



## Ácidos

Têm um **sabor azedo** (o sabor do vinagre deve-se ao ácido acético; os citrinos contêm ácido cítrico).

Reagem com certos metais produzindo hidrogénio gasoso.

Reagem com carbonatos e bicarbonatos para produzir CO<sub>2</sub> gasoso.

## Bases

Têm um **sabor amargo**.

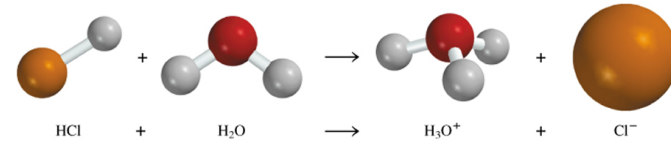
São **escorregadias ao tato** (muitos sabões contêm bases).



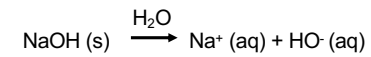
1

1

Um **ácido de Arrhenius** é uma substância que produz H<sup>+</sup> (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) em água.



Uma **base de Arrhenius** é uma substância que produz OH<sup>-</sup> em água.

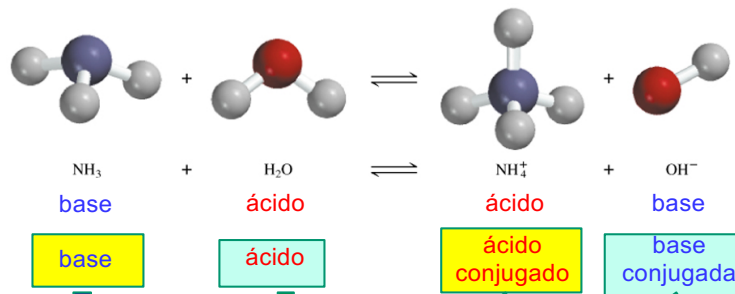


2

2

Um **ácido de Brønsted** é um **dador de prótons**.

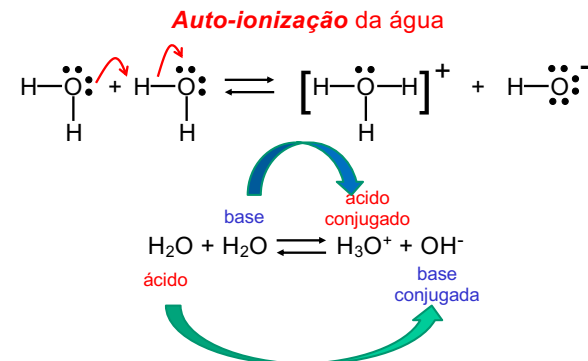
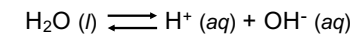
Uma **base de Brønsted** é um **aceitador de prótons**.



3

3

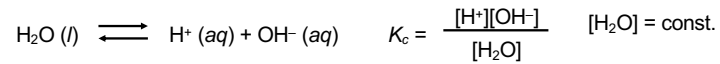
## Propriedades Ácido-Base da Água



4

4

## Produto Iônico da Água



$$K_c[\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

**Produto iônico ( $K_w$ )** — o produto das concentrações molares dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$ , a uma dada temperatura.

**A 25°C**  
 $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

**A solução é**  
 $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$  neutra  
 $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  **ácida**  
 $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  **básica**

5



1-Calcule a concentração de íons de  $\text{OH}^-$  numa solução de HCl cuja a concentração de íons de hidrogénio é de 1,3 M ?

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 1,3 \text{ M}$$



6

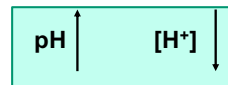
## pH — Uma Medida de Acidez

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

**A solução é**

neutra  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$   $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$  pH = 7  
**ácida**  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$   $[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7}$  **pH < 7**  
**básica**  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$   $[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7}$  **pH > 7**

**A 25°C**



7

TABELA 15.1

Valores de pH de Alguns Fluidos Comuns	
Amostra	Valor do pH
Suco gástrico no estômago	1,0-2,0
Sumo de limão	2,4
Vinagre	3,0
Sumo de toranja	3,2
Sumo de laranja	3,5
Úrina	4,8-7,5
Água exposta ao ar*	5,5
Saliva	6,4-6,9
Leite	6,5
Água pura	7,0
Sangue	7,35-7,45
Lágrimas	7,4
Leite de magnésia	10,6
Amónia de limpeza doméstica	11,5

\* Água exposta ao ar durante um longo período de tempo absorve  $\text{CO}_2$  atmosférico formando ácido carbónico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

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

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14,00$$

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

8

7

8



2-O pH da água da chuva recolhida numa dada região do nordeste dos Estados Unidos num determinado dia era de 4,82. Calcule a concentração de iões  $H^+$  da água da chuva?



