

INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE SANTA CATARINA
CAMPUS LAGES

Teoria ácido-base

Prof. Marcel Piovezan

marcel.piovezan@ifsc.edu.br

Unidade Curricular: Química Geral e experimental I

Tecnologia em Processos Químicos

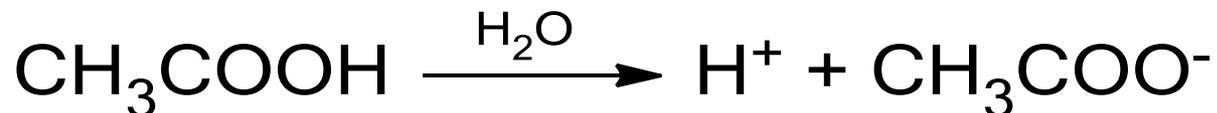
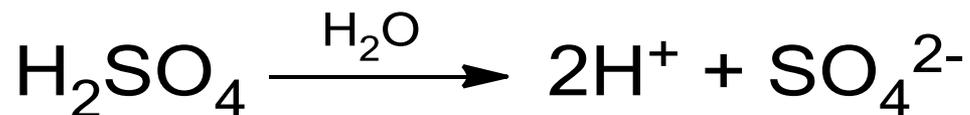
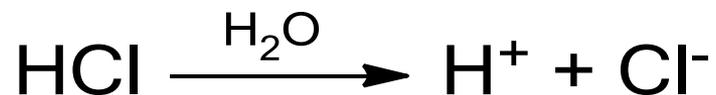
Fase: 1

Teoria ácido-base de Arrhenius (1884)



*“Toda espécie química que, em contato com **água**, gera **íons H⁺** é considerada um **ácido**.”*

Exemplos:

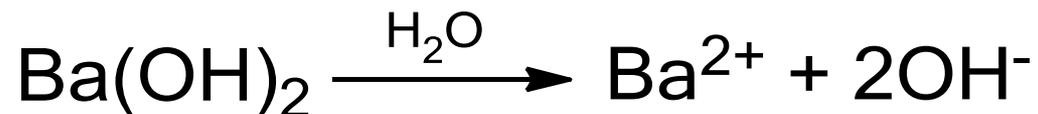
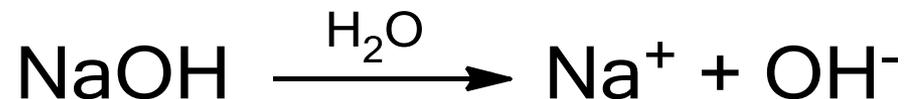


Teoria ácido-base de Arrhenius (1884)



*“Toda espécie química que, em contato com **água**, gera **íons OH⁻** é considerada uma **base**.”*

Exemplos:



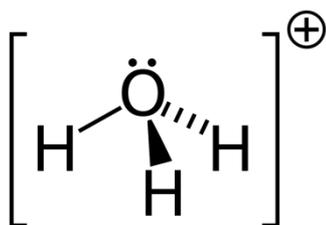
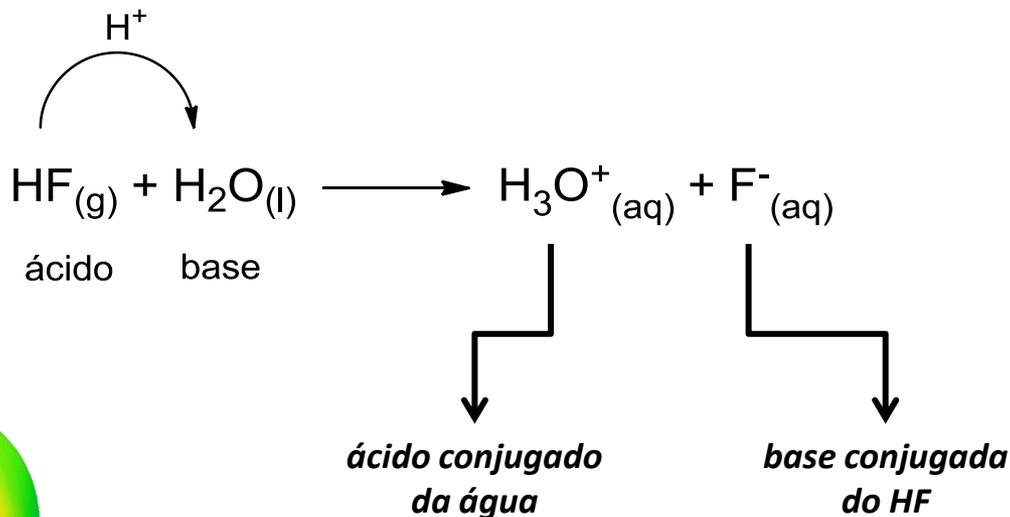
Problema: Todos os experimentos eram restritos ao meio aquoso.

