

Ácidos e Bases

Ácidos e Bases no dia a dia

Ácidos

Têm um gosto azedo. O vinagre deve o seu gosto ao ácido acético. Os citrinos contêm ácido cítrico.

Reagem com certos metais produzindo hidrogénio.

Reagem com carbonatos e bicarbonatos produzindo dióxido de carbono.

Bases

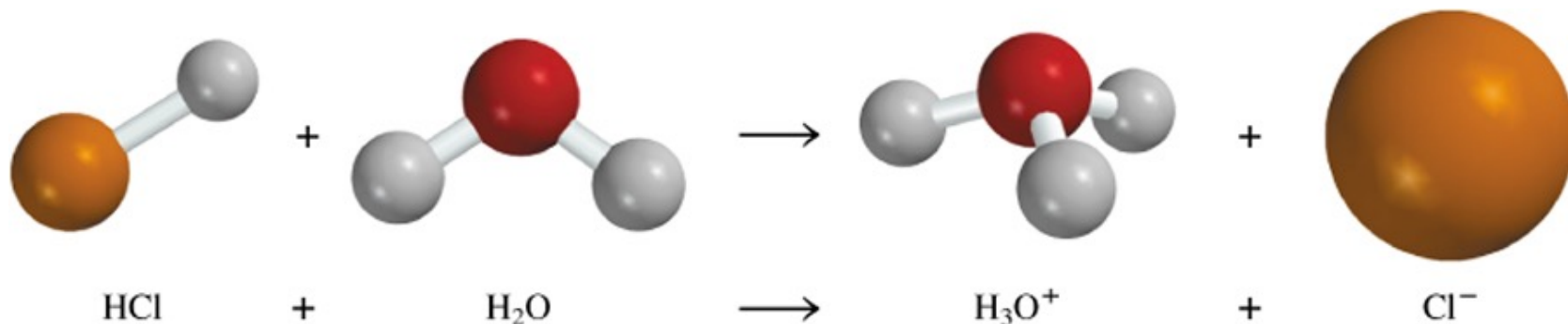
Têm um sabor amargo.

Escurregadios. Muitos sabões contêm bases.

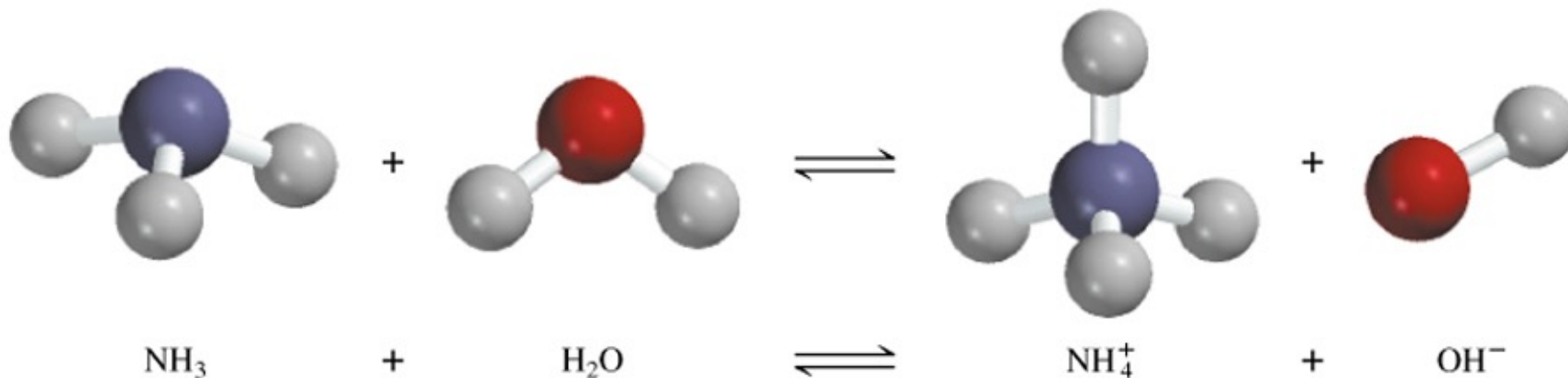
Ácidos e Bases

Ácidos e Bases de Arrhenius

Um ácido de Arrhenius é uma substância que produz H^+ (H_3O^+) em água



Uma base de Arrhenius é uma substância que produz OH^- em água

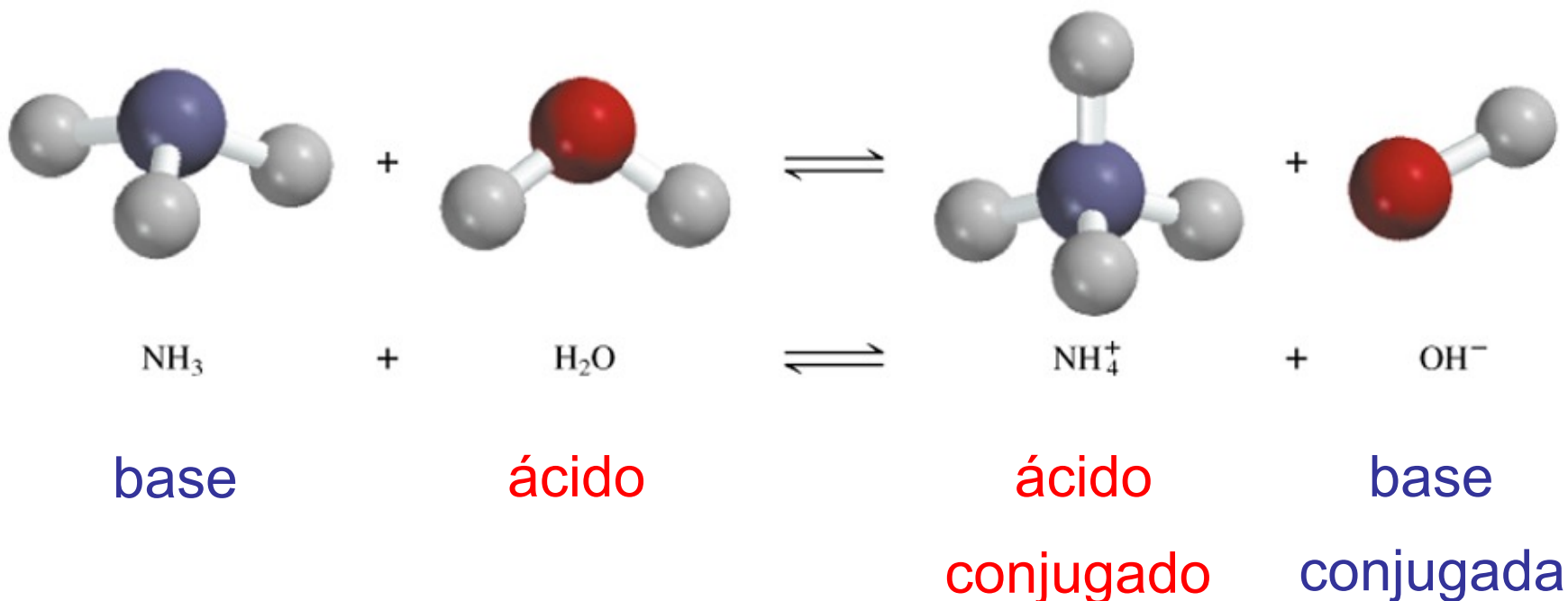


Ácidos e Bases

Ácidos e Bases de Brønsted-Lowry

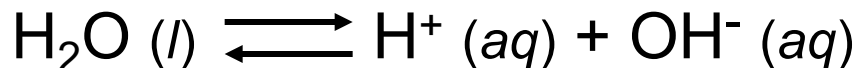
Um **ácido** de Brønsted é um dador de prótons

