $K_b = 1{,}6 \times 10^{-6}$

verifique a aproximação, se $x <$ 5% of $[B]_{inicial}$

	[B]	$[BH^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.0015	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.0015	x	x

$$x = 4.9 \times 10^{-5}$$

$$\frac{4.9\times10^{-5}}{1.5\times10^{-3}}\times100\% = 3.3\% < 5\%$$

a aproximação é válida

Determine o pH de uma solução 0,0015 mol/L de morfina, $K_b = 1,6 \times 10^{-6}$

substitua *x* nas concentrações de equilíbrio e resolva

	[B]	[BH^+]	[OH^-]
inicial	0.0015	0	≈ 0
variação	-*x*	+*x*	+*x*
equilíbrio	0.0015 -*x*	4.9E-5	4.9E-5

$$x = 4.9 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Morfina}] = 0,0015 - x = 0,0015 - \left(4,9 \times 10^{-5}\right) = 0,0015 \text{ M}$$

$$[BH^+] = [OH^-] = x = 4.9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Determine o pH de uma solução 0,0015 mol/L de morfina, $K_b = 1,6 \times 10^{-6}$

use $[OH^-]$ para encontrar $[H_3O^+]$ usando K_w
substitua $[H_3O^+]$ na fórmula de pH e resolva

	[B]	$[BH^+]$	$[OH^-]$
inicial	0.0015	0	≈ 0
variação	$-x$	$+x$	$+x$
equilíbrio	0.0015	4.9E-5	4.9E-5

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{4.9 \times 10^{-5}}$$

$$[H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-10}$$

$$pH = -\log\left(H_3O^+\right)$$

$$= -\log\left(2.0 \times 10^{-10}\right) = 9.69$$

Determine o pH de uma solução 0,0015 mol/L de morfina, K_b = 1,6 x 10^{-6}

verifique, substituindo os valores na equação de equilíbrio e comparando o resultado com o valor de K_b tabelado

	[B]	[BH^+]	[OH^-]
inicial	0.0015	0	≈ 0
variação	-*x*	+*x*	+*x*
equilíbrio	0.0015	4.9E-5	4.9E-5

resposta correta

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

$$= \frac{(4.9 \times 10^{-5})^2}{(0.0015)} = 1.6 \times 10^{-6}$$

Propriedades ácido-base de sais

- sais são compostos iônicos solúveis em água
- sais que contém o cátion de uma base forte e um ânion que é a base conjugada de um ácido fraco são básicos
  - ✓ soluções de $NaHCO_3$ são básicas
    - ➢ Na^+ é o cátion da base forte NaOH
    - ➢ HCO_3^- é a base conjugada do ácido fraco H_2CO_3
- sais que contém cátions que são ácidos conjugados de bases fracas e o ânion de um ácido forte são ácidos
  - ✓ soluções de NH_4Cl são ácidas
    - ➢ NH_4^+ é o ácido conjugado da base fraca NH_3
    - ➢ Cl^- é o ânion do ácido forte HCl

Ânions Como Bases Fracas

- todo ânion pode ser imaginado como sendo a base conjugada de um ácido
- portanto, todo ânion é uma base em potencial
  - ✓ $A^-(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow HA(aq) + OH^-(aq)$
- **quanto mais forte é o ácido, mais fraca será sua base conjugada**
  - ✓ um ânion que é a base conjugada de um ácido forte é neutro em relação ao pH

$$Cl^-(aq) + H_2O(l) \leftarrow HCl(aq) + OH^-(aq)$$

    - ➢ como HCl é um ácido forte, este equilíbrio é deslocado "totalmente" para a esquerda
  - ✓ um ânion que é a base conjugada de um ácido fraco comporta-se como uma base

$$F^-(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow HF(aq) + OH^-(aq)$$

