ÁCIDOS E BASES

Arrhenius

Brønsted-Lowry

Lewis

Ácidos e bases de Arrhenius

- **Ácido** = substâncias *que contém hidrogênio* que se *ionizam* para formar H^+ (um próton) em solução.

- Exemplos: HCl, HNO_3, CH_3COOH).

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- Ácidos com *um* próton ácido são chamados *mono*próticos
  - Por exemplo, HCl.

- Ácidos com *dois* prótons ácidos são chamados *di*próticos
  - Por exemplo, H_2SO_4.

- Ácidos com *muitos* prótons ácidos são chamados *poli*próticos.
  - Por exemplo, H_3PO_4

Ácidos e bases de Arrhenius

Bases

- **Bases** = substâncias formam íons hidróxido (OH^-) quando dissolvidos em água.

- As bases podem conter o íon OH^-, por exemplo, NaOH:

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

- Mas as bases não precisam conter o íon OH^-:

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Ácidos e bases de Arrhenius

Reações de neutralização e sais

- A neutralização ocorre quando uma solução de um ácido e de uma base são misturadas:

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

$$H^+(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$$

- Observe que forma-se "água salgada": água + NaCl(*aq*), pois o NaCl <u>*é um sal solúvel em água*</u>: **$NaCl(aq) = Na^+(aq) + Cl^-(aq)$**

- Na^+ e Cl^- são *íons espectadores*, não participam da reação química.

Ácidos e bases de Arrhenius

Reações de neutralização e sais

- A neutralização entre um ácido e um hidróxido metálico produz água.

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

$$\Delta H_{neut} = -55{,}9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$HCl + OH^- \longrightarrow H_2O + Cl^-$$

$$\Delta H_{neut} = -55{,}9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Ácidos e bases de Arrhenius

Reações de neutralização e sais

- A neutralização entre um ácido e um hidróxido metálico produz água.

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

$$\Delta H_{neut} = -55{,}9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$HCl + OH^- \longrightarrow H_2O + Cl^-$$

$$\Delta H_{neut} = -55{,}9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$HCN + OH^- \longrightarrow H_2O + CN^-$$

$$\Delta H_{neut} = -10{,}3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Ácidos e bases de Arrhenius

Eletrólitos fortes e fracos

- Eletrólitos fortes: *dissociam-se completamente* em solução.

Por exemplo:

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

- Eletrólitos fracos: *produzem uma pequena concentração de íons quando se dissociam*.
  - Esses íons existem em *equilíbrio* com a substância não-ionizada.

Por exemplo:

$$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

Ácidos e bases de Arrhenius

Ácidos e bases fortes e fracos

- Ácidos e bases fortes são eletrólitos fortes.
  - Eles estão completamente ionizados em solução.

- Ácidos e bases fracas são eletrólitos fracos.
  - Eles estão parcialmente ionizados em solução.

Arrhenius: resumindo

- Arrhenius: os ácidos aumentam a $[H^+]$ e as bases aumentam a $[OH^-]$ em solução.

- Arrhenius: ácido + base $\rightarrow$ água + "cátion da base e ânion do ácido que permanecem em solução, caso o sal correspondente seja solúvel".

- Problema: a definição nos limita à solução aquosa.

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

Ácido: espécie que tende a *doar* um próton (H^+)

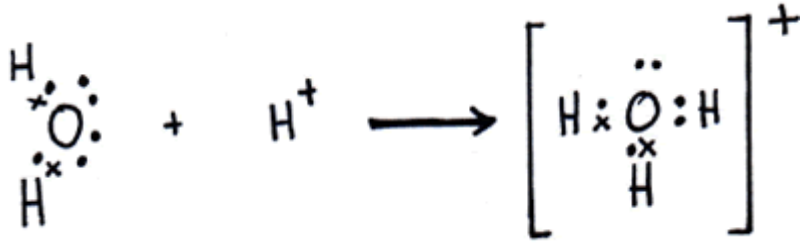
Base: espécie que tende a *receber* um próton

Reação ácido-base = *transferência de próton*

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

O íon H^+ em água

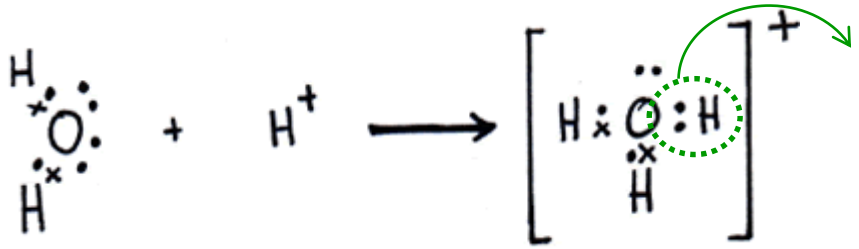
- O íon $H^+(aq)$ é simplesmente um proton, sem elétrons. (O H tem um próton, um elétron e nenhum nêutron.)
- Em água, o $H^+(aq)$ forma aglomerados.
- O aglomerado mais simples é o $H_3O^+(aq)$.



Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

O íon H^+ em água

- O íon $H^+(aq)$ é simplesmente um próton sem elétrons. (O H tem um próton, um elétron e nenhum nêutron.)
- Em água, o $H^+(aq)$ forma aglomerados.
- O aglomerado mais simples é o $H_3O^+(aq)$.

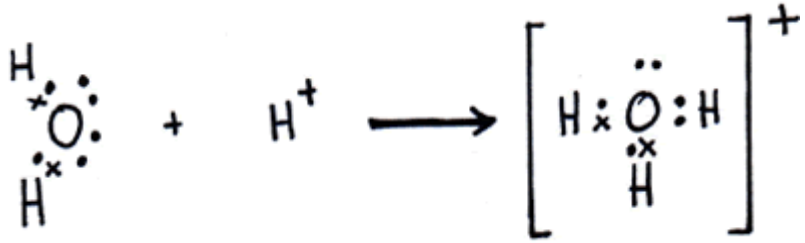


Ligação covalente coordenada (dativa)

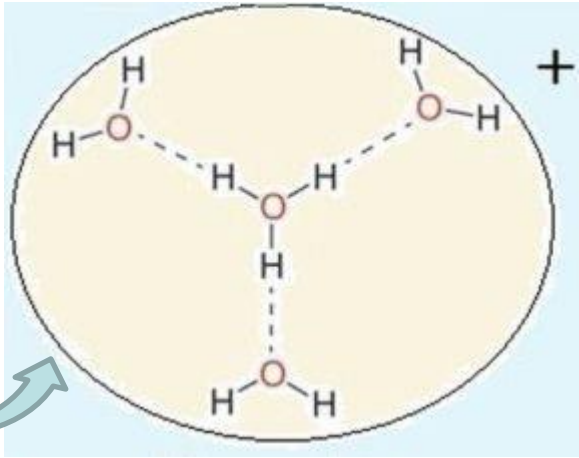
Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

O íon H^+ em água

- O íon $H^+(aq)$ é simplesmente um próton sem elétrons. (O H tem um próton, um elétron e nenhum nêutron.)
- Em água, o $H^+(aq)$ forma aglomerados.
- O aglomerado mais simples é o $H_3O^+(aq)$.



- Aglomerados maiores são $H_5O_2^+$ e $H_9O_4^+$.



- Geralmente usamos $H^+(aq)$ e $H_3O^+(aq)$ de maneira intercambiável.

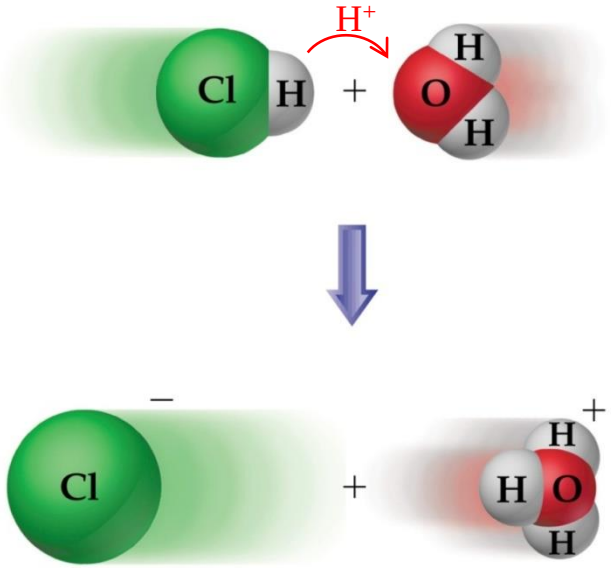
Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

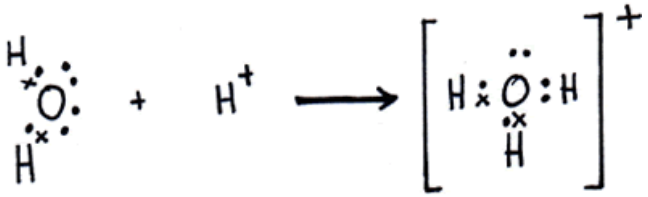
Reações de transferência de Próton

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

HCl doa um próton para a água. Conseqüentemente, o HCl é um ácido.

H_2O recebe um próton do HCl. Conseqüentemente, a H_2O é uma base.





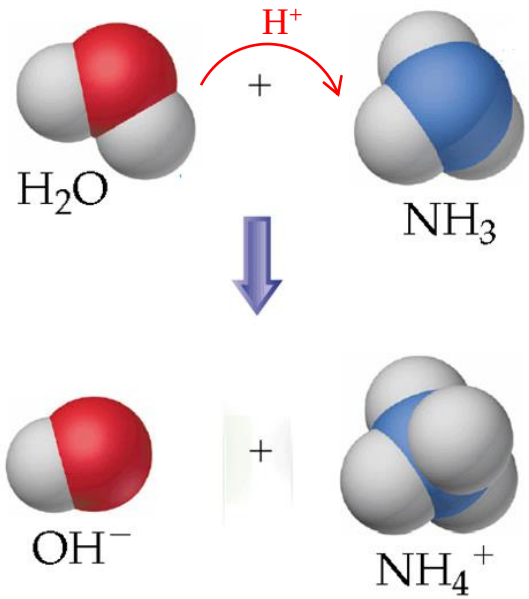
Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

Reações de transferência de Próton

$$NH_3\,(aq) + H_2O(l) \rightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq):$$

H_2O doa um próton para o NH_3. Conseqüentemente, a H_2O é um ácido.

