DEFINIÇÕES DE ÁCIDOS E BASES

- ✓ Ácidos e Bases de Arrhenius.
- ✓ Ácidos e Bases de Bronsted-Lowry.
- ✓ Ácidos e Bases de Lewis.

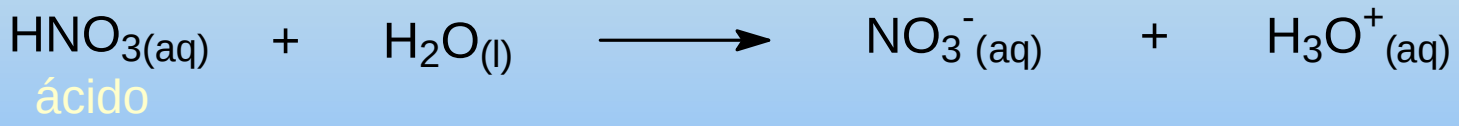
https://www.google.com.br/#q=Defini%C3%A7%C3%A3o+de+%C3%A1cido+base+novos+conceitos+ppt
www.pessoal.educacional.com.br

ÁCIDOS E BASES DE BRONSTED

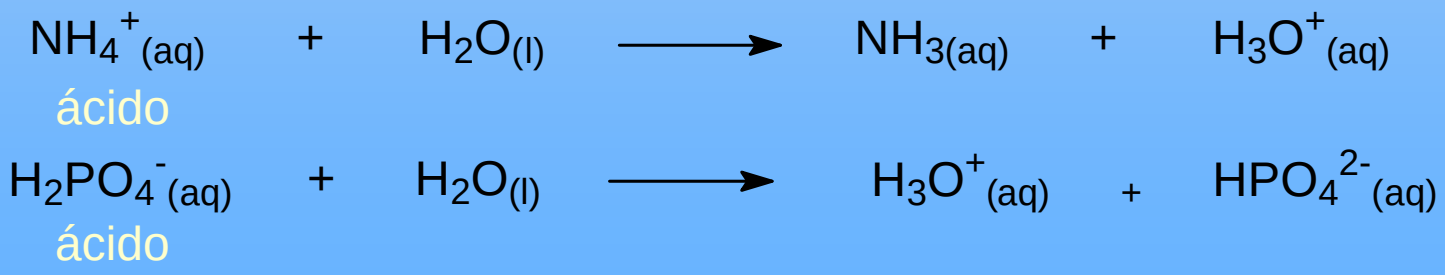
ÁCIDO

✓ Qualquer substância capaz de doar um próton a qualquer outra substância. Assim, os ácidos podem ser:

✓ Neutros, como o ácido nítrico,



✓ Ou podem ser cátions ou ânions,

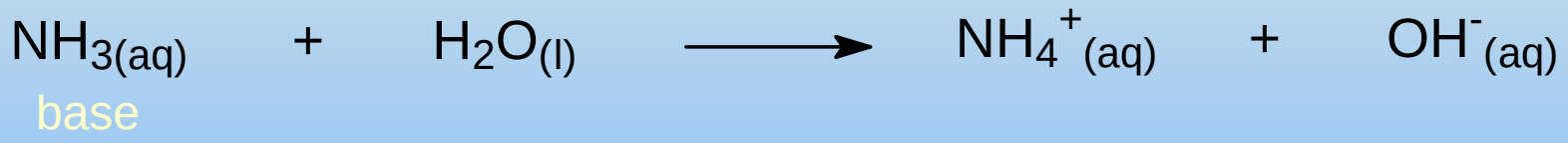


ÁCIDOS E BASES DE BRONSTED

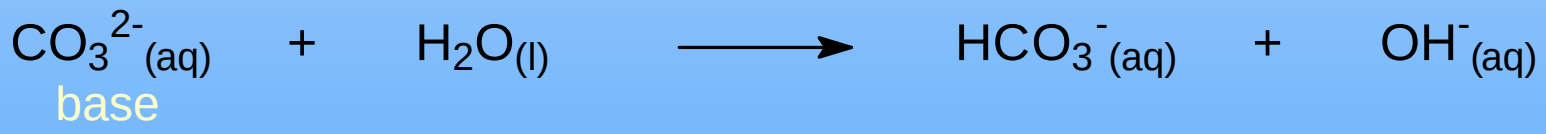
BASE

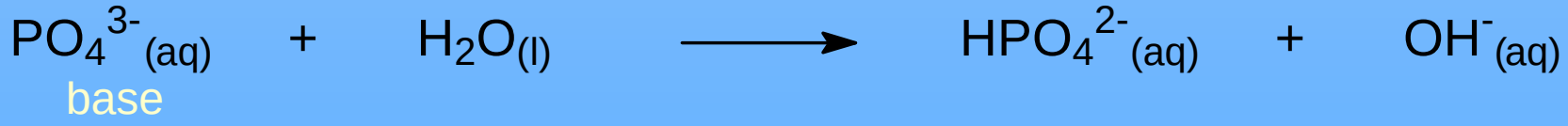
✓ Substância que pode receber um próton de uma outra substância. Podem ser:

✓ Um composto neutro,



✓ Ou um ânion,

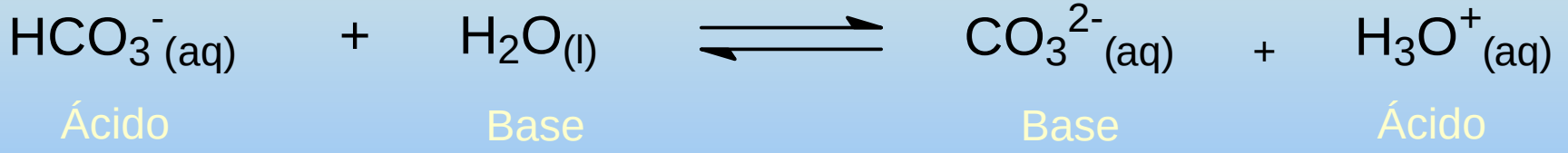




ÁCIDOS E BASES DE BRONSTED

PARES ÁCIDO-BASES CONJUGADOS

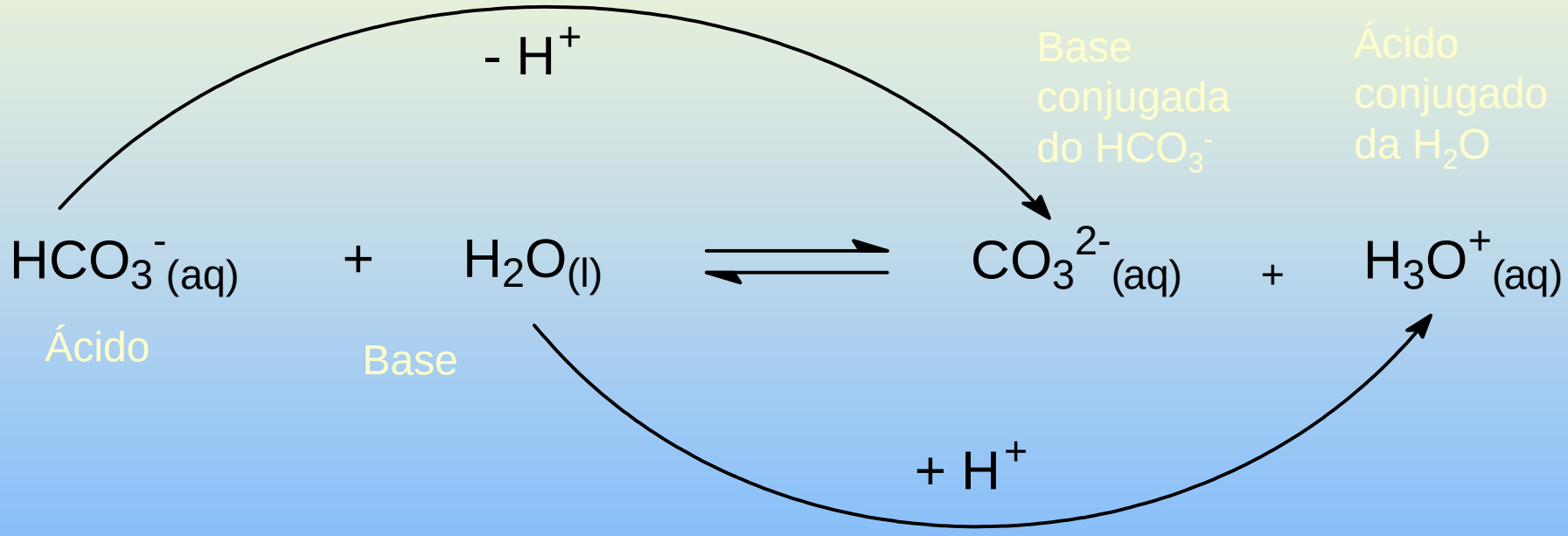
✓ Transferência de um próton para a água ou da água:



✓ O conceito de equilíbrio (representado por ⇌) envolvendo ácidos e bases conjugadas é o princípio fundamental da teoria de Bronsted.

ÁCIDOS E BASES DE BRONSTED

PARES ÁCIDO-BASES CONJUGADOS



✓ Um par de compostos que diferem pela presença de uma unidade H^+ é denominado ***par ácido-base conjugado***

ÁCIDOS E BASES DE LEWIS

✓ Teoria de Bronsted e Lowry para o comportamento ácido-base, anos 20, opera bem para soluções em água.

✓ ***Anos 30*:** Gilbert N. Lewis (1875-1946)

Desenvolveu uma teoria mais geral.

Compartilhamento do par de elétrons entre um ácido e uma base e não na transferência de um próton.

ÁCIDOS E BASES DE LEWIS

ÁCIDO DE LEWIS

É uma substância que pode receber um par de elétrons de outro átomo para formar uma nova ligação.

Reagente / Eletrófilo

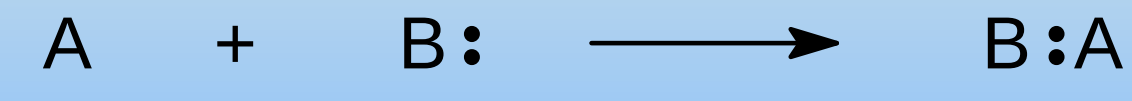
BASE DE LEWIS

É uma substância que pode ceder um par de elétrons para outro átomo formar uma nova ligação.

Reagente / Nucleófilo

ÁCIDOS E BASES DE LEWIS

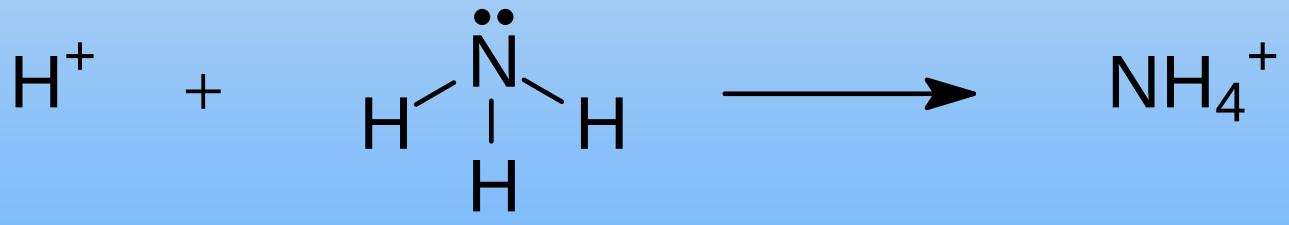
✓ Uma reação ácido-base no sentido de Lewis só pode ocorrer se houver uma molécula (ou um íon) com uma par de elétrons que possa ser cedido e uma outra molécula (ou um íon) que possa receber este par de elétrons:



Ácido — Base — Aduto ou complexo

(Ligação covalente coordenada)

ÁCIDOS E BASES DE LEWIS



ÁCIDOS E BASES DE LEWIS

ÁCIDOS DE LEWIS CATIÔNICOS

✓ ***Cátions metálicos:*** são ácido de Lewis potenciais (orbitais vazios).

$$BeCl_{2(s)} + 4\ H_2O_{(l)} \longrightarrow [Be(H_2O)_4]_2^{+}{}_{(aq)} + 2\ Cl^-_{(aq)}$$

✓ ***OH^-:*** é uma excelente base de Lewis e liga-se facilmente a cátions metálicos formando hidróxidos.

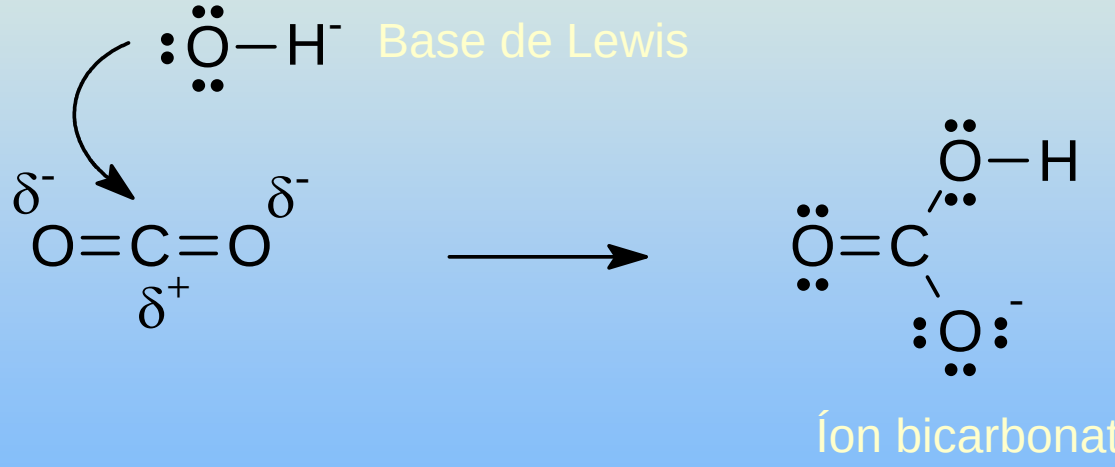
$$\underset{\text{Ácido de Lewis}}{Al(OH)_{3(s)}} + \underset{\text{Base de Lewis}}{OH^-_{(aq)}} \longrightarrow [Al(OH)_4]^-_{(aq)}$$

$$\underset{\text{Base de Bronsted}}{Al(OH)_{3(s)}} + \underset{\text{Ácido de Bronsted}}{3\ H_3O^+_{(aq)}} \longrightarrow Al_3^{+}{}_{(aq)} + 6\ H_2O_{(l)}$$

ÁCIDOS E BASES DE LEWIS

ÁCIDOS DE LEWIS MOLECULARES

✓ ***Óxidos dos não-metais:*** comportamento ácido.



