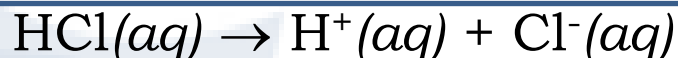


ÁCIDOS E BASES



O CONCEITO DE ARRHENIUS PARA ÁCIDOS E BASES

- Apresentado pelo químico, físico e matemático sueco **Svante August Arrhenius** (1859-1927) em 1887.
 - **Ácidos** são substâncias que, quando dissolvidas em água, aumentam a concentração de íons $\text{H}^+(\text{aq})$ na solução.



100% ionizado \equiv ácido forte (eletrólito forte)

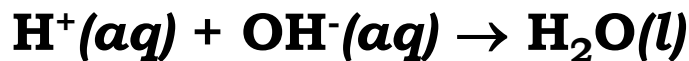
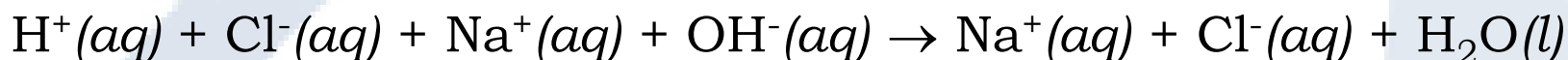
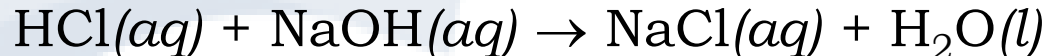
- **Bases** são substâncias que, quando dissolvidas em água, aumentam a concentração de íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ na solução.



100% dissociado \equiv base forte (eletrólito forte)

O CONCEITO DE ARRHENIUS PARA ÁCIDOS E BASES

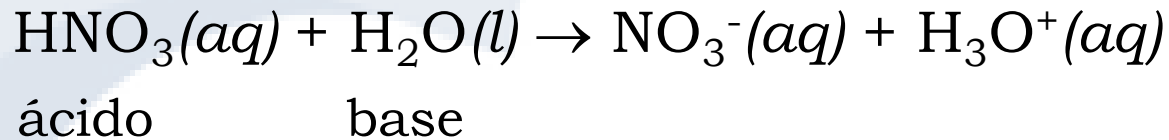
- A reação entre um ácido forte e uma base forte, produz sal e água e é chamada de **Reação de Neutralização**.
 - **Sal** é todo composto iônico cujo cátion provem de uma base e cujo ânion provem de um ácido.



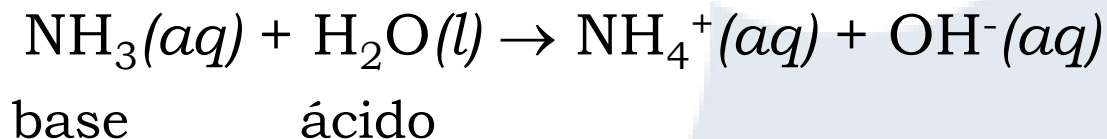
- O conceito de Arrhenius para ácidos e bases, embora tenha contribuído para explicar um grande número de fenômenos, mostrou-se restrito a água.

O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES

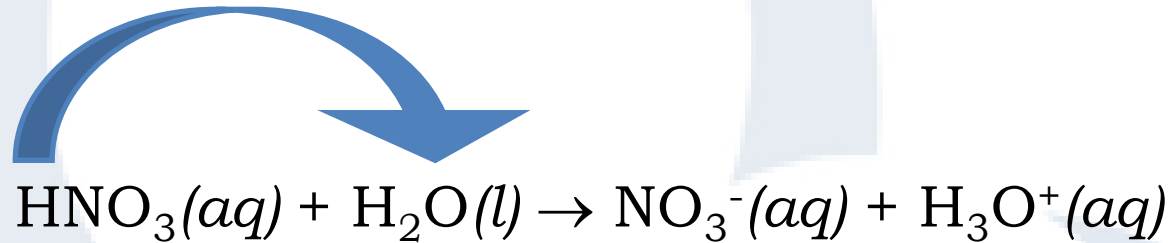
- Apresentado, independentemente, pelos químicos **J.N. Brønsted** e **T.M. Lowry**, em 1923.
- **Ácidos** são substâncias capazes de doar um próton a outras substâncias.



- **Bases** são substâncias capazes de aceitar um próton de outras substâncias.