NH_3 recebe um próton a H_2O. Conseqüentemente, o NH_3 é uma base.



Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

H^+

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

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

H^+

- A água pode se comportar tanto como ácido quanto como base: substância ANFÓTERA.

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

Pares ácido-base conjugados

- O que sobrou do do ácido após seu próton ter sido doado é chamado de base conjugada deste ácido.
- Similarmente, no que se transformou a base após ela ter recebido o próton é chamado de ácido conjugado desta base.
- Considere

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$$

  - Após o HA (ácido) perder seu próton ele é convertido em A^- (base). Conseqüentemente o HA e o A^- são pares ácido-base conjugados.
  - Após a H_2O (base) receber um próton, ela é convertida em H_3O^+ (ácido). Conseqüentemente, a H_2O e o H_3O^+ são pares ácido-base conjugados.

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

Pares ácido-base conjugados

Ácido clorídrico (HCl) = ácido de Brønsted-Lowry

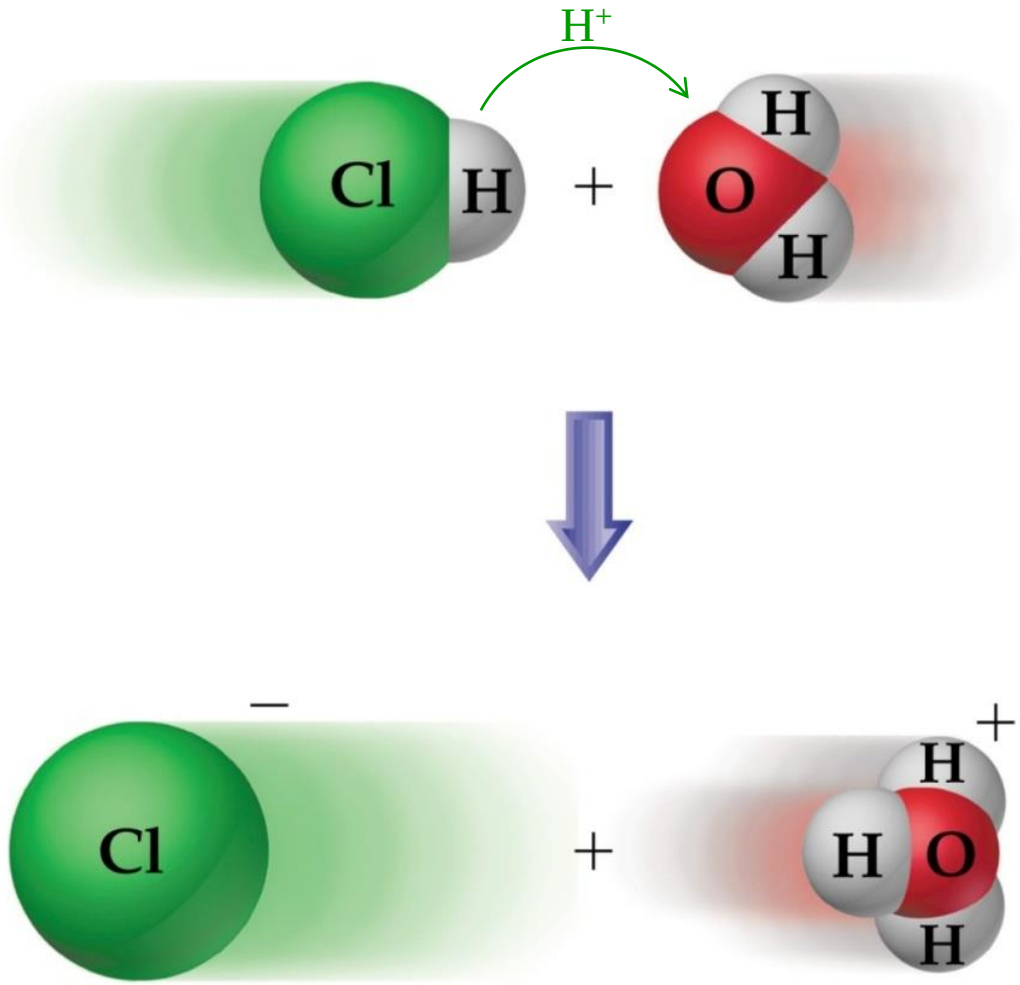
Em solução aquosa *ele doa* um próton da água:

HCl	+	H_2O	$\rightarrow$	H_3O^+	+	Cl^-
ácido		base		ácido conjugado da base H_2O		base conjugada do ácido HCl

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

Ácido

Base



Base Conjugada

Ácido Conjugado

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

Pares ácido-base conjugados

Amônia (NH_3) = base de Brønsted-Lowry

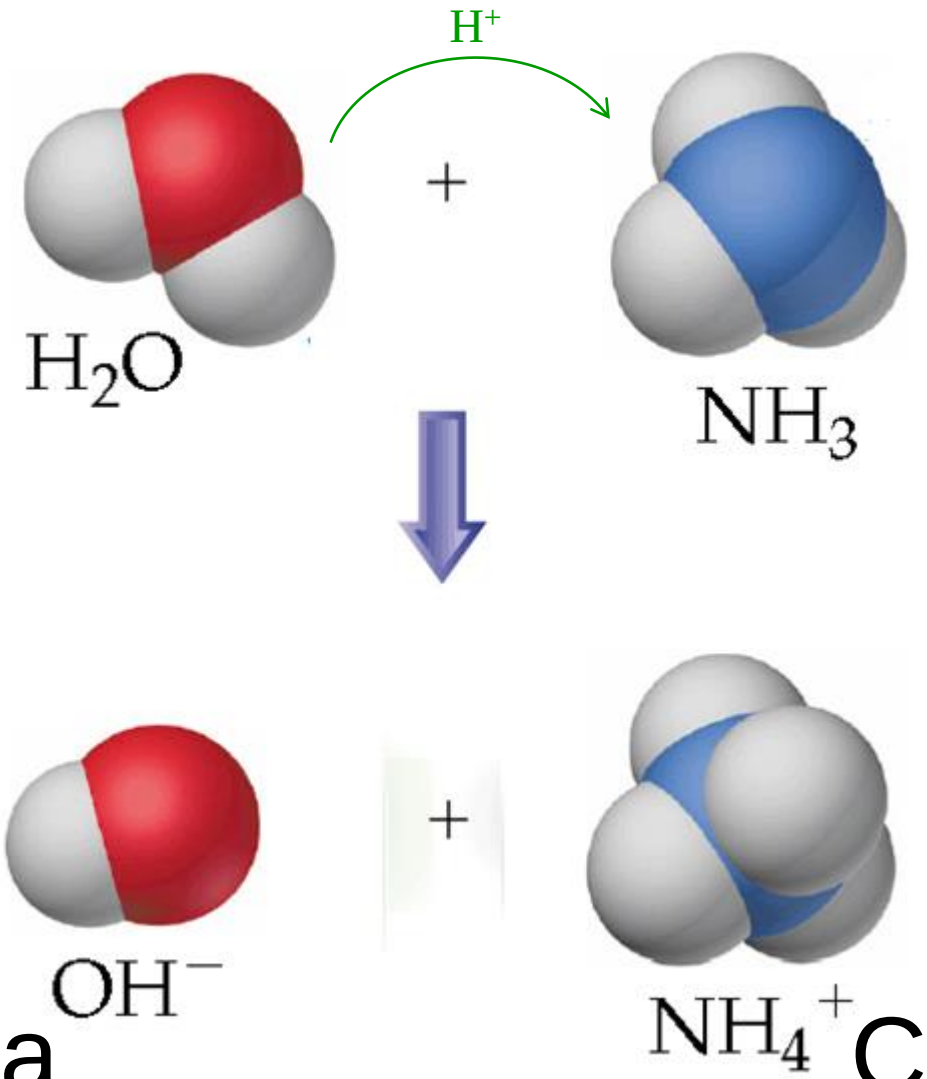
Em solução aquosa *ela recebe* um próton da água:

NH_3	+	H_2O	$\rightarrow$	NH_4^+	+	OH^-
base		ácido		ácido conjugado da base NH_3		base conjugada do ácido H_2O

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

Ácido

Base



Base Conjugada

Ácido Conjugado

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

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

$- H^+$ $+ H^+$

Ácido	Base	Base	Ácido
$HClO_4$	ClO_4^-	CN^-	HCN
H_2S	HS^-	SO_4^{2-}	HSO_4^-
PH_4^+	PH_3	H_2O	H_3O^+
HCO_3^-	CO_3^{2-}	HCO_3^-	H_2CO_3

$+ H^+$ $- H^+$

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

Forças relativas de ácidos e bases

A força de um ácido é a sua tendência para doar um próton.

A força de uma base é a sua tendência para receber um próton.