    - ➢ HF é um ácido fraco, e a posição deste equilíbrio favorece a reação direta

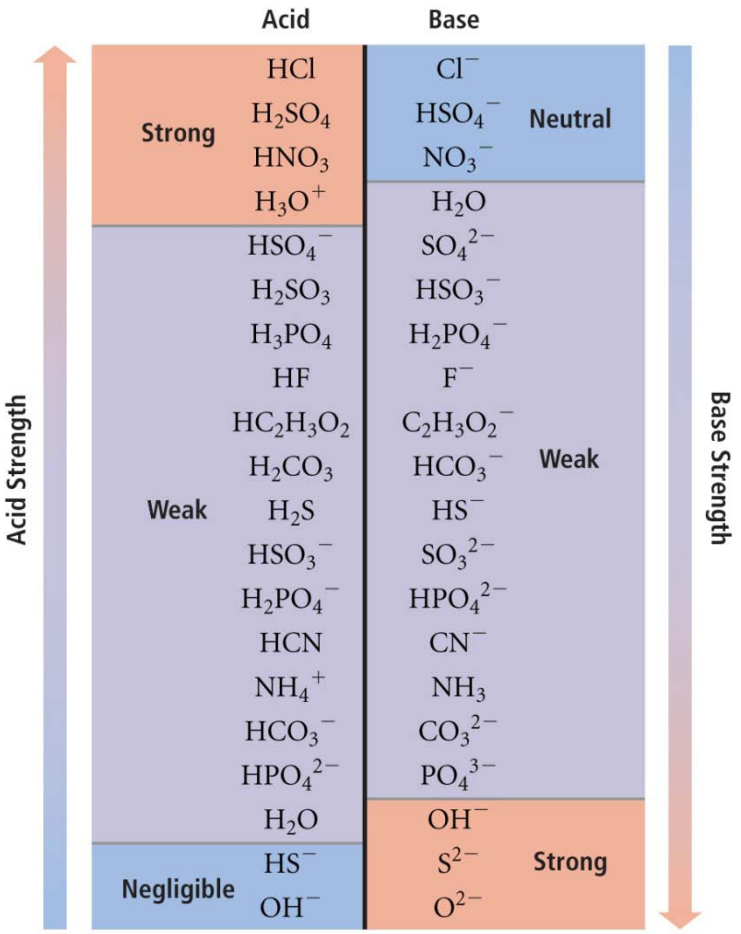
Use a Tabela Para Determinar se um Dado Ânion é Básico

a) NO_3^-

base conjugada de um ácido forte, portanto é neutro

b) NO_2^-

base conjugada de um ácido fraco, portanto é básico



Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

Relação Entre o K_a de um Ácido e o K_b de sua Base Conjugada

- muitas fontes só fornecem valores de K_a porque os valores de K_b podem ser determinados a partir deles

ao somar equações, multiplique os K's

$$HA(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow A^-(aq) + H_3O^+(aq) \qquad K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$$A^-(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow HA(aq) + OH^-(aq) \qquad K_b = \frac{[HA][H_3O^+]}{[A^-]}$$

$$2\,H_2O(l) \Leftrightarrow H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

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

$$K_a \times K_b = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

Exemplo “para casa”: Encontre o pH de uma solução 0,100 mol/L de $NaCHO_2(aq)$

K_b para CHO_2^- = 5,6 x 10^{-11}

Resposta: pH = 8,38

Cátions Poliatômicos Como Bases Fracas

- pode-se pensar em alguns cátions como sendo o ácido conjugado de uma base
  - ✓ os outros são os **contra-íons** de uma base forte
- assim, alguns cátions são potencialmente ácidos
  - ✓ $MH^+(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow MOH(aq) + H_3O^+(aq)$
- **quanto mais forte a base, mais fraco será o ácido conjugado**
  - ✓ um cátion que é o contra-íon de uma base forte é neutro
  - ✓ um cátion que é o ácido conjugado de uma base forte é ácido

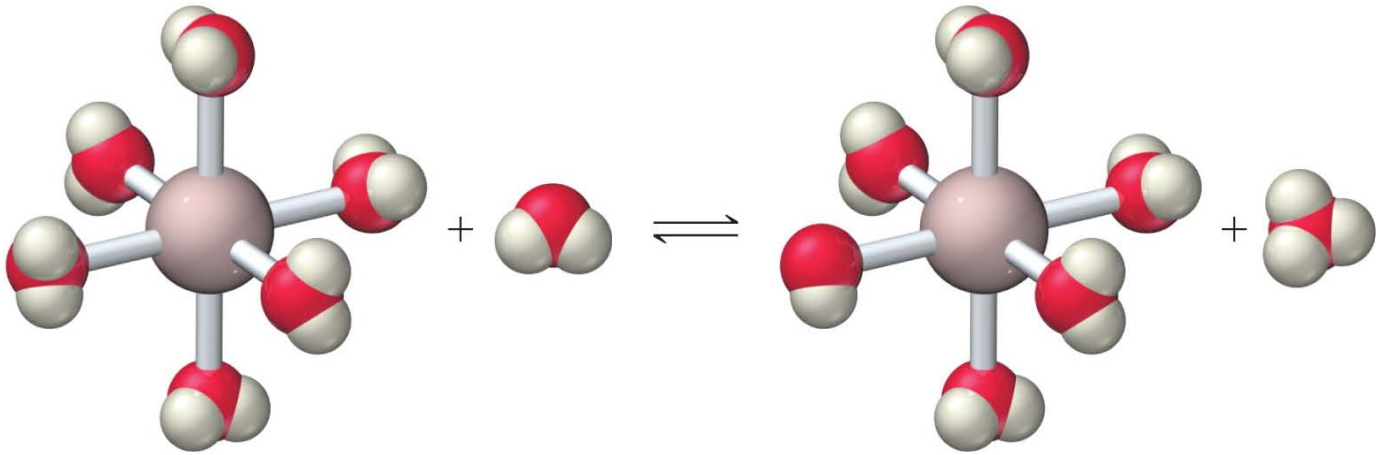
$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