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

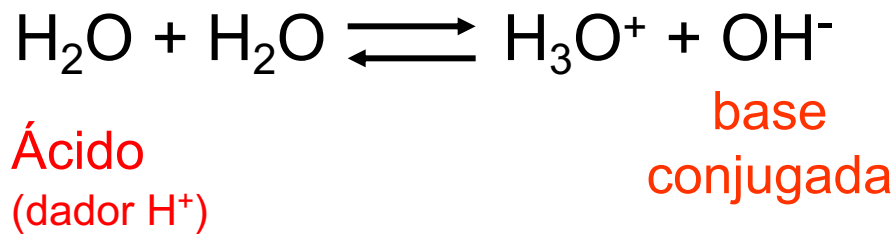
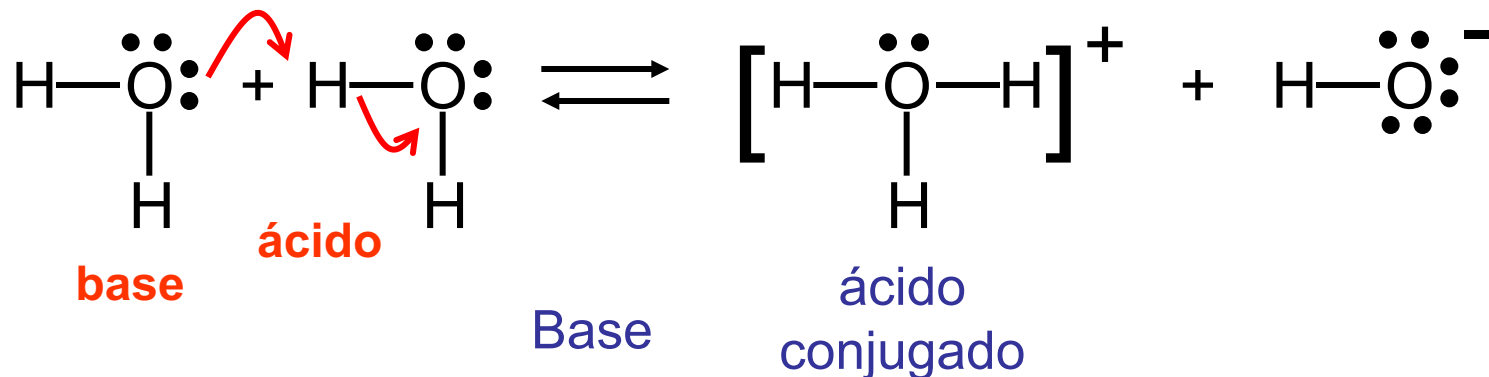


Ácidos e Bases

Propriedades ácido-base da água



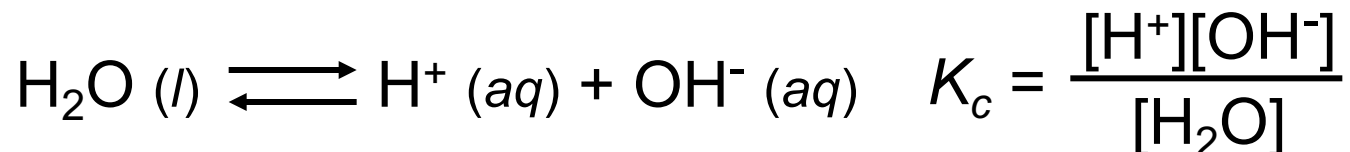
Auto-ionização da água



Ácido/Base Lewis: aceitador/dador de par electrões

Ácidos e Bases

Produto iónico da água



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

A **constante do produto iónico** (K_w) é o produto das concentrações molares dos iões de H^+ e OH^- a uma **determinada temperatura**.

A 25°C

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Só 1 molécula em 200 milhões está ionizada

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

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

A solução é

neutra

ácida

básica

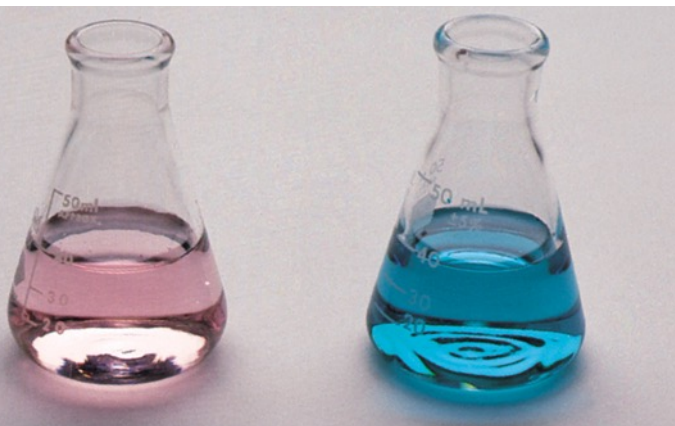
Ácidos e Bases

Produto iónico da água

Qual a concentração de iões OH^- numa solução de HCl cuja concentração de iões H^+ é 1.3 M ?

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 1.3 \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3} = 7.7 \times 10^{-15} \text{ M}$$



Ácidos e Bases

pH uma medida da acidez

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

A solução é

A 25°C

neutra

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

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 7$$

ácida

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} < 7$$

básica

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} > 7$$

pH ↑

[H⁺] ↓

TABLE 15.1

The pHs of Some Common Fluids

Sample	pH Value
Gastric juice in the stomach	1.0–2.0
Lemon juice	2.4
Vinegar	3.0
Grapefruit juice	3.2
Orange juice	3.5
Urine	4.8–7.5
Water exposed to air*	5.5
Saliva	6.4–6.9
Milk	6.5
Pure water	7.0
Blood	7.35–7.45
Tears	7.4
Milk of magnesia	10.6
Household ammonia	11.5

* Water exposed to air for a long period of time absorbs atmospheric CO₂ to form carbonic acid, H₂CO₃.

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

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14.00$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

Ácidos e Bases

pH uma medida da acidez

O pH da água da chuva recolhida numa determinada região do norte de Portugal num dia particular foi 4.74. Qual a concentração de iões H^+ da água da chuva?

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.74} = 1.8 \times 10^{-5} M$$

A concentração de iões OH^- de uma amostra de sangue é $2.5 \times 10^{-7} M$. Qual o pH do sangue?

$$pH + pOH = 14.00$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2.5 \times 10^{-7}) = 6.60$$

$$pH = 14.00 - pOH = 14.00 - 6.60 = 7.40$$

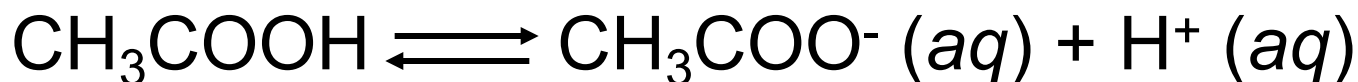
Ácidos e Bases

Força de ácidos e bases e electrólitos fortes e fracos

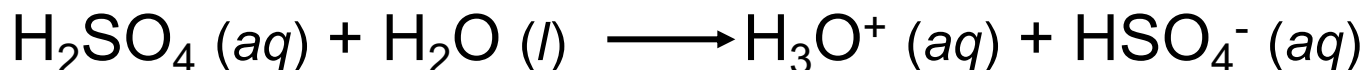
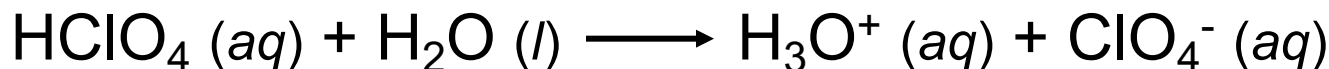
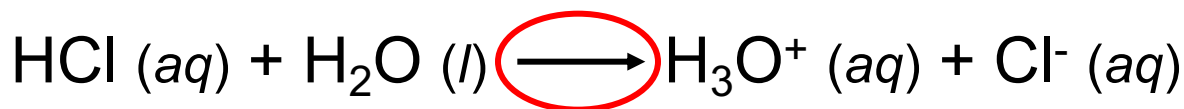
Electrólitos fortes – 100% dissociados



