

ÁCIDOS E BASES

ÁCIDOS E BASES de Arrhenius



Químico sueco Svante Arrhenius (1859–1927). Prêmio Nobel em 1903.

Ácido: substância que em meio aquoso libera íons H^+

Ex. HCl , H_2SO_4 , HF

Bases: substância que em meio aquoso libera íons OH^-

Ex. $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$

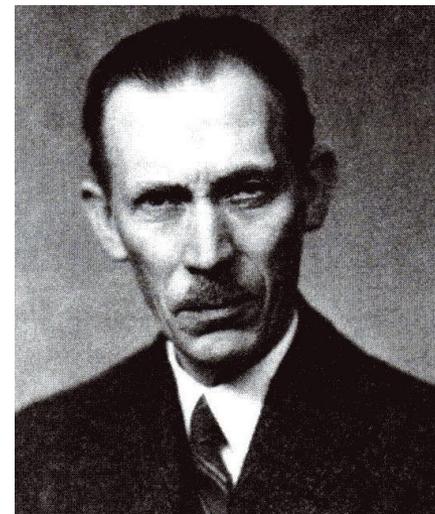
Conceito de Bronsted-Lowry

- ✓ Mais abrangente do que o de Arrhenius.
- ✓ **Ácido:** espécie química capaz de doar íons H^+ .

Ex: HCl , NH_4^+ , HS^- .



Thomas Martin Lowry
(1874-1936)



Johannes
Nicolaus Bronsted
(1874-1936)

- ✓ **Base:** espécie química capaz de receber íons H^+ .
- ✓ **Ex:** OH^- , NH_3 , CN^- , S^{2-} .

✓ Ionização do HCl: um *ácido monoprótico*.



✓ Ionização do H₂SO₄: um *ácido diprótico*.

Primeira Etapa:



Segunda Etapa:



✓ **Reação de Dissociação do NaOH:**



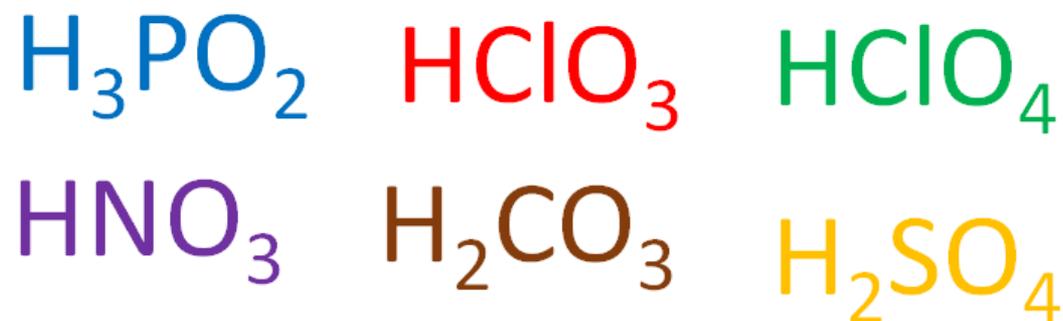
✓ **Reação de Dissociação do Ca(OH)₂:**



Hidrácidos:



Oxiácidos:



- Nos Oxiácidos o próton está ligado ao oxigênio

Nomenclatura de hidroácidos

Nomenclatura de Hidrácidos

(Regra: Ácido + Radical + ÍDRICO)

HCl: Ácido Clorídrico

HBr: Ácido Bromídrico

HI: Ácido Iodídrico

H₂S: Ácido Sulfídrico

HF: Ácido Fluorídrico

Nomenclatura de oxiácidos

HClO_4 ácido perclórico	—	—	—	per ico	
HClO_3 ácido clórico	H_2SO_4 ácido sulfúrico	HNO_3 ácido nítrico	H_3PO_4 ácido fosfórico ico	
HClO_2 ácido cloroso	H_2SO_3 ácido sulfuroso	HNO_2 ácido nitroso	H_3PO_3 ácido fosforoso oso	
HClO ácido hipocloroso	—	—	H_3PO_2 ácido hipofosforoso	hipo oso	

Ácido

Ânion

HClO_4 (ácido perclórico)

ClO_4^- (perclorato)

HClO_3 (ácido clórico)

ClO_3^- (clorato)

HClO_2 (ácido cloroso)

ClO_2^- (clorito)

HClO (ácido hipocloroso)

ClO^- (hipoclorito)

Nomenclatura de bases

- Hidróxido de (cátion)

- ✓ **Ácidos Fortes:** ionizam-se completamente.
Ex: HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HClO₄ e HNO₃.
- ✓ **Ácidos Fracos:** ionizam-se parcialmente.
Ex. HNO₂ (ácido nitroso), H₃PO₄ (ácido fosfórico), HCN (ácido cianídrico) e H₂CO₃ (ácido carbônico).