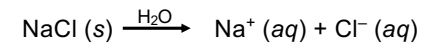
3-A concentração de iões  $OH^-$  de uma amostra de sangue é  $2,5 \times 10^{-7} M$ . Qual é o pH do sangue?

9

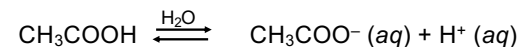
9

## Força de ácidos e bases

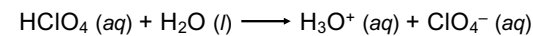
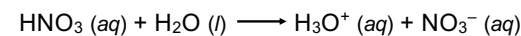
Electrólito forte — 100% dissociação



Electrólito fraco — dissociação incompleta



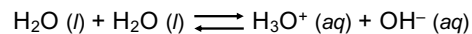
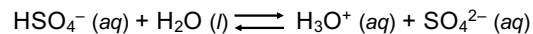
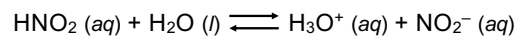
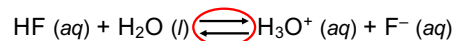
### Ácidos fortes são electrólitos fortes



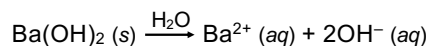
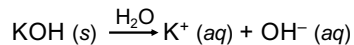
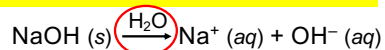
10

10

### Ácidos fracos são electrólitos fracos:



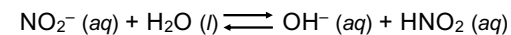
### Bases fortes são electrólitos fortes:



11

11

### Bases fracas são electrólitos fracos:



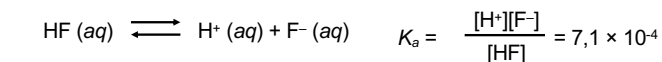
12

12





6-Qual é o pH de uma solução de HF 0,5 M (a 25°C)?  $K_a = 7,1 \times 10^{-4}$



	$\text{HF (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{F}^- \text{ (aq)}$		
Início (M):	0,50	0,00	0,00
Varição (M):	-x	+x	+x
Equilíbrio (M):	0,50 - x	x	x
$K_a = \frac{x^2}{0,50 - x} = 7,1 \times 10^{-4}$	$K_a \ll 1 \quad 0,50 - x \approx 0,50$		
$K_a \approx \frac{x^2}{0,50} = 7,1 \times 10^{-4}$	$x^2 = 3,55 \times 10^{-4}$	$x = 0,019 \text{ M}$	
$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = x = 0,019 \text{ M}$	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1,72$		
$[\text{HF}] = 0,50 - x = 0,48 \text{ M}$			

17

17



Quando posso usar a aproximação?

$$K_a \ll 1 \quad 0,50 - x \approx 0,50$$

Quando x for menor que 5% do valor do qual foi subtraído.

$$x = 0,019 \quad \frac{0,019 \text{ M}}{0,50 \text{ M}} \times 100\% = 3,8\%$$

Menos do que 5%  
Aproximação ok!

18

18



7-Qual é o pH de um ácido monoprotico 0,122 M cujo  $K_a$  é  $5,7 \times 10^{-4}$ ?

	$\text{HA (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{A}^- \text{ (aq)}$		
Início (M):	0,122	0,00	0,00
Varição (M):	-x	+x	+x
Equilíbrio (M):	0,122 - x	x	x
$K_a = \frac{x^2}{0,122 - x} = 5,7 \times 10^{-4}$	$K_a \ll 1 \quad 0,122 - x \approx 0,122$		
$K_a \approx \frac{x^2}{0,122} = 5,7 \times 10^{-4}$	$x^2 = 6,95 \times 10^{-5}$	$x = 0,0083 \text{ M}$	

$$\frac{0,0083 \text{ M}}{0,122 \text{ M}} \times 100\% = 6,8\%$$

Mais do que 5%  
Aproximação não ok!

Resolver em ordem a x utilizando a equação quadrática

19

19

$$K_a = \frac{x^2}{0,122 - x} = 5,7 \times 10^{-4} \quad x^2 + 0,00057x - 6,95 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0 \quad x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 0,0081 \quad x = -0,0081$$

	$\text{HA (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{A}^- \text{ (aq)}$		
Inicial (M):	0,122	0,00	0,00
Varição (M):	-x	+x	+x
Equilíbrio (M):	0,122 - x	x	x