Electrólitos fracos – não estão completamente dissociados



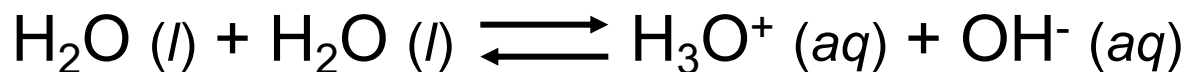
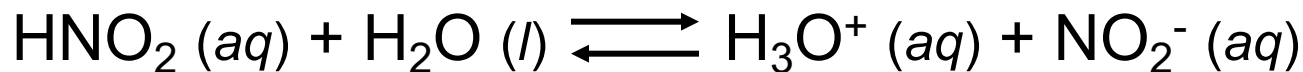
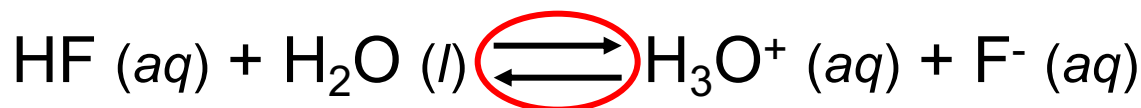
Ácidos fortes são electrólitos fortes



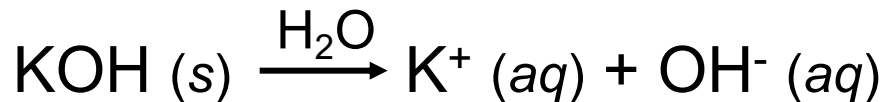
Ácidos e Bases

Força de ácidos e bases e electrólitos fortes e fracos

Ácidos fracos são electrólitos fracos

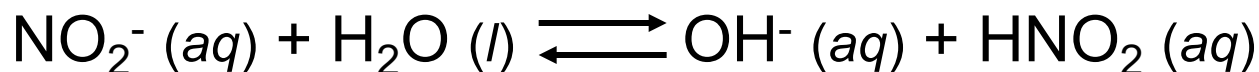
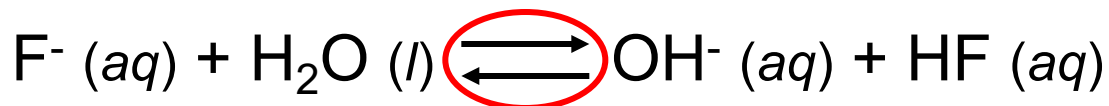


Bases Fortes são electrólitos fortes



Força de ácidos e bases e electrólitos fortes e fracos

Bases fracas são electrólitos fracos



Pares ácido-base conjugados:

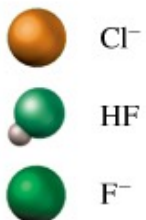
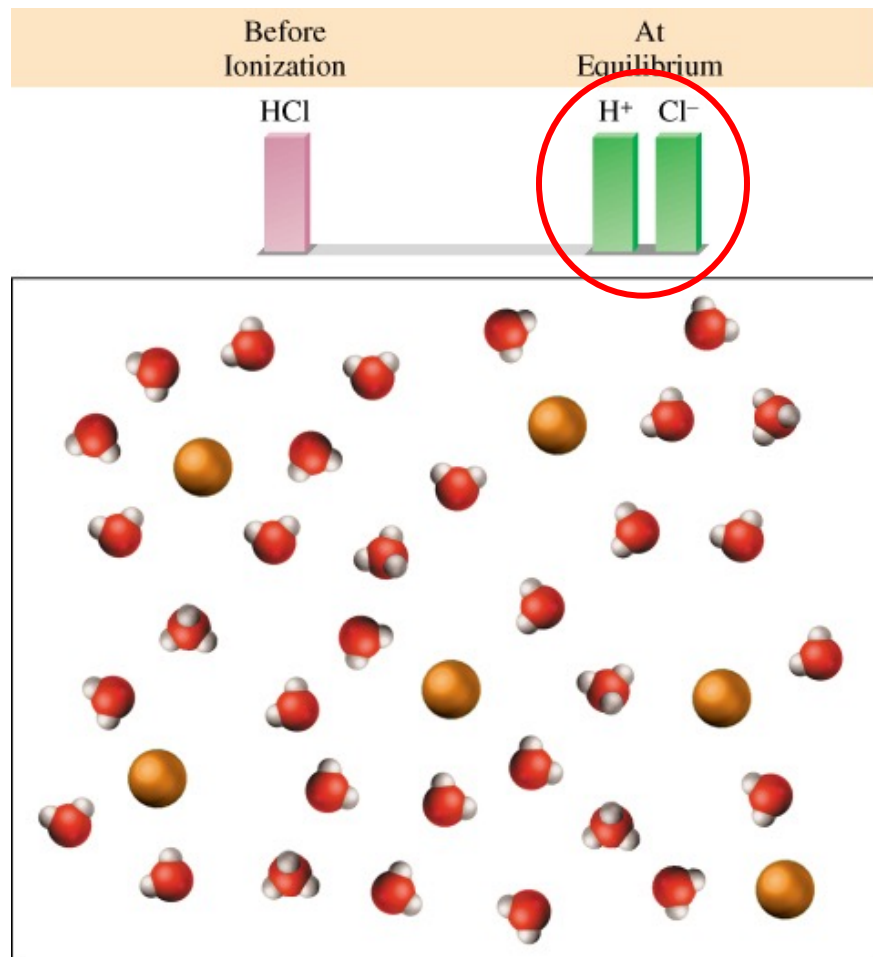
- A base conjugada de um ácido forte não tem uma força mensurável.
- H_3O^+ é o ácido mais forte que pode existir em solução aquosa.
- O ião OH^- é a base mais forte que pode existir em solução aquosa.