- ✓ **Bases Fortes:** completamente protonada (no caso de bases de Arrhenius, completamente dissociada).
Ex. NaOH, KOH
- ✓ **Bases Fracos:** Não é completamente protonada (no caso de bases de Arrhenius, não é completamente dissociada).
Ex. $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HSO_4^- , NO_3^-



Ácido de
Brønsted



Base de
Brønsted

- HSO_4^- é a base conjugada do ácido sulfúrico
- Ácido forte tem uma base conjugada fraca
- Ácido fraco tem uma base conjugada forte



↑
Base de
Brønsted



↑
Base de
Brønsted

↑
Ácido de
Brønsted

↑
Base de
Brønsted

- Base forte, ácido fraco
- Base fraca, ácido forte

IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS FRACOS

De maneira geral um *ácido fraco*, como por exemplo o ácido hipotético HA, ioniza-se conforme representado abaixo:



Para o equilíbrio acima vale a seguinte expressão da constante de equilíbrio, K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_a é a constante de ionização do ácido. O seu valor é dependente da temperatura.

Exemplo:

Numa solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH , um ácido fraco, temos:



Para a ionização do CH_3COOH é válida a seguinte expressão para o cálculo de K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \times 10^{-5} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$



- ✓ Quanto menor o valor de K_a , mais fraco é o ácido.
- ✓ $pK_a = -\log K_a$
- ✓ No caso de ácidos polipróticos, ou seja, para aqueles ácidos que apresentam mais de um hidrogênio ionizável, a ionização ocorre em etapas e para cada etapa há uma constante de equilíbrio.
- ✓ **Exemplo:** ionização do ácido fosfórico, a 25°C.



Força do Ácido Aumenta

Ácido propanóico	Ácido acético	Ácido fórmico
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}_2\text{H}$	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	HCO_2H
$K_a = 1,3 \times 10^{-5}$	$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$	$K_a = 1,8 \times 10^{-4}$
$\text{p}K_a = 4,89$	$\text{p}K_a = 4,74$	$\text{p}K_a = 3,74$

$\text{p}K_a$ aumenta

K_a e respectivo pK_a de alguns ácidos a 25°C.

Ácido	K_a	pK_a
ácido fórmico, HCOOH	$1,8 \times 10^{-4}$	3,75
ácido benzóico, C ₆ H ₅ COOH	$6,5 \times 10^{-5}$	4,19
ácido acético, CH ₃ COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	4,75
ácido carbônico, H ₂ CO ₃	$4,3 \times 10^{-7}$	6,37
ácido hipocloroso, HClO	$3,0 \times 10^{-8}$	7,53
ácido hipobromoso, HBrO	$2,0 \times 10^{-9}$	8,69
ácido bórico, B(OH) ₃ [†]	$7,2 \times 10^{-10}$	9,14
ácido cianídrico, HCN	$4,9 \times 10^{-10}$	9,31
fenol, C ₆ H ₅ OH	$1,3 \times 10^{-10}$	9,89
ácido hipoiodoso, HIO	$2,3 \times 10^{-11}$	10,64

EXERCÍCIO 3: Em cada par a seguir, selecione o ácido mais forte.

- a) Ácido pirúvico ($pK_a = 2,49$) ou ácido láctico ($pK_a = 3,08$);
- b) Ácido cítrico ($pK_a = 3,08$) ou ácido fosfórico ($pK_a = 2,10$);
- c) Ácido benzóico ($K_a = 6,5 \times 10^{-5}$) ou ácido láctico ($K_a = 8,4 \times 10^{-4}$);
- d) Ácido carbônico ($K_a = 4,3 \times 10^{-7}$) ou ácido bórico ($K_a = 7,3 \times 10^{-10}$).

IONIZAÇÃO DE BASES FRACAS

De maneira geral uma base fraca, como por exemplo a base hipotética BOH, ioniza-se conforme representado abaixo:



Para o equilíbrio acima vale a seguinte expressão da constante de equilíbrio, K_b :

$$K_b = \frac{[\text{B}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

K_b é a constante de ionização da base. O seu valor é dependente da temperatura. **Quanto menor o valor de K_b , mais fraca é a base.** ($\text{p}K_b = -\log K_b$)



Exemplo:

Numa solução aquosa de amônia, NH_3 , uma base fraca, temos:



Para a ionização da amônia é válida a seguinte expressão para o cálculo de K_b :

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

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,75 \times 10^{-5} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

K_b e respectivo pK_b de algumas bases a 25°C.