- **Quanto mais forte é o ácido, mais fraca é a base conjugada.**
- Os *ácidos fortes* transferem completamente seus prótons para a base, não restando nenhuma molécula de ácido não dissociada
- HCl, H_2SO_4, HNO_3 são *ácidos fortes*

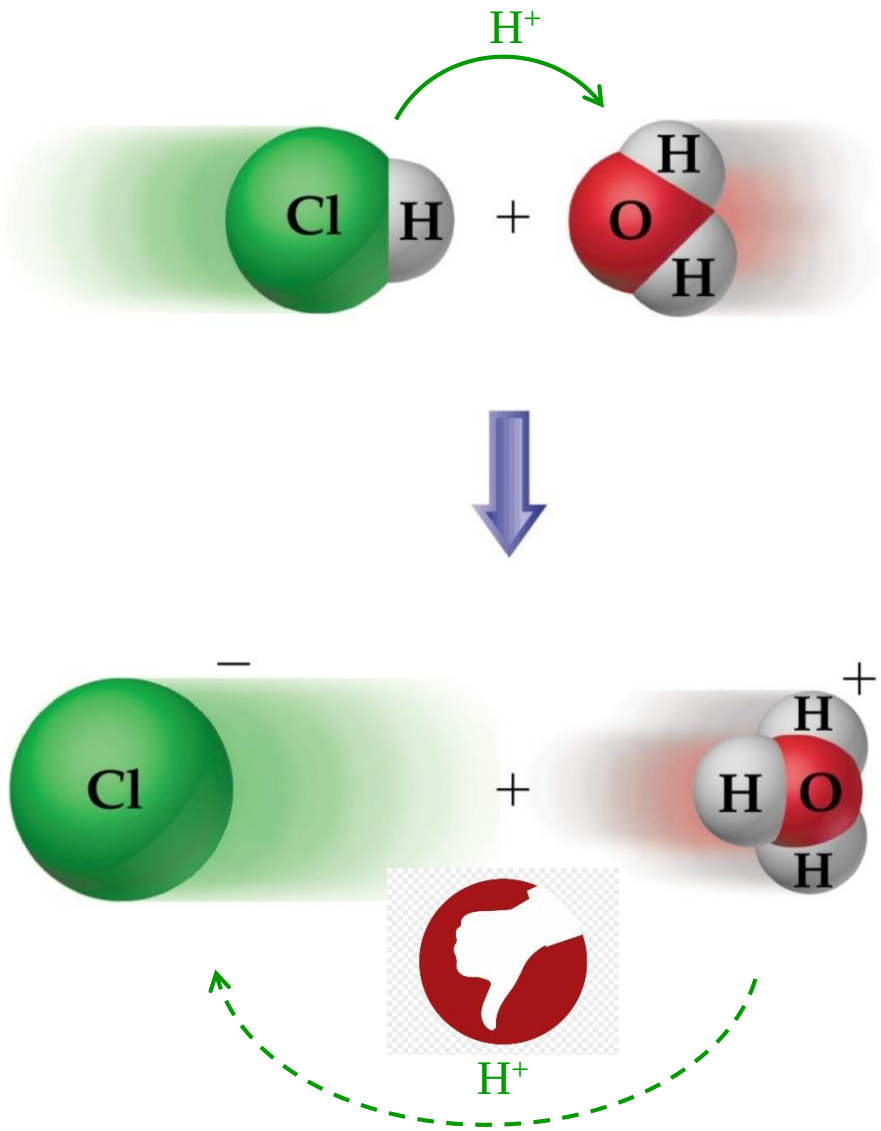
$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Ácido forte — base conjugada fraca (não quer receber o próton de volta)

Ácidos e bases de Brønsted-Lowry

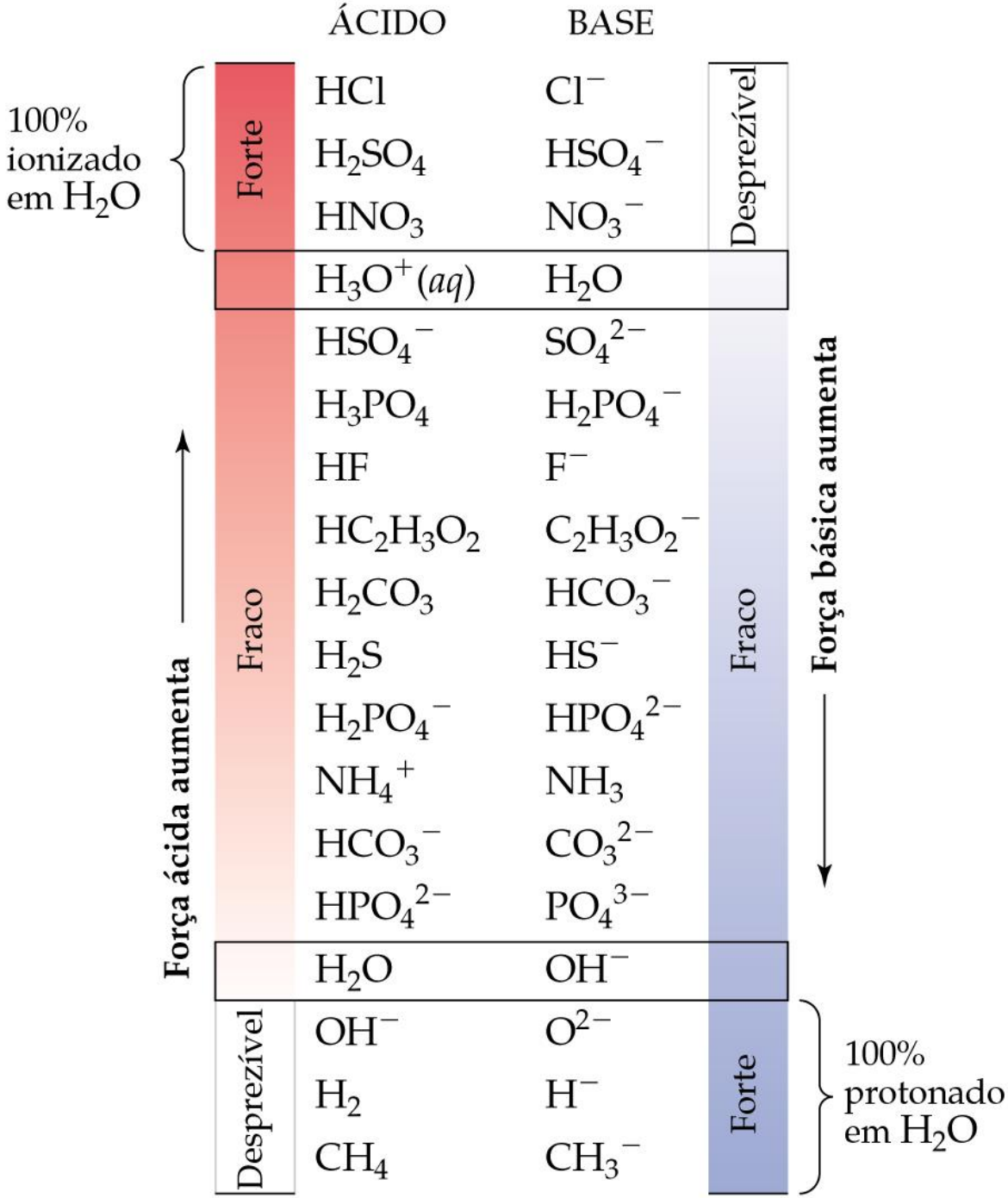
Ácido forte

Base forte



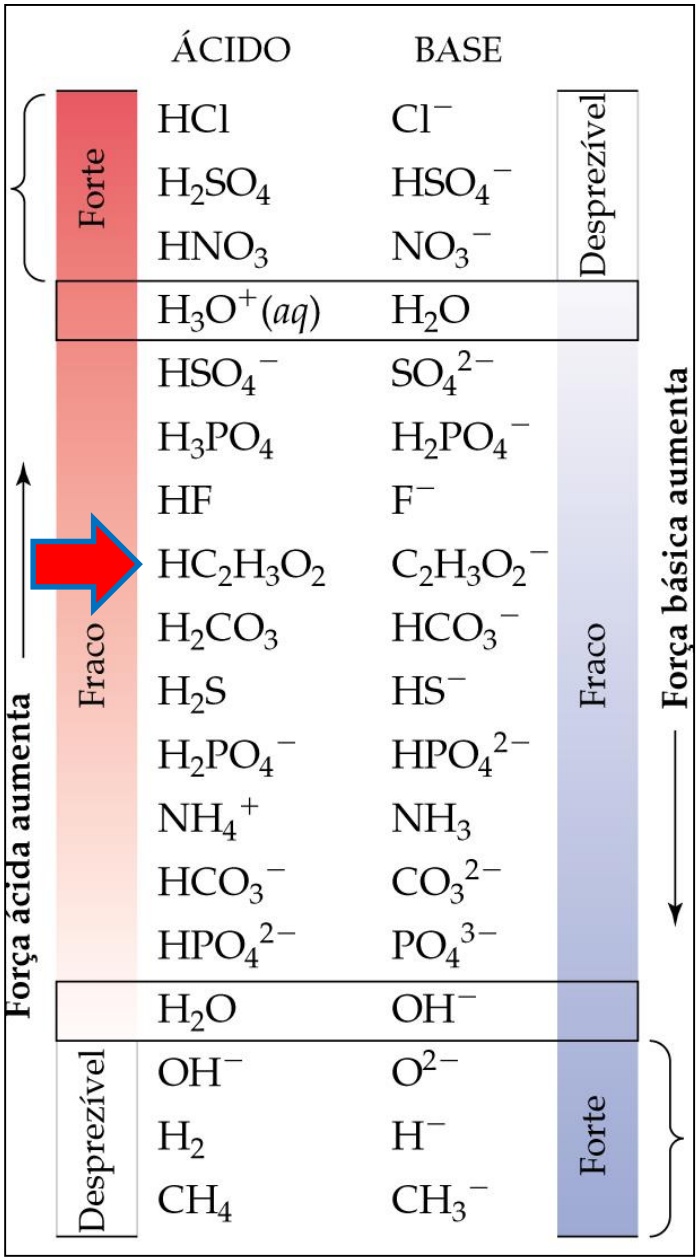
Base conjugada fraca

Ácido conjugado fraco


ÁCIDO
BASE
100% ionizado em H_2O
Forte
Desprezível
HCl Cl^-
H_2SO_4 HSO_4^-
HNO_3 NO_3^-
$H_3O^+(aq)$ H_2O
HSO_4^- SO_4^{2-}
H_3PO_4 $H_2PO_4^-$
HF F^-
$HC_2H_3O_2$ $C_2H_3O_2^-$
H_2CO_3 HCO_3^-
H_2S HS^-
$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-}
NH_4^+ NH_3
HCO_3^- CO_3^{2-}
HPO_4^{2-} PO_4^{3-}
H_2O OH^-
OH^- O^{2-}
H_2 H^-
CH_4 CH_3^-
Fraco
Desprezível
Fraco
Forte
Força ácida aumenta
Força básica aumenta
100% protonado em H_2O

PARA QUE LADO O EQUILÍBRIO ESTÁ DESLOCADO?