  - ➢ como NH_3 é uma base fraca, a posição deste equilíbrio é deslocada para a direita

Cátions Metálicos Como Bases Fracas

- cátions de metais pequenos, com cargas altas, são fracamente ácidos
  - ✓ cátions de metais alcalinos e alcalino terrosos são neutros
  - ✓ cátions são hidratados em água

$$Al(H_2O)_6^{3+}(aq) + H_2O(l) \Leftrightarrow Al(H_2O)_5(OH)^{2+}(aq) + H_3O^+(aq)$$



Exemplo - Determine se um Determinado Cátion é Ácido ou Neutro

a) $C_5N_5NH_2^+$

é o ácido conjugado de uma base fraca: é ácido

b) Ca^{2+}

é o contra-íon de uma base forte: é neutro

c) Cr^{3+}

um íon metálico com carga alta: é ácido

Classificando Soluções de Sais Como Ácidas, Básicas ou Neutras

- se o cátion do sal é o contra-íon de uma base forte e o ânion é a base conjugada de um ácido forte, a solução resultante será neutra
  - ✓NaCl $Ca(NO_3)_2$ KBr
- se o cátion do sal é o contra-íon de uma base forte e o ânion é a base copnjugada de um ácido fraco, a solução resultante será básica
  - ✓NaF $Ca(C_2H_3O_2)_2$ KNO_2

Classificando Soluções de Sais Como Ácidas, Básicas ou Neutras

- se o cátion do sal é o ácido conjugado de uma base fraca e o ânion é a base conjugada de um ácido forte, a solução será ácida
  - ✓NH_4Cl
- se o cátion do sal é um íon metálico com carga alta e o ânios é a base conjugada de um ácido forte, a solução será ácida
  - ✓$Al(NO_3)_3$

Classificando Soluções de Sais Como Ácidas, Básicas ou Neutras

- se o cátion do sal é o ácido conjugado de uma base fraca e o ânion é a base conjugada de um ácido fraco, o pH da solução depende das forças relativas do ácido e da base
  - ✓NH_4F: como HF é um ácido mais forte que NH_4^+, K_a de NH_4^+ é maior que K_b de F^-; portanto a solução será ácida

Determine se uma solução dos seguintes sais será ácida, básica ou neutra

a) $SrCl_2$

Sr^{2+} é o contra-íon de uma base forte, neutro em relação ao pH

Cl^- é a base conjugada de um ácido forte, neutro em relação ao pH

a solução será neutra

b) $AlBr_3$

Al^{3+} é um cátion pequeno, com carga alta: ácido fraco

Cl^- é a base conjugada de um ácido forte, neutro em relação ao pH

a solução será ácida

c) $CH_3NH_3NO_3$

$CH_3NH_3^+$ é o ácido conjugado de uma base fraca:

NO_3^- é a base conjugada de um ácido forte, neutro em relação ao pH

a solução será ácida

Determine se uma solução dos seguintes sais será ácida, básica ou neutra

d) $NaCHO_2$

Na^+ é o contra-íon de uma base forte: neutro em relação ao pH

CHO_2^- é a base conjugada de um ácido fraco: básico

a solução será básica

e) NH_4F

NH_4^+ é o ácido conjugado de uma base fraca: ácido

F^- é a base conjugada de um ácido fraco: básico

$K_a(NH_4^+) > K_b(F^-)$; a solução será ácida