Base	K_b	pK_b
uréia, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	$1,3 \times 10^{-14}$	13,90
anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$4,3 \times 10^{-10}$	9,37
piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1,8 \times 10^{-9}$	8,75
hidroxilamina, NH_2OH	$1,1 \times 10^{-8}$	7,97
nicotina, $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$	$1,0 \times 10^{-6}$	5,98
morfina, $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}$	$1,6 \times 10^{-6}$	5,79
hidrazina, NH_2NH_2	$1,7 \times 10^{-6}$	5,77

Fonte: Adaptado de ATKINS, 2006 : p. 472.

EXEMPLOS DE HIDRÓXIDOS ANFÓTEROS

Hidróxido	Reação como Base	Reação como Ácido
Al(OH)_3	$\text{Al(OH)}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Al(OH)}_3(\text{s}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Al(OH)}_4]^{-}(\text{aq})$
Zn(OH)_2	$\text{Zn(OH)}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Zn(OH)}_2(\text{s}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}(\text{aq})$
Sn(OH)_4	$\text{Sn(OH)}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Sn(OH)}_4(\text{s}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Sn(OH)}_6]^{2-}(\text{aq})$
Cr(OH)_3	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Cr(OH)}_4]^{-}(\text{aq})$

EXERCÍCIO 1: Escreva a fórmula para a base conjugada de cada ácido.

- a) H_2SO_4
- b) H_3BO_3
- c) HI
- d) H_3O^+
- e) NH_4^+
- f) HPO_4^{2-}

EXERCÍCIO 2: Escreva a fórmula para o ácido conjugado de cada base.

- a) OH^-
- b) HS^-
- c) NH_3
- d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$
- e) CO_3^{2-}
- f) HCO_3^-

ESCALA DE pH

- ✓ **Água Pura:** considerada, em geral, não condutora de eletricidade.
- ✓ Na realidade, já foi demonstrado por medidas precisas que a água apresenta uma condução pequena de eletricidade, que decorre da sua auto-ionização, isto é:



ou



ESCALA DE pH

- ✓ A água pura é neutra, pois apresenta concentrações iguais de H_3O^+ e OH^- .
- ✓ Condições para que uma solução seja considerada *ácida*, *neutra* ou *alcalina* (básica):

se $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow$ a solução é neutra;

se $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow$ a solução é ácida;

se $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow$ a solução é alcalina ou básica.

ESCALA DE pH

- ✓ Na água pura, a 25°C , as concentrações de H_3O^+ e de OH^- correspondem a $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L. Assim:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,0 \times 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7,00$$

- ✓ Conseqüentemente:

Soluções neutras exibem $\text{pH} = 7,00$

Soluções ácidas exibem $\text{pH} < 7,00$

Soluções básicas ou alcalinas apresentam $\text{pH} > 7,00$



Outras equações importantes:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

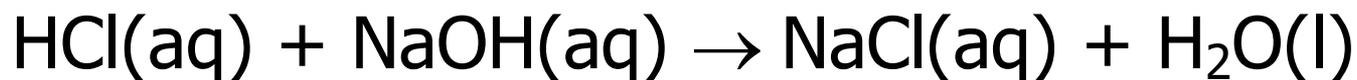
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

SAIS

- ✓ Compostos iônicos que contêm cátion proveniente de uma base e ânion proveniente de um ácido.
Exs.: NaCl e Na₂SO₄.



Exemplos de Reações de Neutralização

HNO_3	+	NaOH	\longrightarrow	NaNO_3	+	H_2O
Ácido		Base		Sal		Água
$\text{H}^+ \text{NO}_3^-$		$\text{Na}^+ \text{OH}^-$		$\left[\text{Na}^+ \right]_1 \left[\text{NO}_3^- \right]_1$		HOH
H_2SO_4	+	Ca(OH)_2	\longrightarrow	CaSO_4	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
Ácido		Base		Sal		Água
$\text{H}^+ \text{SO}_4^{2-}$		$\text{Ca}^{2+} \text{OH}^-$		$\left[\text{Ca}^{2+} \right]_2 \left[\text{SO}_4^{2-} \right]_2$		HOH
$\text{H}^+ \text{SO}_4^{2-}$		$\text{Ca}^{2+} \text{OH}^-$				HOH
H_3PO_4	+	3KOH	\longrightarrow	K_3PO_4	+	$3 \text{H}_2\text{O}$
Ácido		Base		Sal		Água
$\text{H}^+ \text{PO}_4^{3-}$		$\text{K}^+ \text{OH}^-$		$\left[\text{K}^+ \right]_3 \left[\text{PO}_4^{3-} \right]_1$		HOH
$\text{H}^+ \text{PO}_4^{3-}$		$\text{K}^+ \text{OH}^-$				HOH
$\text{H}^+ \text{PO}_4^{3-}$		$\text{K}^+ \text{OH}^-$				HOH