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

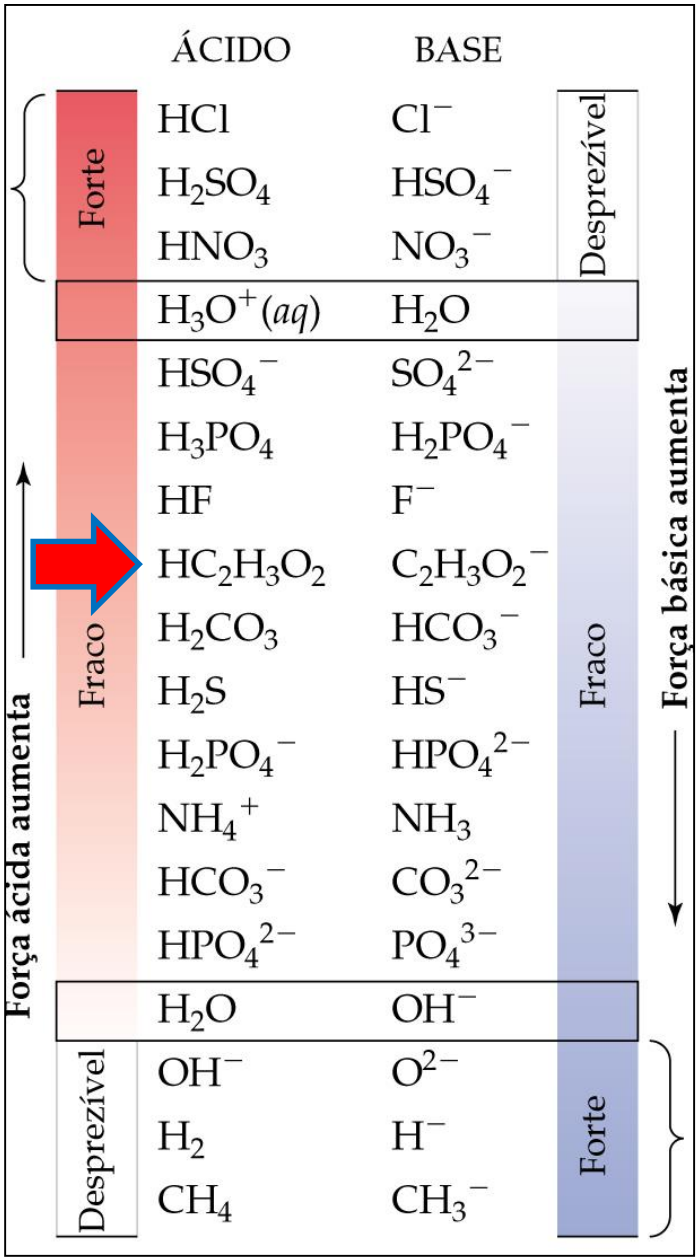


Reação da esquerda para a direita

H^+

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

Ácido Base

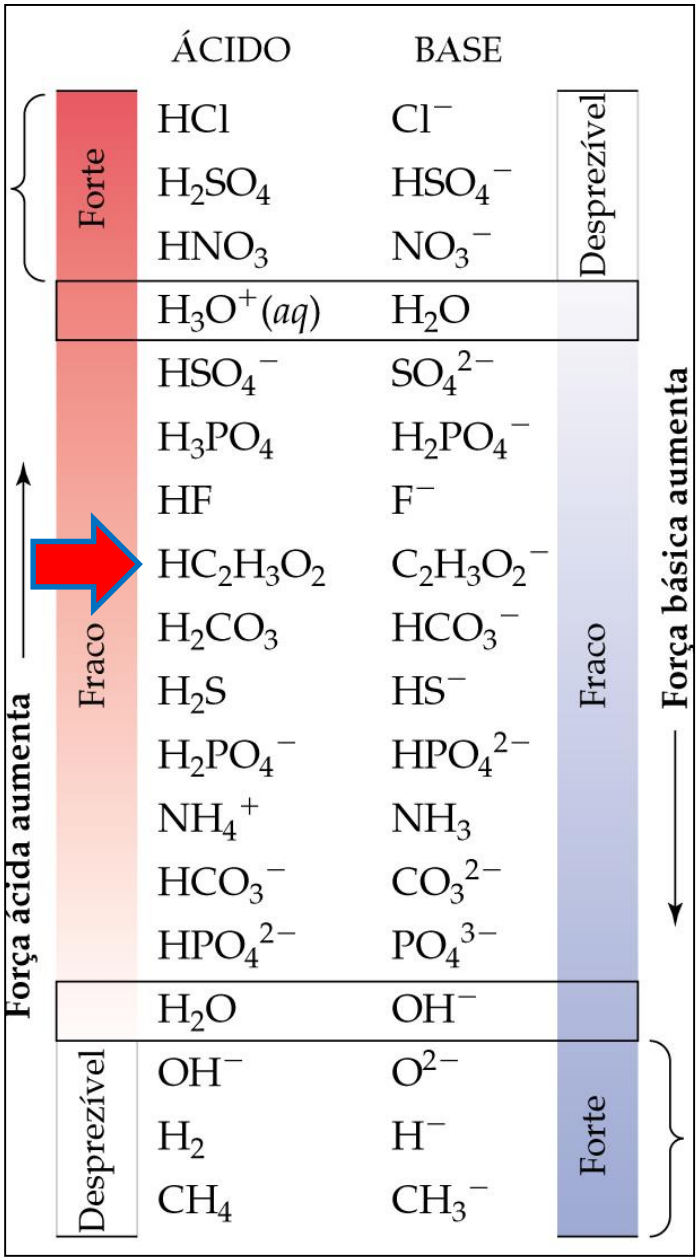


Reação da direita para a esquerda

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

H^+

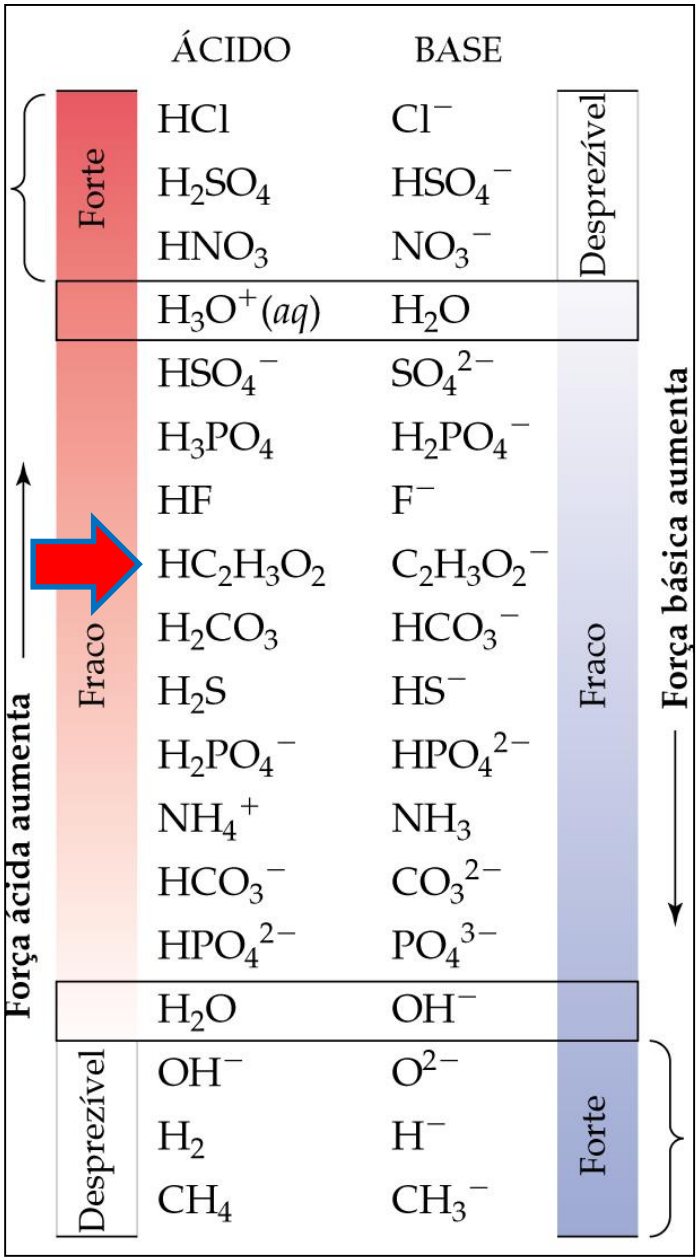
Ácido Base



$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

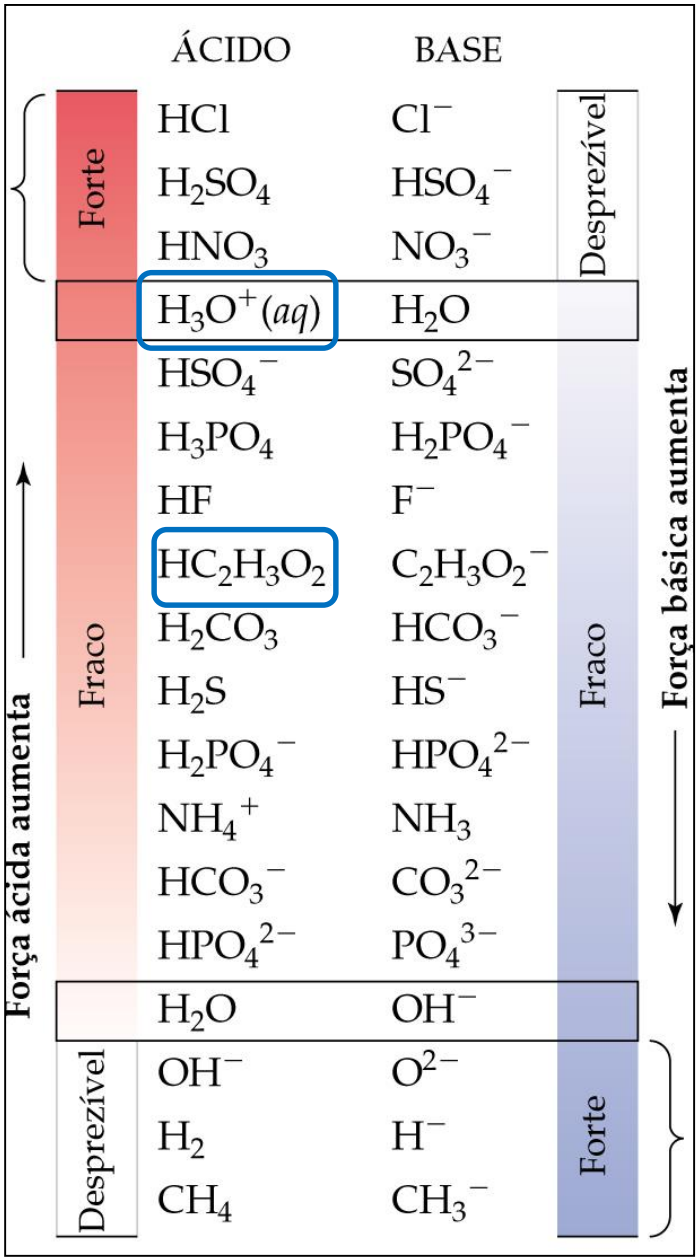
H^+ H^+

Ácido Base Ácido Base



$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

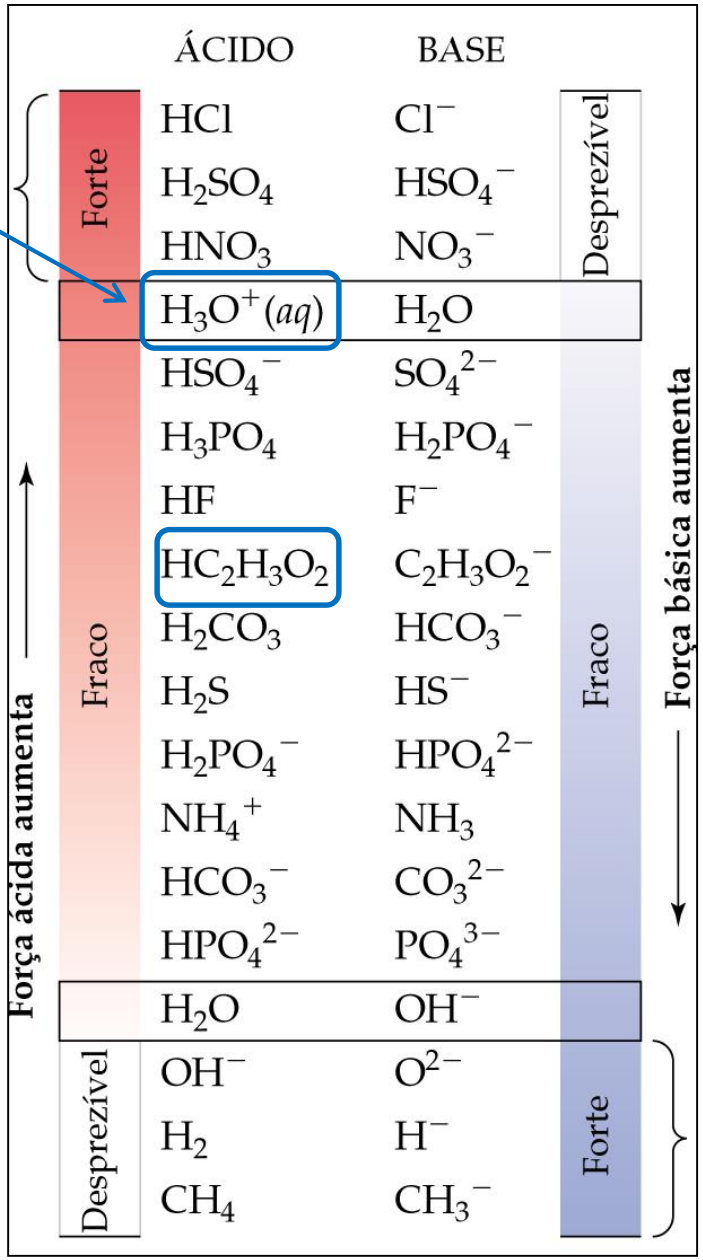
Ácido Base Ácido Base



Ácido mais forte

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

Ácido Base **Ácido** Base



Ácido mais forte

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

H^+ H^+

Ácido Base **Ácido** Base

	ÁCIDO	BASE	
Forte	HCl	Cl^-	Desprezível
Forte	H_2SO_4	HSO_4^-	Desprezível
Forte	HNO_3	NO_3^-	Desprezível
	$H_3O^+(aq)$	H_2O	
Fraco	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Fraco
Fraco	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	Fraco
Fraco	HF	F^-	Fraco
Fraco	$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^-$	Fraco
Fraco	H_2CO_3	HCO_3^-	Fraco
Fraco	H_2S	HS^-	Fraco
Fraco	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	Fraco
Fraco	NH_4^+	NH_3	Fraco
Fraco	HCO_3^-	CO_3^{2-}	Fraco
Fraco	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Fraco
	H_2O	OH^-	
Desprezível	OH^-	O^{2-}	Forte
Desprezível	H_2	H^-	Forte
Desprezível	CH_4	CH_3^-	Forte

Força ácida aumenta ↑

Força básica aumenta ↓

Ácido mais forte

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \Leftarrow H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