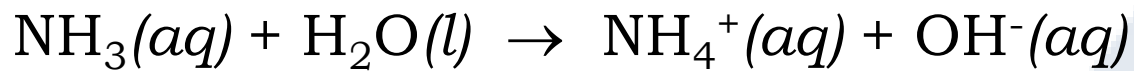
O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES



ácido de
Bronsted

base de
Bronsted

íon hidrônio

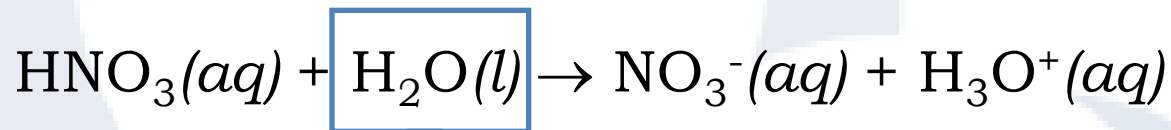


base de
Bronsted

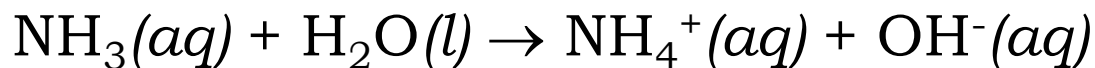
ácido de
Bronsted

íon hidróxido

O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES



base de
Bronsted

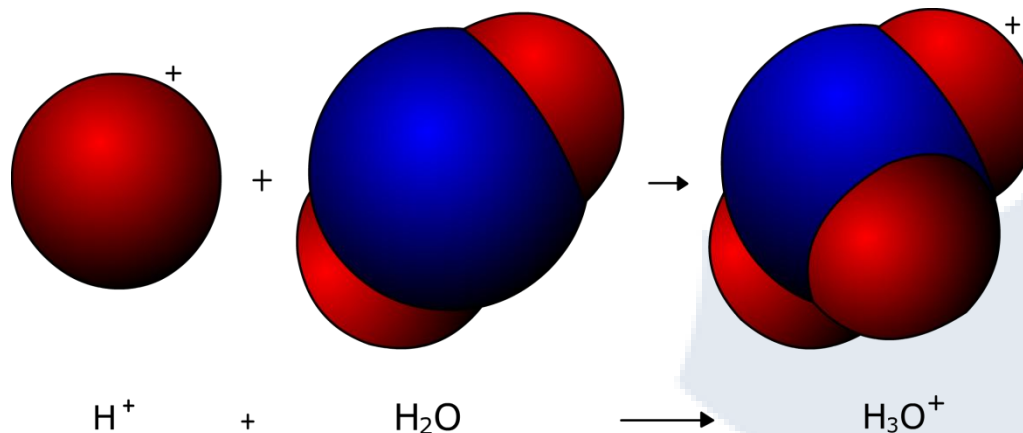
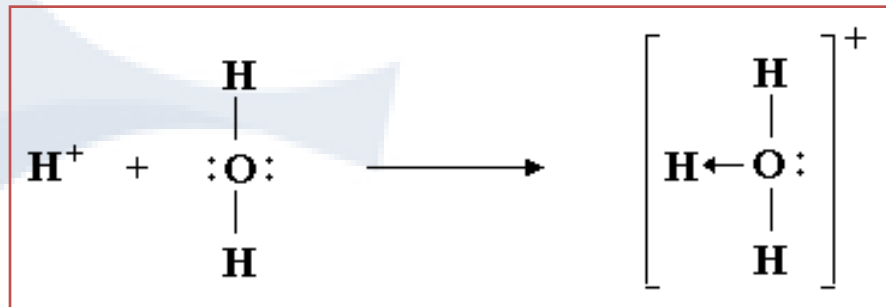


