

### Arrhenius

ácidos e bases restritos à água

#### ÁCIDOS

liberam  $H^+$  em (aq)

força ácida:

$n^{\circ} O - n^{\circ} H$  ionizáveis = 0 (fraco)

hidrácidos [ ácido ...ídrico ]

#### BASES

liberam  $OH^-$  em (aq)

[ hidróxido de ... ]

formam soluções eletrolíticas: ácido + base  $\rightarrow$  água + sal

### Bronsted-Lowry

não depende mais de soluções aquosas

#### ÁCIDOS

cede prótons  $H^+$

#### BASES

recebe prótons

$$K_a = \frac{[A][H_3O^+]}{[HA]}$$

A reação sempre acontece com um ácido e um base no meio, assim, a capacidade de ionização de um depende de seu conjugado e da outra substância.

Anfótera/Anfiprótica: dependendo do meio pode ser ácido ou base.

### Lewis

#### ÁCIDOS

aceita pares de elétrons

cátions (atração)

octeto incompleto (gera orbitais livres)

expansão do octeto [S]

#### BASES

doa pares de elétrons

ânions

moléculas neutras com pares não eletrônicos

ligates no átomo central ( $H_2O$ )

1. formação de complexo ou aduto  
[A+B=AB]

Reações ácido-base de LEWIS

2. deslocamento  
[BA+C=B+AC]

3. metátese (dupla troca)  
[AB+CD=AD+CB]

### Força de Acidez e Basicidade

#### Ácido

Bronsted-Lowry

doar prótons

#### Base

receber prótons

Se um ácido tem grande tendência em doar  $H^+$ , a sua base conjugada tem pouca tendência em receber  $H^+$ . Ácido forte  $\rightarrow$  Base fraca

### Estrutura x Força

#### ÁCIDOS

diferença de eletrogeneratividade

mais ácido

quanto mais fraca ligação H-X

quanto mais estável a base conjugada

quanto maior a polarização

#### ÁCIDOS BINÁRIOS [HI, HF]

tamanho do átomo

H ligado em átomos grandes é mais ionizável (pois a ligação fica mais fraca)

mesmo período

átomos do mesmo período tem raios próximos e não causam muita diferença na força da ligação

maior a polaridade

maior a ionização

#### OXIÁCIDOS [YOH]

se Y = metal

ligação Y-OH iônica, mais fácil a ruptura Y-OH do que YO-H

se Y = ametal

quanto maior a eletronegatividade de Y (mais polar), maior a acidez do H

eletronegativos adicionais

elementos eletronegativos ligados no Y ajudam a polarizar molécula

#### ÁCIDOS DE LEWIS

maior força ácida

quanto mais disponível um orbital vazio

átomos centrais com carga +

Regra de Pauling: usada para medir a força de oxiácidos mononucleares.

$OpE(OH)_q \rightarrow pK_a = 8-5p$

$HNO_3 = O_2N(OH)_1$



By Zulle

[cheatography.com/zulle/](http://cheatography.com/zulle/)

Published 23rd March, 2022.

Last updated 15th March, 2022.

Page 1 of 3.

Sponsored by [CrosswordCheats.com](http://CrosswordCheats.com)

Learn to solve cryptic crosswords!

<http://crosswordcheats.com>

### Estrutura x Força

#### BASES

maior basicidade maior nº de pares de elétrons não ligantes

quanto mais localizado  $e^-$ , mais fácil ele ser atacado, aumentando basicidade

#### BASES DE LEWIS

maior basicidade mais  $e^-$  disponíveis

(g)  $NH_3 < (CH_3)NH_2 < (CH_3)_2NH < (CH_3)_3NH_2$

(aq)  $NH_3 < (CH_3)_3NH_2 < (CH_3)NH_2 < (CH_3)_2NH$  (maior solvatação, mais estável, mais básico)

força indutiva força retiradora de  $e^-$  torna a molécula menos básica

ressonância diminui a disponibilidade de  $e^-$

### Ácidos e Bases Duros e Macios

#### Conceito de Pearson

**DURO:** menos polarizável ↓ raio  
↑ carga

**MACIO:** mais polarizável ↑ raio  
↓ carga

1. átomos mais eletronegativos prendem mais o  $e^-$  para si duro

2. substituintes que retiram a densidade  $e^-$  duro

3. ressonância dispersa a nuvem  $e^-$  macio

D-D: ligação de caráter iônico acentuado, pq temos grande dif. de eletronegatividade