TABLE 15.2

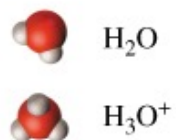
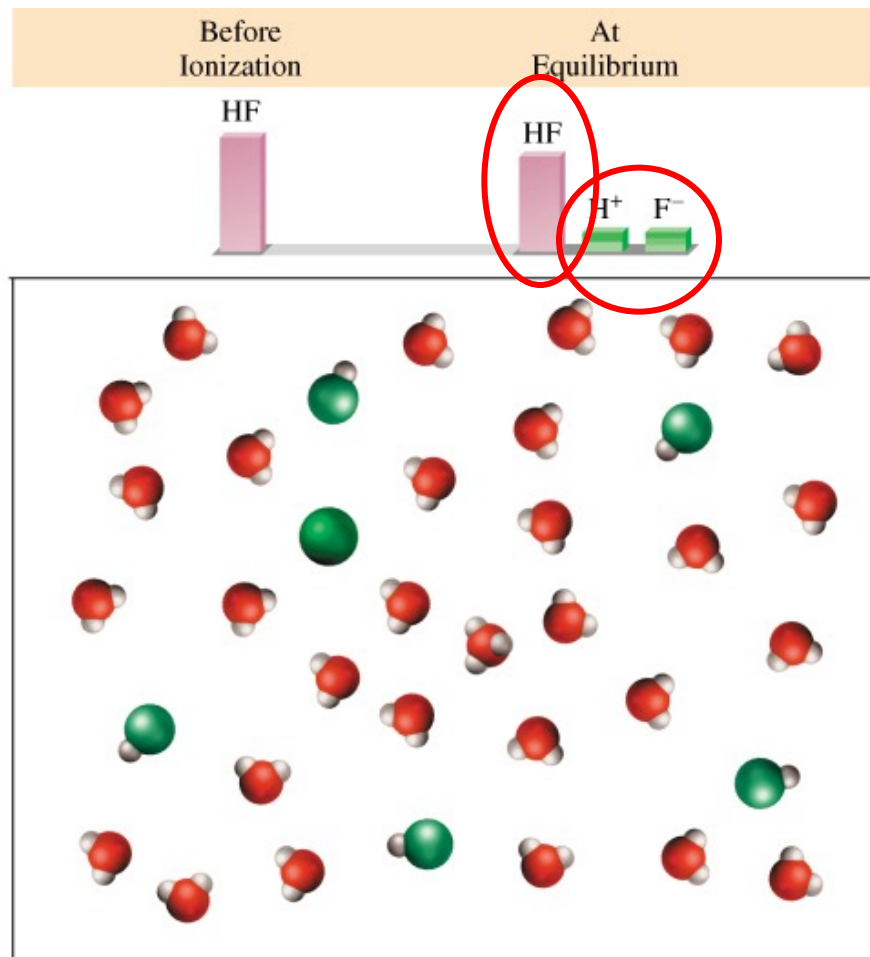
Relative Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs

Acid		Conjugate Base	
Acid strength increases ↑	Strong acids	HClO_4 (perchloric acid)	ClO_4^- (perchlorate ion)
		HI (hydroiodic acid)	I^- (iodide ion)
		HBr (hydrobromic acid)	Br^- (bromide ion)
		HCl (hydrochloric acid)	Cl^- (chloride ion)
		H_2SO_4 (sulfuric acid)	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)
		HNO_3 (nitric acid)	NO_3^- (nitrate ion)
		H_3O^+ (hydronium ion)	H_2O (water)
	Weak acids	HSO_4^- (hydrogen sulfate ion)	SO_4^{2-} (sulfate ion)
		HF (hydrofluoric acid)	F^- (fluoride ion)
		HNO_2 (nitrous acid)	NO_2^- (nitrite ion)
		HCOOH (formic acid)	HCOO^- (formate ion)
		CH_3COOH (acetic acid)	CH_3COO^- (acetate ion)
		NH_4^+ (ammonium ion)	NH_3 (ammonia)
		HCN (hydrocyanic acid)	CN^- (cyanide ion)
		H_2O (water)	OH^- (hydroxide ion)
		NH_3 (ammonia)	NH_2^- (amide ion)

Ácido forte



Ácido fraco



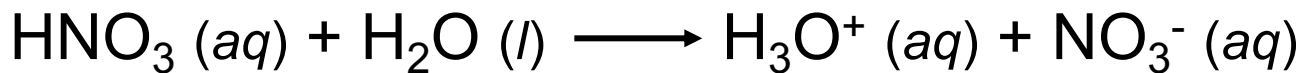
Qual é o pH de uma solução 2×10^{-3} M de HNO_3 ?

HNO_3 é um ácido forte – 100% dissociação.

início 0.002 M

0.0 M

0.0 M



final 0.0 M

0.002 M

0.002 M

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0.002) = 2.7$$

Qual é o pH de uma solução 1.8×10^{-2} M de $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ é uma base forte – 100% dissociação

início 0.018 M

0.0 M

0.0 M



final 0.0 M

0.018 M

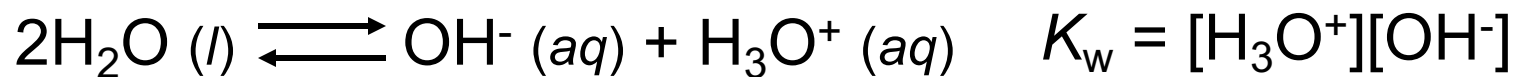
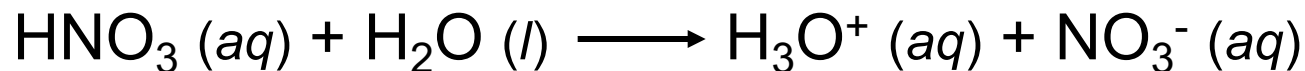
0.036 M

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 + \log(0.036) = 12.56$$

Ácidos e Bases

Cálculo de pH de soluções de ácidos fortes diluídos

Qual é o pH de uma solução $2.0 \times 10^{-8} \text{ M}$ de HNO_3 ?



Balanço de massas:

$$C_{\text{inicial}} (\text{HNO}_3) = [\text{NO}_3^-]$$

Balanço de cargas:

$$[\text{H}^+] = [\text{NO}_3^-] + [\text{OH}^-]$$

Da expressão de K_w tira-se o valor de $[\text{OH}^-]$ em função de $[\text{H}^+]$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+]$$

Substituindo no balanço de cargas e resolvendo para $[\text{H}^+]$

$$[\text{H}^+]^2 - C_{\text{inicial}}(\text{HNO}_3) \times [\text{H}^+] - K_w = 0$$

Resolve-se a equação de 2º grau e calcula-se o pH

Ácidos e Bases

Cálculo de pH de soluções de ácidos fortes diluídos

$$[H^+]^2 - 2.0 \times 10^{-8} [H^+] - 1.0 \times 10^{-14} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$[H^+] = 1.1 \times 10^{-7}$$

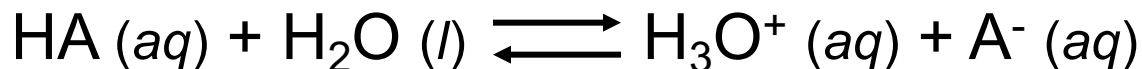
$$\text{pH} = -\log [H^+] = 6.96$$

Caso não se tivesse considerado o produto iónico da água
 $[H^+] = 2.0 \times 10^{-8}$ (erro de 80 % na concentração de $[H^+]$)

$$\text{pH} = -\log [H^+] = 7.7$$

Ácidos e Bases

Ácidos fracos e constantes de ionização de ácidos



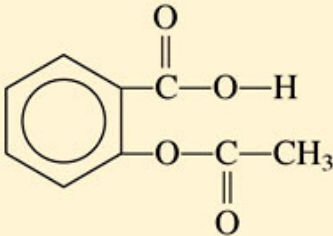
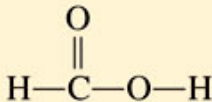
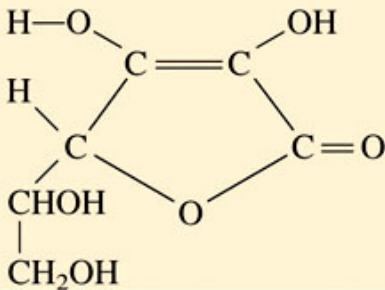
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_a é a **constante de ionização do ácido**
ou **constante de acidez**