ácido de
Bronsted

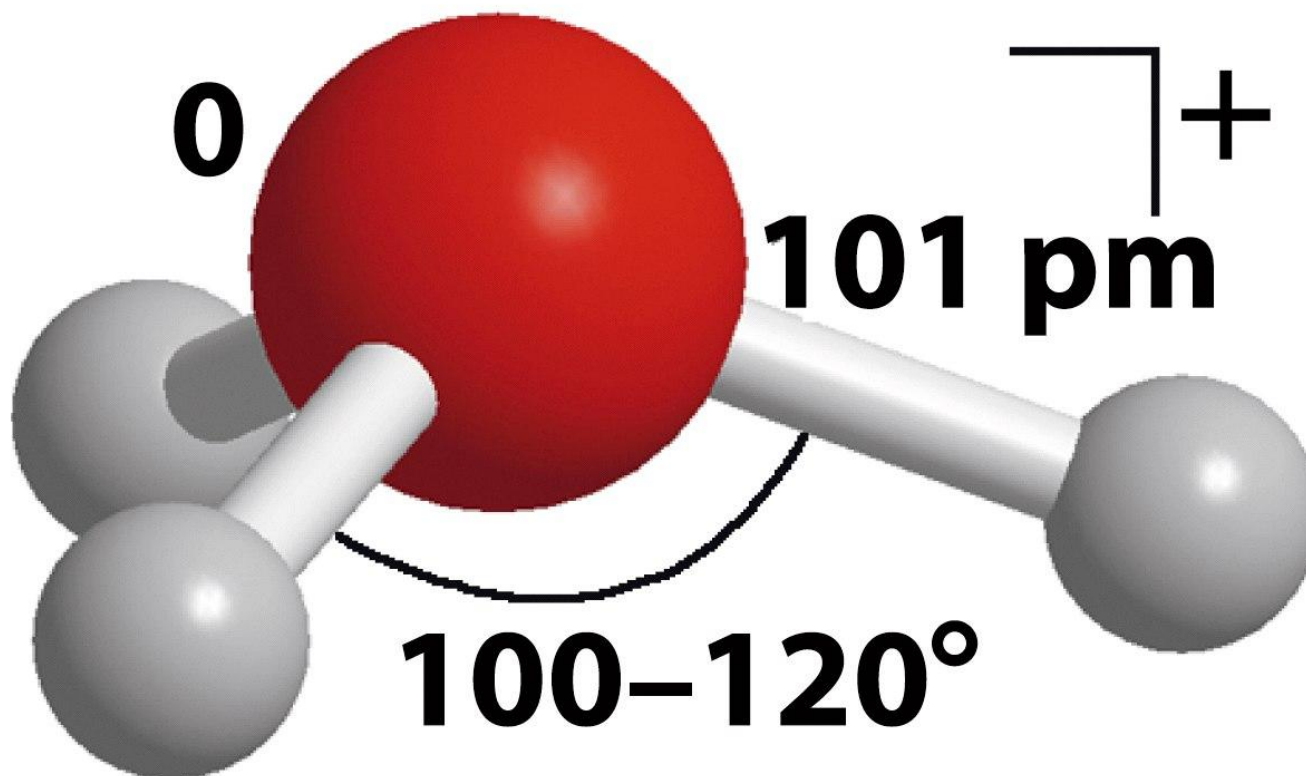
A água é uma substância **anfiprótica**: capaz de se comportar como um ácido ou base de Bronsted

ÍON HIDRÔNIO

- Um íon H^+ , o núcleo de um átomo de hidrogênio, não é capaz de existir separadamente em água. H^+ combina-se com a água formando o íon hidrônio, H_3O^+ , ou outros aglomerados, tais como $H_5O_2^+$ e $H_9O_4^+$.



ÍON HIDRÔNIO



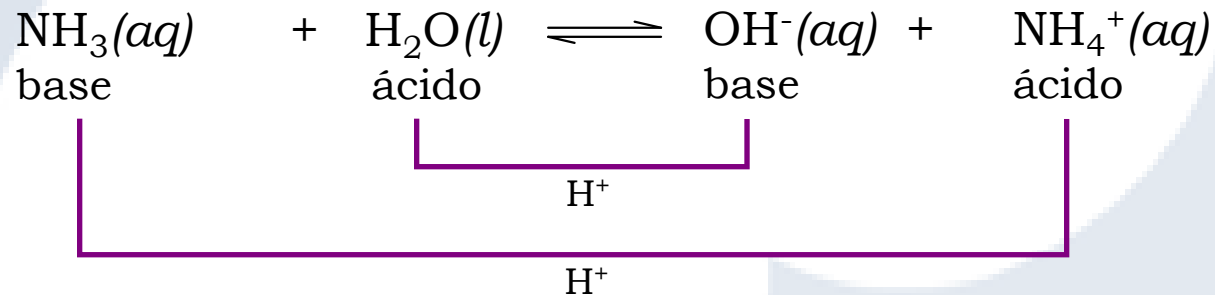
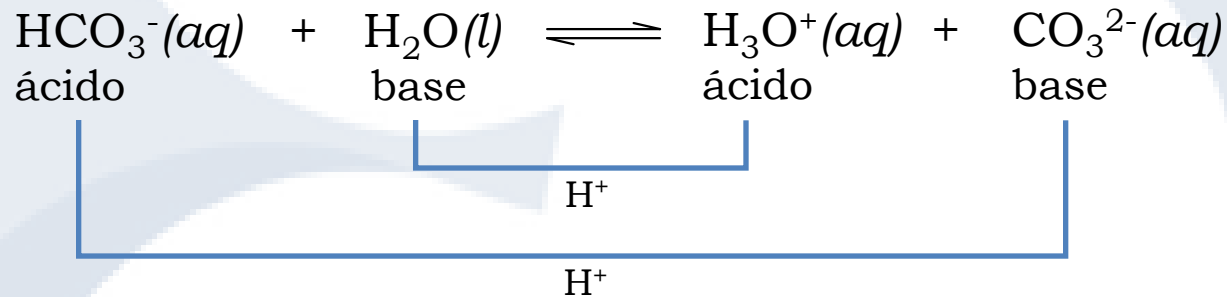
Structure 4-1

Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES: PARES ÁCIDO-BASE CONJUGADOS

- Todas as reações entre um ácido e uma base de Bronsted envolvem a transferência de um próton e tem dois pares ácido-base conjugados.



- $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$, $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$ e $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ são pares ácido-base conjugados.

O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES: PARES ÁCIDO-BASE CONJUGADOS

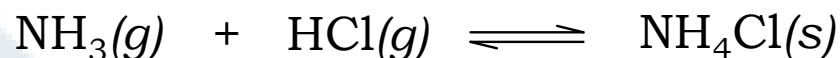
- A Tabela abaixo mostra alguns exemplos de pares ácido-base conjugados.

Substância	Ácido	Base conjugada
Ácido clorídrico	HCl	Cl ⁻
Ácido acético	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻
Ácido nítrico	HNO ₃	NO ₃ ⁻
Ácido perclórico	HClO ₄	ClO ₄ ⁻
Água	H ₂ O	OH ⁻
Íon hidrônio	H ₃ O ⁺	H ₂ O
Íon bicarbonato	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
Cloreto de amônio	NH ₄ Cl	NH ₃

- Os pares ácido-base conjugados diferem entre si apenas em um próton.

O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES

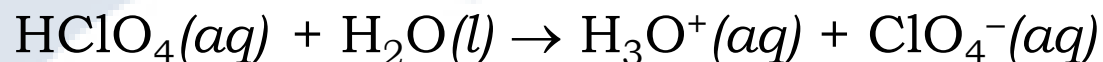
A reação entre o cloreto de hidrogênio e a amônia pode ocorrer na ausência de solvente.



Segundo Brønsted – Lowry, o processo de neutralização, é aquele em que ocorre uma transferência de prótons entre dois pares ácido/base conjugados.

O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES: FORÇAS RELATIVAS DE ÁCIDOS E BASES

As reações descritas anteriormente, ocorrem na direção da **formação das espécies mais fracas**. Em cada par conjugado, **o ácido mais forte e a base mais forte reagem para formar o ácido e a base mais fracos**.



HClO_4 é um ácido mais forte que H_3O^+ e ClO_4^- é uma base mais fraca que a água.

TABELA: FORÇAS RELATIVAS DE ÁCIDOS E BASES

Ácido		Base	
ácido perclórico	HClO_4	íon perclorato	ClO_4^-
ácido sulfúrico	H_2SO_4	íon hidrogenossulfato	HSO_4^-
ácido clorídrico	HCl	íon cloreto	Cl^-
ácido nítrico	HNO_3	íon nitrato	NO_3^-
íon hidrônio	H_3O^+	água	H_2O
íon hidrogenossulfato	HSO_4^-	íon sulfato	SO_4^{2-}
ácido sulfuroso	H_2SO_3	íon hidrogenossulfito	HSO_3^-
ácido fosfórico	H_3PO_4	íon dihidrogenofosfato	H_2PO_4^-
ácido nitroso	HNO_2	íon nitrito	NO_2^-
ácido fluorídrico	HF	íon fluoreto	F^-
ácido acético	CH_3COOH	íon acetato	CH_3COO^-
ácido carbônico	H_2CO_3	íon hidrogenocarbonato	HCO_3^-
ácido sulfídrico	H_2S	íon hidrogenossulfeto	HS^-
íon hidrogenossulfito	HSO_3^-	íon sulfito	SO_3^{2-}
íon amônio	NH_4^+	amônia	NH_3
ácido cianídrico	HCN	íon cianeto	CN^-
íon hidrogenocarbonato	HCO_3^-	íon carbonato	CO_3^{2-}
água	H_2O	íon hidróxido	OH^-
íon hidrogenossulfeto	HS^-	íon sulfeto	S^{2-}
amônia	NH_3	íon amideto	NH_2^-
íon hidróxido	OH^-	íon óxido	O^{2-}