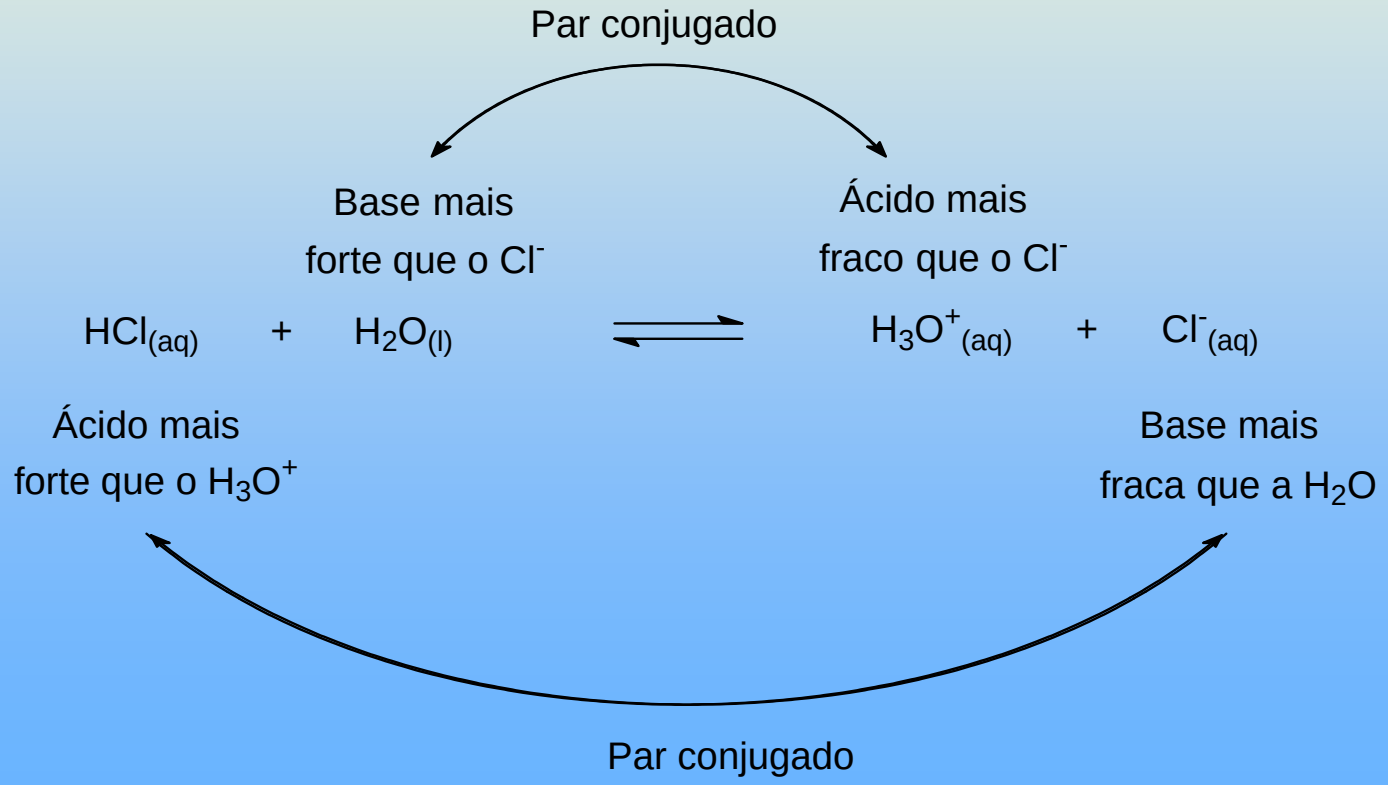
$$Ca(OH)_{2(s)} + CO_{2(aq)} \longrightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$$