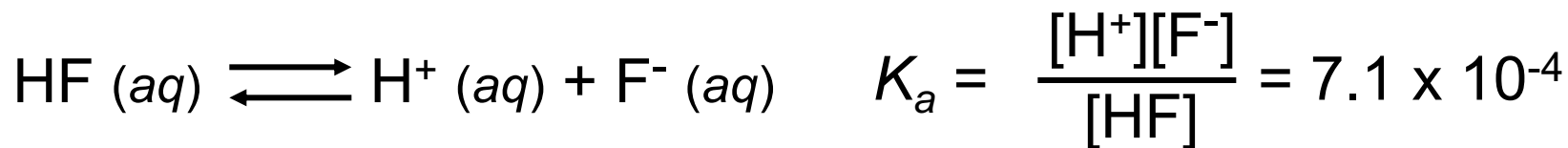
$K_a \uparrow$

Força do
ácido fraco \uparrow

Ionization Constants of Some Weak Acids and Their Conjugate Bases at 25°C

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Hydrofluoric acid	HF	H—F	7.1×10^{-4}	F^-	1.4×10^{-11}
Nitrous acid	HNO ₂	O=N—O—H	4.5×10^{-4}	NO_2^-	2.2×10^{-11}
Acetylsalicylic acid (aspirin)	C ₉ H ₈ O ₄		3.0×10^{-4}	$C_9H_7O_4^-$	3.3×10^{-11}
Formic acid	HCOOH		1.7×10^{-4}	$HCOO^-$	5.9×10^{-11}
Ascorbic acid*	C ₆ H ₈ O ₆		8.0×10^{-5}	$C_6H_7O_6^-$	1.3×10^{-10}

Qual é o pH de uma solução 0.5 M de HF (a 25°C)?



Inicial (M)	0.50	0.00	0.00
mudança (M)	-x	+x	+x
equilíbrio (M)	0.50 - x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 3.55 \times 10^{-4} \quad x = 0.019 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0.019 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1.72$$

$$[\text{HF}] = 0.50 - x = 0.48 \text{ M}$$

Quando se pode utilizar a aproximação ?

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

Quando x for menos de 5% do valor do qual é subtraído.

$$x = 0.019 \quad \frac{0.019 \text{ M}}{0.50 \text{ M}} \times 100\% = 3.8\%$$

Menos de 5%
Aproximação
válida.

Qual o pH de uma solução 0.05 M de HF (a 25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.05} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x = 0.006 \text{ M}$$

$$\frac{0.006 \text{ M}}{0.05 \text{ M}} \times 100\% = 12\%$$

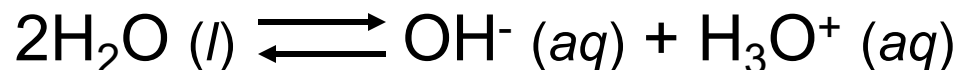
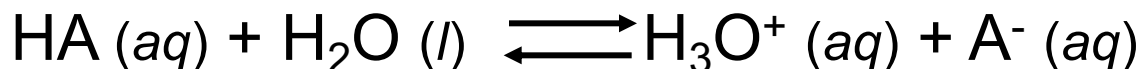
Mais de 5%
Aproximação **inválida.**

Tem que ser resolvido exactamente para x utilizando a equação quadrática.

Ácidos e Bases

Cálculo de pH de soluções de ácidos fracos diluídos

Quando o pH calculado para a solução é > 6 temos que entrar em linha de conta com a autoprotólise da água



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

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Balanço de cargas:

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$$

Balanço de massas:

$$[\text{HA}]_{\text{inicial}} = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$$

4 equações e 4 incógnitas

Ácidos e Bases

Cálculo de pH de soluções de ácidos fracos diluídos

Da expressão de K_w tira-se o valor de $[OH^-]$ em função de $[H^+]$

$$[OH^-] = K_w/[H^+]$$

Substituindo no balanço de cargas e resolvendo para $[A^-]$

$$[A^-] = [H^+] - [OH^-] = [H^+] - K_w/[H^+]$$

Substituindo no balanço de massas e resolvendo para $[HA]$:

$$[HA] = [HA]_{\text{inicial}} - [A^-] = [HA]_{\text{inicial}} - [H^+] + K_w/[H^+]$$

Agora substitui-se na expressão de K_a

Ácidos e Bases

Cálculo de pH de soluções de ácidos fracos diluídos

$$K_a = \frac{[H^+] \times ([H^+] - K_w/[H^+])}{[HA]_{\text{inicial}} - [H^+] + K_w/[H^+]}$$

Resolvendo para $[H^+] = x$

$$x^3 + K_a x^2 - (K_w + K_a [HA]_{\text{inicial}})x - K_a K_w = 0$$

Aproximações :

$[H^+] > 10^{-6}$ (ou seja assumir $\text{pH} < 6$) Logo $K_w/[H^+] < 10^{-8}$

$[H^+] \ll [HA]_{\text{inicial}}$ e $[HA]_{\text{inicial}} \gg K_w/[H^+]$

Ácidos e Bases

Cálculo de pH de soluções de ácidos fracos diluídos

Aproximações :

a) $[H^+] > 10^{-6}$ (ou seja assumir $pH < 6$) logo $K_w/[H^+] < 10^{-8}$

b) $[H^+] \ll [HA]_{\text{inicial}}$ e $[HA]_{\text{inicial}} \gg K_w/[H^+]$

a)

$$K_a = \frac{[H^+] \times [H^+]}{[HA]_{\text{inicial}} - [H^+]}$$

a) e b)

$$K_a = \frac{[H^+] \times [H^+]}{[HA]_{\text{inicial}}}$$

Resolvendo para $[H^+] = x$

$$x^2 + xK_a - K_a[HA]_{\text{inicial}} = 0$$

$$x^2 - K_a[HA]_{\text{inicial}} = 0$$

Ácidos e Bases

Resolução de problemas de ionização de ácidos fracos

1. Identificar as espécies que podem afectar o pH.
 - Na maioria dos casos, a auto-ionização da água pode ignorar-se.*
 - Ignorar $[\text{OH}^-]$ porque é determinado pelo $[\text{H}^+]$.
2. Utilizar Inicial/Mudança/Equilíbrio para expressar as concentrações de equilíbrio em termos de uma única incógnita x .
3. Escrever K_a em termos de concentrações de equilíbrio. Resolver para x pelo método das aproximações. Se a aproximação não for válida, resolver exactamente para x .
4. Calcular as concentrações de todas as espécies e/ou o pH da solução.

*Excepto para ácidos diluídos (quando $\text{pH} > 6$), nestes casos deve fazer-se uma análise com balanço de cargas, balanço de massas e as constantes de equilíbrio (K_w e K_a) para obter uma expressão para $[\text{H}^+]$ e os pontos 2 a 4 não se aplicam.