M-M: ligação covalente acentuado

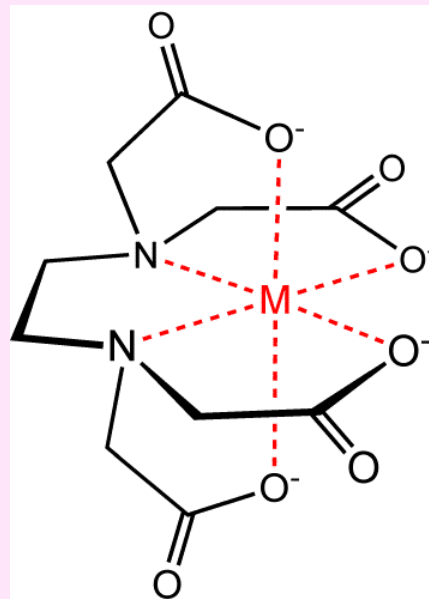
### Compostos de Coordenação

nº de coordenação nº de átomos ligados por lig. covalente coordenada no átomo central

espécie central: ácidos de lewis, cátions, metais

espécie ligante: bases de lewis, par de  $e^-$  não compartilhado, ânions

### Estrutura Compostos de Coordenação



### Geometria Compostos de Coordenação

NC=2	linear [180°]	íons $1^+$ grupo 11, $d^{10}$
NC=3	trig. planar [120°]	íons $1^+$ , grupo 11-12, $d^{10}$
NC=4	tetraédrica [109,5°]	$d^0-d^{10}$ (centro ↓ ligante ↑)
	quad. planar [90°]	$d^8$ ou $s^1d^7$
NC=5	bipirâmide trig. [120°]	↓ diferença de energia
	em solução, com ligantes monodentados o complexo é fluxional = pseudo rotação de Berry	
NC=6	octaédrica [90°]	$d^0-d^9$
	prisma trig., antiprisma	$Zr^{2+}$ ; $W^{4+}$ ; $Mo^{4+}$
NC=7	prisma trig. ecapuzado, bipirâmide pentag., octaédro ecapuzado	4d, 5d e orbitais f
NC=8	cubo, dodecaedro trigonal	muita repulsão no vértice
NC=9	prisma trigonal triencapuzado	orbitais f



### Isomeria Compostos de Coordenação

#### ISÔMEROS ESTRUTURAIS

ligação

1.ionização	troca da esfera interna pela externa $[\text{CoBr}(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4 \leftrightarrow [\text{Co}(\text{SO}_4)(\text{NH}_3)_5]\text{Br}$
2.hidratação ou solvatação	$[\text{CrCl}(\text{OH}_2)_4]\text{Cl} \cdot 2(\text{H}_2\text{O})$
3.coordenação	$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6] \leftrightarrow [\text{Cr}(\text{CN})_6][\text{Co}(\text{NH}_3)_6]$
4.ligação	ligantes ambidentados (CN é mono) $[\text{X-SCN}] \leftrightarrow [\text{X-NCS}]$

#### ESTÉREOISÔMEROS

arranjo espacial

1.geométrico	diastereoisômero (imagem não especular) cis-trans fac-mer (octa. com 3lig. iguais)
2.ótico	complexos quirais enantiômeros

DICAS:

- tetraédricos podem ter ótico
- quadrado planar - cis-trans
- complexos bipiramidais trigonais e pirâmides de base quadrada não se pode estabelecer isômeros (são fluidos)
- octaédricos =  
[MA<sub>6</sub>] [MA<sub>5</sub>B] - nada  
[MA<sub>4</sub>B<sub>2</sub>] - cis-trans  
[MA<sub>3</sub>B<sub>3</sub>] - fac-mer  
[MA<sub>2</sub>B<sub>2</sub>C<sub>2</sub>] - todos trans, um trans dois cis, todos cis (gera enantiômeros)

### Cor e Magnetismo - Complexos

da identidade do íon metálico;

COR estado de oxidação (NOX);

dos tipos de ligantes coordenados ao metal.

MAGNETISMO ↓ diamagnético

↑ paramagnético

O olho enxerga a cor refletida ou a cor complementar à que foi absorvida.

### Teoria do Campo Cristalino - TCC

