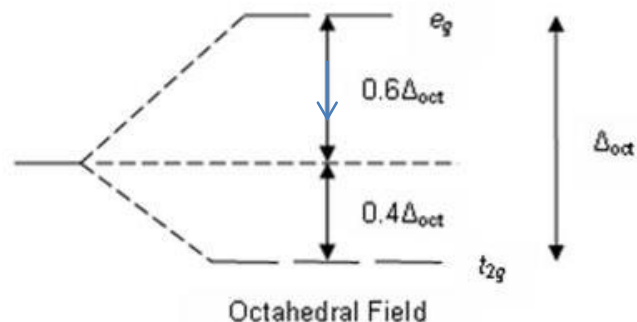


“Série espectroquímica” na prática



$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$\Delta_{\text{octaédrico}}$ valor depende da “força” do ligante

Exemplo com complexos de Cu^{2+}

$\text{I}^- < \text{Br}^- < \text{S}^{2-} < \text{SCN}^- < \text{Cl}^- < \text{NO}_2^- < \text{N}_3^- < \text{F}^- < \text{OH}^- < \text{C}_2\text{O}_4^{2-} < \text{H}_2\text{O} < \text{NCS}^- < \text{CH}_3\text{CN} < \text{py} < \text{NH}_3 < \text{en} < \text{bipy} < \text{phen} < \text{NO}^- < \text{PPh}_3 < \text{CN}^- < \text{CO}$



Força do campo ligante

Absorção e cores complementares

absorvida

Transmitida (*aquela que a gente vê em uma solução*)

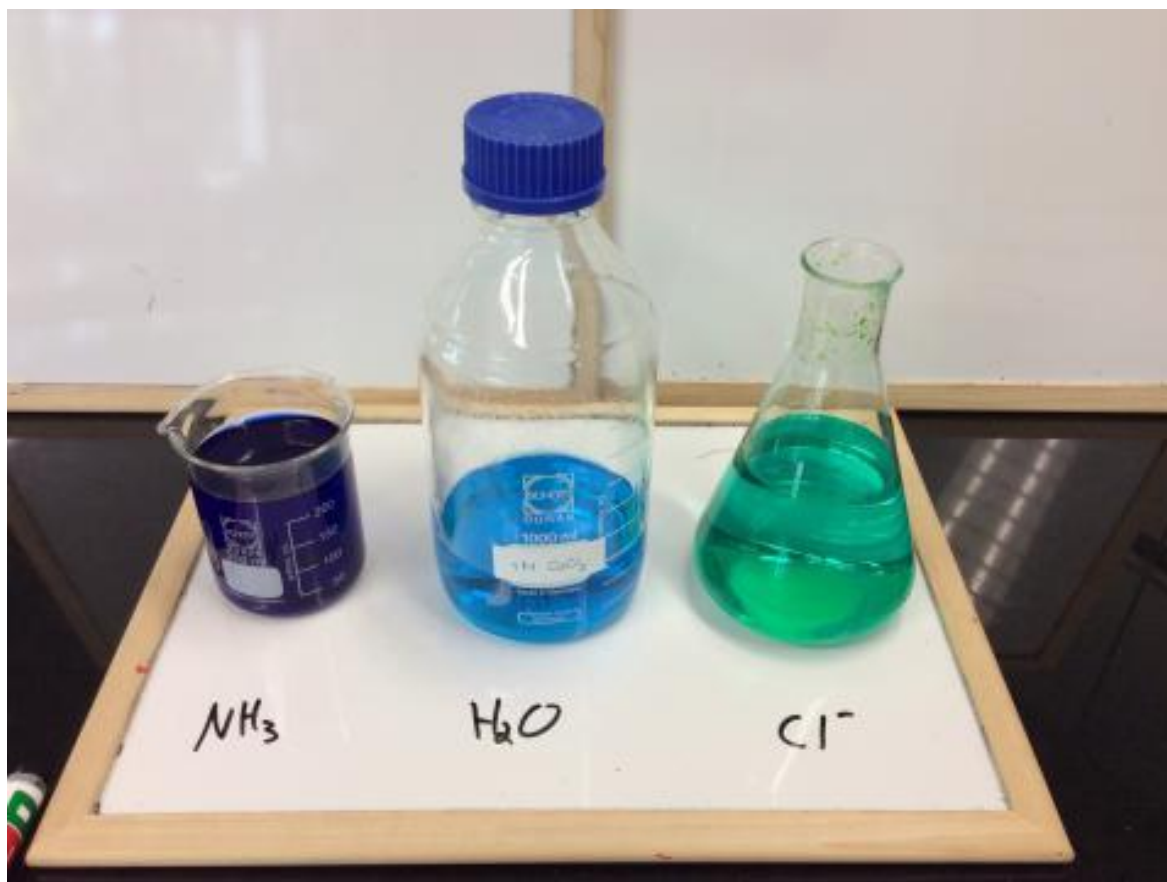
Colour of light <i>absorbed</i>	Approximate wavelength ranges / nm	Corresponding wavenumbers (approximate values) / cm ⁻¹	Colour of light <i>transmitted</i> , i.e. complementary colour of the absorbed light
Red	700–620	14 300–16 100	Green
Orange	620–580	16 100–17 200	Blue
Yellow	580–560	17 200–17 900	Violet
Green	560–490	17 900–20 400	Red
Blue	490–430	20 400–23 250	Orange
Violet	430–380	23 250–26 300	Yellow