Qual é o pH de uma solução 0.122 M de um ácido monoprótico cujo K_a é 5.7×10^{-4} ?



inicial (M)	0.122	0.00	0.00
-------------	-------	------	------

mudança (M)	-x	+x	+x
-------------	----	----	----

equilíbrio (M)	0.122 - x	x	x
----------------	-----------	---	---

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$K_a \ll 1 \quad 0.122 - x \approx 0.122$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0.122} = 5.7 \times 10^{-4}$$

$$x^2 = 6.95 \times 10^{-5} \quad x = 0.0083 \text{ M}$$

$$\frac{0.0083 \text{ M}}{0.122 \text{ M}} \times 100\% = 6.8\%$$

Mais de 5%
Aproximação **inválida**.

$$K_a = \frac{x^2}{0.122 - x} = 5.7 \times 10^{-4} \quad x^2 + 0.00057x - 6.95 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 0.0081$$

~~$$x = -0.0081$$~~



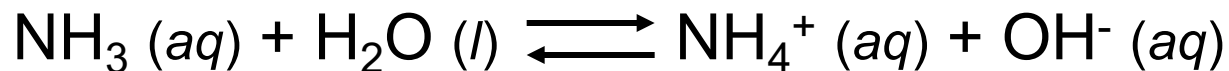
inicial (M)	0.122	0.00	0.00
mudança (M)	-x	+x	+x
equilíbrio (M)	0.122 - x	x	x

$$[\text{H}^+] = x = 0.0081 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2.09$$

Ácidos e Bases

Bases fracas e constantes de ionização de bases



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

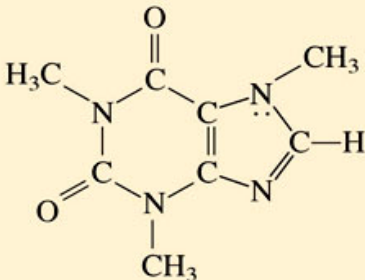

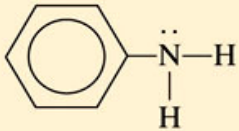
K_b é a **constante de ionização da base** ou **constante de basicidade**

$K_b \uparrow$

Força da
Base fraca \uparrow

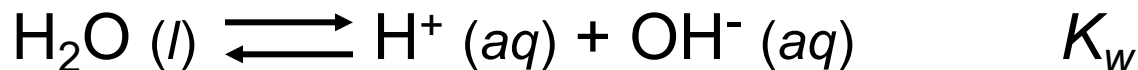
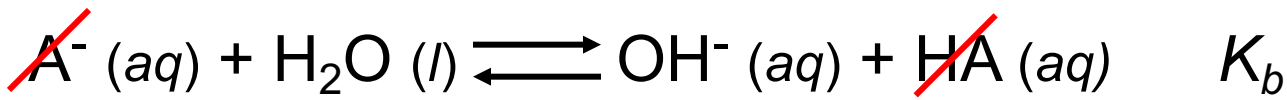
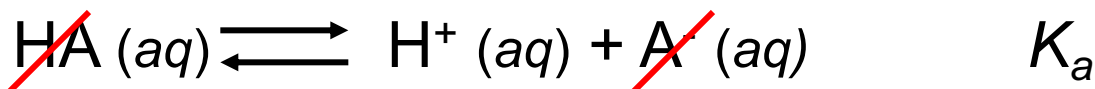
Os problemas de bases fracas resolvem-se exactamente como os problemas de ácidos fracos **excepto** que se resolvem para $[\text{OH}^-]$ e não $[\text{H}^+]$.

Ionization Constants of Some Weak Bases and Their Conjugate Acids at 25°C

Name of Base	Formula	Structure	K_b^*	Conjugate Acid	K_a
Ethylamine	$C_2H_5NH_2$	$CH_3-CH_2-\ddot{N}-H$ H	5.6×10^{-4}	$C_2H_5NH_3^+$	1.8×10^{-11}
Methylamine	CH_3NH_2	$CH_3-\ddot{N}-H$ H	4.4×10^{-4}	$CH_3NH_3^+$	2.3×10^{-11}
Caffeine	$C_8H_{10}N_4O_2$		4.1×10^{-4}	$C_8H_{11}N_4O_2^+$	2.4×10^{-11}
Ammonia	NH_3	$H-\ddot{N}-H$ H	1.8×10^{-5}	NH_4^+	5.6×10^{-10}
Pyridine	C_5H_5N		1.7×10^{-9}	$C_5H_5NH^+$	5.9×10^{-6}
Aniline	$C_6H_5NH_2$		3.8×10^{-10}	$C_6H_5NH_3^+$	2.6×10^{-5}
Urea	N_2H_4CO	$H-\ddot{N}-C(=O)-\ddot{N}-H$ H H	1.5×10^{-14}	$H_2NCONH_3^+$	0.67

Ácidos e Bases

Constantes de ionização e pares ácido-base conjugados



$$K_a K_b = K_w$$

Ácido fraco e a sua base conjugada

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

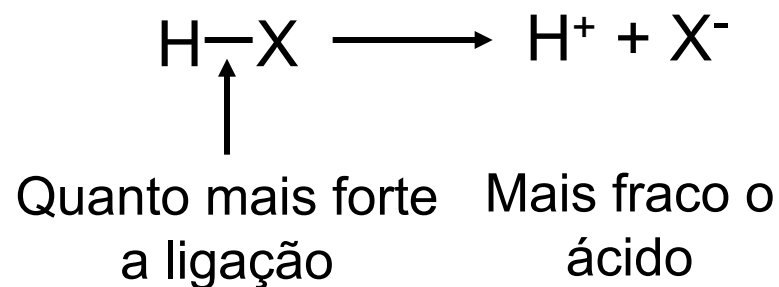
$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Ionization Constants of Some Diprotic Acids and a Polyprotic Acid and Their Conjugate Bases at 25°C

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Sulfuric acid	H_2SO_4	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	very large	HSO_4^-	very small
Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}^- \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	1.3×10^{-2}	SO_4^{2-}	7.7×10^{-13}
Oxalic acid	$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \end{array}$	6.5×10^{-2}	C_2HO_4^-	1.5×10^{-13}
Hydrogen oxalate ion	C_2HO_4^-	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{C}-\text{O}^- \end{array}$	6.1×10^{-5}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	1.6×10^{-10}
Sulfurous acid*	H_2SO_3	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H} \end{array}$	1.3×10^{-2}	HSO_3^-	7.7×10^{-13}
Hydrogen sulfite ion	HSO_3^-	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}^- \end{array}$	6.3×10^{-8}	SO_3^{2-}	1.6×10^{-7}

Ácidos e Bases

Estrutura molecular e força de ácidos

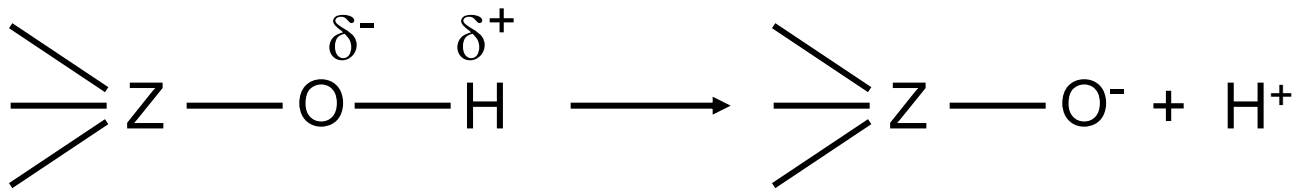


A força dos ácidos, ou seja a força desta ligação, pode ser relacionada com a estrutura molecular

Tamanho e eletronegatividade

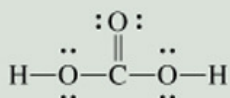
Ácidos e Bases

Estrutura molecular e força de ácidos

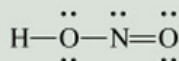


A ligação O-H será mais polar e mais facilmente ionizada quando:

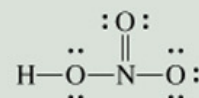
- Z é muito electronegativo ou
- Z está num estado de oxidação elevado



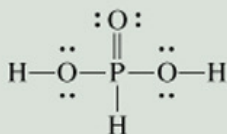
Carbonic acid



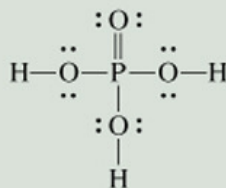
Nitrous acid



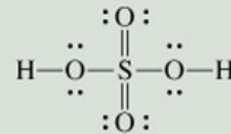
Nitric acid



Phosphorous acid

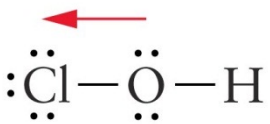

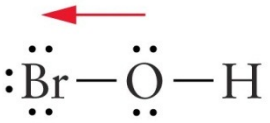



Phosphoric acid



Sulfuric acid

TABLE 10.4 Correlation of Acid Strength and Electronegativity

Acid, HXO	Structure*	Electronegativity of atom X	pK_a
hypochlorous acid, HClO	 $\text{:}\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	 3.2	7.53
hypobromous acid, HBrO	 $\text{:}\ddot{\text{Br}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$		8.69
hypoiodous acid, HIO	 $\text{:}\ddot{\text{I}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$		10.64

*The red arrows indicate the direction of the shift of electron density away from the O—H bond.