Teoria ácido-base de Brønsted-Lowry (1923)

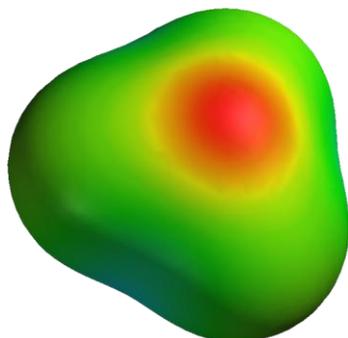


“Espécies químicas que são capazes de **doar prótons (H^+)** são consideradas **ácidos**, enquanto espécies químicas que **recebem prótons** são consideradas **bases**.”

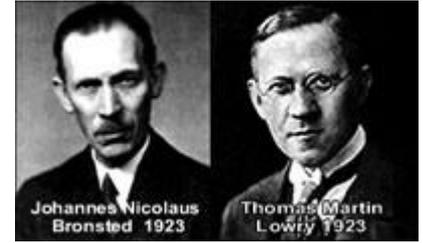
Exemplo 1:



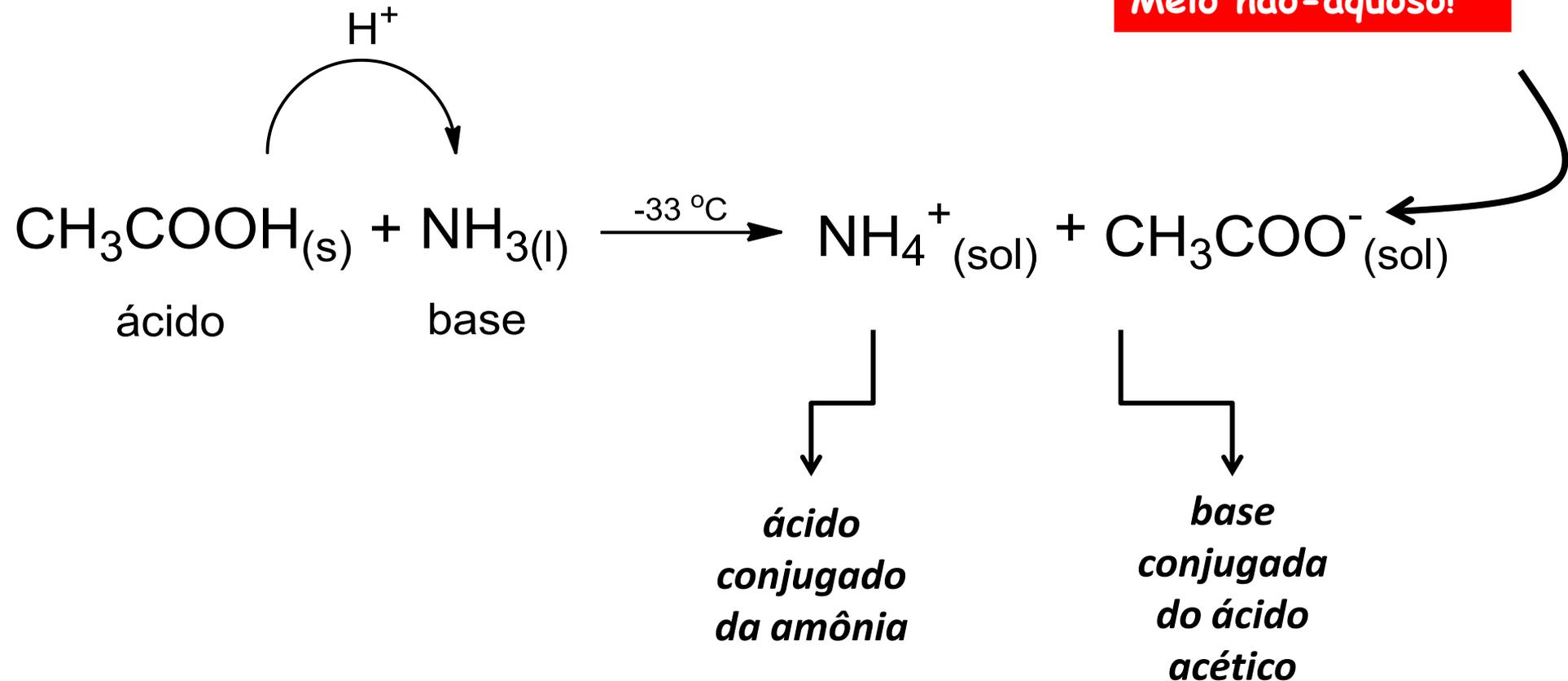
Íon hidrônio



Teoria ácido-base de Brønsted-Lowry (1923)



Exemplo 2:



Teoria ácido-base de Brønsted-Lowry (1923)



Resumindo:

*“Quando uma espécie **doa um próton**, a espécie resultante se torna sua **base conjugada**.”*



ácido



base conjugada

*“Quando uma espécie **recebe um próton**, a espécie resultante se torna seu **ácido conjugado**.”*



base



ácido conjugado

Teoria ácido-base de Lewis (1923)

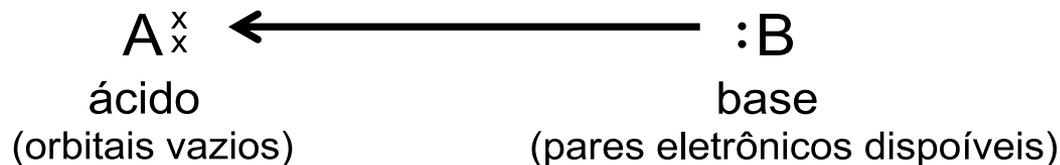