H^+ H^+

Ácido Base **Ácido** Base

Equilíbrio deslocado para a esquerda

	ÁCIDO	BASE	
Forte	HCl	Cl^-	Desprezível
Forte	H_2SO_4	HSO_4^-	Desprezível
Forte	HNO_3	NO_3^-	Desprezível
	$H_3O^+(aq)$	H_2O	
Fraco	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Fraco
Fraco	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	Fraco
Fraco	HF	F^-	Fraco
Fraco	$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^-$	Fraco
Fraco	H_2CO_3	HCO_3^-	Fraco
Fraco	H_2S	HS^-	Fraco
Fraco	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	Fraco
Fraco	NH_4^+	NH_3	Fraco
Fraco	HCO_3^-	CO_3^{2-}	Fraco
Fraco	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Fraco
	H_2O	OH^-	
Desprezível	OH^-	O^{2-}	Forte
Desprezível	H_2	H^-	Forte
Desprezível	CH_4	CH_3^-	Forte

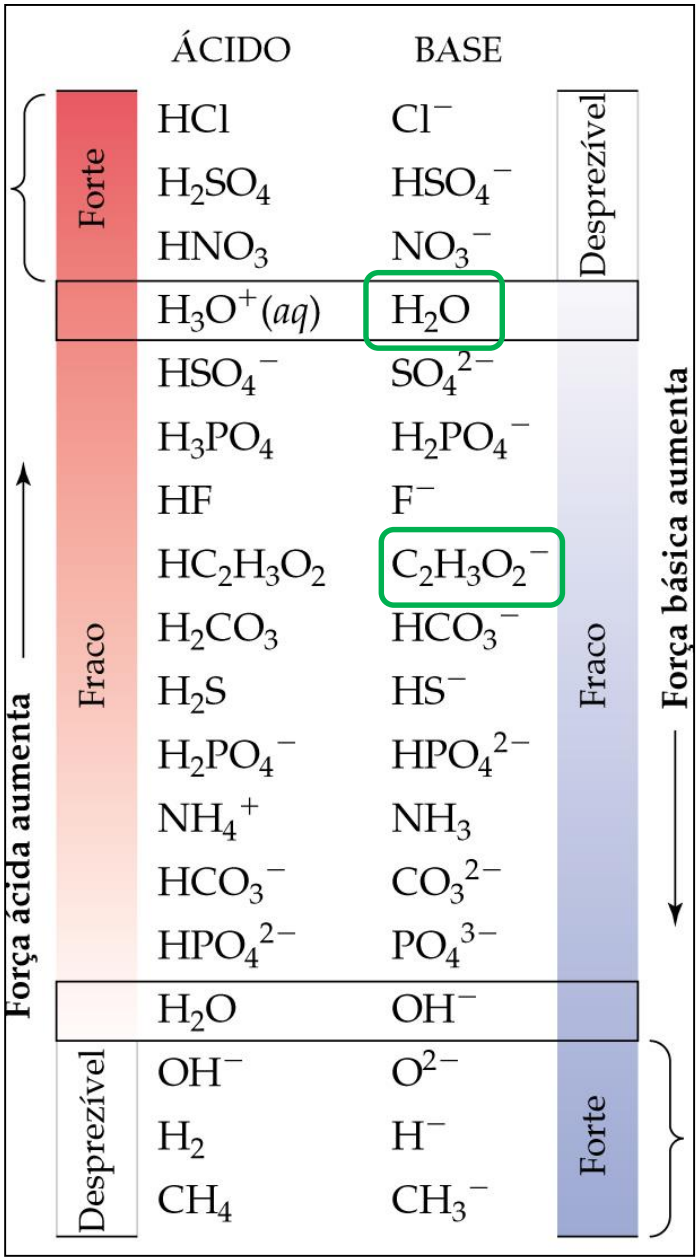
Força ácida aumenta ↑

Força básica aumenta ↓

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

H^+ H^+

Ácido Base Ácido Base



$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

H⁺ H⁺

Ácido Base Ácido **Base**

Base mais forte

	ÁCIDO	BASE	
Forte	HCl	Cl^-	Desprezível
Forte	H_2SO_4	HSO_4^-	Desprezível
Forte	HNO_3	NO_3^-	Desprezível
	$H_3O^+(aq)$	H_2O	
Fraco	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Fraco
Fraco	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	Fraco
Fraco	HF	F^-	Fraco
Fraco	$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^-$	Fraco
Fraco	H_2CO_3	HCO_3^-	Fraco
Fraco	H_2S	HS^-	Fraco
Fraco	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	Fraco
Fraco	NH_4^+	NH_3	Fraco
Fraco	HCO_3^-	CO_3^{2-}	Fraco
Fraco	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Fraco
	H_2O	OH^-	
Desprezível	OH^-	O^{2-}	Forte
Desprezível	H_2	H^-	Forte
Desprezível	CH_4	CH_3^-	Forte