TABLE 10.5 Correlation of Acid Strength and Oxidation Number

Acid	Structure*	Oxidation number of chlorine atom	pK_a
hypochlorous acid, HClO	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{--}\ddot{\text{O}}\text{--H}$	+1	7.53
chlorous acid, HClO_2	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{--}\ddot{\text{O}}\text{--H} \end{array}$ 	+3	2.00
chloric acid, HClO_3	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{--}\ddot{\text{O}}\text{--H} \\ \\ \text{:O:} \end{array}$ 	+5	strong
perchloric acid, HClO_4	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ \ddot{\text{O}}\text{=}\ddot{\text{Cl}}\text{--}\ddot{\text{O}}\text{--H} \\ \\ \text{:O:} \end{array}$ 	+7	strong

*The red arrows indicate the direction of the shift of electron density away from the O—H bond. The Lewis structures shown are the ones with the most favorable formal charges, but it is unlikely that the bond orders are as high as these structures suggest.

Ácidos e Bases

Estrutura molecular e força de ácidos

2. Oxoácidos com o mesmo átomo central (Z) mas grupos substituintes diferentes.

A força do ácido aumenta quando o n° de oxidação de Z aumenta.

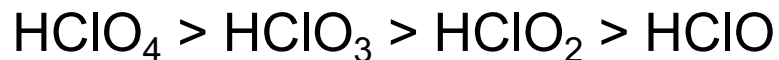
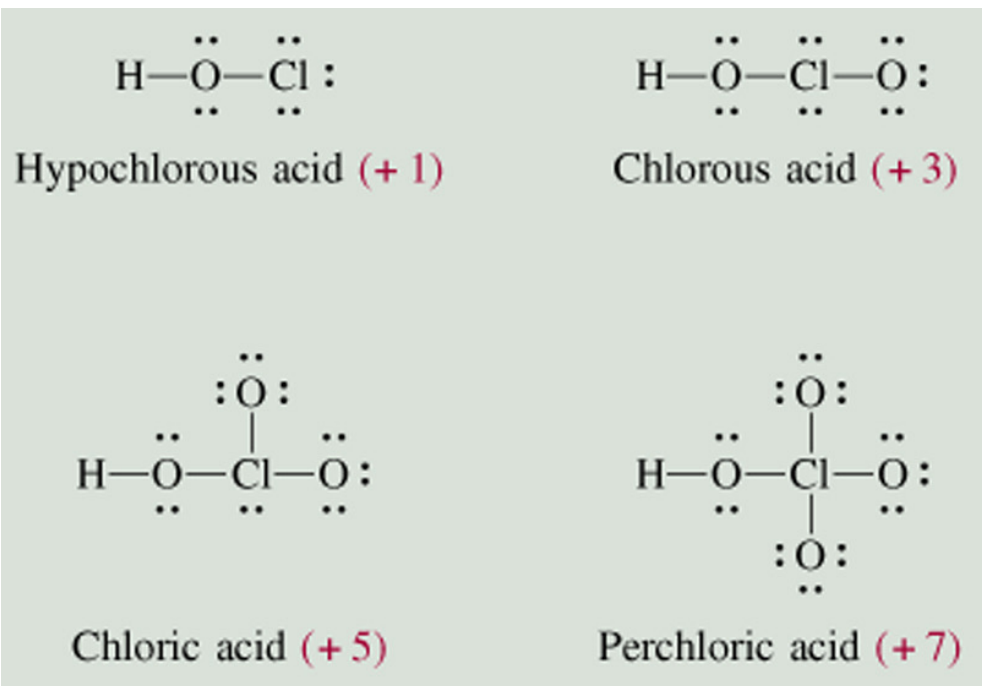


TABLE 10.6 Correlations of Molecular Structure and Acid Strength

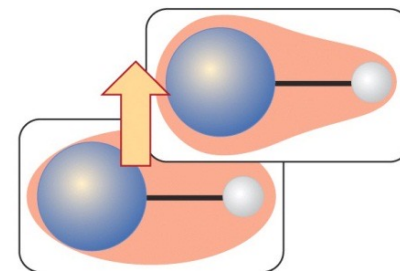
Acid type

Trend

Binary

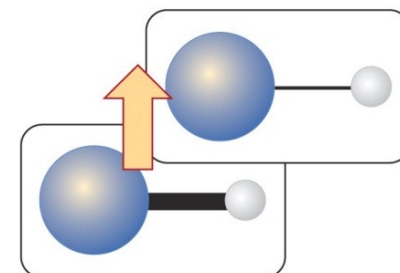
- 1 The more polar the H—A bond, the stronger the acid.

This effect is dominant for acids of the same period.



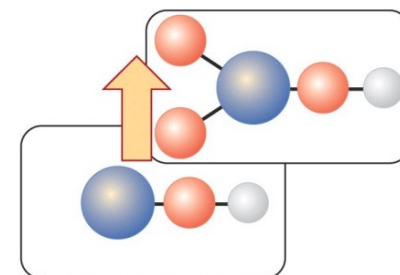
- 2 The weaker the H—A bond, the stronger the acid.

This effect is dominant for acids of the same group.



Oxoacid

- 1 The greater the number of O atoms attached to the central atom (the greater the oxidation number of the central atom), the stronger the acid.



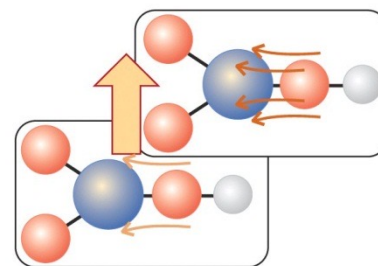
In each diagram, the vertical orange arrow indicates the corresponding increase in acid strength.

TABLE 10.6 Correlations of Molecular Structure and Acid Strength

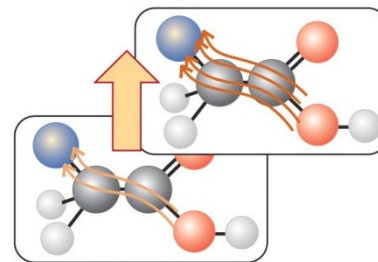
Acid type

Trend

- 2 For the same number of O atoms attached to the central atom, the greater the electronegativity of the central atom, the stronger the acid.



- Carboxylic 1 The greater the electronegativities of the groups attached to the carboxyl group, the stronger the acid.



In each diagram, the vertical orange arrow indicates the corresponding increase in acid strength.