EXERCÍCIO 5: Equacione a reação do HCl com cada um dos compostos a seguir:

- a) Na_2CO_3 ;
- b) NaOH ;
- c) NH_3 ;
- d) CH_3NH_2 ;
- e) NaHCO_3 .

Sais de Ácidos Fortes e Bases Fortes: formam-se a partir da reação de um ácido forte com uma base forte. **Têm caráter neutro.**

Exemplos:

Cloreto de Sódio, NaCl

Cloreto de Potássio, KCl

Nitrato de Sódio, NaNO₃

Brometo de Potássio, KBr

Perclorato de Sódio, NaClO₄

A dissolução desses sais em água resultará em uma solução neutra, ou seja, que apresentará pH = 7,00.

Sais de Ácidos Fracos e Bases Fortes: formam-se a partir da reação de um ácido fraco com uma base forte. **Têm caráter básico ou alcalino.**

Exemplos:

Acetato de Sódio, NaCH_3COO

Cianeto de Potássio, KCN

Nitrito de Sódio, NaNO_2

Fosfato de Sódio, Na_3PO_4

Bicarbonato de Sódio, NaHCO_3

A dissolução desses sais em água resultará em uma solução alcalina, ou seja, que apresentará $\text{pH} > 7,00$.



JUSTIFICATIVA:

O ânion desse tipo de sal sofre hidrólise, isto é, reage com a água produzindo OH⁻.

Exemplo: dissolução do NaHCO₃ em água.



Reação de Hidrólise:



Sais de Ácidos Fortes e Bases Fracas: formam-se a partir da reação de um ácido forte com uma base fraca. **Têm caráter ácido.**

Exemplos:

Cloreto de Amônio, NH_4Cl

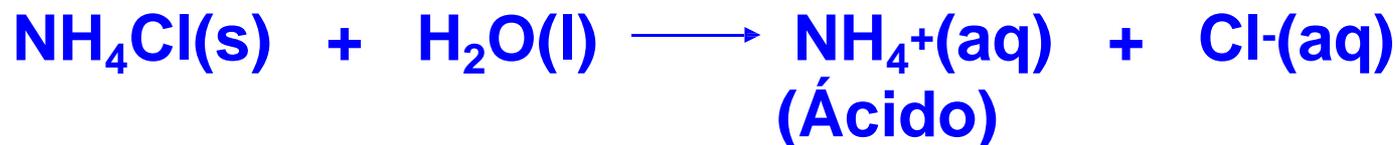
Nitrato de Amônio, NH_4NO_3

A dissolução desses sais em água resultará em uma solução ácida, ou seja, que apresentará $\text{pH} < 7,00$.

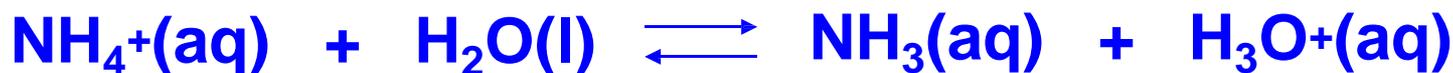
JUSTIFICATIVA:

O **cátion** desse tipo de sal **sofre hidrólise**, isto é, reage com a água produzindo H^+ ou H_3O^+ .

Exemplo: dissolução do NH_4Cl em água.



Reação de Hidrólise:



EXERCÍCIO 6: Qual das soluções a seguir será mais ácida, ou seja, qual terá o pH mais baixo?

a) $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ ou $\text{HCl}(\text{aq})$ $0,10 \text{ mol L}^{-1}$?

b) $\text{NaCl}(\text{aq})$ $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ ou $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$ $0,10 \text{ mol L}^{-1}$?

c) Aspirina ($\text{pK}_a = 3,47$) $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ ou ácido acético $0,10 \text{ mol L}^{-1}$?