Força ácida aumenta ↑

Força básica aumenta ↓

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

H⁺ H⁺

Ácido Base Ácido **Base**

Equilíbrio deslocado para a esquerda

Base mais forte

	ÁCIDO	BASE	
Forte	HCl	Cl^-	Desprezível
	H_2SO_4	HSO_4^-	
	HNO_3	NO_3^-	
	$H_3O^+(aq)$	H_2O	
Fraco	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Fraco
	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	
	HF	F^-	
	$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^-$	
	H_2CO_3	HCO_3^-	
	H_2S	HS^-	
	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	
	NH_4^+	NH_3	
	HCO_3^-	CO_3^{2-}	
	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	
	H_2O	OH^-	
Desprezível	OH^-	O^{2-}	Forte
	H_2	H^-	
	CH_4	CH_3^-	

Força ácida aumenta ↑

Força básica aumenta ↓

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O^-_{2(aq)}$$

H^+ H^+

Ácido Base **Ácido** **Base**

Equilíbrio deslocado para a esquerda

	ÁCIDO	BASE	
Forte	HCl	Cl^-	Desprezível
Forte	H_2SO_4	HSO_4^-	Desprezível
Forte	HNO_3	NO_3^-	Desprezível
	$H_3O^+(aq)$	H_2O	
Fraco	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Fraco
Fraco	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	Fraco
Fraco	HF	F^-	Fraco
Fraco	$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^-$	Fraco
Fraco	H_2CO_3	HCO_3^-	Fraco
Fraco	H_2S	HS^-	Fraco
Fraco	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	Fraco
Fraco	NH_4^+	NH_3	Fraco
Fraco	HCO_3^-	CO_3^{2-}	Fraco
Fraco	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Fraco
	H_2O	OH^-	
Desprezível	OH^-	O^{2-}	Forte
Desprezível	H_2	H^-	Forte
Desprezível	CH_4	CH_3^-	Forte

Força ácida aumenta ↑

Força básica aumenta ↓

$$HSO_{4(aq)}^{-} + CO_{3(aq)}^{2-} \rightleftharpoons SO_{4(aq)}^{2-} + HCO_{3(aq)}^{-}$$

$$HPO_{4(aq)}^{2-} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO_{4(aq)}^{-} + OH_{(aq)}^{-}$$

	ÁCIDO	BASE	
Forte	HCl	Cl^-	Desprezível
Forte	H_2SO_4	HSO_4^-	Desprezível
Forte	HNO_3	NO_3^-	Desprezível
	$H_3O^+(aq)$	H_2O	
Fraco	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Fraco
Fraco	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	Fraco
Fraco	HF	F^-	Fraco
Fraco	$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^-$	Fraco
Fraco	H_2CO_3	HCO_3^-	Fraco
Fraco	H_2S	HS^-	Fraco
Fraco	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	Fraco
Fraco	NH_4^+	NH_3	Fraco
Fraco	HCO_3^-	CO_3^{2-}	Fraco
Fraco	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Fraco
	H_2O	OH^-	
Desprezível	OH^-	O^{2-}	Forte
Desprezível	H_2	H^-	Forte
Desprezível	CH_4	CH_3^-	Forte

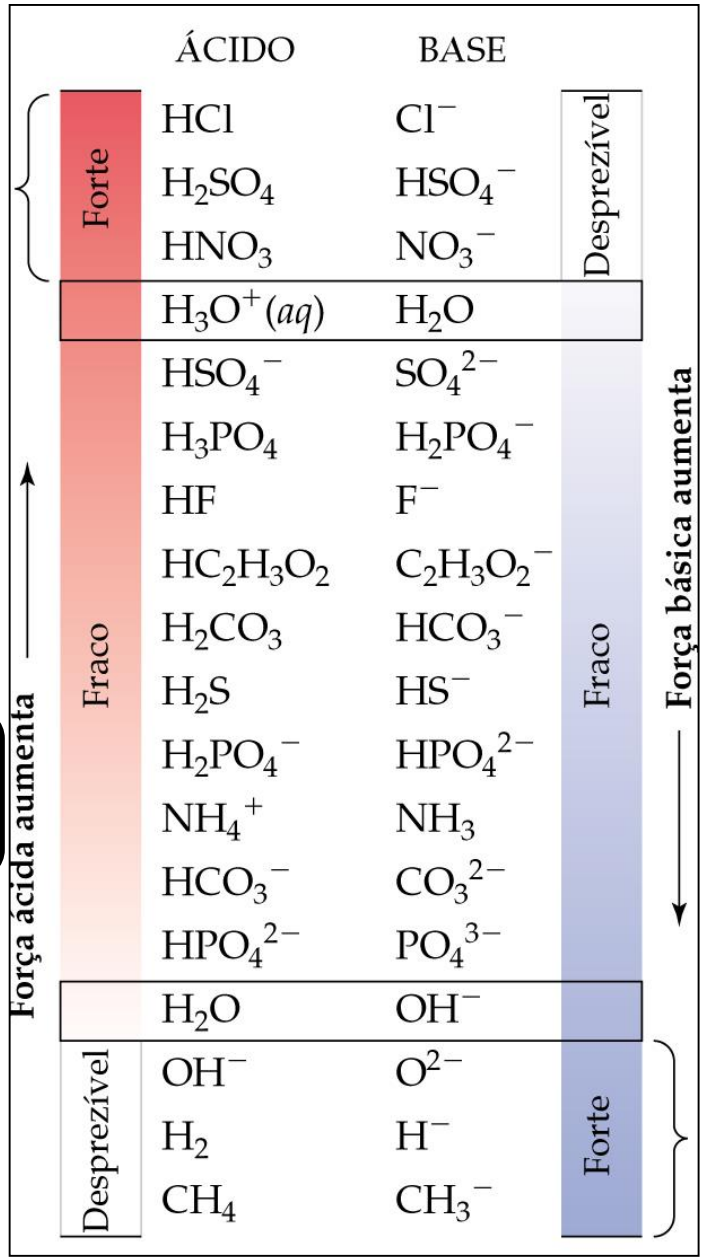
Força ácida aumenta ↑

Força básica aumenta ↓

$$HSO^-_{4(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)} \rightleftharpoons SO^{2-}_{4(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$$

Ácido Base Base Ácido

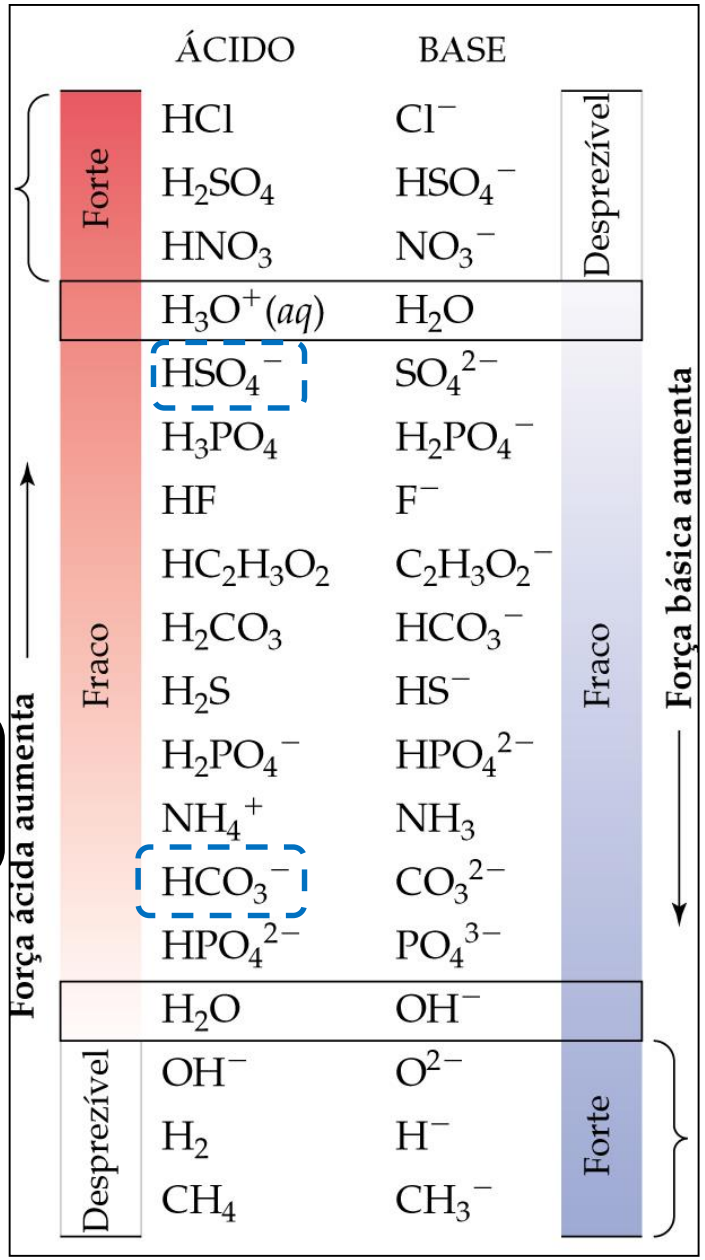
$$HPO^{2-}_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO^-_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$



$$HSO_{4(aq)}^{-} + CO_{3(aq)}^{2-} \rightleftharpoons SO_{4(aq)}^{2-} + HCO_{3(aq)}^{-}$$