Fato importante: A idéias de Lewis foram publicas no mesmo ano da Teoria de Brønsted-Lowry porém, apenas 10 anos depois se tornaram amplamente aceitas pela comunidade cinetífica.

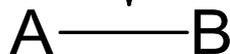
*“Espécies químicas que são capazes de **aceitar pares eletrônicos** são consideradas **ácidos**, enquanto espécies químicas que podem **doadar pares eletrônicos** são consideradas **bases**.”*

Consegue explicar fenômenos onde não há tranferência de espécies catiônicas ou aniônicas durante as reações químicas.

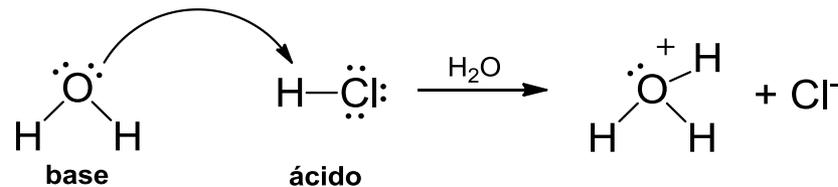
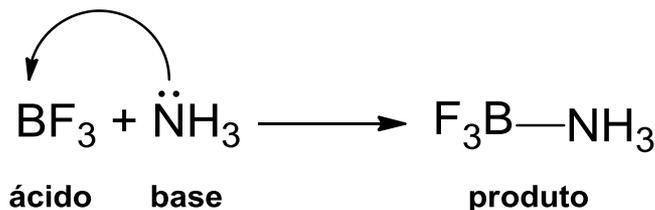
De maneira geral temos:



ligação química (aduto ou complexo)



Exemplos:

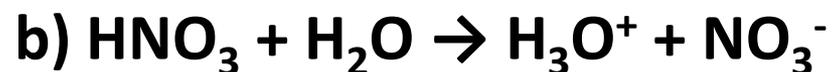


Teste: Indificar quem é o ácido e a base na reação entre amônia e água para a geração do hidróxido de amônio.