Ácidos e Bases de Lewis

- ✓ Baseia-se no compartilhamento de pares de e⁻ entre ácido e base.
- ✓ **Ácido de Lewis:** substância capaz de aceitar um par de elétrons de outro átomo para formar uma nova ligação.
- ✓ **Base de Lewis:** substância capaz de “doar” um par de elétrons a outro átomo para formar uma nova ligação.

Reações Ácido-Base de Lewis

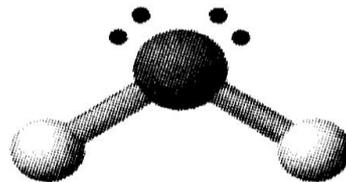
Ácido de Lewis



H^+

+

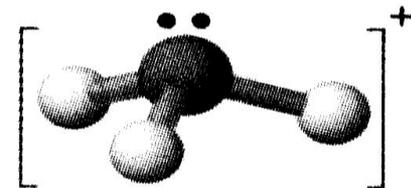
Base de Lewis



H_2O



Aduto

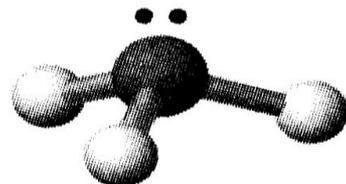


H_3O^+

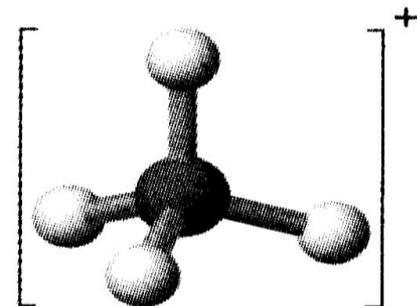


H^+

+

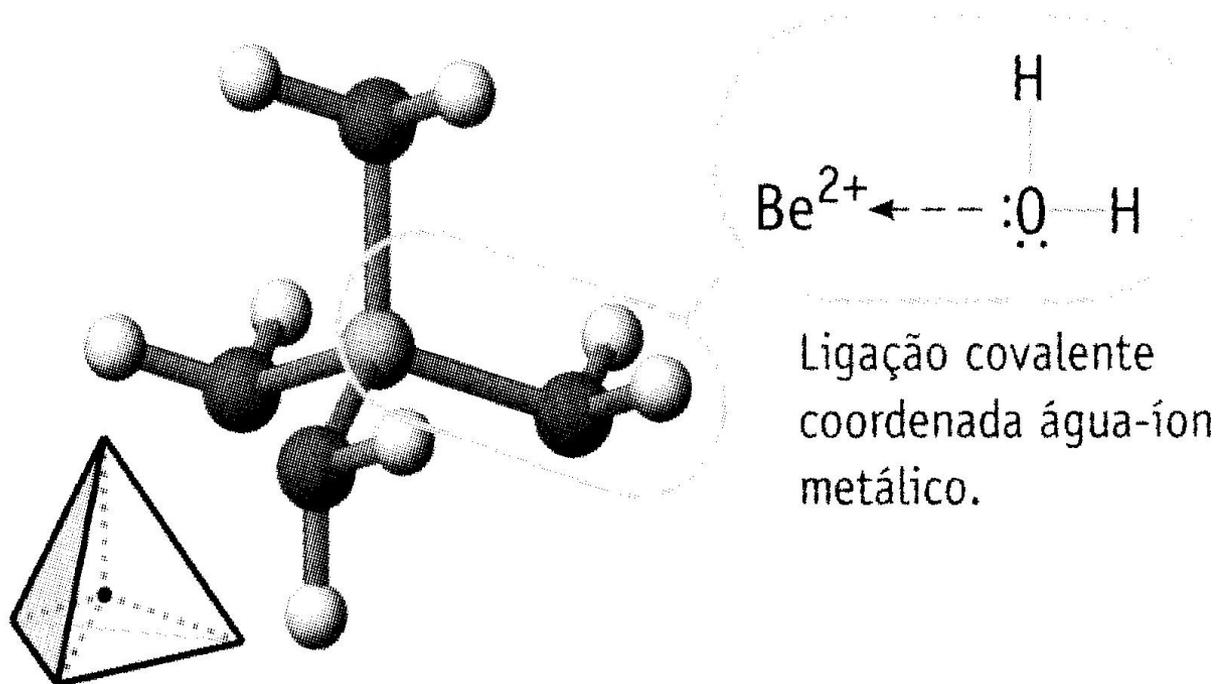


NH_3



NH_4^+

Exemplo de Reação Ácido-Base de Lewis



Tetraédrico