Ácido Base Base Ácido

$$HPO_{4(aq)}^{2-} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO_{4(aq)}^{-} + OH_{(aq)}^{-}$$



$$HSO^-_{4(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)} \rightleftharpoons SO^{2-}_{4(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$$

$$HPO^{2-}_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO^-_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

	ÁCIDO	BASE	
Forte	HCl	Cl^-	Desprezível
Forte	H_2SO_4	HSO_4^-	Desprezível
Forte	HNO_3	NO_3^-	Desprezível
	$H_3O^+(aq)$	H_2O	
Fraco	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Fraco
Fraco	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	Fraco
Fraco	HF	F^-	Fraco
Fraco	$HC_2H_3O_2$	$C_2H_3O_2^-$	Fraco
Fraco	H_2CO_3	HCO_3^-	Fraco
Fraco	H_2S	HS^-	Fraco
Fraco	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	Fraco
Fraco	NH_4^+	NH_3	Fraco
Fraco	HCO_3^-	CO_3^{2-}	Fraco
Fraco	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Fraco
	H_2O	OH^-	
Desprezível	OH^-	O^{2-}	Forte
Desprezível	H_2	H^-	Forte
Desprezível	CH_4	CH_3^-	Forte

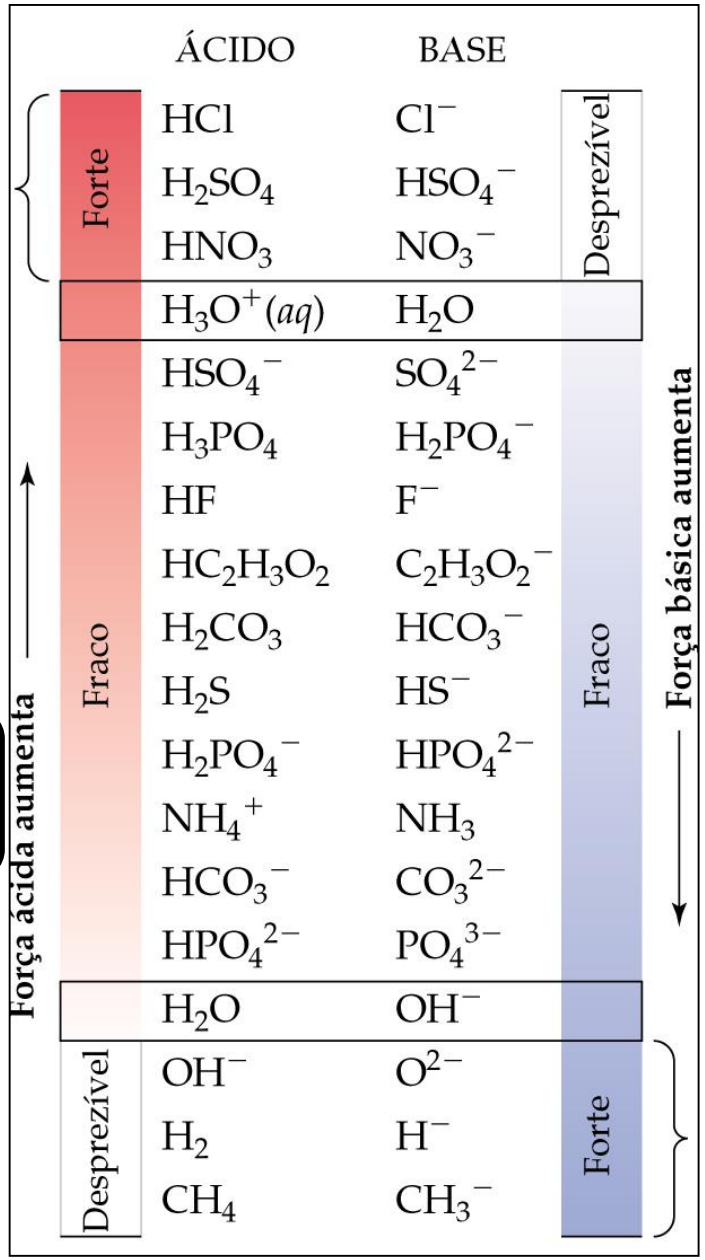
Força ácida aumenta ↑

Força básica aumenta ↓

$$HSO^-_{4(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)} \rightleftharpoons SO^{2-}_{4(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$$

$$HPO^{2-}_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO^-_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

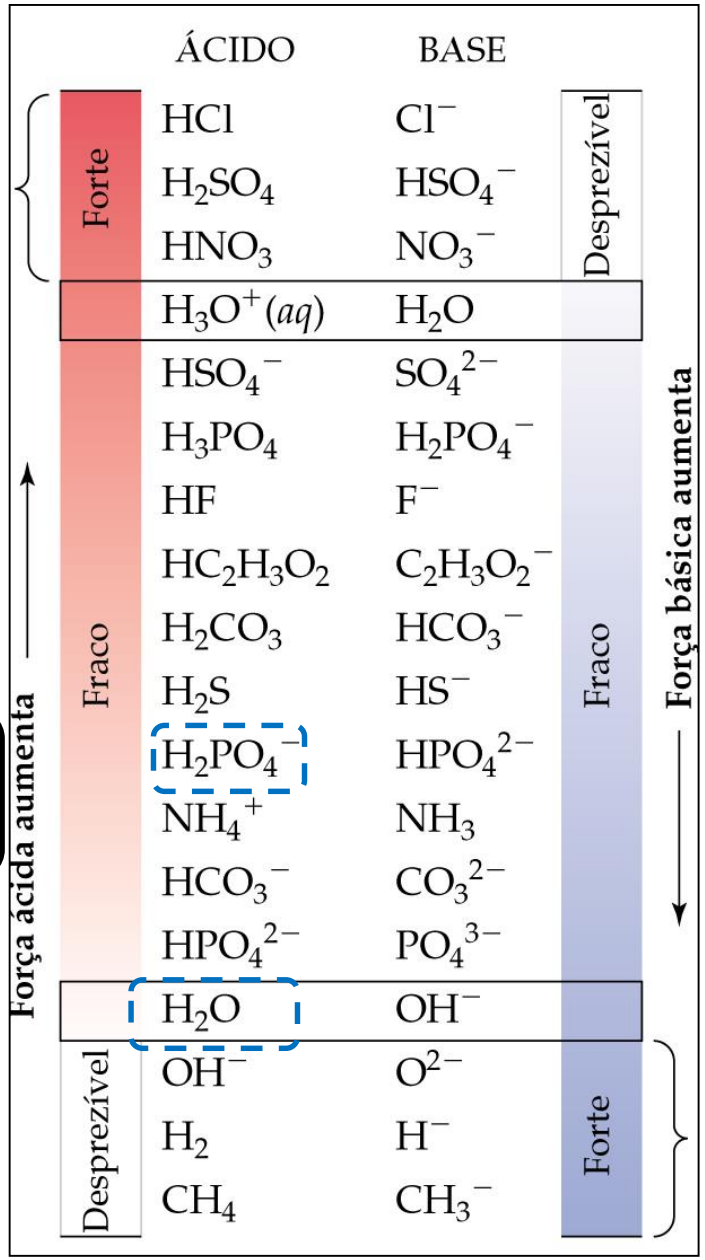
Base Ácido Ácido Base



$$HSO_{4(aq)}^{-} + CO_{3(aq)}^{2-} \rightleftharpoons SO_{4(aq)}^{2-} + HCO_{3(aq)}^{-}$$

$$HPO_{4(aq)}^{2-} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO_{4(aq)}^{-} + OH_{(aq)}^{-}$$

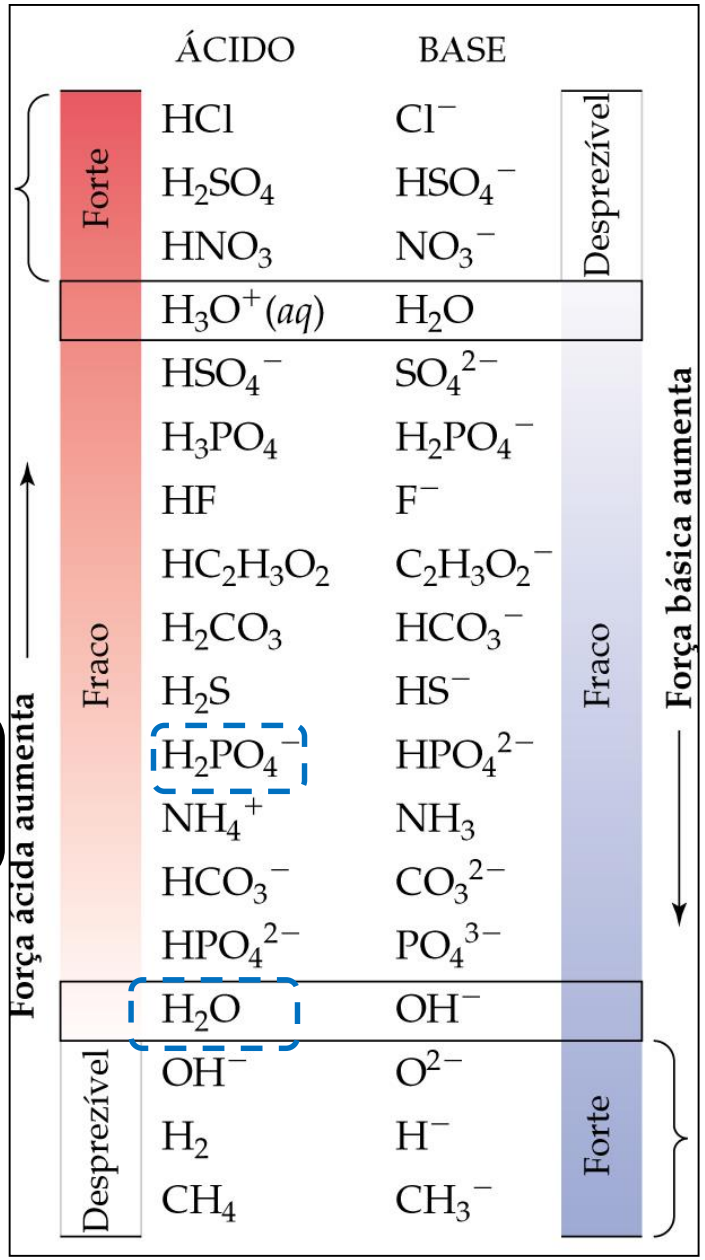
Base Ácido **Ácido** Base



$$HSO^-_{4(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)} \rightleftharpoons SO^{2-}_{4(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$$

$$HPO^{2-}_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2PO^-_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Base Ácido **Ácido** Base