Base de Lewis — Ácido de Lewis

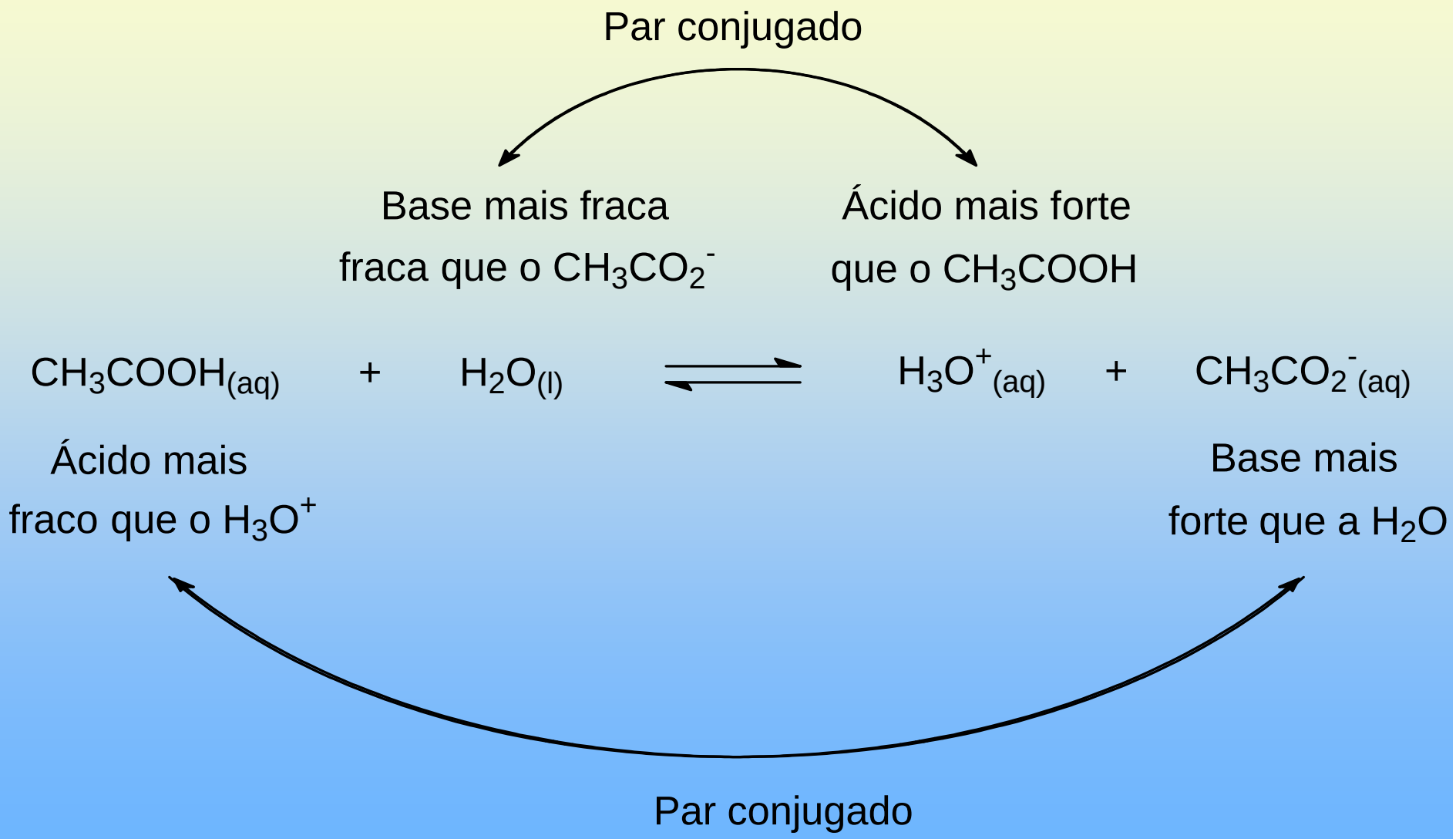
FORÇAS RELATIVAS DOS ÁCIDOS E BASES

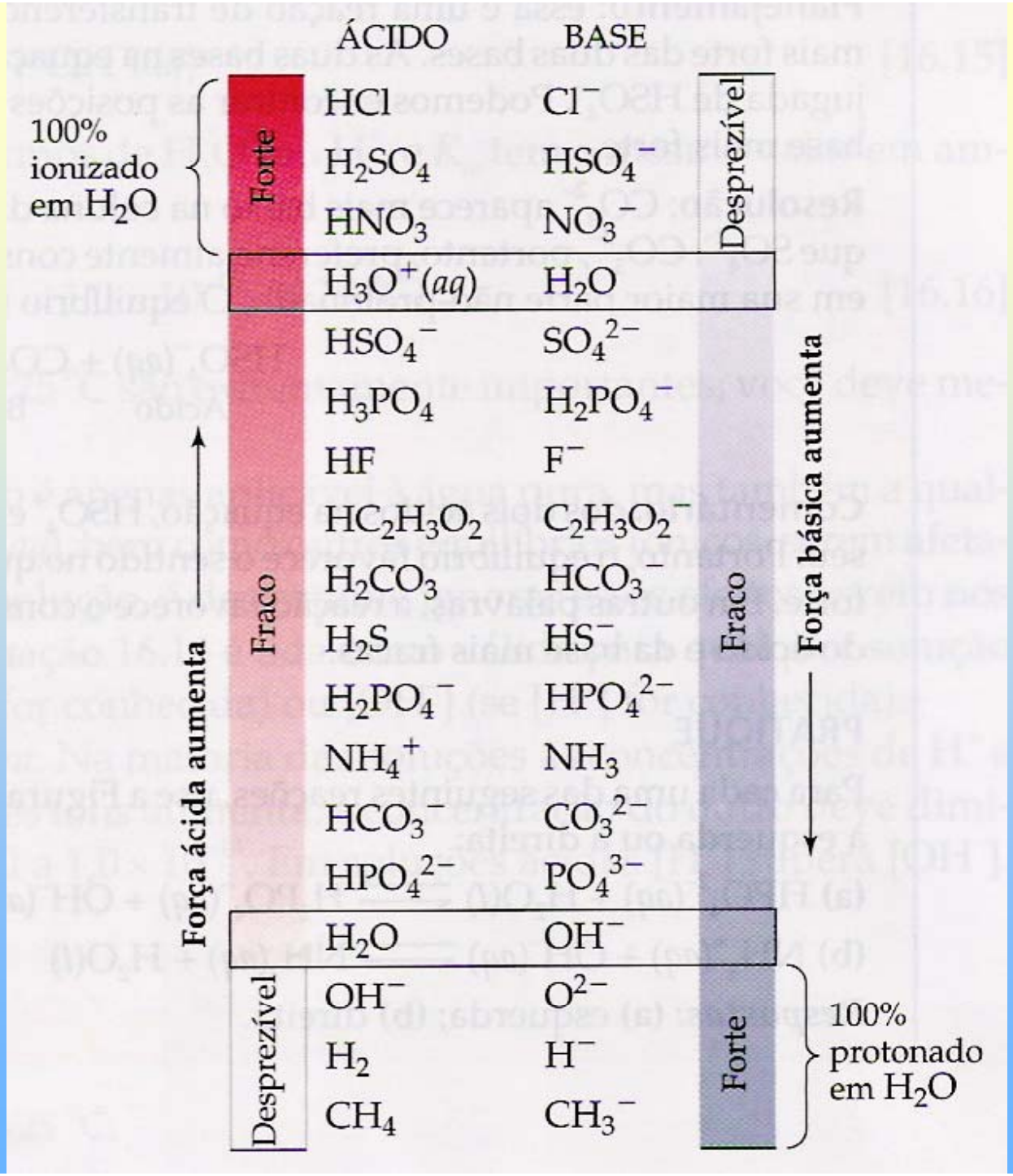
MODELO DE BRONSTED

QUANTO MAIS FORTE FOR O ÁCIDO, MAIS FRACA SERÁ A SUA BASE CONJUGADA.



FORÇAS RELATIVAS DOS ÁCIDOS E BASES




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
Fraco
Fraco
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-}
Força ácida aumenta
Força básica aumenta
H_2O OH^-
Desprezível
Forte
OH^- O^{2-}
H_2 H^-
CH_4 CH_3^-
100% protonado em H_2O

ÁCIDOS E BASES FRACOS

- ✓ A grande maioria dos ácidos e das bases é fraca.

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO: A força relativa de um ácido ou de uma base que pode ser expressa quantitativamente.

K_a – constante de equilíbrio para ácidos fracos

K_b – constante de equilíbrio para bases fracas