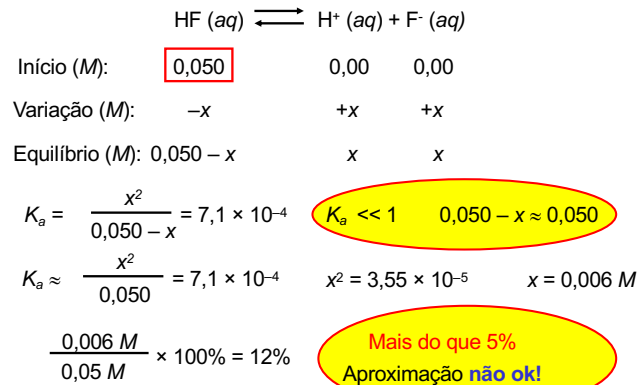
$$[\text{H}^+] = x = 0,0081 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 2,09$$

20

20

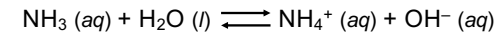
8- Qual é o pH de uma solução 0,05 M de HF (a 25°C)?  $K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = 7,1 \times 10^{-4}$



Resolver em ordem a x utilizando a equação quadrática

21

### Bases Fracas e Constantes de Ionização Básicas



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

$K_b$  é a **constante de ionização básica**

Maior  $K_b \Rightarrow$  base mais forte



Resolvemos os problemas de bases fracas como os problemas de ácidos fracos **com a diferença** que calculamos primeiro  $[OH^-]$  em vez de  $[H^+]$ .

22

22

15.4

TABELA

Constantes de Ionização de Algumas Bases Fracas e dos Seus Ácidos Conjugados a 25°C

Nome da Base	Fórmula	Estrutura	$K_b$	Ácido conjugado	$K_a$
Etilamina	$C_2H_5NH_2$	$CH_3-CH_2-\ddot{N}-H$	$5,6 \times 10^{-4}$	$C_2H_5\ddot{N}H_3$	$1,8 \times 10^{-11}$
Metilamina	$CH_3NH_2$	$CH_3-\ddot{N}-H$	$4,4 \times 10^{-4}$	$CH_3\ddot{N}H_3$	$2,3 \times 10^{-11}$
Cafeína	$C_8H_{10}N_4O_2$		$4,1 \times 10^{-4}$	$C_8H_{11}N_4O_2$	$2,4 \times 10^{-11}$
Amônia	$NH_3$	$H-\ddot{N}-H$	$1,8 \times 10^{-5}$	$NH_4^+$	$5,6 \times 10^{-10}$
Piridina	$C_5H_5N$		$1,7 \times 10^{-9}$	$C_5H_5\ddot{N}H$	$5,9 \times 10^{-6}$
Anilina	$C_6H_5NH_2$		$3,8 \times 10^{-10}$	$C_6H_5\ddot{N}H_3$	$2,6 \times 10^{-5}$
Ureia	$N_2H_4CO$		$1,5 \times 10^{-14}$	$H_2NCO\ddot{N}H_3$	0,67

\* O átomo de azoto contribui para a basicidade de cada composto com o seu par isolado. No caso da ureia,  $K_b$  pode ser associado a qualquer um dos seus átomos de azoto.

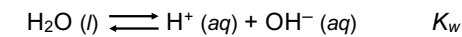
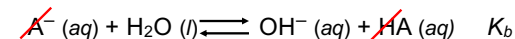
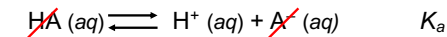
Basicidade crescente ↑

Acidez crescente ↓

23

23

### Constantes de Ionização de Pares Ácido-Base Conjugados



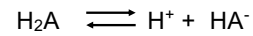
$$K_a K_b = K_w$$

24

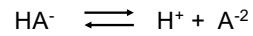
24

## Ácidos dipróticos e polipróticos

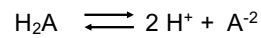
- podem dar origem a mais do que 1 protão
- ionizam-se por etapas



$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HA}^-]}{[\text{H}_2\text{A}]}$$



$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^{2-}]}{[\text{HA}^-]}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2[\text{A}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{A}]}$$

$$K_a = K_{a1} \times K_{a2}$$

25

8 - Calcula o pH de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,01 M

$K_a(\text{HSO}_4^-) = 1,3 \times 10^{-2}$ .

27

**TABELA 15.5** Constantes de Ionização de Alguns Ácidos Dipróticos, de um Ácido Poliprótico e das Suas Bases Conjugadas, a 25°C

Nome do Ácido	Fórmula	Estrutura	$K_a$	Base Conjugada	$K_b$
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4$		muito grande	$\text{HSO}_4^-$	muito pequena
Hidrogenosulfato	$\text{HSO}_4^-$		$1,3 \times 10^{-2}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$7,7 \times 10^{-13}$
Ácido oxálico	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$		$6,5 \times 10^{-2}$	$\text{C}_2\text{HO}_4^-$	$1,5 \times 10^{-13}$
Hidrogenoxalato	$\text{C}_2\text{HO}_4^-$		$6,1 \times 10^{-5}$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$1,6 \times 10^{-10}$
Ácido sulfuroso*	$\text{H}_2\text{SO}_3$		$1,3 \times 10^{-2}$	$\text{HSO}_3^-$	$7,7 \times 10^{-13}$
Hidrogenossulfito	$\text{HSO}_3^-$		$6,3 \times 10^{-8}$	$\text{SO}_3^{2-}$	$1,6 \times 10^{-7}$