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

† When an electronic spectrum exhibits more than one absorption in the visible region, the simplicity of the colour wheel does not hold.

Table 20.2a The visible part of the electromagnetic spectrum.

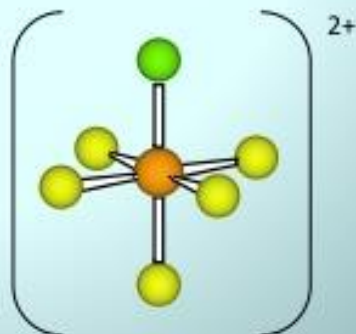
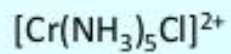
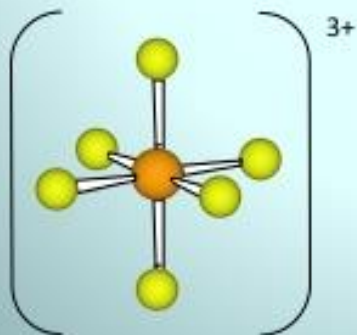
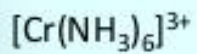
Cu^{2+} com 3 ligantes diferentes



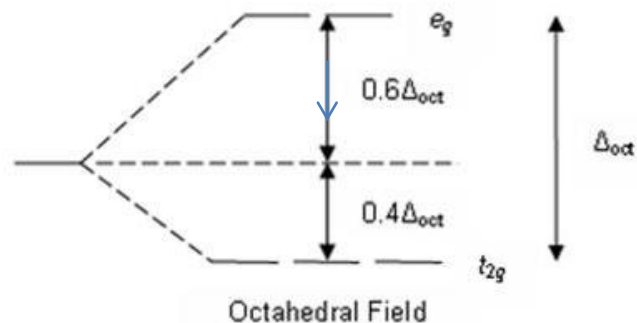
Mais um exemplo

Efeito da magnitude de Δ na cor dos complexos

2 Para um dado íon metálico, a cor depende do ligante



“Série espectroquímica” na prática



$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$\Delta_{\text{octaédrico}}$ valor depende da “força” do ligante

$I^- < Br^- < S^{2-} < SCN^- < Cl^- < NO_2^- < N_3^- < F^- < OH^- < C_2O_4^{2-} < H_2O < NCS^- < CH_3CN < py < NH_3 < en < bipy < phen < NO_2^- < PPh_3 < CN^- < CO$



Força do campo ligante

Absorção e cores complementares

absorvida

Transmitida (*aquela que a gente vê em uma solução*)

Colour of light <i>absorbed</i>	Approximate wavelength ranges / nm	Corresponding wavenumbers (approximate values) / cm ⁻¹	Colour of light <i>transmitted</i> , i.e. complementary colour of the absorbed light
Red	700–620	14 300–16 100	Green
Orange	620–580	16 100–17 200	Blue
Yellow	580–560	17 200–17 900	Violet
Green	560–490	17 900–20 400	Red
Blue	490–430	20 400–23 250	Orange
Violet	430–380	23 250–26 300	Yellow

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

† When an electronic spectrum exhibits more than one absorption in the visible region, the simplicity of the colour wheel does not hold.

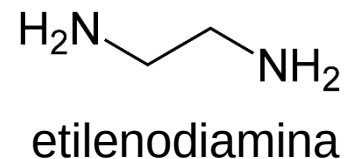
Table 20.2a The visible part of the electromagnetic spectrum.

Exercício (usando a série espectroquímica)

Dos dois complexos:

a) $[\text{CoF}_6]^{3-}$ e

b) $[\text{Co}(\text{etilenodiamina})_3]^{3+}$,



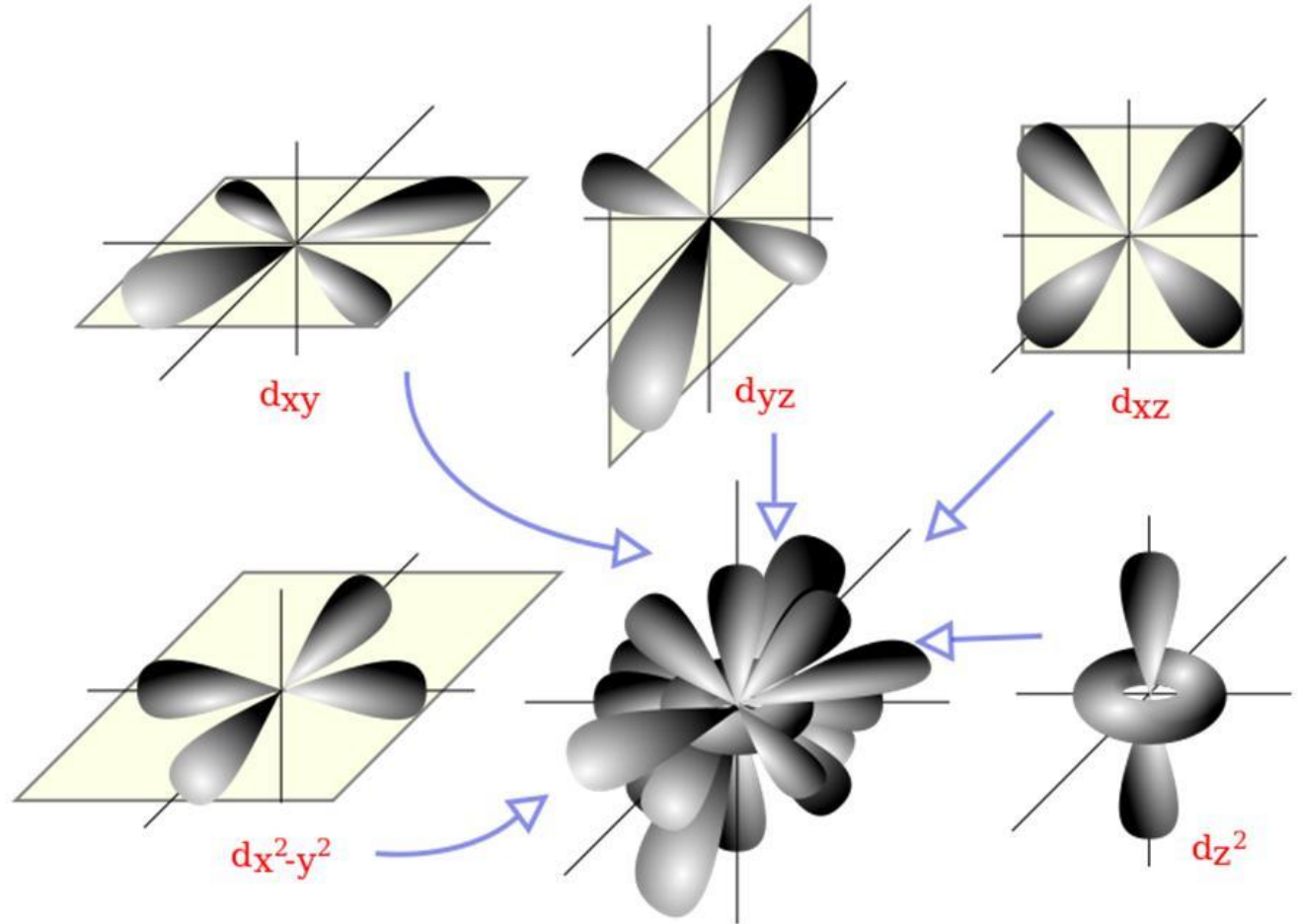
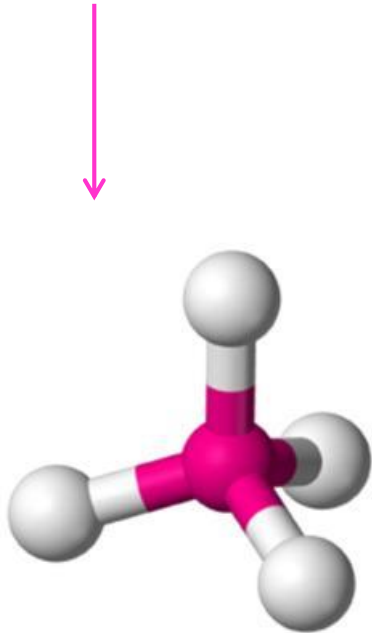
um é amarelo e o outro é azul.