FORÇAS RELATIVAS DE ÁCIDOS E BASES

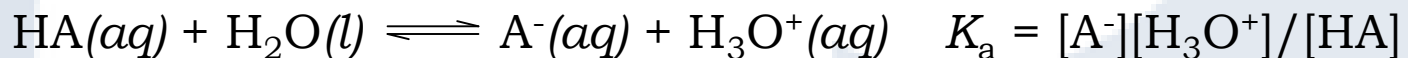
- Ao observar a posição dos ácidos HClO_4 , H_2SO_4 , HCl e HNO_3 na Tabela, verificamos que eles estão acima do íon H_3O^+ e que têm maior tendência em doar prótons do que o íon H_3O^+ .
- Portanto, *em solução aquosa*, o íon H_3O^+ é o ácido mais forte que pode existir.
- Paralelamente, qualquer base mais forte do que o OH^- reage completamente com a água, formando OH^- .
- Portanto, *em solução aquosa*, o íon OH^- é a base mais forte que pode existir.

FORÇAS RELATIVAS DE ÁCIDOS E BASES

- Como em solução aquosa HClO_4 , H_2SO_4 , HCl e HNO_3 estão totalmente ionizados, podemos dizer que são todos igualmente fortes e que o solvente, no caso **a água, exerce um efeito nivelador sobre suas forças.**
- Como o ácido acético pode distinguir as forças destes ácidos, ele é chamado **um solvente diferenciador.** $\text{HClO}_4 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{HCl} > \text{HNO}_3$

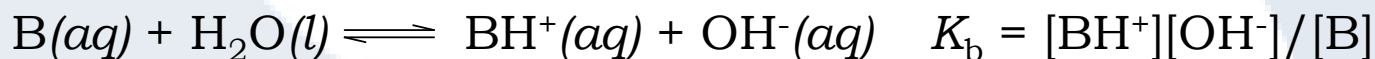
O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES: FORÇAS RELATIVAS DE ÁCIDOS E BASES

- A força relativa de um ácido ou de uma base pode ser expressa quantitativamente com uma constante de equilíbrio.
- K_a é uma constante de equilíbrio para um ácido em água.
- Para um ácido fraco, $K_a < 1$.
- O valor de K_a aumenta a medida que aumenta a força do ácido, ou seja, a medida que o ácido ioniza-se em maior extensão.



O CONCEITO DE BRONSTED-LOWRY PARA ÁCIDOS E BASES: FORÇAS RELATIVAS DE ÁCIDOS E BASES

- Do mesmo modo, podemos escrever a constante de equilíbrio para uma base, K_b .

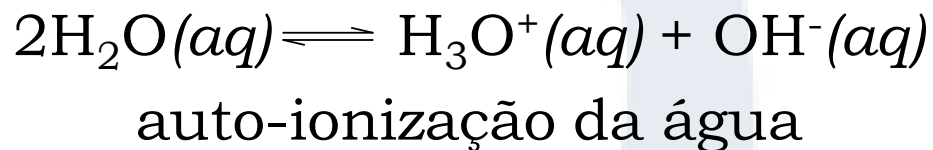


- A Tabela a seguir mostra alguns ácidos e bases ordenados em função de sua capacidade de doar ou aceitar prótons e seus respectivos valores de K_a e K_b .
- Observa-se que quanto mais fraco é ácido, mais forte é sua base conjugada. Ou seja, quanto menor o valor de K_a , maior o valor de K_b correspondente.