- a 1ª ionização é mais extensa que a 2ª e esta é mais extensa que a 3ª

Exercício 8

26

26



9- O ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) é um ácido diprótico. Calcule as concentrações de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $\text{C}_2\text{HO}_4^{-1}$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{-2}$  e  $\text{H}^+$  numa solução de ácido oxálico 0,20M.

$K_{a1} = 6,5 \times 10^{-2}$ ;  $K_{a2} = 6,1 \times 10^{-5}$

28

28

### Propriedades Ácido-Base de Sais

**Sais** - são compostos iônicos

- formam-se por reação entre um ácido e uma base
- são eletrólitos fortes
- alguns reagem com a água

**Hidrólise salina** – reação de um anião ou catião de um sal, ou de ambos, com a água

Hidrólise salina, em geral, afeta o pH da solução

29

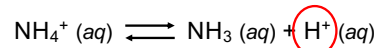
### Propriedades Ácido-Base de Sais

**Soluções Ácidas:**

Sais derivados de um **ácido forte** e de uma **base fraca**.



Hidrólise salina



O que acontecerá em soluções que contem dois solutos e que possuem o mesmo ião (catião ou anião)?

31

31

### Propriedades Ácido-Base de Sais

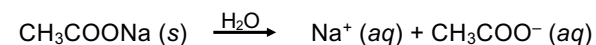
**Soluções Neutras:**

Sais que contêm um **ião de um metal alcalino** ou um ião de um metal **alcalino-terroso** (excepto o  $\text{Be}^{2+}$ ) e a **base conjugada** de um **ácido forte** (por exemplo  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  e  $\text{NO}_3^-$ ).

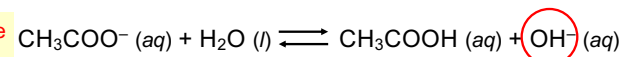


**Soluções Básicas:**

Sais derivados de uma **base forte** e de um **ácido fraco**.



Hidrólise salina



30

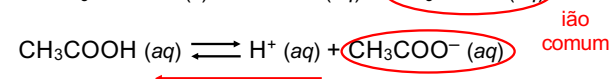
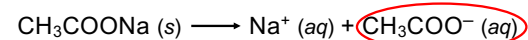
30

**Efeito do ião comum** — desvio do equilíbrio causado pela adição de um composto que tem um ião comum com a substância dissolvida.



A presença de um ião comum **suprime** a ionização de um ácido fraco ou de uma base fraca.

Considere a mistura de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  (electrólito forte) e  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (ácido fraco):



32

32



Considere um ácido fraco HA:



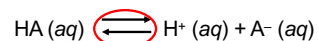
$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

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

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

Considere uma mistura do sal NaA e de um ácido fraco HA:

Equação  
de Henderson-Hasselbalch



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

33

33

- 9 - a) Calcule o pH de uma solução contendo  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,20 M e  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0,30 M ( $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ )  
b) Qual seria o pH de uma solução de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,20 M se não estivesse presente nenhum sal?

- 11 - Qual a concentração inicial de uma solução de ácido fórmico ( $\text{HCOOH}$ ) cujo pH no equilíbrio é 3,26? ( $K_a = 1,7 \times 10^{-4}$ )

35



- 13- Calcule o pH de uma solução que contém  $\text{HCOOH}$  0,30 M e  $\text{HCOOK}$  0,52 M ?

34

34

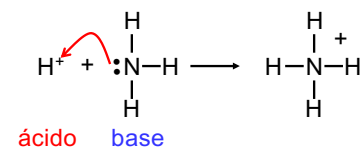
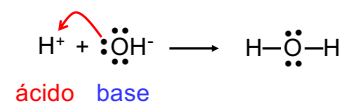
## Definição de um Ácido

Um **ácido de Arrhenius** é uma substância que produz  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) em água.

Um **ácido de Brønsted** é um doador de prótons.

Um **ácido de Lewis** é uma substância que **pode aceitar um par de electrões**.

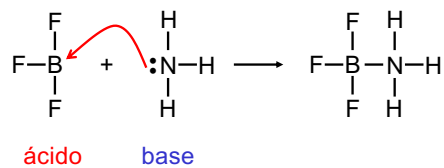
Uma **base de Lewis** é uma substância que **pode doar um par de electrões**.



36

36

### Ácidos e Bases de Lewis



Não há doação nem aceitação de prótons!