EXERCÍCIOS

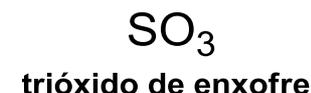
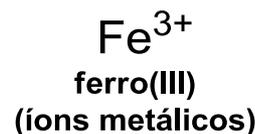
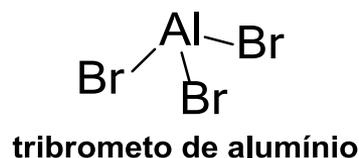
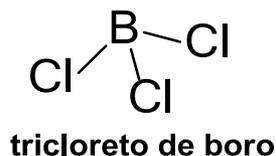
Indique os ácidos e bases pela teoria de **Bronsted-Lowry**, e os respectivos **pares conjugados** nas reações abaixo:



Como identificar ácidos e bases de Lewis?

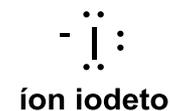
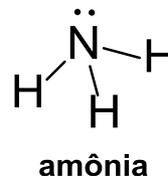
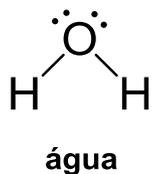
Ácidos de Lewis: Possuem um **centro de caráter positivo (δ^+)** e **orbitais vazios** para acomodarem os elétrons oriundos da base. Podem ou não estar carregadas positivamente.

Exemplos:



Bases de Lewis: São espécies que **possuem pares eletrônicos não ligantes**, ou seja, aptos a serem aceitos por ácidos de Lewis. Não necessariamente estão carregadas negativamente (espécies aniônicas).

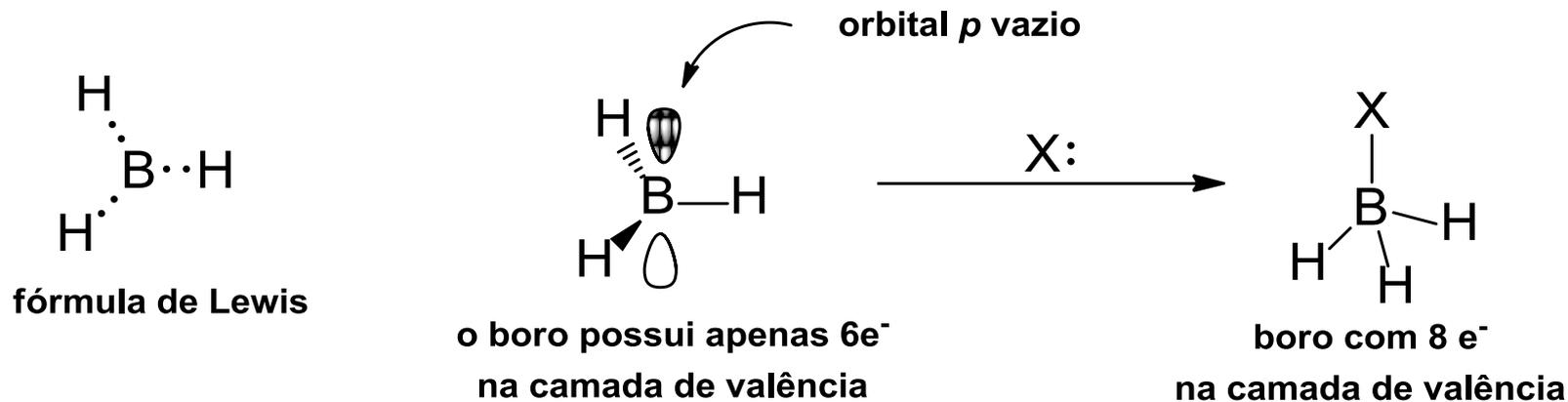
Exemplos:



Ácidos de Lewis

Caso 1: Compostos com a camada de valência incompleta podem atuar como ácidos de Lewis.