Identifique o complexo pela cor e justifique sua escolha.

Teoria do campo cristalino

Complexos tetraédricos

Quatro ligantes se aproximam do cátion alinhados com as pontas de um **tetraedro**

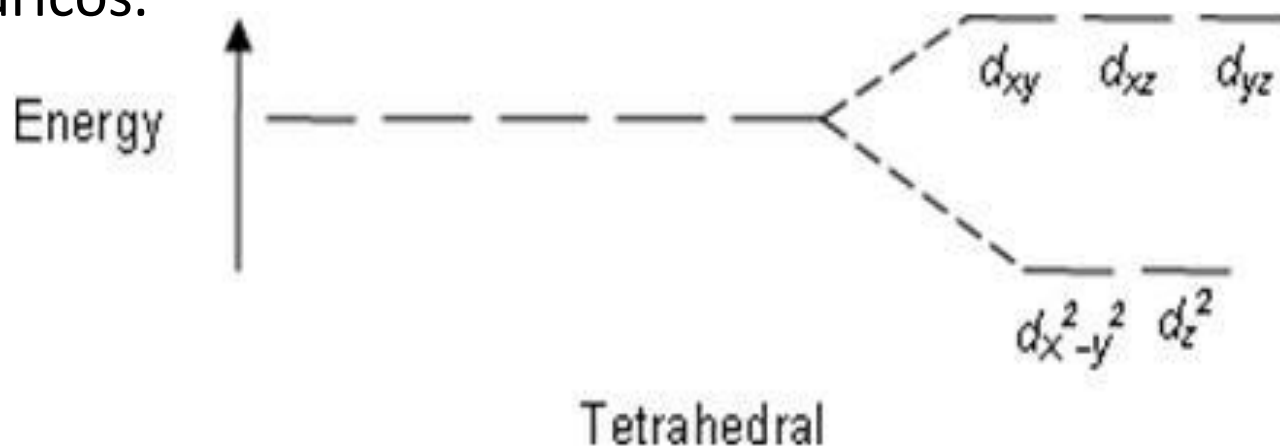


Orbitais d

Complexos tetraédricos

Pense: Como a teoria do campo cristalino explicaria cátions metálicos que apresentam estrutura tetraédrica???

