

Arrhenius	
ácidos e bases restritos à água	
ÁCIDOS	BASES
liberam H^+ em (aq)	liberam OH^- em (aq)
força ácida:	
$n^\circ O - n^\circ H$ ionizáveis = 0 (fraco)	
hidrácidos [ácido ...ídrico]	[hidróxido de ...]
formam soluções eletrolíticas: ácido + base -> água + sal	

Bronsted-Lowry	
não depende mais de soluções aquosas	
ÁCIDOS	BASES
cede prótons H^+	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	BASES
aceita pares de elétrons	doa pares de elétrons
cátions (atração)	ânions
octeto incompleto (gera orbitais livres)	moléculas neutras com pares não eletrônicos
expansão do octeto [S]	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 -> 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.	
$OpE(OH)_q \rightarrow pK_a = 8-5p$	
$HNO_3 = O_2N(OH)_1$	



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

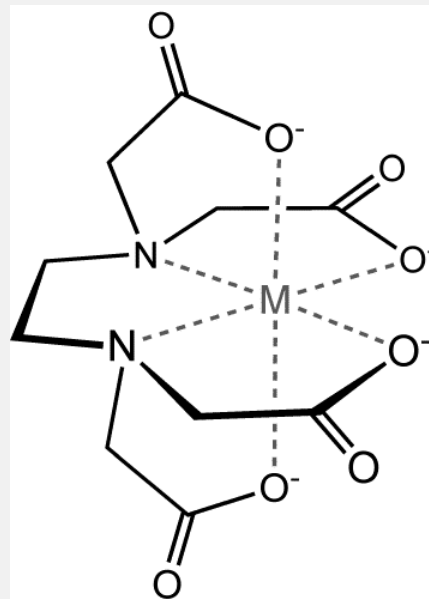
Compostos de Coordenação

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:

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 ↓ diamagnético

↑ paramagnético

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

Teoria do Campo Cristalino - TCC