CONSTANTES DE IONIZAÇÃO DE ALGUNS ÁCIDOS E SUAS BASES CONJUGADAS (25 °C)

Ácido	K_a	Base conjugada	K_b
HClO ₄	grande	ClO ₄ ⁻	muito pequena
H ₃ O ⁺	1,0	H ₂ O	1,0 x 10 ⁻¹⁴
H ₂ SO ₃	1,0 x 10 ⁻²	HSO ₃ ⁻	8,3 x 10 ⁻¹³
H ₃ PO ₄	7,5 x 10 ⁻³	H ₂ PO ₄ ⁻	1,3 x 10 ⁻¹²
HF	7,2 x 10 ⁻⁴	F ⁻	1,4 x 10 ⁻¹¹
H ₂ CO ₃	4,2 x 10 ⁻⁷	HCO ₃ ⁻	2,4 x 10 ⁻⁸
NH ₄ ⁺	5,6 x 10 ⁻¹⁰	NH ₃	1,8 x 10 ⁻⁵
HCN	4,0 x 10 ⁻¹⁰	CN ⁻	2,5 x 10 ⁻⁵
H ₂ O	1,0 x 10 ⁻¹⁴	OH ⁻	1,0

A ÁGUA E A ESCALA DE pH



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

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a } 25 \text{ °C)}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ (solução neutra)

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ (solução ácida)

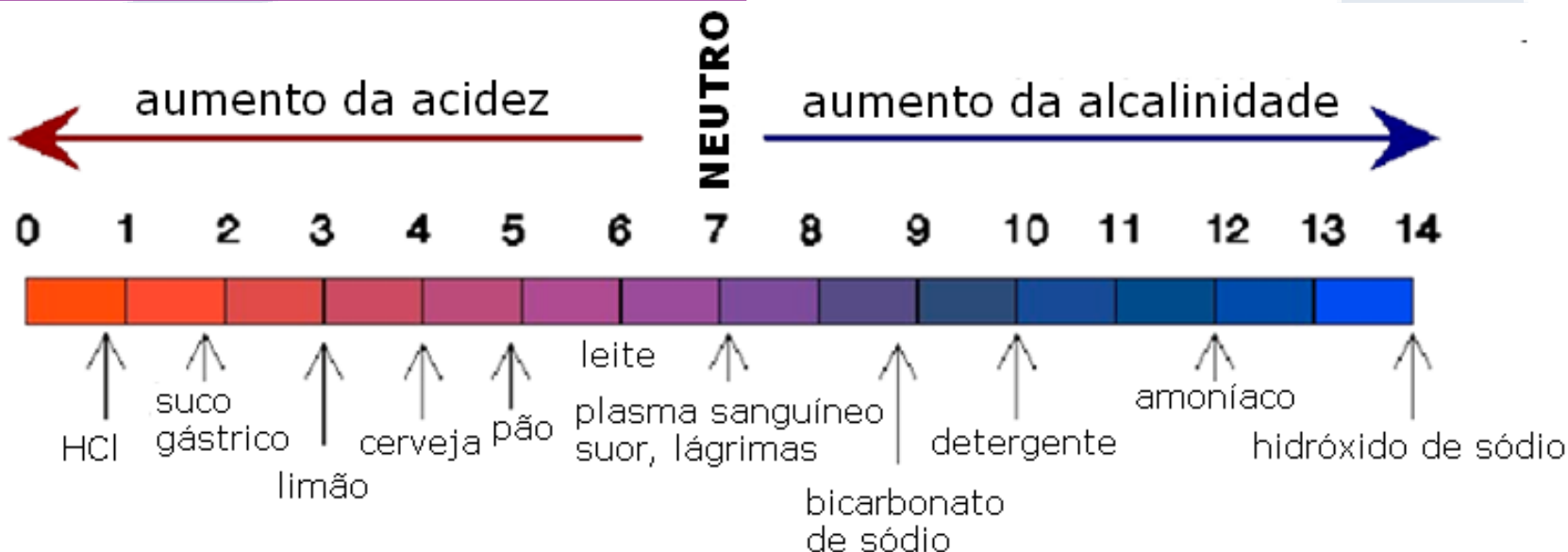
$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ (solução básica)

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

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

Em água pura, a 25 °C

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7,0$$



O CONCEITO DE LEWIS PARA ÁCIDOS E BASES

- Apresentado por **Gilbert Newton Lewis** (1875-1946), em 1916, mas aceito apenas a partir de 1923.
- **Ácidos** são substâncias capazes de aceitar um par de elétron de outros átomos para formar uma nova ligação.
- **Bases** são substâncias capazes de doar um par de elétron a outro átomo para formar uma nova ligação.