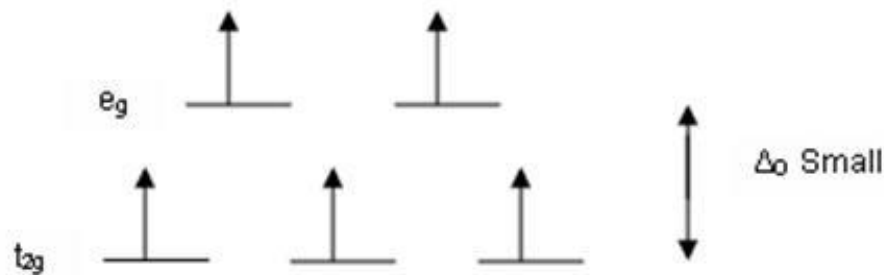
Há complexos que contêm cátions do grupo "d" que possuem somente **4 ligantes distribuídos nas pontas de um tetraedro** e não 6 ligantes como nos complexos octaédricos estudados anteriormente. Nestes casos, não há uma orientação direta dos orbitais dos ligantes com os orbitais d do cátion metálico, mas a maior aproximação com os orbitais xz, xy e yz (não alinhados com as pontas de um octaedro) fazem com que, nestes complexos, os orbitais de maior energia sejam xz, xy e yz e não z^2 , x^2-y^2 como nos complexos octaédricos.



Nos complexos tetraédricos, a diferença de energia entre os dois níveis ocupados pelos orbitais "d" é menor do que a diferença observada nos complexos octaédricos

$$\Delta_{\text{tetraédrico}} \approx \frac{4}{9} \Delta_{\text{octaédrico}}$$

Por isso, a energia de emparelhamento de elétrons, usualmente é maior do que a separação de energia entre os orbitais. Desta forma, as estruturas tetraédricas somente são relevantes em cátions metálicos que possuem mais do que 5 elétrons "d".



+ Exercícios relevantes em química bioinorgânica

Capítulo 16 do livro Atkins (Princípios de Química):

Estrutura eletrônica dos complexos

>> exercícios 16.45-16.51; 16.53-16.56; 16.61

Capítulo 19 do livro Shriver e Atkins (Química Inorgânica):

complexos dos metais do bloco "d" >> exercícios 19.1a;
19.1b; 19.1c; 19.1f 19.4; 19.19; 19.23 (como projeto)

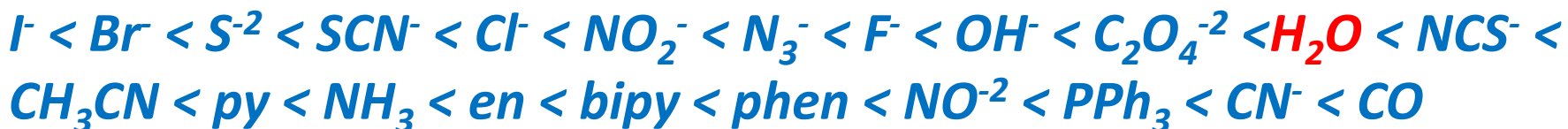
Todas as questões levantadas em sala de aula nos tópicos
"pense"

Exercício 16. 47 – Atkins Princípios de Química (*Próxima aula.....*)

Quando a força do campo ligante é grande o suficiente para que ocorra emparelhamento preferencial de elétrons?

Requer confirmação experimental (paramagnetismo), mas, na série espectroquímica, a posição da água costuma ser o limite para campo fraco

série espectroquímica

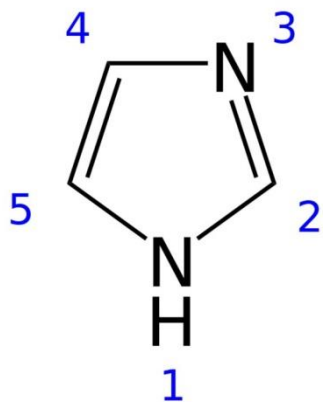


Força do campo ligante $\rightarrow$

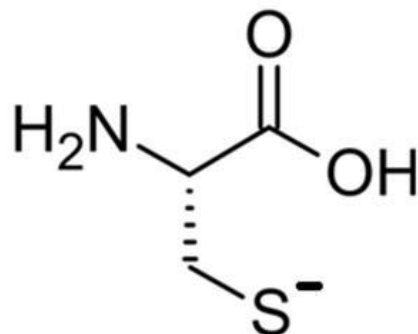
Complexos

- a) $[Co(NH_3)_6]^{3+}$
- b) $[NiCl_4]^{2-}$ (tetraédrico)
- c) $[Fe(OH_2)_6]^{3+}$
- d) $[Fe(CN)_6]^{3-}$