Ácidos e bases de Lewis

Ácido: receptor de par de elétrons

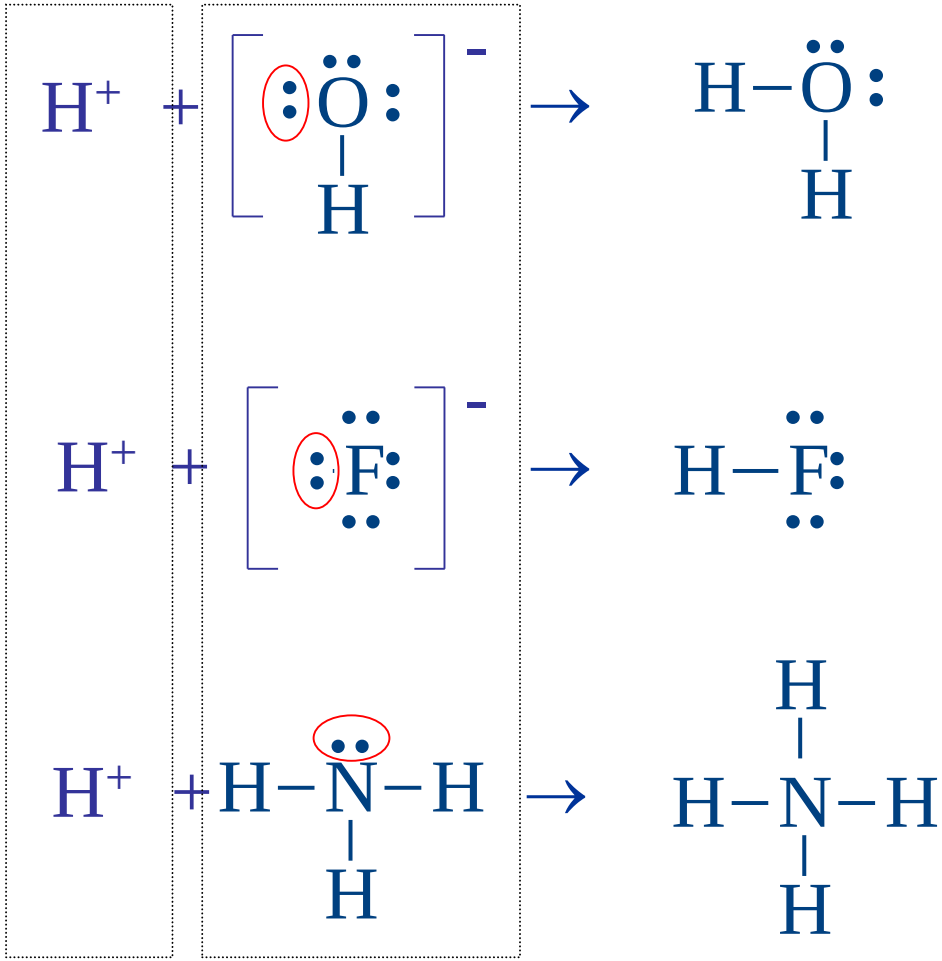
Deve possuir orbitais vazios

Base: doadora de par de elétrons

Deve possuir par de elétrons não ligados

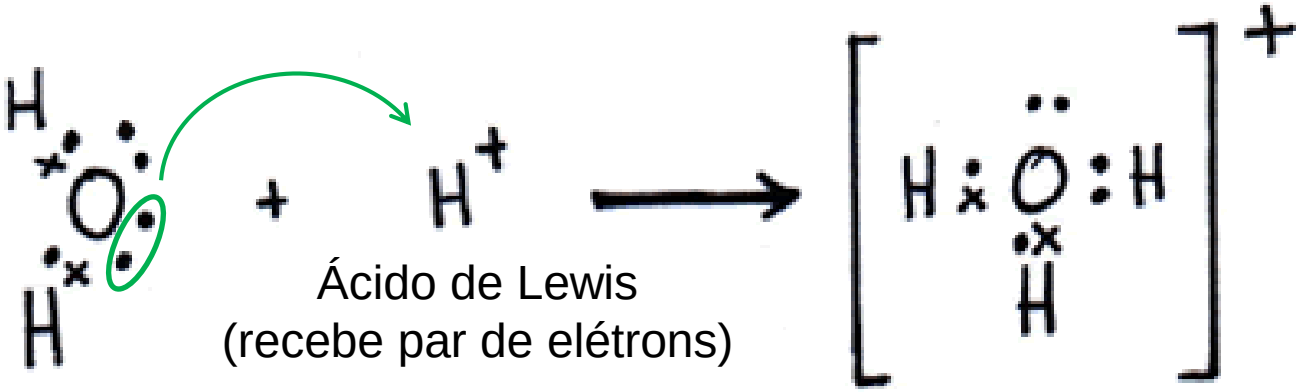
Toda reação ácido-base de Lewis consiste na formação de uma ligação covalente coordenada

Ácidos e bases de Lewis



Ácido Base

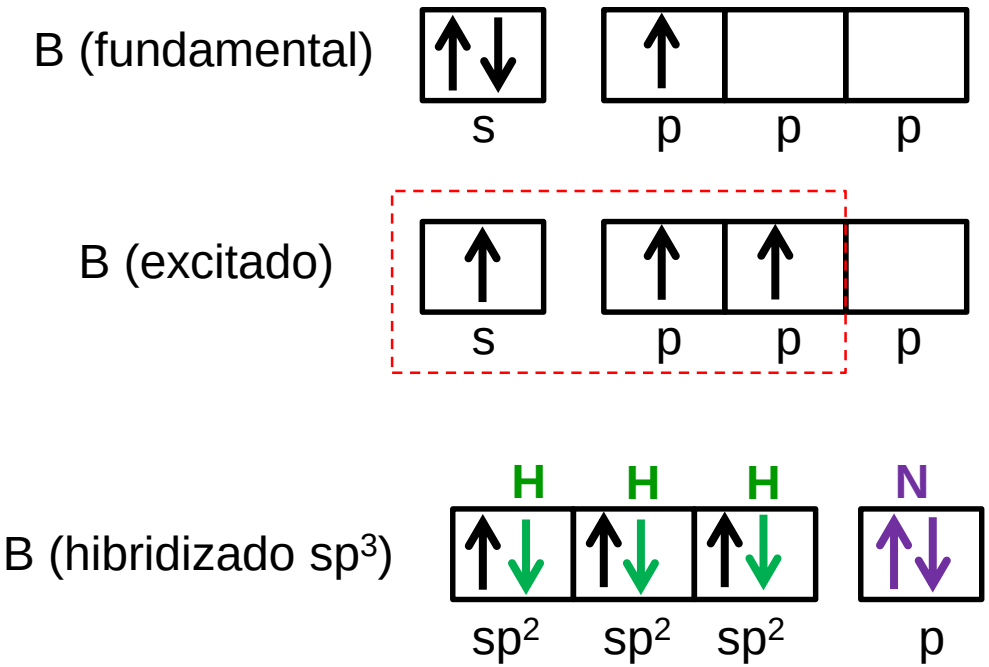
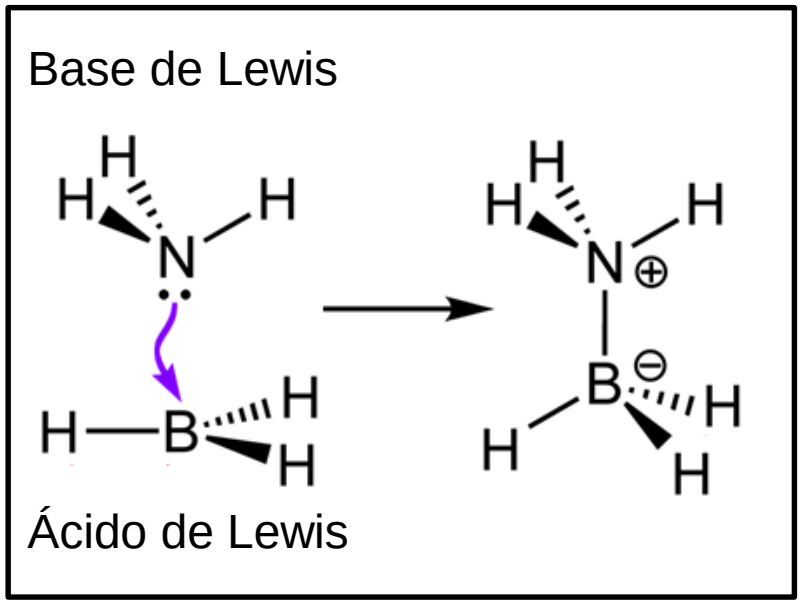
Ácidos e bases de Lewis



Ácido de Lewis
(recebe par de elétrons)

Base de Lewis
(doa par de elétrons)

Ácidos e bases de Lewis

Com um par de elétrons não ligados, a amônia é uma base de Lewis:

$$:NH_3 + BH_3 \rightarrow H_3N{:}BH_3$$