Ácidos e Bases

Propriedades ácido base dos sais

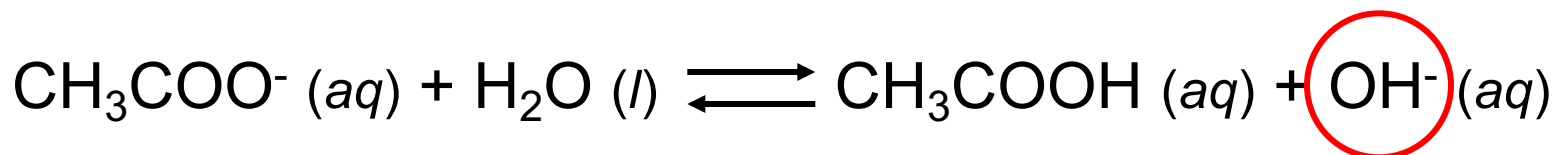
Soluções neutras:

Sais contendo um ião de um metal alcalino ou alcalino terroso (excepto Be^{2+}) e a base conjugada de um ácido **forte** (e.g. Cl^- , Br^- , e NO_3^-).



Soluções Básicas:

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

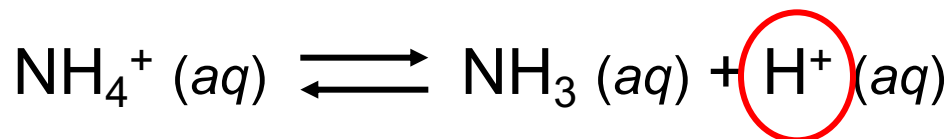


Ácidos e Bases

Propriedades ácido base dos sais

Soluções ácidas:

Sais derivados de um ácido forte e uma base fraca.



Sais com catiões metálicos pequenos e com carga elevada (e.g. Al^{3+} , Cr^{3+} , and Be^{2+}) e a base conjugada de um ácido forte.



Ácidos e Bases

Propriedades ácido base dos sais

Soluções em que tanto o catião como o anião hidrolizam:

- K_b para o anião $> K_a$ para o catião, solução será básica
- K_b para o anião $< K_a$ para o catião, solução será ácida
- K_b para o anião $\approx K_a$ para o catião, solução será neutra

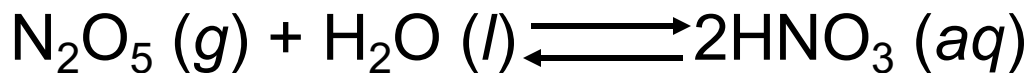
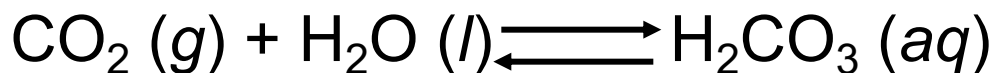
TABLE 15.7

Acid-Base Properties of Salts

Type of Salt	Examples	Ions That Undergo Hydrolysis	pH of Solution
Cation from strong base; anion from strong acid	NaCl, KI, KNO ₃ , RbBr, BaCl ₂	None	≈ 7
Cation from strong base; anion from weak acid	CH ₃ COONa, KNO ₂	Anion	> 7
Cation from weak base; anion from strong acid	NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃	Cation	< 7
Cation from weak base; anion from weak acid	NH ₄ NO ₂ , CH ₃ COONH ₄ , NH ₄ CN	Anion and cation	< 7 if $K_b < K_a$ ≈ 7 if $K_b \approx K_a$ > 7 if $K_b > K_a$
Small, highly charged cation; anion from strong acid	AlCl ₃ , Fe(NO ₃) ₃	Hydrated cation	< 7

Óxidos dos elementos representativos no seu estado de oxidação mais elevado

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li ₂ O	BeO											B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		OF ₂	
Na ₂ O	MgO	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇	
K ₂ O	CaO											Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇	
Rb ₂ O	SrO											In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇	
Cs ₂ O	BaO											Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇	



Ácidos e Bases

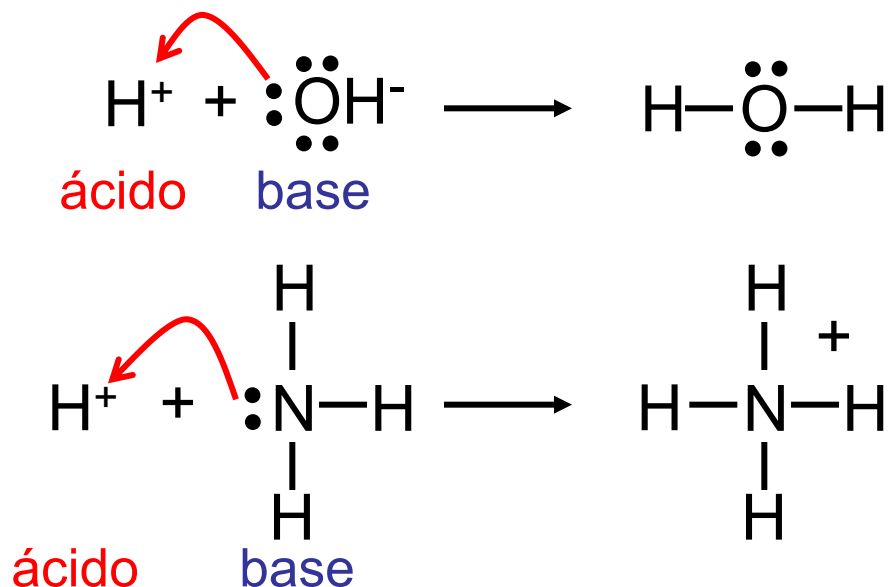
Definição de um ácido

Ácido de Arrhenius é uma substância que produz H^+ (H_3O^+) em água

Ácido de Brønsted é um dador de protões

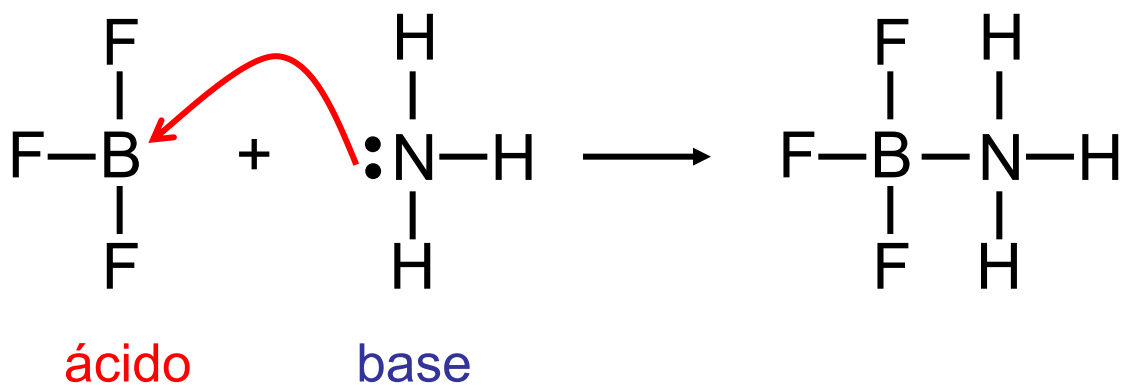
Ácido de Lewis é uma substância que pode aceitar um par de electrões

Base de Lewis é uma substância que pode doar um par de electrões



Ácidos e Bases

Ácidos e bases de Lewis



Não há dadores nem aceitadores de protões!

Chemistry In Action: Antacids and the Stomach pH Balance

Some Common Commercial Antacid Preparations

Commercial Name	Active Ingredients
Alka-2	Calcium carbonate
Alka-Seltzer	Aspirin, sodium bicarbonate, citric acid
Bufferin	Aspirin, magnesium carbonate, aluminum glycinate
Buffered aspirin	Aspirin, magnesium carbonate, aluminum hydroxide-glycine
Milk of magnesia	Magnesium hydroxide
Rolaids	Dihydroxy aluminum sodium carbonate
Tums	Calcium carbonate