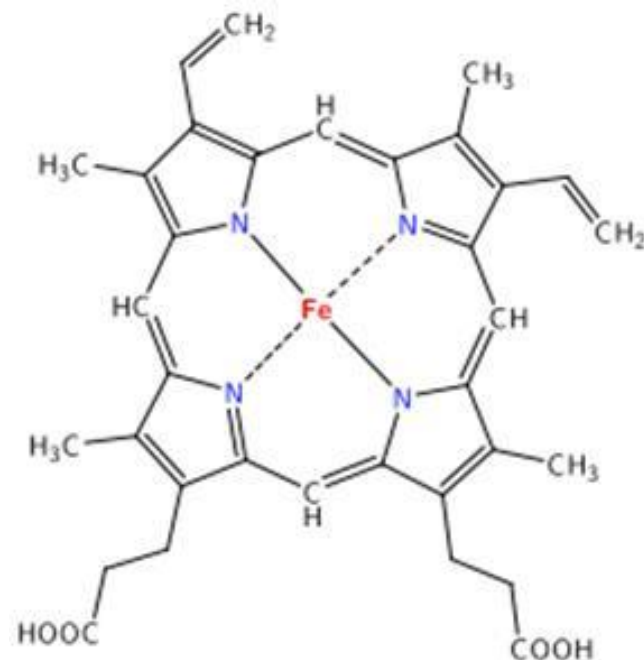
Sítios biológicos de coordenação de íons metálicos (alguns exemplos)



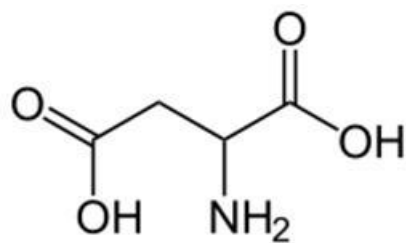
**Imidazol (no AA
Histidina)**
*comumente formando
complexos com Cobre*



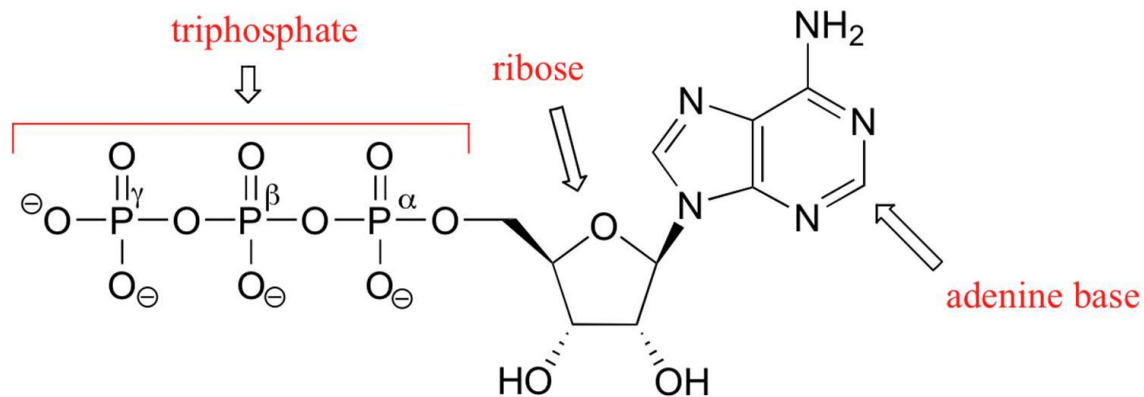
Cisteína



Porfirina



Amino ácidos
(função carboxila livre)



ATP
adenosine triphosphate (ATP)