

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]

[hidróxido de ...]

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

BASES

liberam OH^- em (aq)

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

Base

Brosted-Lowry

doar prótons

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 Y-O-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.

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

$HNO_3 = O_2N(OH)_1$

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 $\downarrow$ raio, $\uparrow$ carga

MACIO: mais polarizável $\uparrow$ raio, $\downarrow$ carga

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

2. substituintes que tiram 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

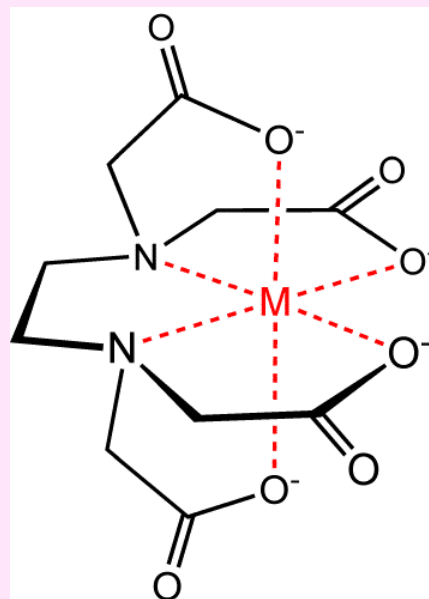
Compostos de Coordenação

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 $\downarrow$ ligante $\uparrow$)
	quad. planar [90°]	d ⁸ ou s ¹ d ⁷
NC=5	bipirâmide trig. [120°]	$\downarrow$ 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., octaédrio 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 diástereoisômero (imagem não especular)

cis-trans

fac-mer (octa. com 3lig. iguais)

2.ótico complexos quirais

enantiômeros

DICAS:

- 1.tetraédricos podem ter ótico
- 2.quadrado planar - cis-trans
- 3.complexos bipiramidais trigonais e pirâmides de base quadrada não se pode estabelecer isômeros (são fluidos)
- 4.octaédricos =
 $[\text{MA}_6]$ $[\text{MA}_5\text{B}]$ - nada
 $[\text{MA}_4\text{B}_2]$ - cis-trans
 $[\text{MA}_3\text{B}_3]$ - fac-mer
 $[\text{MA}_2\text{B}_2\text{C}_2]$ - 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 $\uparrow\downarrow$ diamagnético

$\uparrow$ paramagnético

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

Teoria do Campo Cristalino - TCC



By Zulle
cheatography.com/zulle/

Published 23rd March, 2022.
 Last updated 15th March, 2022.
 Page 3 of 3.

Sponsored by CrosswordCheats.com
 Learn to solve cryptic crosswords!
<http://crosswordcheats.com>