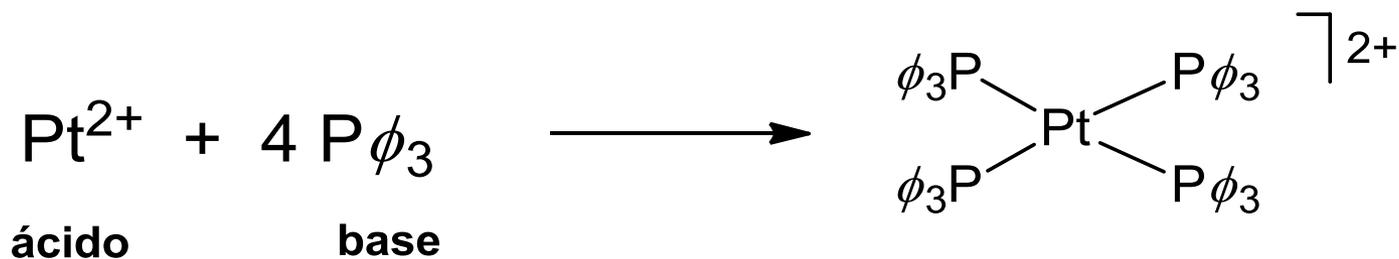
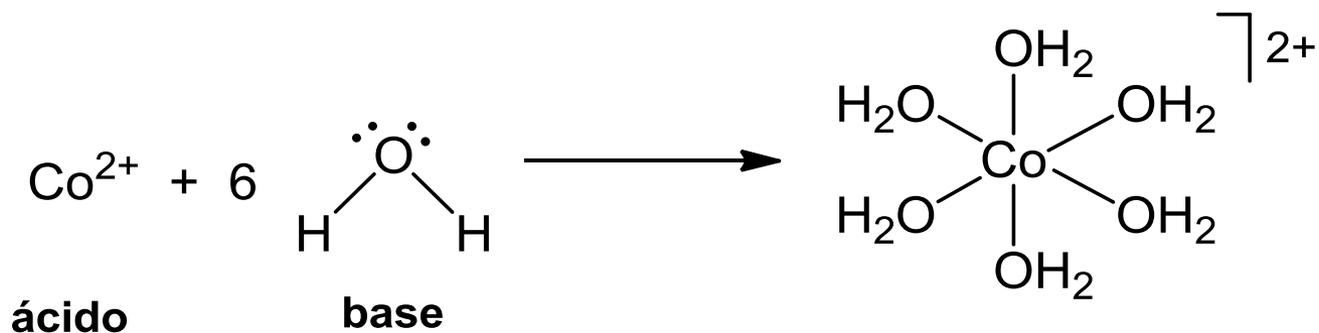
Ex. Compostos planares de boro - ${}^5\text{B}: [\text{He}] 2s^2 2p^1$



Ácidos de Lewis

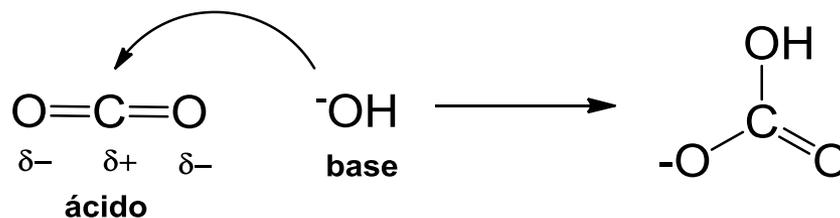
Caso 2: Cátions metálicos podem aceitar pares eletrônicos para gerar compostos de coordenação (íons complexos).

Ex. Formação de cátions complexos



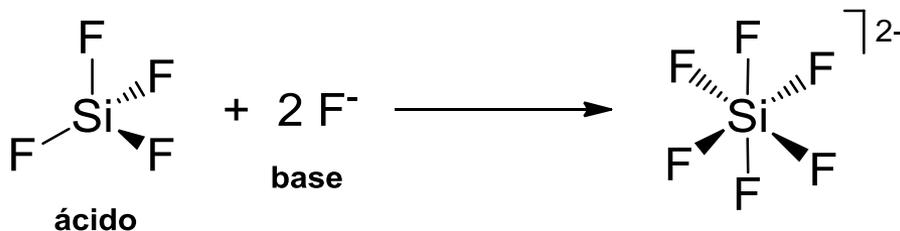
Caso 3: Uma molécula ou íon com seu octeto completo pode rearranjar sua camada de valência para acomodar um par eletrônico adicional.

Ex. Formação do ânion hidrogenocarbonato (bicarbonato)



Caso 4: Uma molécula ou íon pode expandir sua camada de valência (ou ter raio suficientemente grande) para acomodar pares eletrônicos extras.

Ex. Formação do ânion hexafluoreto de silício



Atividade: Identificar o ácido e a base de Lewis em cada uma das reações químicas a seguir:

