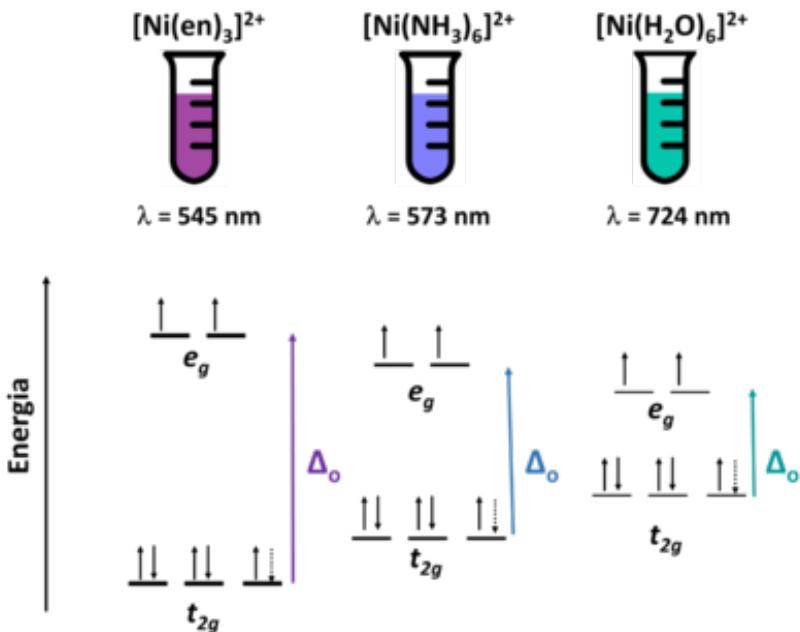


# *Química dos Metais de Transição*

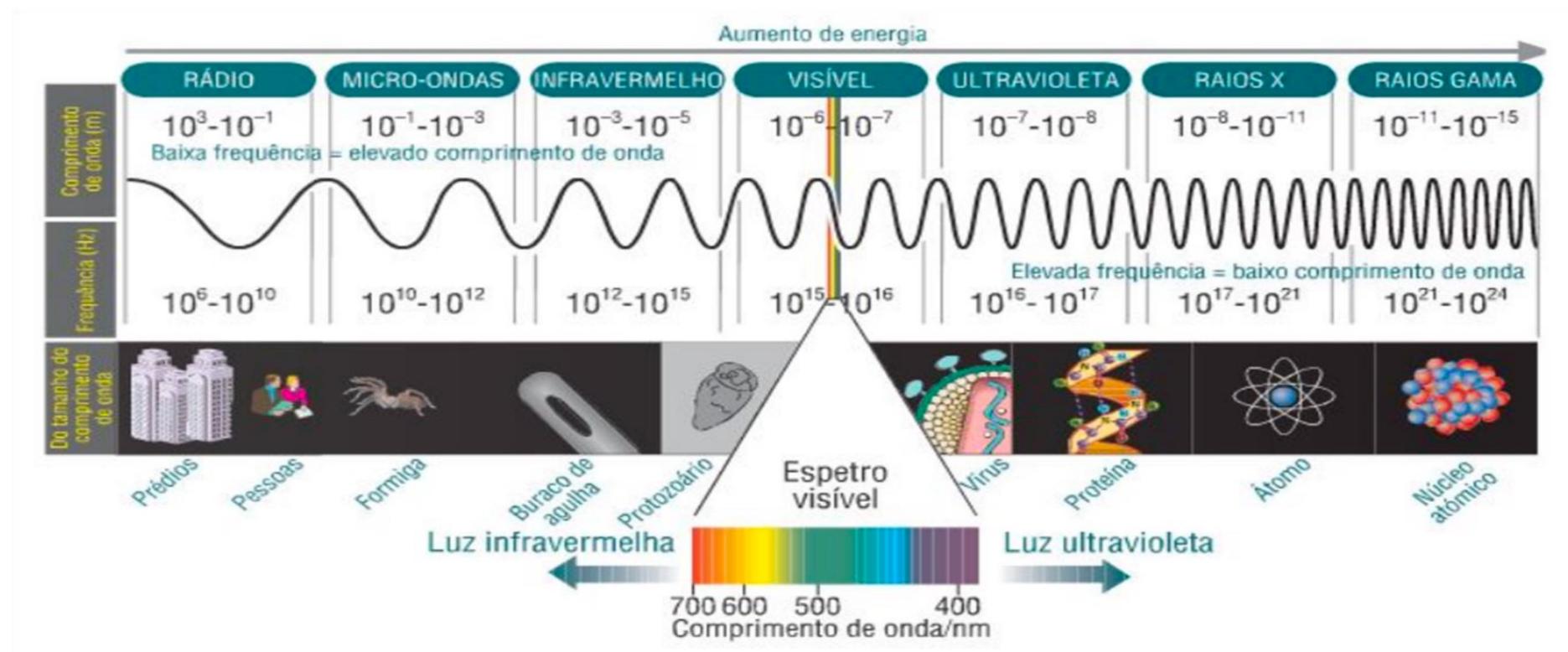
## Compostos de Coordenação

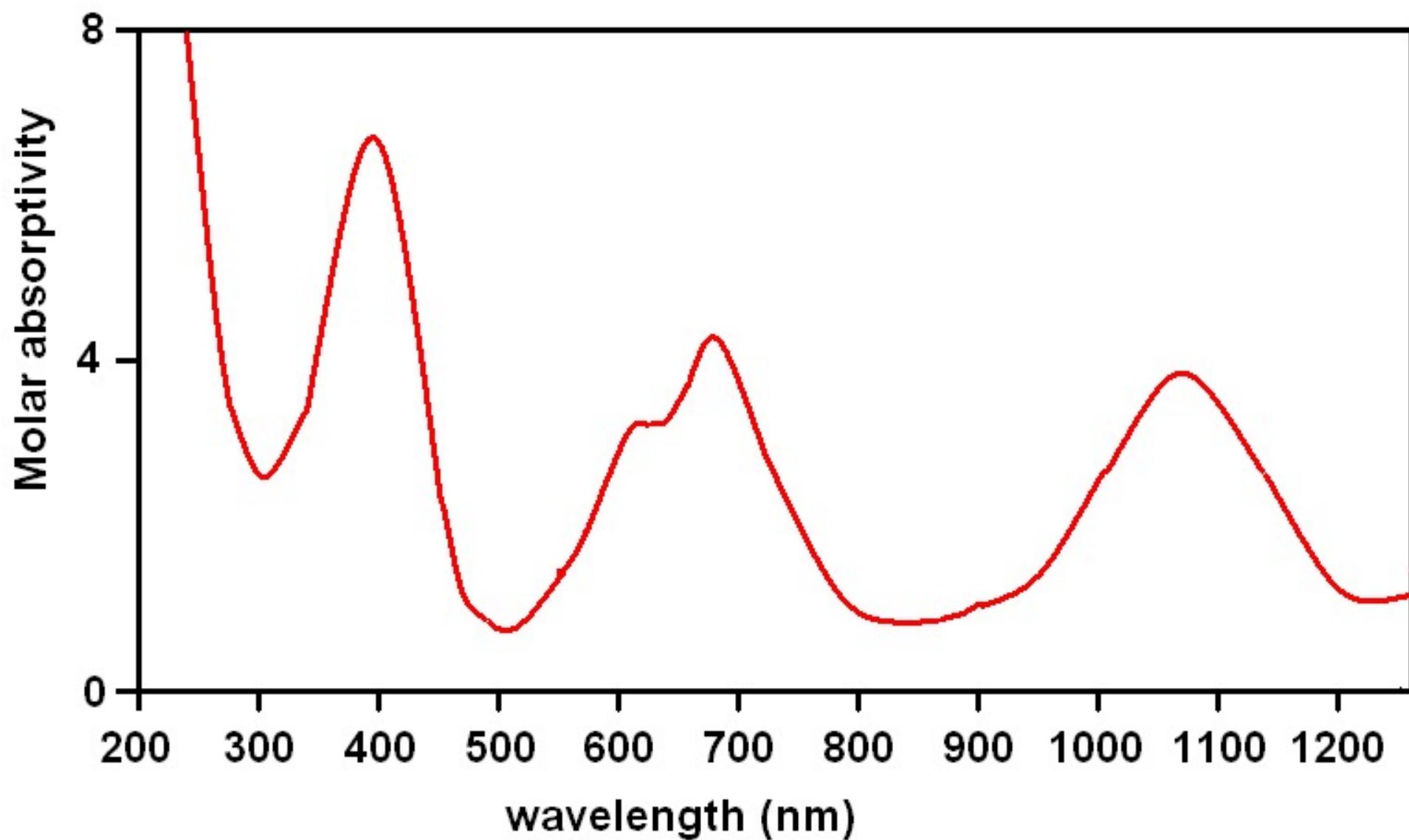
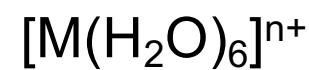


Química Inorgânica 1  
2020-2021  
Carlos Lodeiro  
cle@fct.unl.pt

## Espectros Eletrónicos UV-vis : A Cor.

A espectroscopia eletrônica, decorre da absorção luminosa do comprimento de onda ( $\lambda$ ) em determinada região do espectrômetro.



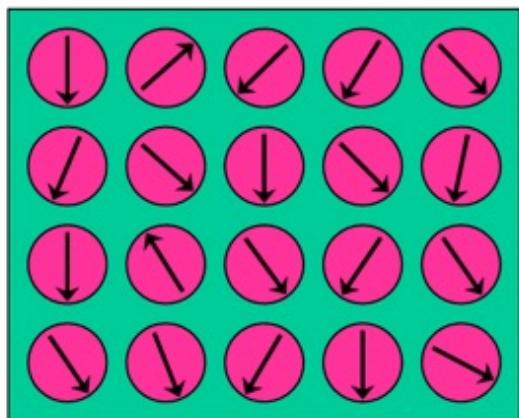


## Cor em complexos

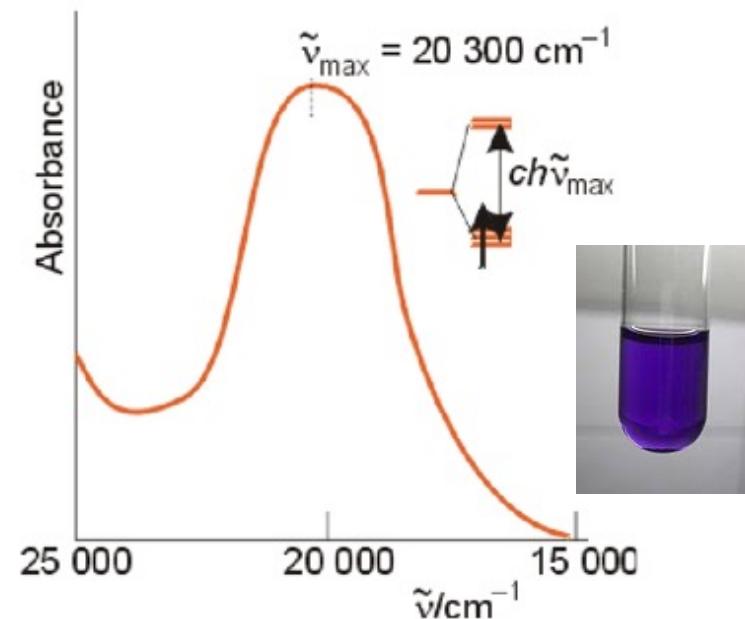


Complexos de Cobalto

## Propriedades magnéticas



## Espectros eletrônicos

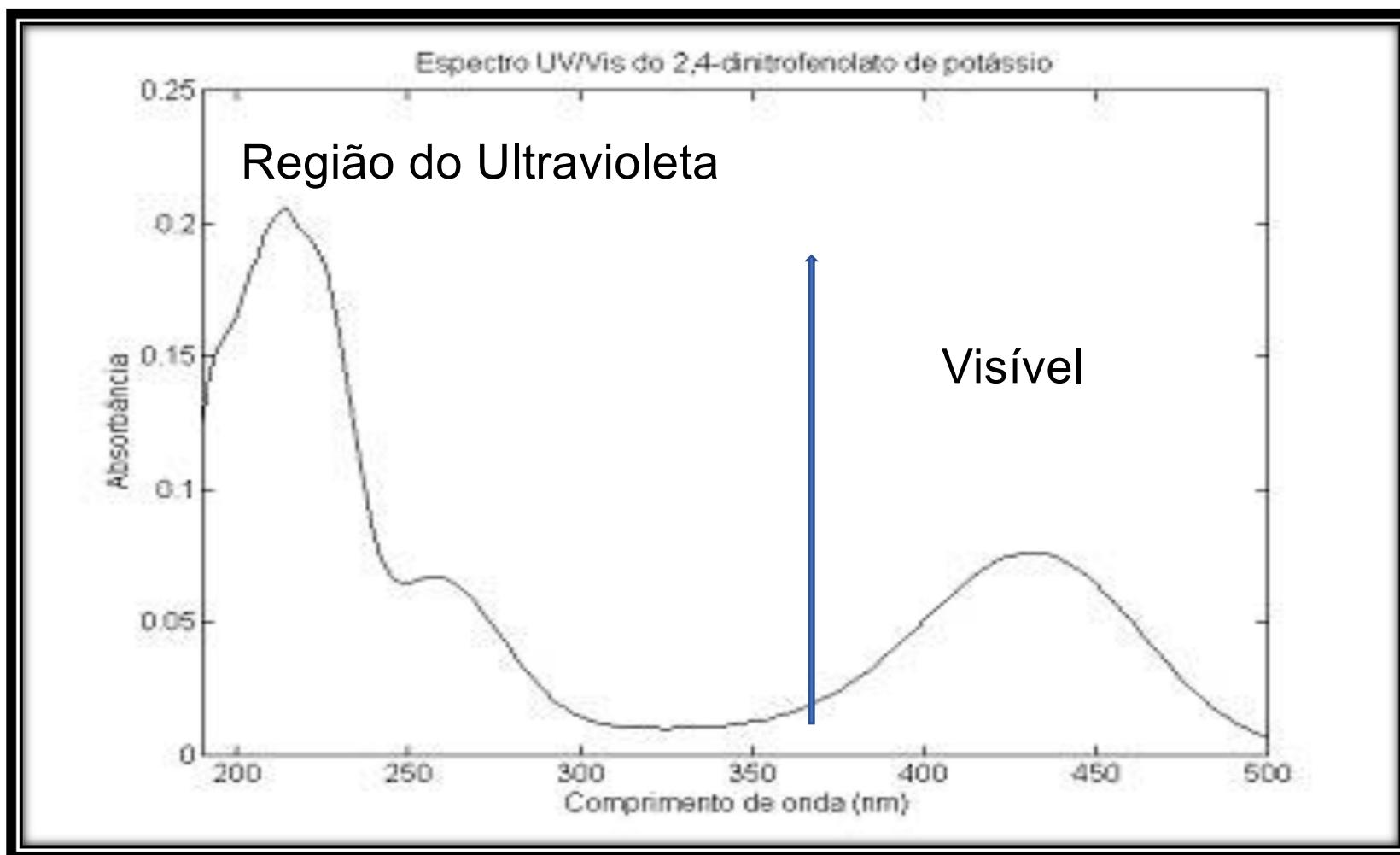


# Aquo complexos

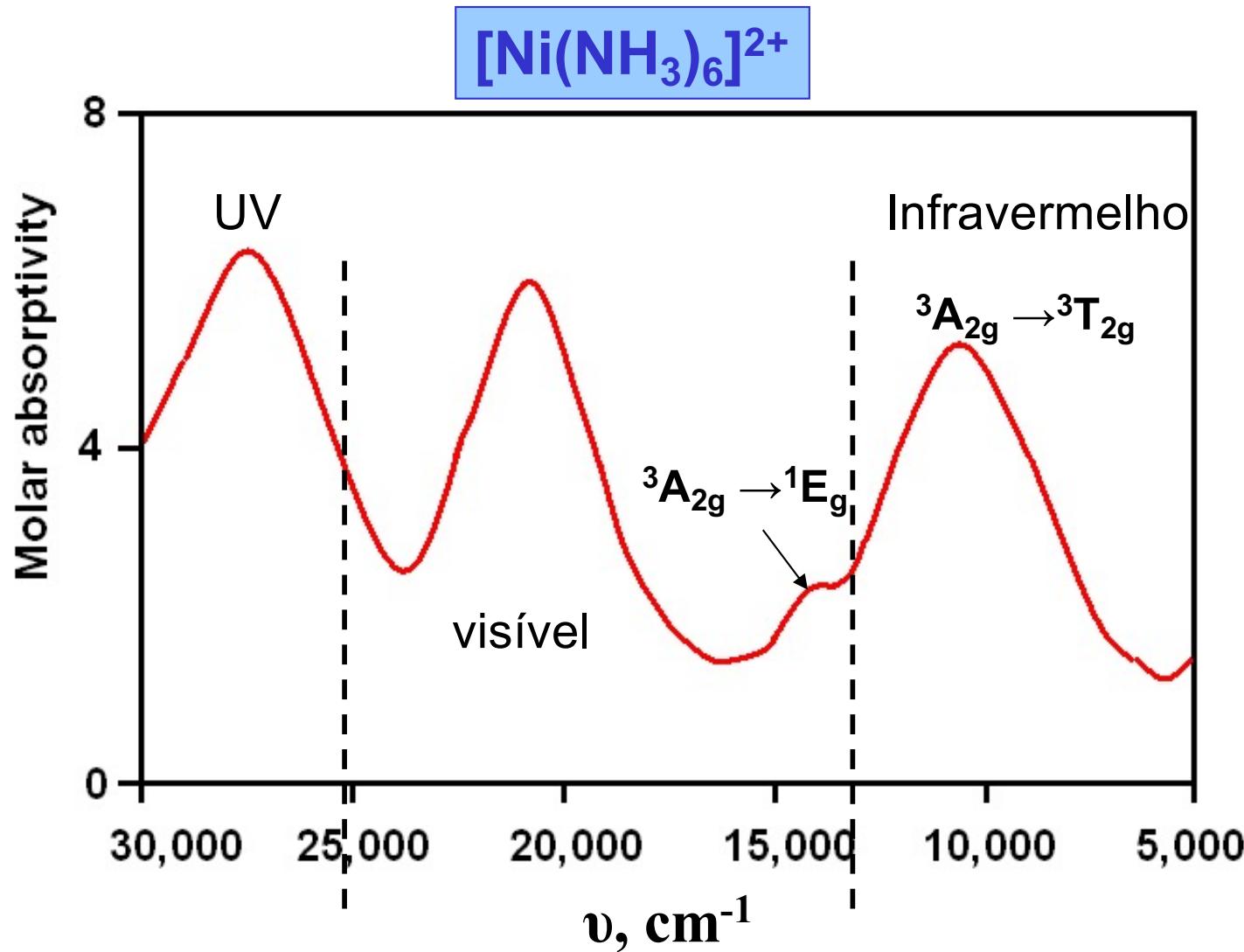


## Exemplo de um espectro UV-vis de um ião complexo

Regiões espectrais: 190-380 nm (UV); 380-800 nm (VIS); 800-2500 (IR)



# Espectros UV-vis. Bandas d-d



Espectros vis, bandas de transição de carga.

# **Espectros de complexos do bloco d**

As questões acerca dos espectros electrónicos que TEMOS que saber são:

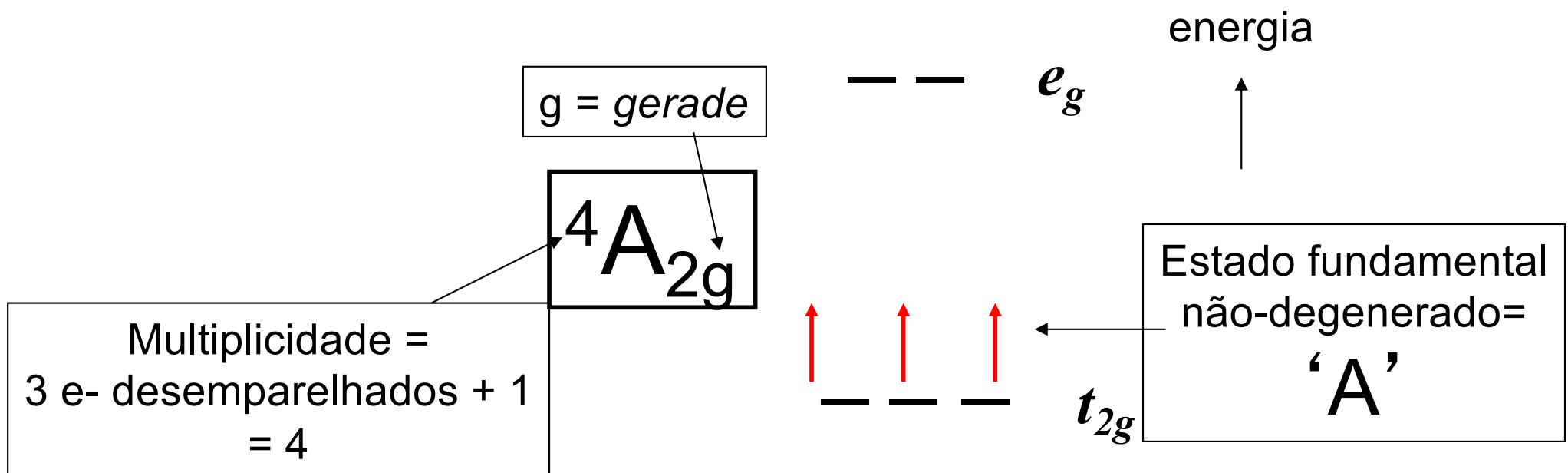
- 1) Numerar e Nomear os estados electrónicos e transições d-d, e.g.



- 2) Explicar as intensidades relativas das bandas nos espectros de complexos de iões metálicos do bloco d. (as regras de selecção de Laporte e de spin)
- 3) Calcular a energia de desdobramento de campo cristalino a partir das energias das bandas d-d

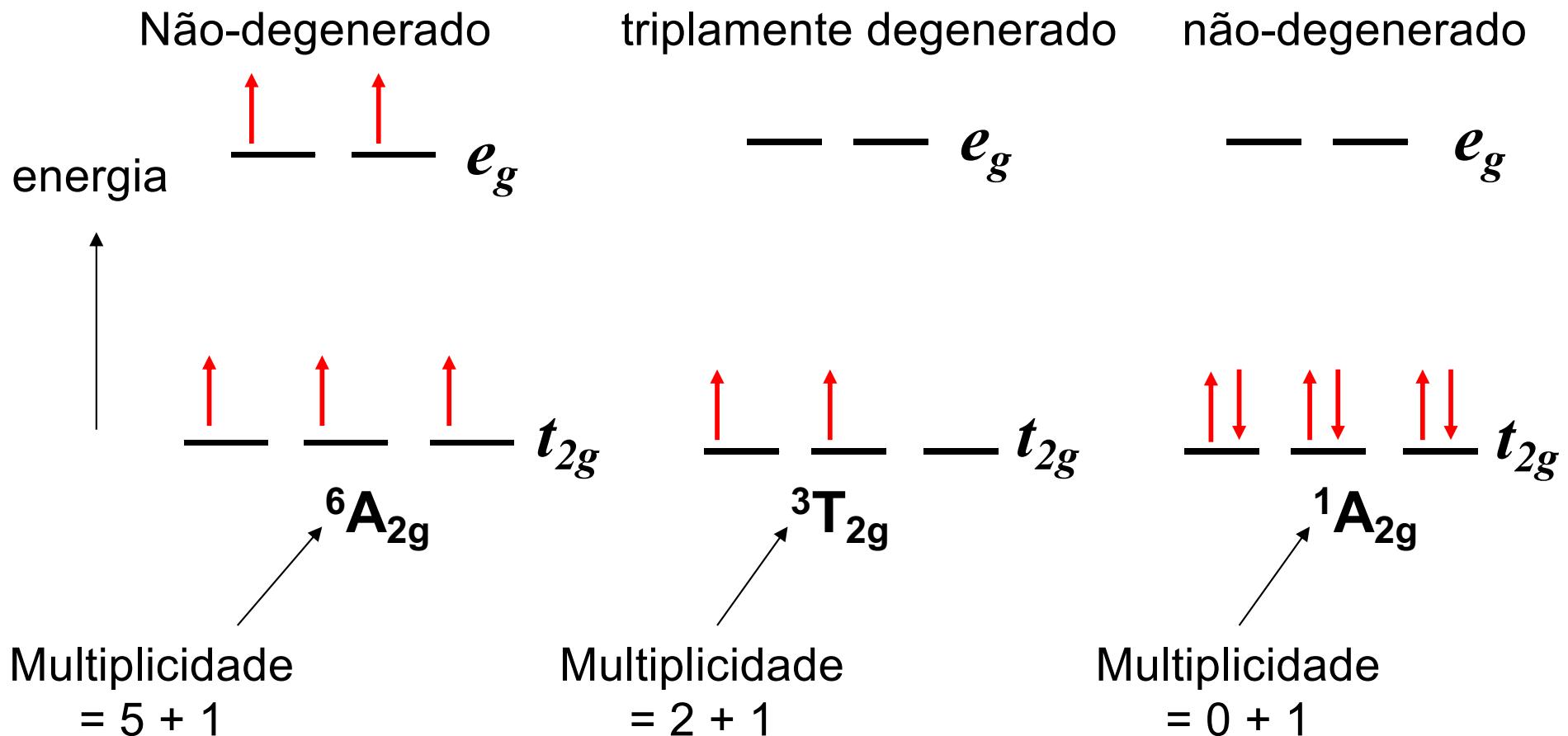
# Nomes dos estados electrónicos:

Nos nomes dos estados electrónicos, e.g.  $^4A_{2g}$ , as letras **A**, **E**, e **T**, referem-se a **não-degenerado**, **duplamente degenerado** e **triplamente degenerado**, e o número em superscrito refere-se à multiplicidade do estado, que é o número de electrões desemparelhados mais um. Note que os estados electrónicos podem ser estados fundamentais (estado de energia mais baixa) ou excitados:

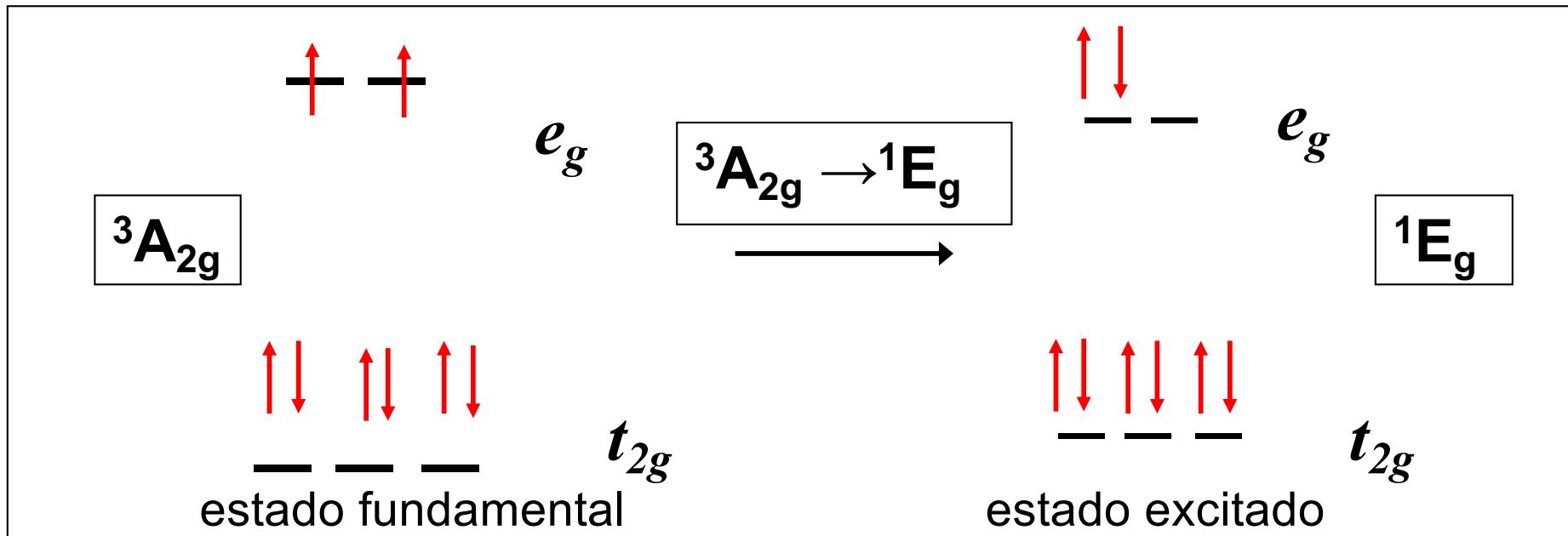
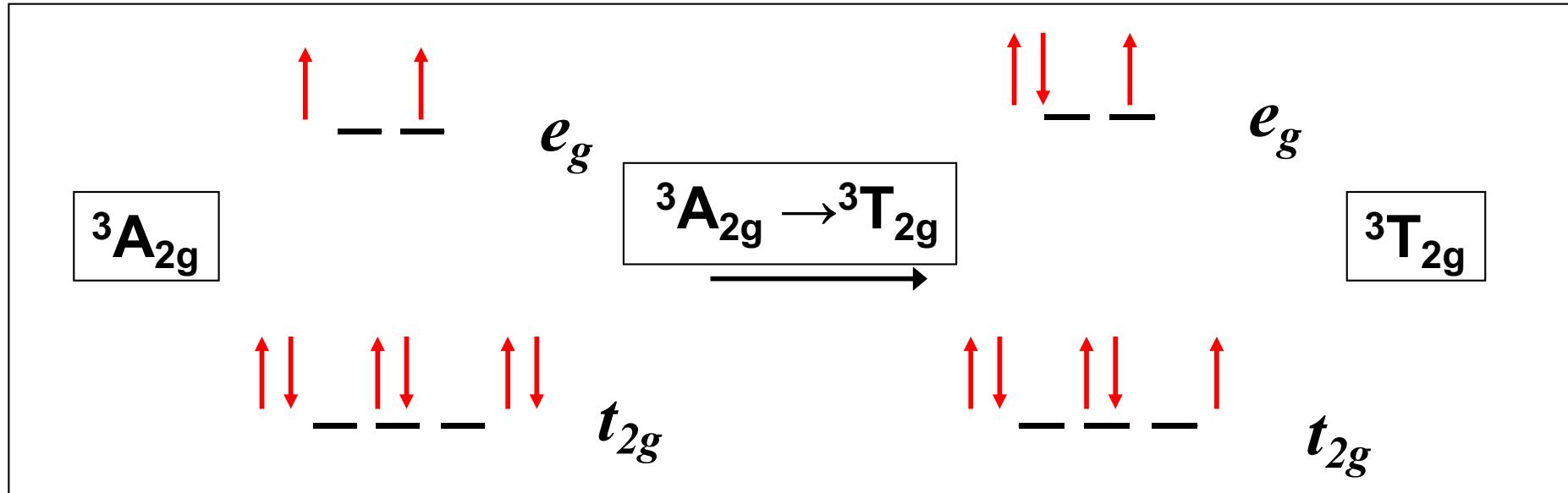


# Nomes dos estados electrónicos:

NOTA: na determinação da degenerescência, podemos rearranjar os electrões, mas o **número de electrões desemparelhados tem que se manter, e o número de electrões am cada um dos níveis  $e_g$  e  $t_{2g}$  Não pode mudar.**

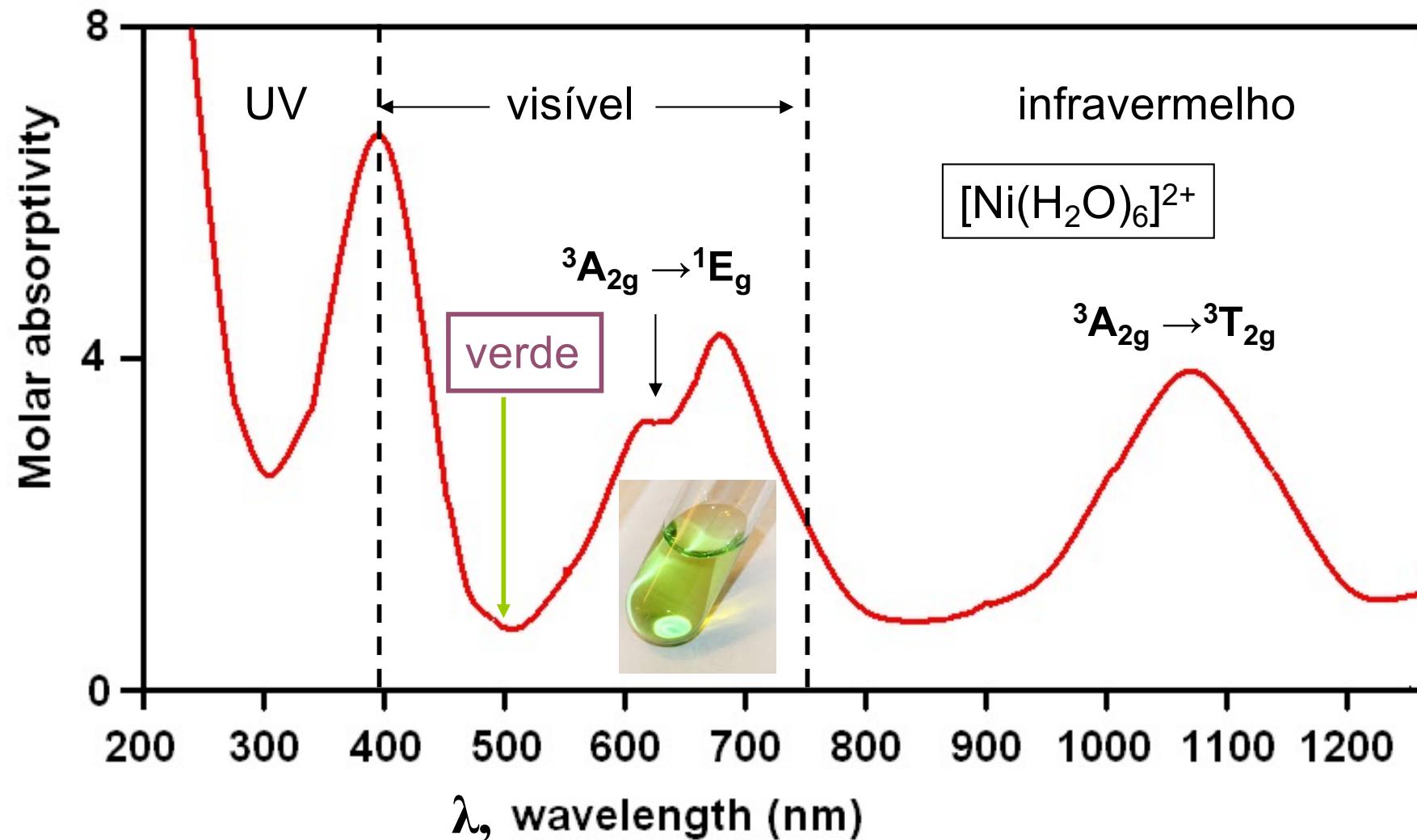


# Transições Electrónicas :



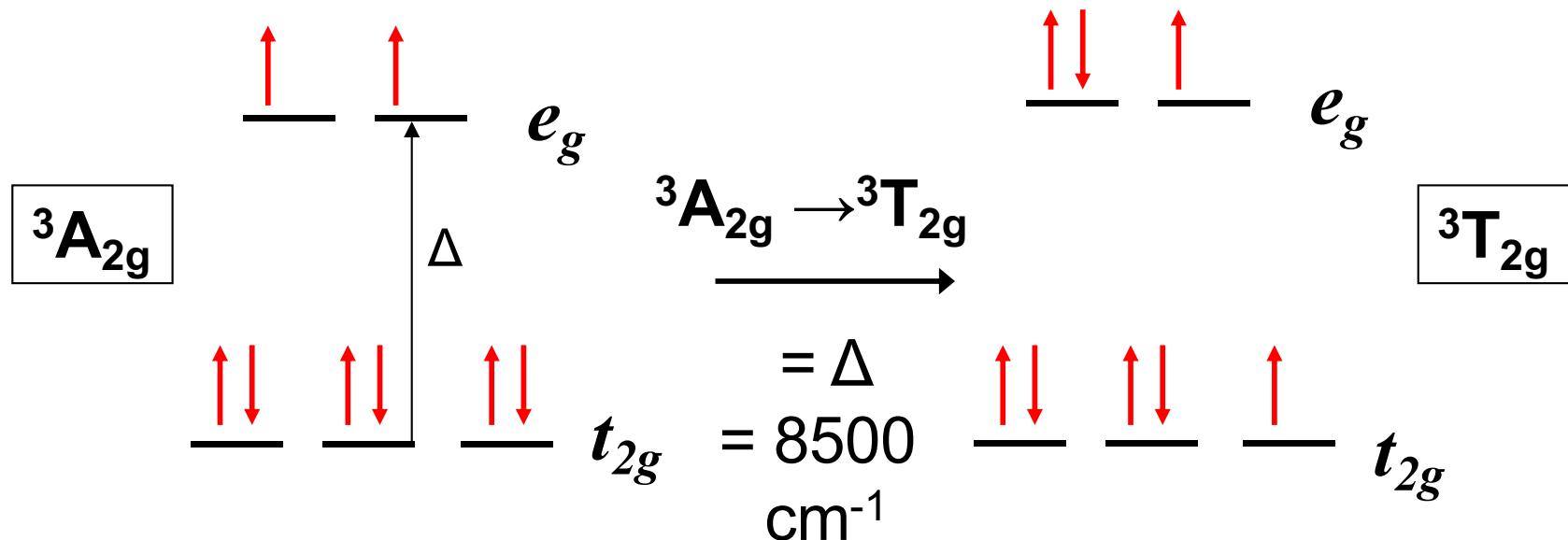
# O espectro electrónico do $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ :

O complexo é verde, porque absorve fracamente a 500 nm,  
O comprimento de onda da luz verde.



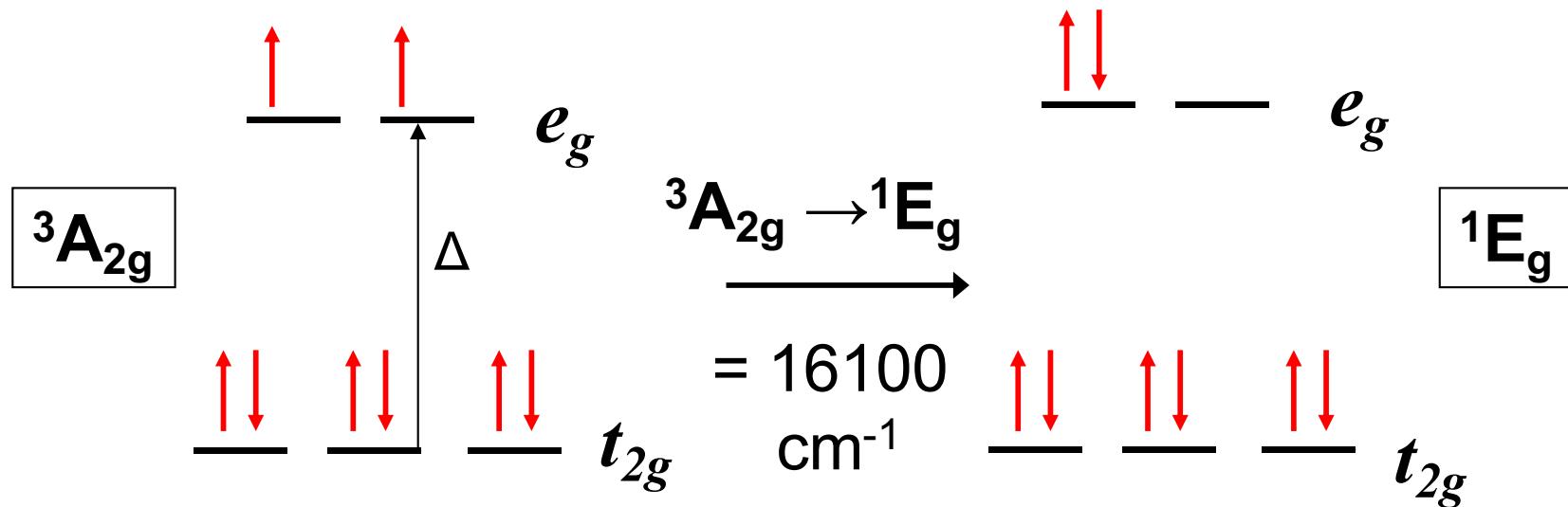
# O espectro electrónico do $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ :

No slide anterior vimos duas bandas devido às transições  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^3\text{T}_{2g}$  e  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^1\text{E}_g$ . A banda a  $\lambda = 1180$  nm que corresponde à transição  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^3\text{T}_{2g}$  mostrada abaixo, corresponde ao  $\Delta$  do complexo. O  $\Delta$  é normalmente expresso em  $\text{cm}^{-1} = (1/\lambda(\text{nm})) \times 10^7 = 8500 \text{ cm}^{-1}$ .



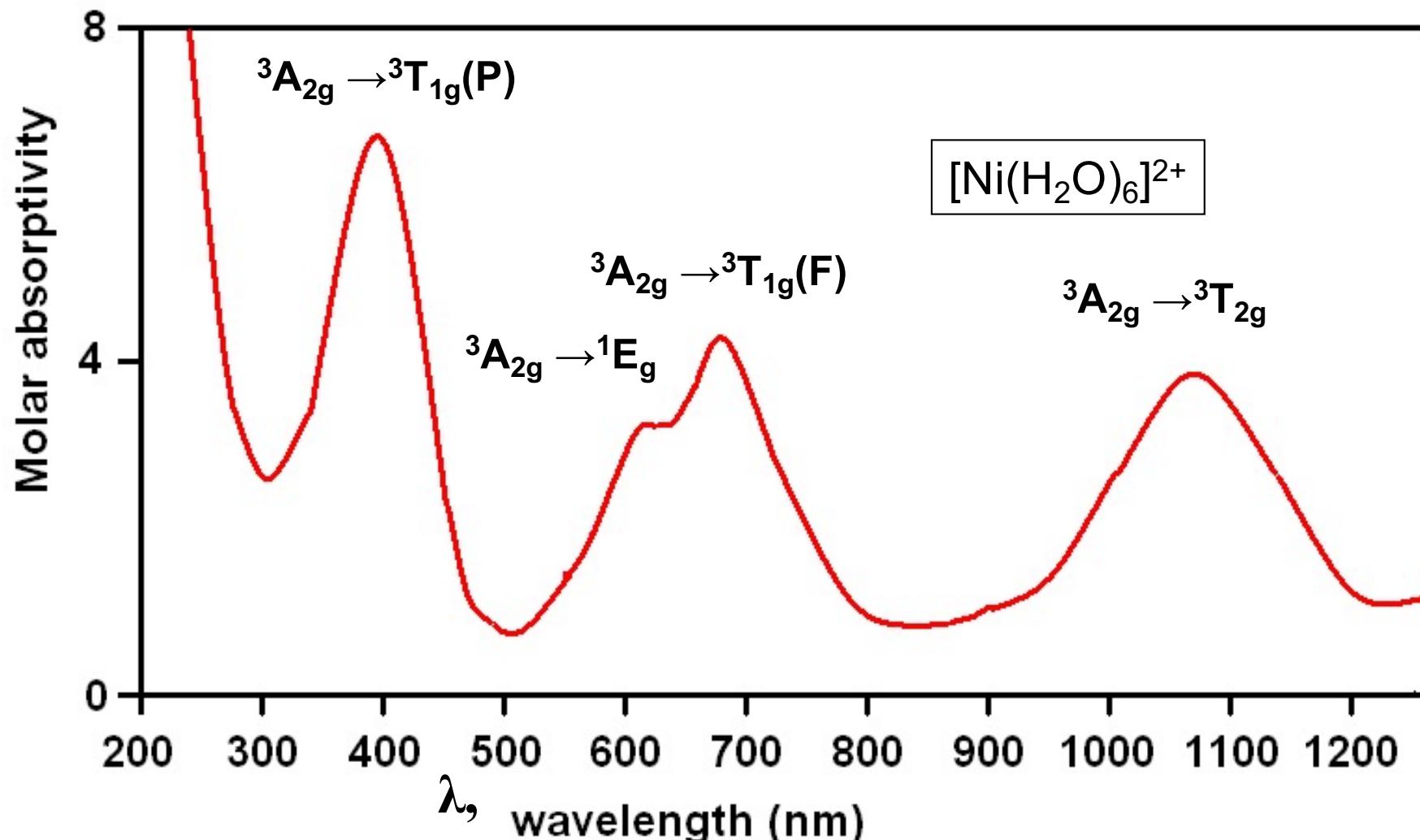
# O espectro electrónico do $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ :

Note a banda fraca a 620 nm que corresponde à transição  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^1\text{E}_g$ . O electrão que é excitado move-se no nível  $e_g$ , portanto a energia não envolve  $\Delta$ , mas depende do valor de P, a energia de emparelhamento electrónico. A razão porque esta banda é tão fraca discute-se a seguir.



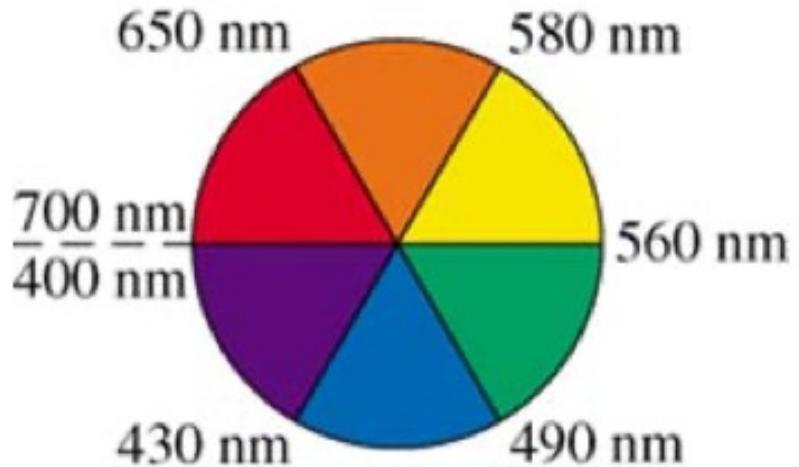
# Espectro electrónico de: $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ :

Os dois picos de energia mais alta têm intensidades semelhantes à transição  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^3\text{T}_{2g}$ , mas envolvem diferenças nos números quanticos magnéticos das orbitais d, e são nomeados  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^3\text{T}_{1g}(F)$  e  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^3\text{T}_{1g}(P)$  para evidenciar isso:





O máximo de absorção para o ião complexo  $[Ti(H_2O)_6]^{3+}$  é a 500 nm. Qual a cor do complexo e qual a energia de desdobramento de campo cristalino ( $\Delta$ ) em  $cm^{-1}$  e em kJ/mol?



Absorve no amarelo, será violeta

$$\Delta (cm^{-1}) = 10^7 / \lambda (nm)$$

$$\Delta (cm^{-1}) = 10^7 / 500 = 20\,000\, cm^{-1}$$

# **Regras de selecção de transições electrónicas**

Há três níveis de intensidade nas bandas que se observam nos espectros dos complexos de iões metálicos.

As intensidades são governadas por duas regras de selecção, a regra de Laporte, e a regra de spin.

A regra de Laporte reflecte que para a luz interagir com a molécula e ser absorvida tem que haver mudança do momento dipolar.

Quando a transição é proibida, significa que não ocorre mudança de momento dipolar.

A regra de selecção de Laporte: transições em que não há alteração de paridade são proibidas:

$g \not\rightarrow g$     $u \not\rightarrow u$

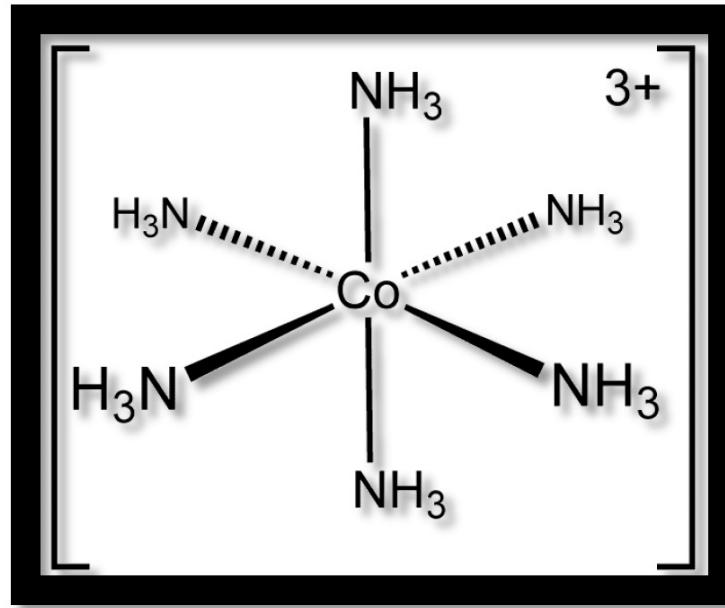
**proibida**

$g \rightarrow u$     $u \rightarrow g$

**permitida**

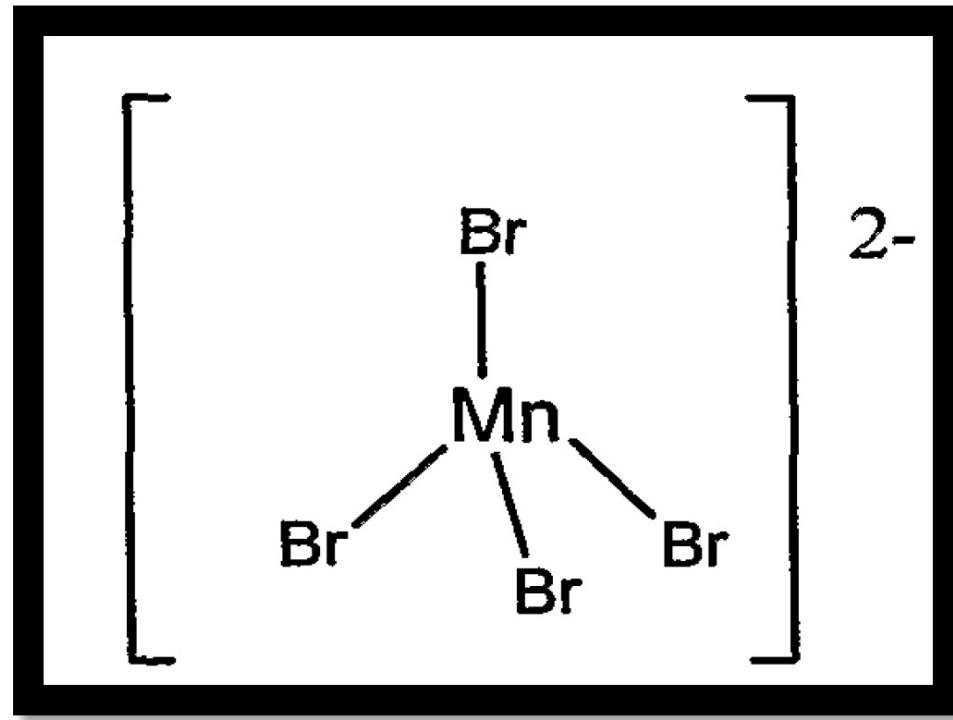
## Regra de Laporte

Nas molécula centrossimétrica a única transição eletrônica permitida é aquela acompanhada por mudança de paridade (g ou u), uma molécula tem paridade **g** quando ela possui centro simétrico, e paridade **u** quando ela não possui centro simétrico.



Um exemplo de molécula com centro simétrico é a hexamincolbato(III). Que segundo a regra de Laporte não é permitida a transição.

Mas essa regra é bem relaxada para complexos octaédricos, pois **as ligações entre metal e ligante não são estáticas**, fato que permite **vibrações** das mesmas, vibrações estas que tiram os ligantes da sua posição de equilíbrio **permitindo as transições** que são bem mais rápidas que as vibrações.



Um exemplo de molécula sem centro simétrico é a tetrabromomanganato(II). Que segundo a regra de Laporte é permitida a transição. Ou seja em moléculas tetraédricas as transições são permitidas por essa regra.

# Regras de selecção de transições electrónicas

Todas as transições dentro da camada d, como  ${}^3A_{2g} \rightarrow {}^3T_{2g}$  são proibidas pela regra de Laporte, porque são g→g. Logo, a intensidade das transições d-d, que dão as cores aos iões metálicos do bloco d, **não são muito intensas**.

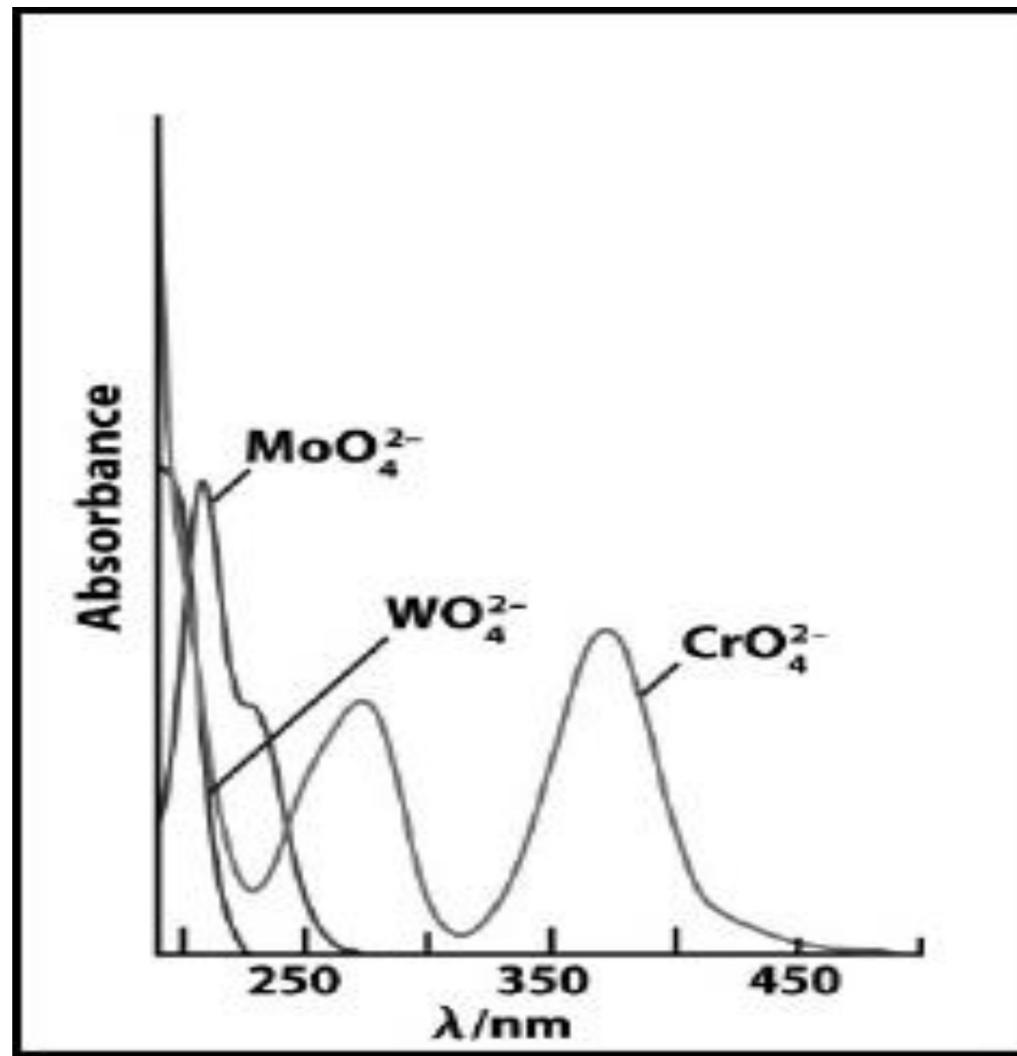
Bandas de transferência de carga, envolvem transições p→d ou d→p, e são permitidas pela regra de Laporte, **portanto muito intensas**.

A regra de selecção de Spin: As transições que envolvem mudança de multiplicidade são proibidas. Isto explica porque as transições do tipo  ${}^3A_{2g} \rightarrow {}^1E_g$ , são muito mais fracas que as do tipo  ${}^3A_{2g} \rightarrow {}^3T_{2g}$ .

## Transição por transferência de carga

- Região do visível e UV.
- Ligante - Metais.
- Redução do metal.

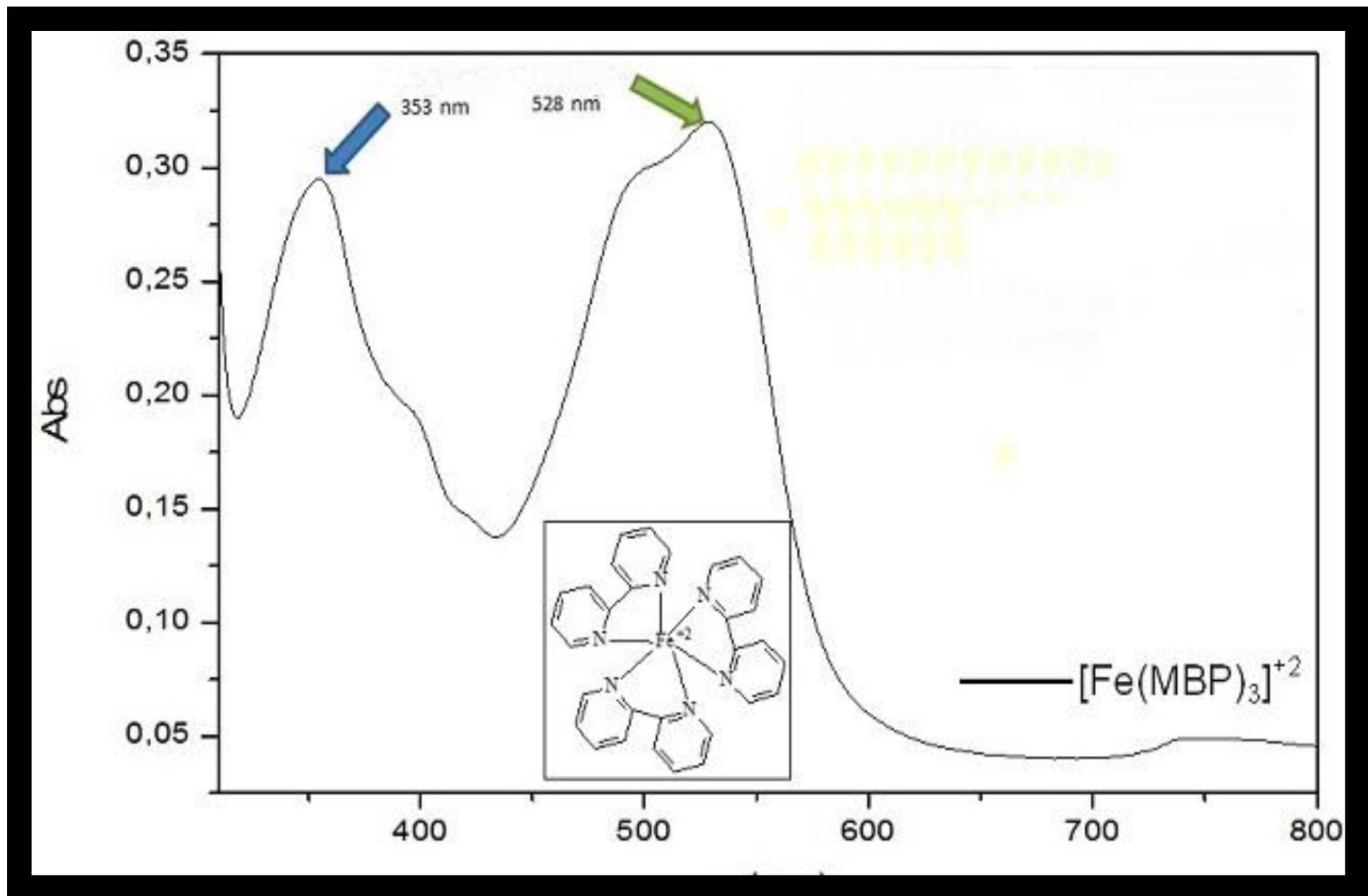
# Exemplo Ligante - Metal



## Exemplos Metal - Ligando

- Metais em baixo estado de oxidação.
- Ligantes com orbitais vazios.
- Metal – Ligante.
- Oxidação do metal.
- Observada em compostos com ligantes aromáticos.

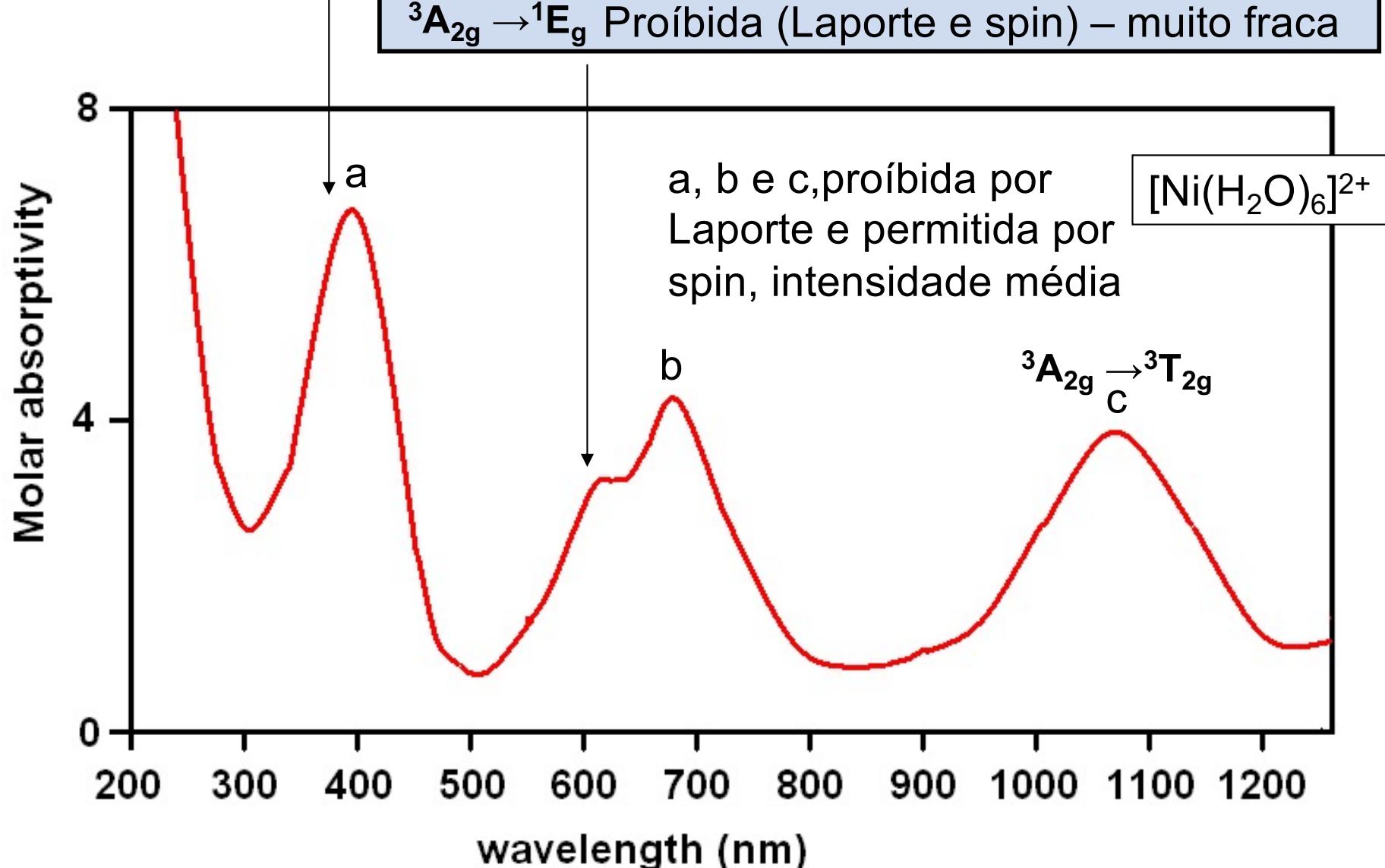
# Exemplo Metal – Ligante (Bipiridina).



# Regras de selecção de transições electrónicas

Banda CT – permitida por Laporte e spin – muito intensa

${}^3A_{2g} \rightarrow {}^1E_g$  Proibida (Laporte e spin) – muito fraca

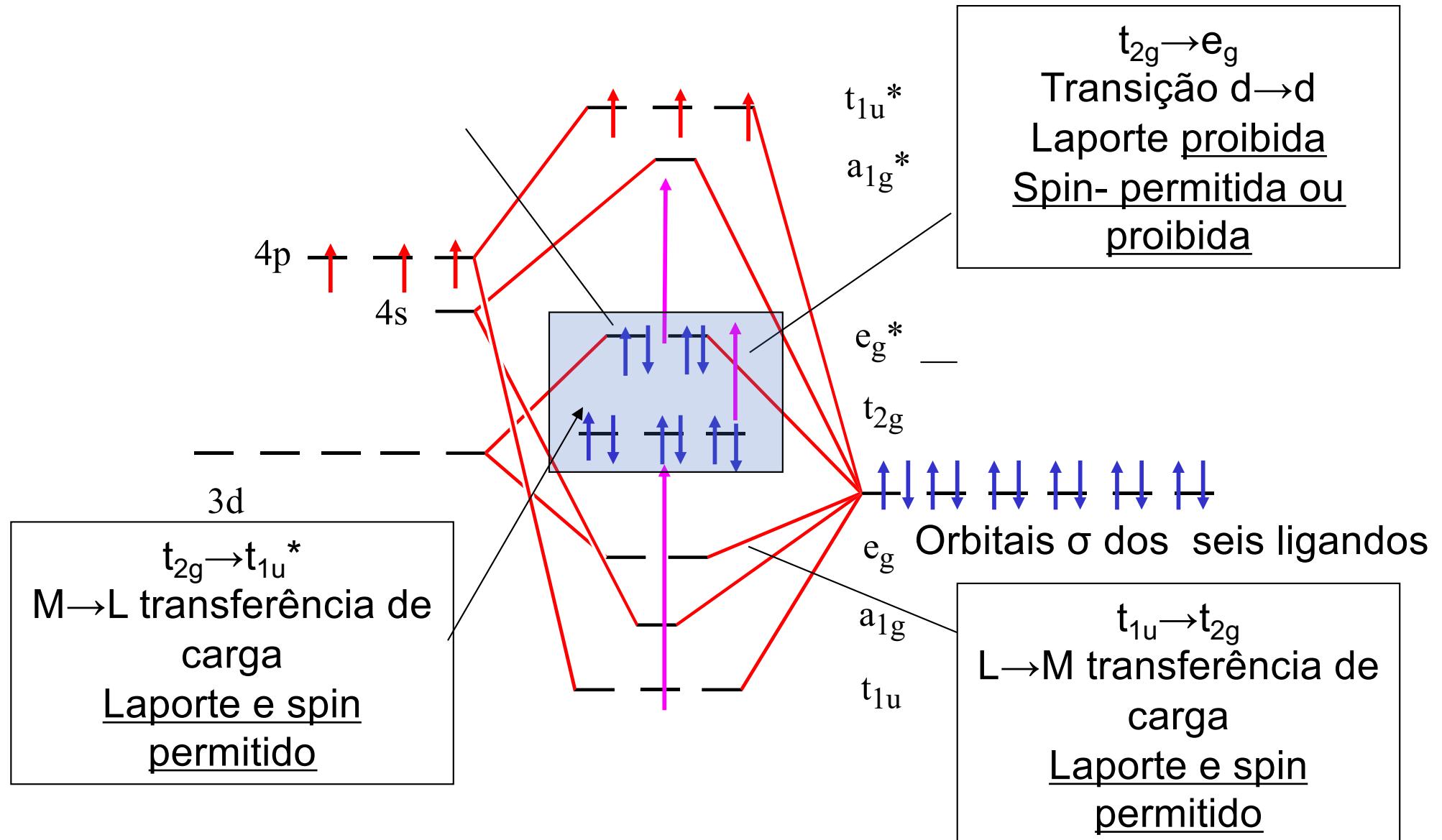


## Intensidade das bandas de complexos:

Os três tipos de banda, por exemplo no  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ , são:

- 1) Bandas de transferência de carga, que são transições **permitidas por Laporte e spin**, de grande intensidade.
- 2) transições  $d \rightarrow d$  **proibidas por Laporte e permitidas por spin** (e.g.  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^3\text{T}_{2g}$ ) de intensidade moderada
- 3) transições  $d \rightarrow d$  **proibidas por Laporte e por spin** ( $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^1\text{E}_g$ ) de baixa intensidade.

# A visão orbital molecular das transições electrónicas num complexo octaédrico



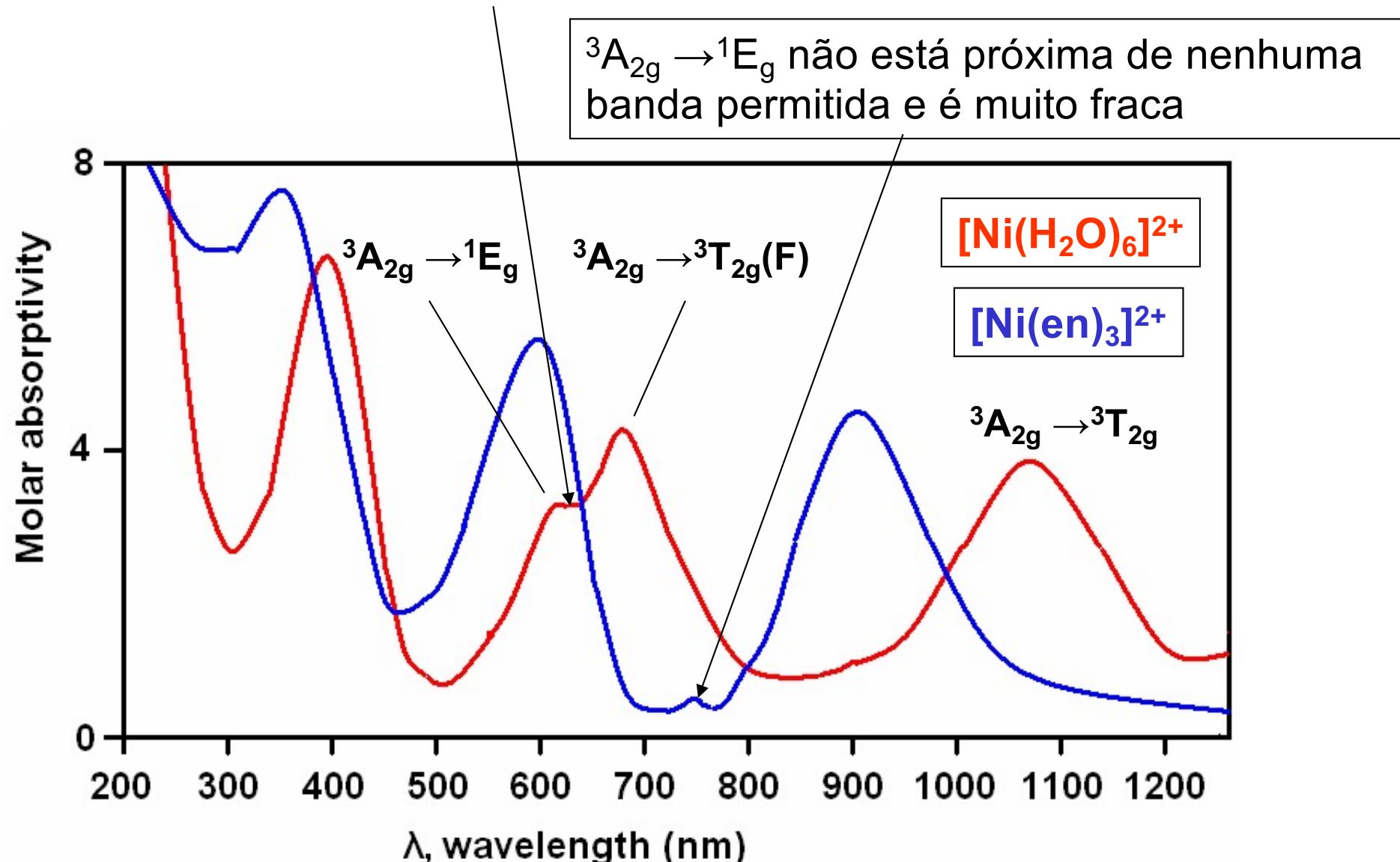
# Porque se vêem as transições proibidas?

Há dois mecanismos que permitem que transições “proibidas” se tornem um pouco “permitidas”:

- 1) **Mistura de estados:** Os estados num complexo nunca são puros e as propriedades de simetria de estados próximos misturam-se com as propriedades dos estados “proibidos”.
- 2) **Acoplamento vibrónico:** Estados electrónicos estão sempre acoplados a estados vibracionais. Esses estados vibracionais podem ter paridade diferente dos estados electrónicos e ajudam a ultrapassar a regra de Laporte.

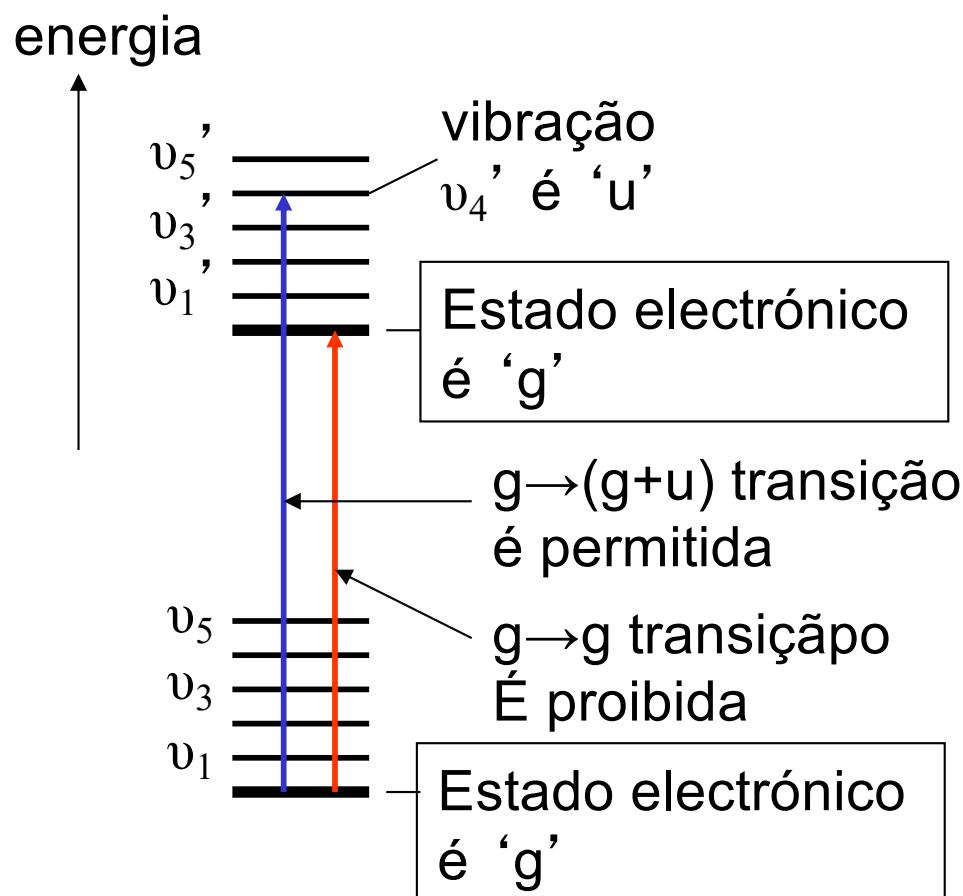
## Mistura de estados: $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ e $[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$ :

O estado proibido  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^1\text{E}_g$  está próximo do estado permitido  $^3\text{A}_{2g} \rightarrow ^3\text{T}_{2g}(\text{F})$  e ‘empresta’ intensidade.



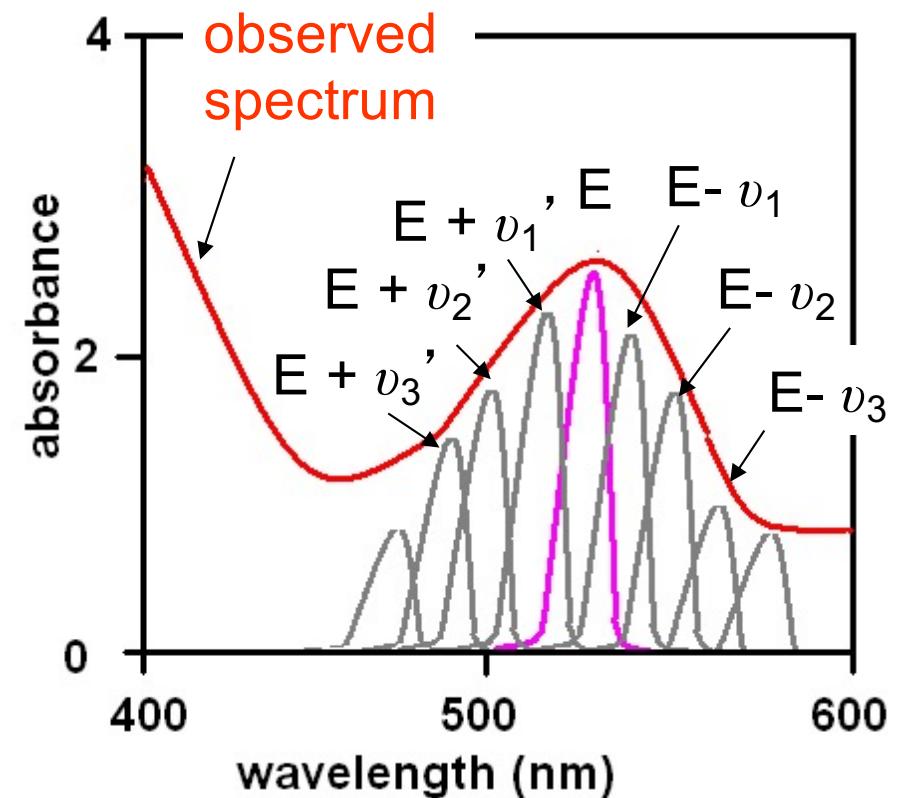
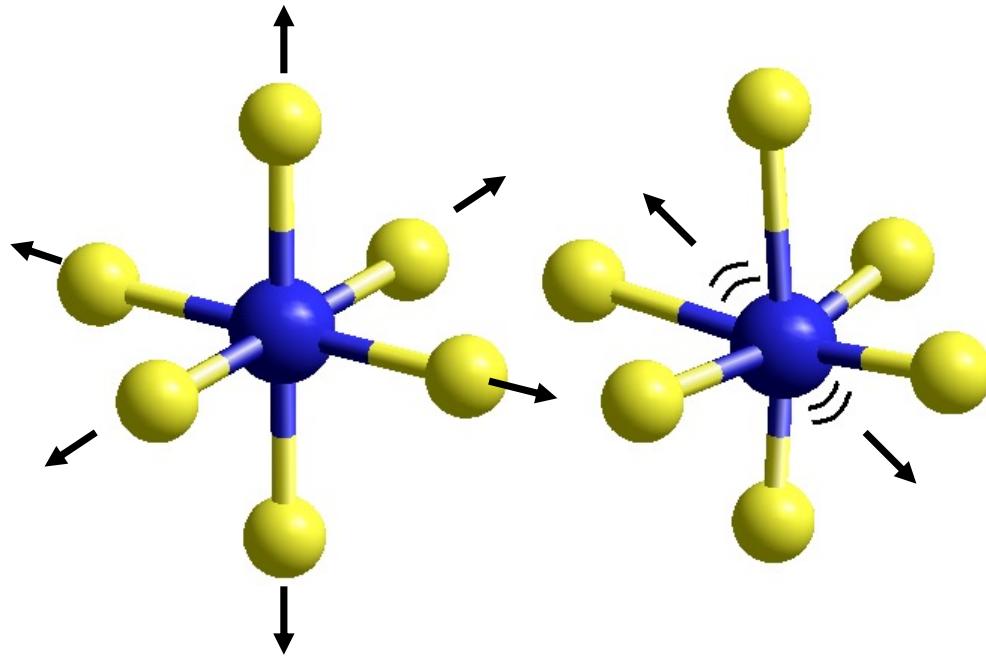
## Acoplamento vibrónico:

As transições estão acopladas a vibrações de várias simetrias, que podem trazer paridade oposta ao estado electrónico e ajudar a ultrapassar a regra de Laporte:



As transições electrónicas são largas porque estão acopladas a vibrações. As transições são de um estado vibracional do estado fundamental para vários estados vibracionais do estado excitado ( $v_1, v_2, v_3$ ). A banda ‘electrónica’ é composta de transições electrónicas e vibracionais.

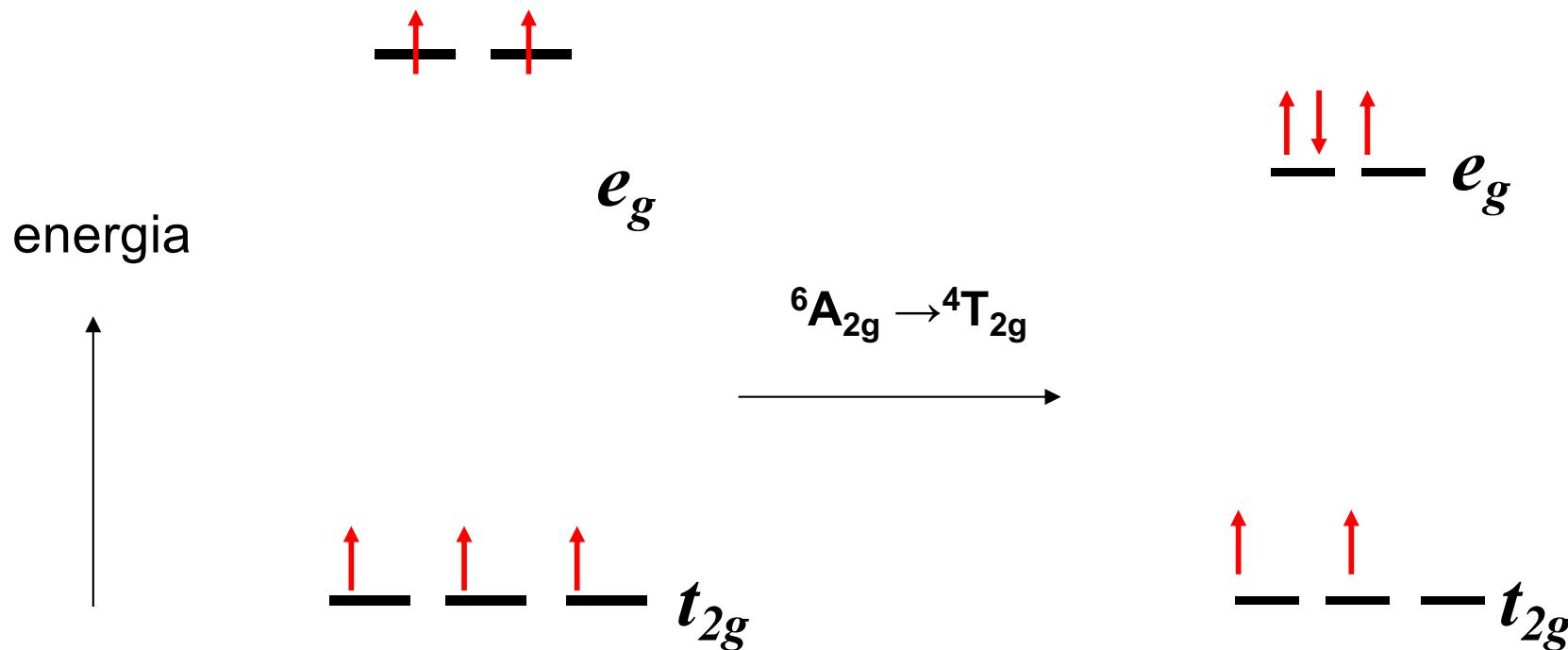
# Simetria dos estados vibracionais:



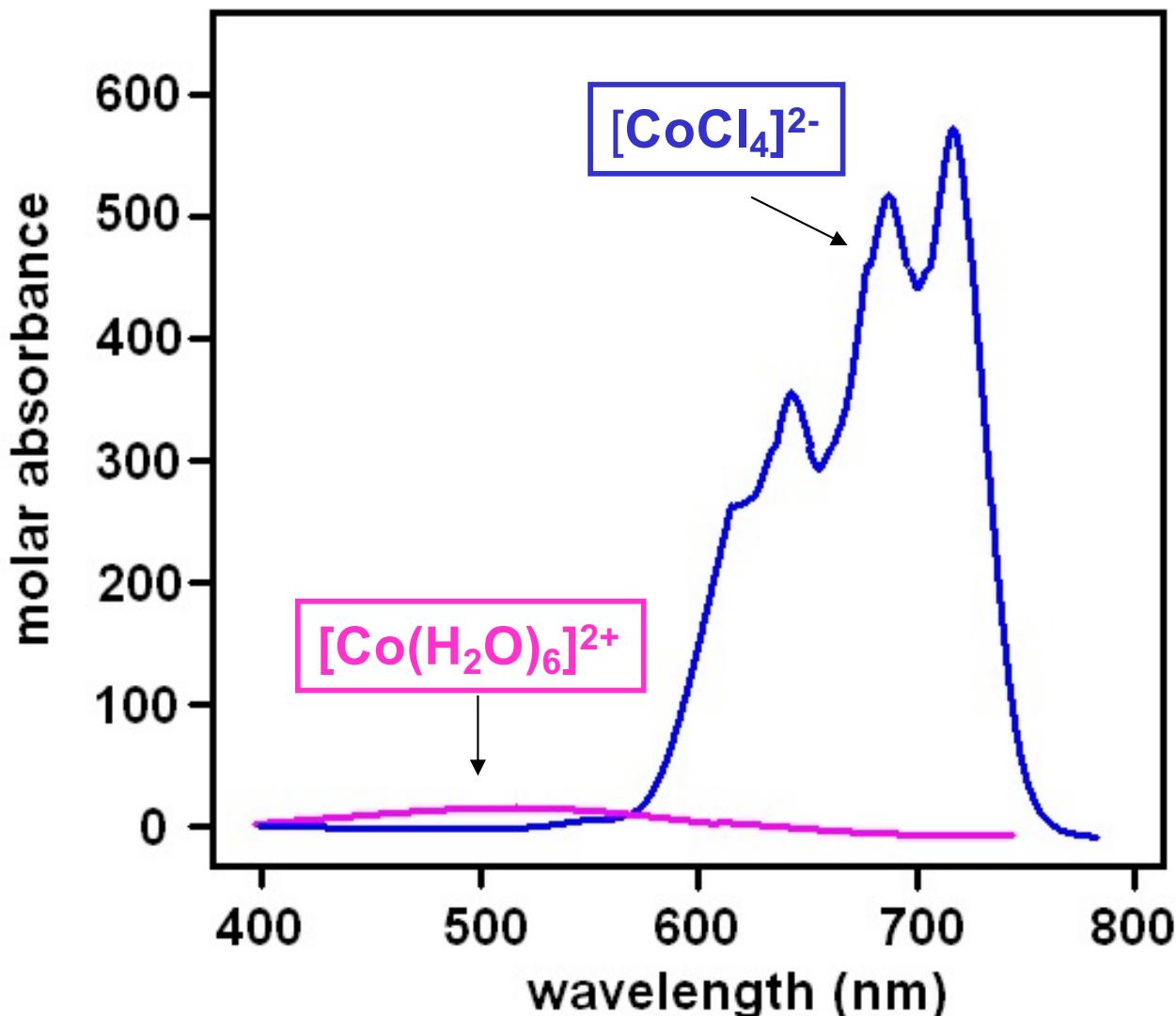
# Os espectros de iões d<sup>5</sup> spin-alto:

Todas as transições d-d possíveis são proibidas por spin.

As bandas de complexos **de Mn(II) (d5)** ( e **Fe(III) (d<sup>5</sup>)** spin-alto são muito fracas e os compostos quase incolores.



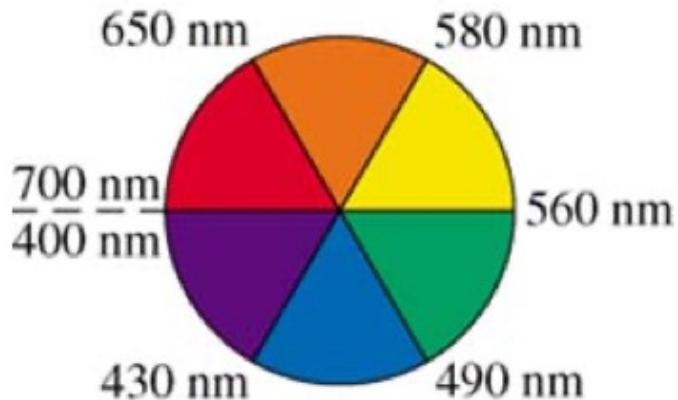
# Os espectros de complexos tetraédricos $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ vs. $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ :



A diferença vem do facto que o complexo  $T_d$  não tem um centro de simetria, o que ajuda a ultrapassar a regra  $\text{g}\rightarrow\text{g}$  de Laporte.



O máximo de absorção para o ião complexo  $[Ti(H_2O)_6]^{3+}$  é a 500 nm. Qual a cor do complexo e qual a energia de desdobramento de campo cristalino ( $\Delta$ ) em kJ/mol?



Absorve no amarelo, será violeta

$$\Delta = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}) \times (3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1})}{500 \times 10^{-9} \text{ m}} = 4,0 \times 10^{-19} \text{ J}$$

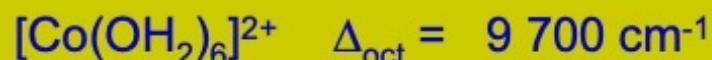
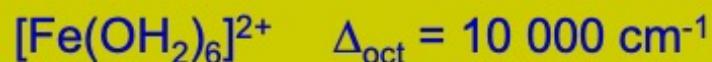
$$\begin{aligned}\Delta (\text{kJ/mol}) &= 4,0 \times 10^{-19} \text{ J/átomo} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} \\ &= 240 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$



## Factores que afectam $\Delta_{\text{oct}}$

### 1. Estado de oxidação do ião metálico

Estado de oxidação elevado  $\Rightarrow \Delta_{\text{oct}}$  maior



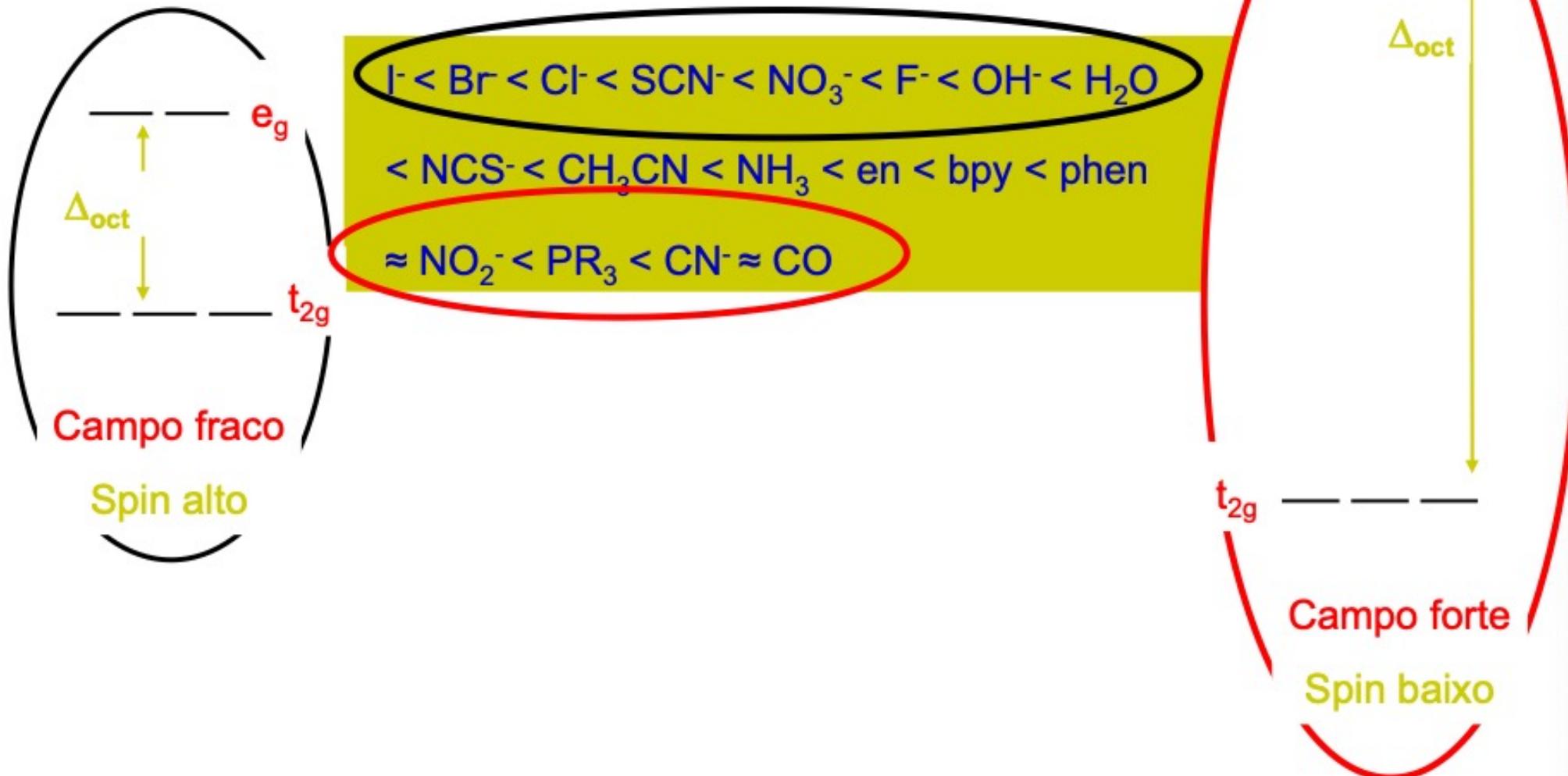
### 2. Natureza do ião metálico

Os metais mais pesados apresentam maiores valores de  $\Delta_o$  devido à maior carga nuclear efectiva (menor blindagem exercida pelas orbitais  $f$ ).



### 3. Natureza do ligando

## Série Espectroquímica



Cr (III)

$\Delta$  (cm $^{-1}$ )

Cl $^-$

13 600

H<sub>2</sub>O

17 400

NH<sub>3</sub>

21 500

*en*

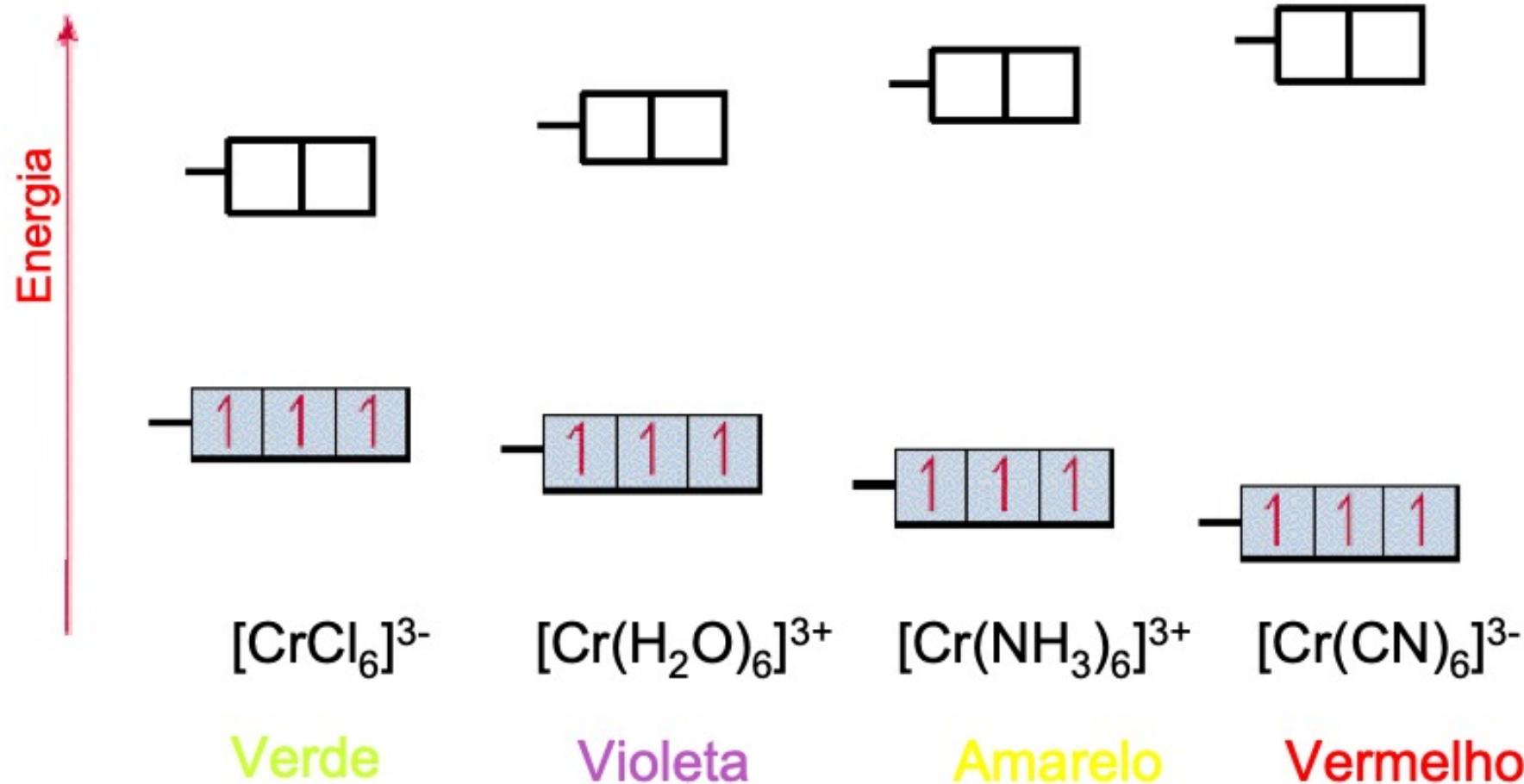
21 900

CN $^-$

26 300



### Configuração electrónica $d^3$





# Obtenção do valor de $\Delta_o$ a partir do espectro de UV/visível

**d<sup>1,4,6,9</sup>**

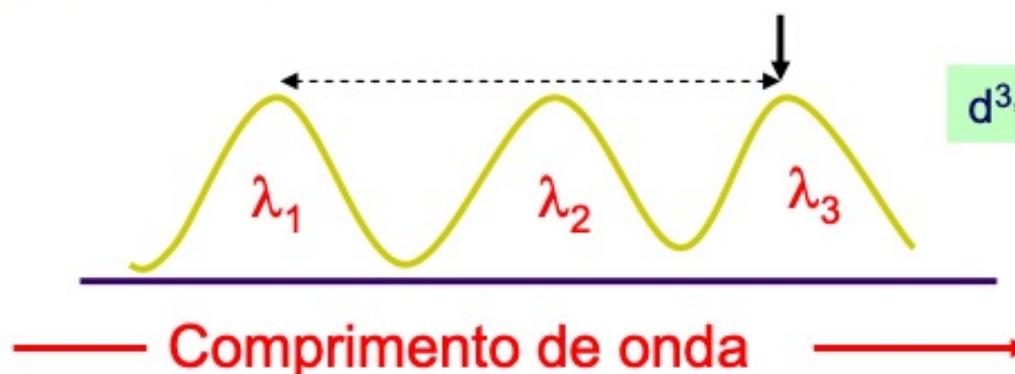
(campo octaédrico ou tetraédrico)

uma única transição  $\Rightarrow$  determinação directa de  $\Delta$

**d<sup>2,3,7,8</sup>**

(campo octaédrico)

3 transições



**d<sup>3,8</sup>**

$\Delta_o$  corresponde à energia da banda de menor energia

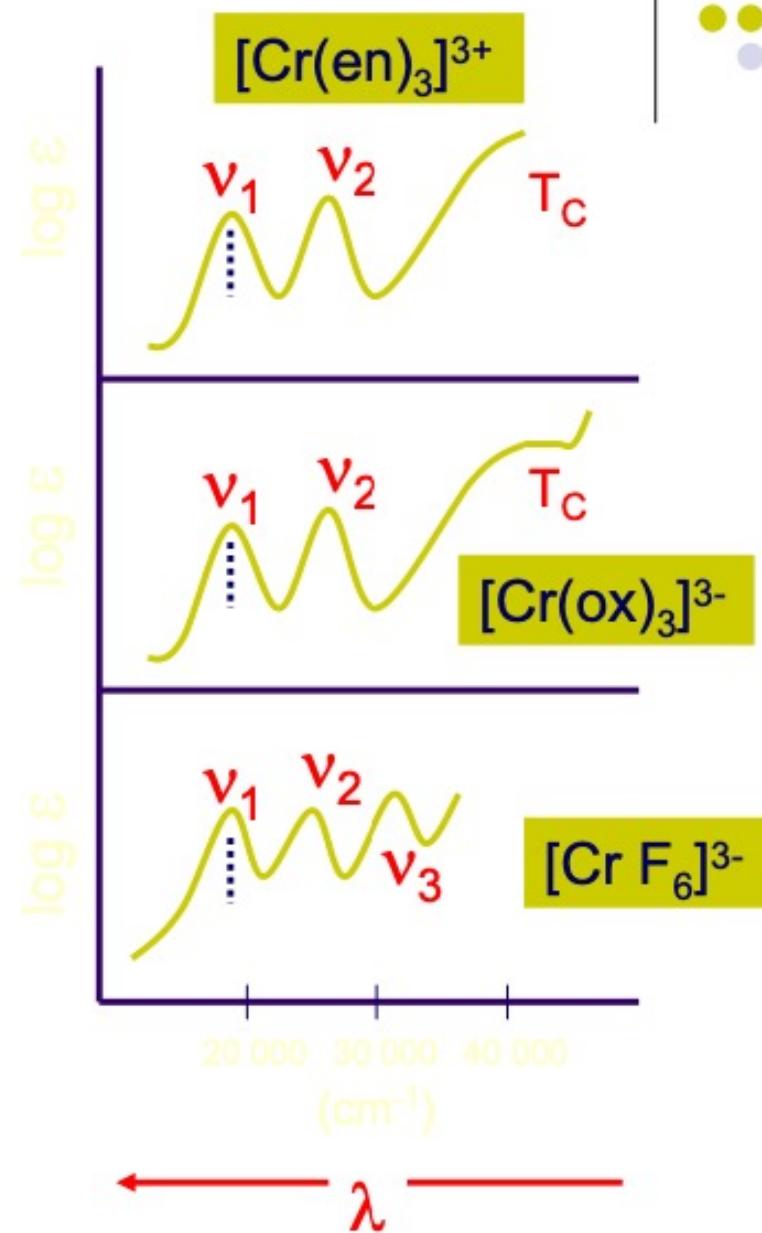
**d<sup>2,7</sup>**

$\Delta_o$  corresponde à diferença de energia entre a 1<sup>a</sup> e a 3<sup>a</sup> bandas

# Bandas de transferência de carga



- Correspondem a transições de maior energia do que as transições d → d
- Aparecem geralmente na zona do ultravioleta
- Apresentam  $\epsilon$  muito mais elevadas que as transições d → d, correspondentes a cores intensas para os complexos



# Microestados – transições electronicas

# Espectros Electrónicos

## Aplicação da Teoria do Campo de Ligandos

### *Metais de Transição*

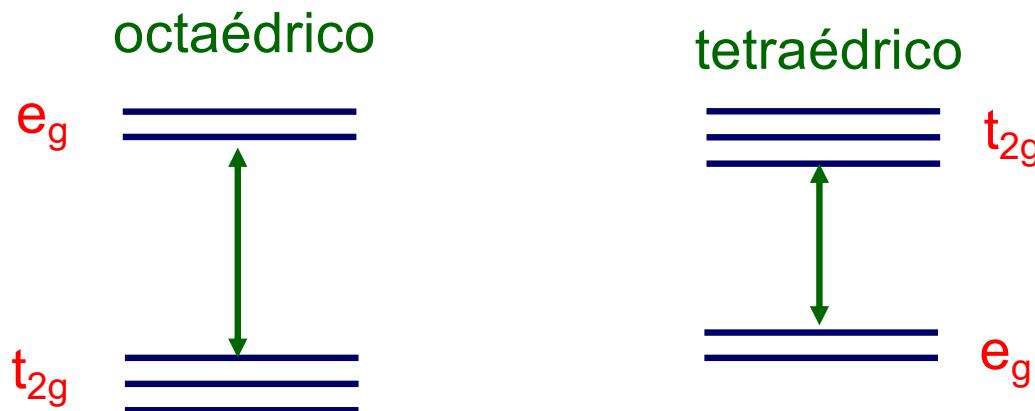
A ocorrência de bandas de absorção na região do visível é devida à transformação da energia do fotão incidente em energia cinética/potencial dos electrões.

A molécula, após absorver energia passa de um **estado electrónico** a outro.

## Definições

### ESTADO ELECTRÓNICO CONFIGURAÇÃO ELECTRÓNICA

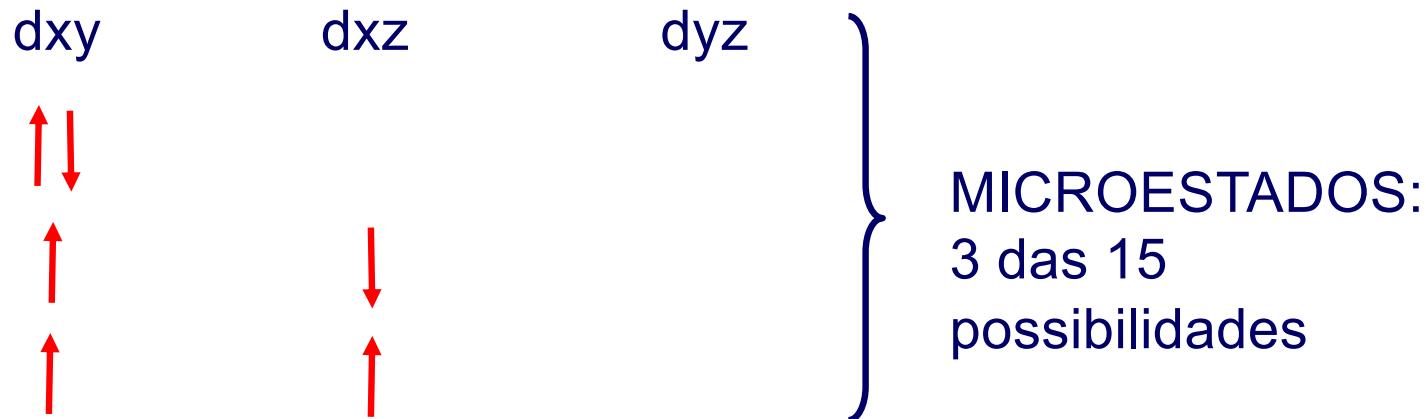
Consideremos dois electrões nos cinco orbitais **d**



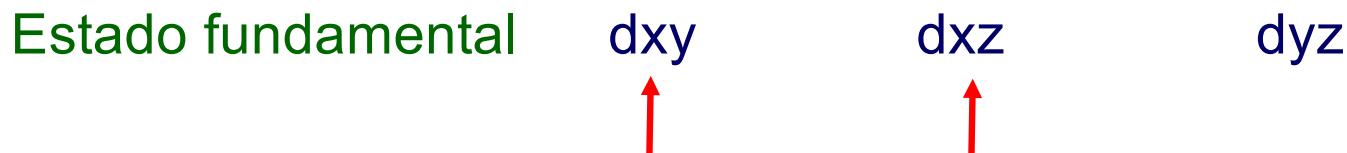
Existem 3 possibilidades de configurações electrónicas no caso da geometria **OCTAÉDRICA** (e o inverso no caso da **TETRAÉDRICA**).

$$t^2 < (t)^1 (e)^1 < e^2$$

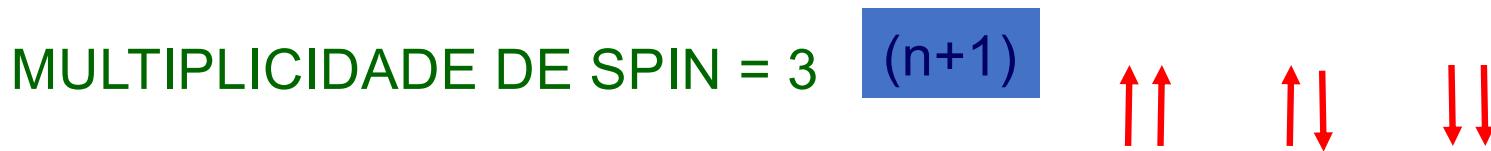
Para compreendermos a ideia de **ESTADO ELECTRÓNICO** vejamos como os dois electrões se podem distribuir no nível ( $t^2$ ) – menor energia:



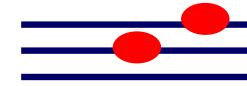
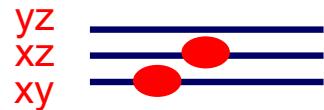
Todos estes micro estados não têm a mesma energia



2 electrões desemparelhados ( $n$ )



No estado fundamental existem 3 modos de distribuir os dois electrões ( $t$ )<sup>2</sup>:



Representa um estado **triplamente degenerado** ( $T$ )  
2 electrões desemparelhados  
**grau de multiplicidade = 3 (triplet)**

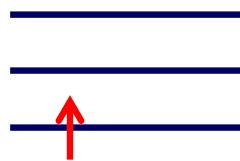
**Configuração Electrónica**

${}^3T$      $(t)^2$

A – estado com só uma representação  
E – estado duplamente degenerado

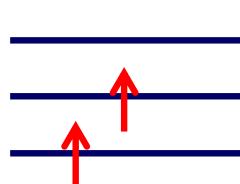
## CASOS ESPECIAIS (OCTAÉDRICO):

d<sup>1</sup>



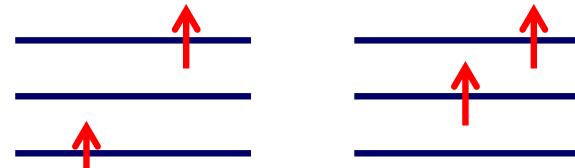
n = 1      2T

d<sup>2</sup>



n = 2      3T

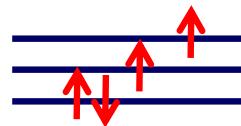
d<sup>3</sup>



n = 3      4A

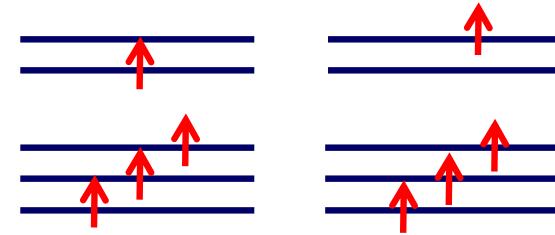
d<sup>4</sup>

*Spin baixo*



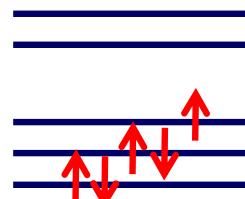
n = 2      3T

*Spin alto*

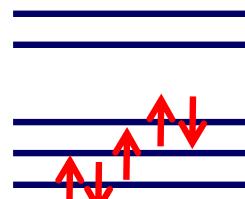


n = 4      5E

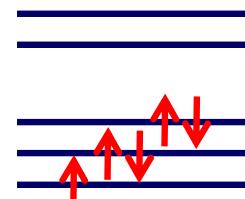
$d^5$



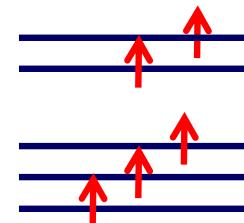
*Spin baixo*



$n = 1 \quad ^2T$



*Spin alto*



$n = 5 \quad ^6A$

**Nota:**

a) Spin alto

$d^1 - d^5$  **repete-se**  $d^6 - d^{10}$

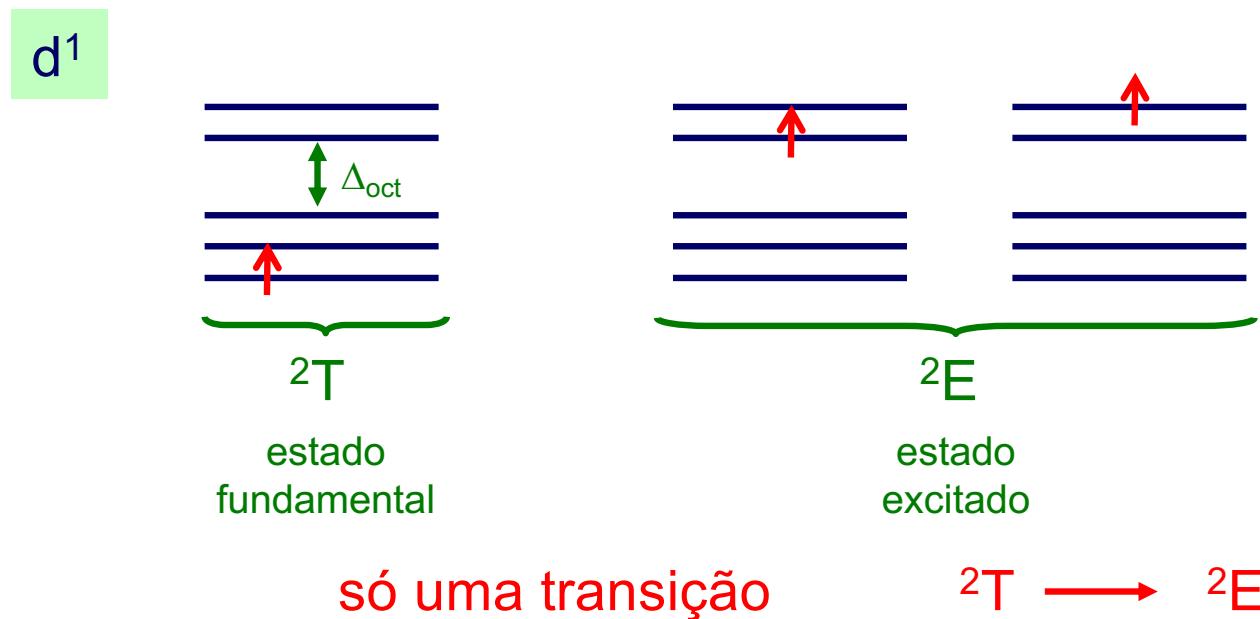
b) Tetraédrico inverso Octaédrico

$d^n$  (oct.)  $\longleftrightarrow$   $d^{10-n}$  (tet.)

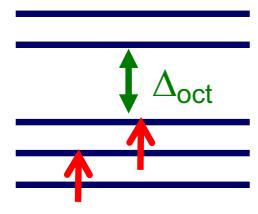
# Estados Excitados (Octaédrico – Spin alto)

**Regra** – As transições entre estados com a mesma multiplicidade de spin são mais favoráveis (maior  $\varepsilon$  – Coeficiente de extinção molar).

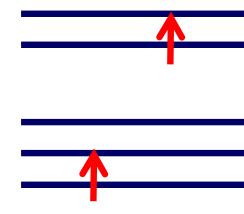
Vejamos como podemos determinar os estados excitados com a mesma multiplicidade que o estado fundamental.



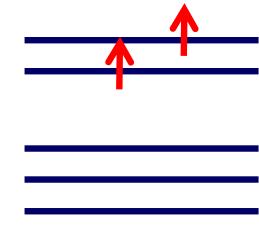
$d^2$



3T  
estado fundamental



3T, 3T'  
1º estado excitado



3A  
2º estado excitado

Para cada 3 modos de colocar o electrão no nível  $t$ , existem 2 modos de colocar o electrão no nível  $e$ .

${}^3T$   $\longrightarrow$   ${}^3T$

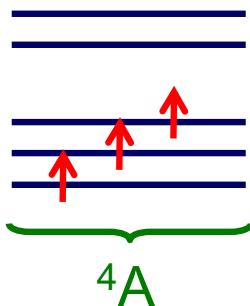
$\longrightarrow$   ${}^3T'$

$\longrightarrow$   ${}^3A$

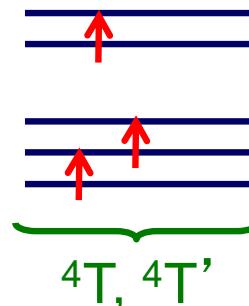
3 Bandas

3 Transições

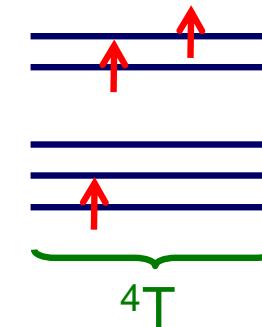
$d^3, d^7$



$4A$   
estado fundamental



$4T, 4T'$   
1º estado excitado



$4T$   
 $2^o$  estado excitado

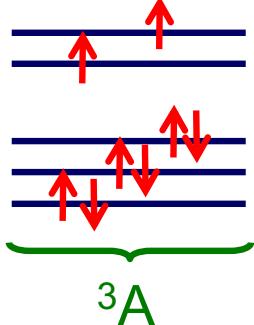
$4A$

$\longrightarrow$   $4T$

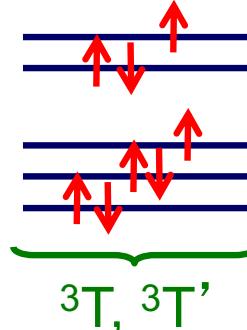
$\longrightarrow$   $4T'$  3 Bandas

$\longrightarrow$   $4T$

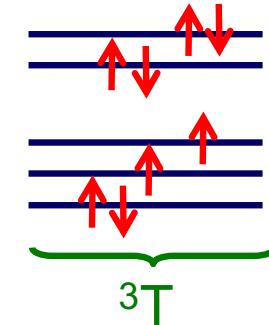
$d^8$



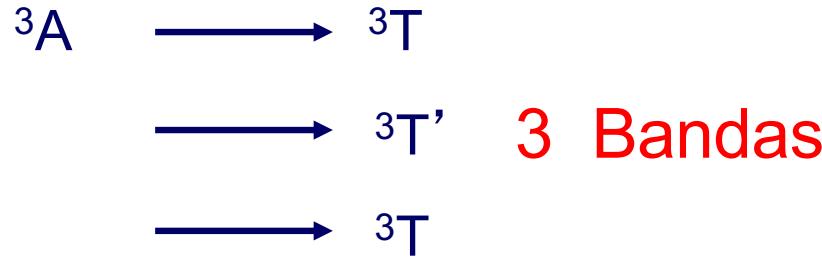
${}^3A$   
estado fundamental



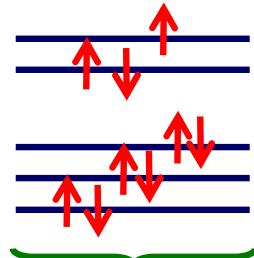
${}^3T$ ,  ${}^3T'$   
1º estado excitado



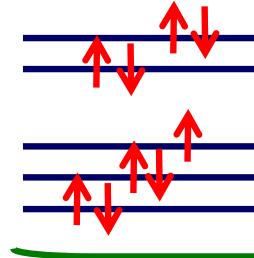
${}^2T$   
2º estado excitado



$d^9$



fundamental



excitado

$^2E$

$^2E \longrightarrow ^2T$

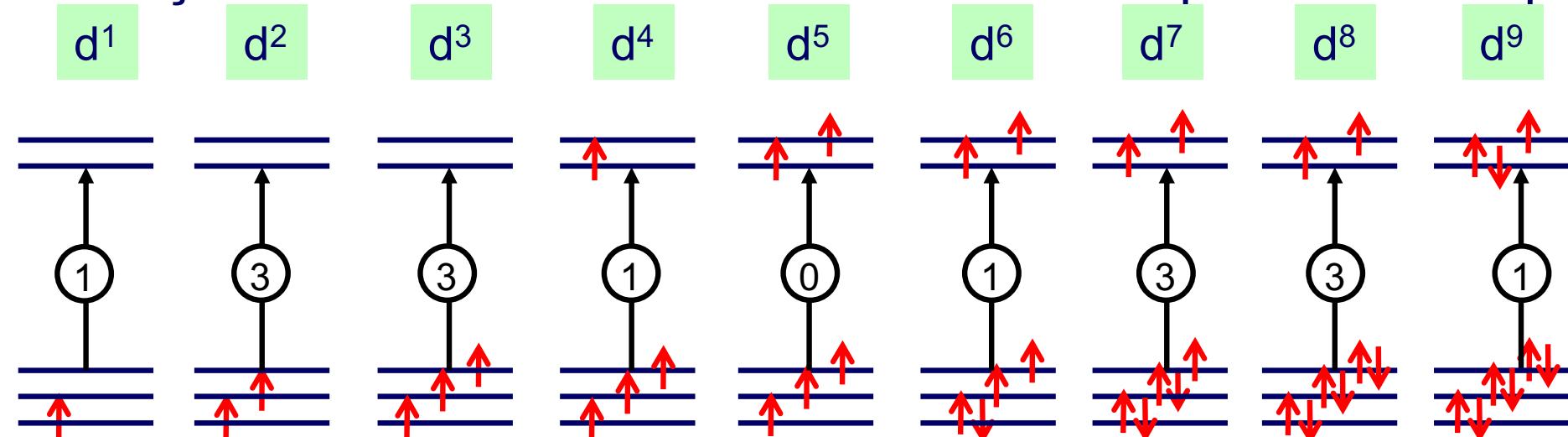
$^2T$

$d^n$  e  $d^{10-n}$

estão relacionados inversamente

# **Estados Excitados e Fundamental – Complexos Octaédricos**

# Transições Electrónicas – Mesmo Grau de Multiplicidade de Spin



III

3 A

47

4 A

3

I<sup>2</sup>E

37

4T

1

5

47

37

2T

F 2T

37

4A

2

6 A

57

47

3

2 E

## Obtenção do valor de $\Delta_o$ | $\Delta_T$

$d \rightarrow d$

Determinação da configuração eletrónica do estado fundamental e excitado.

$d^{1,4,6,9}$

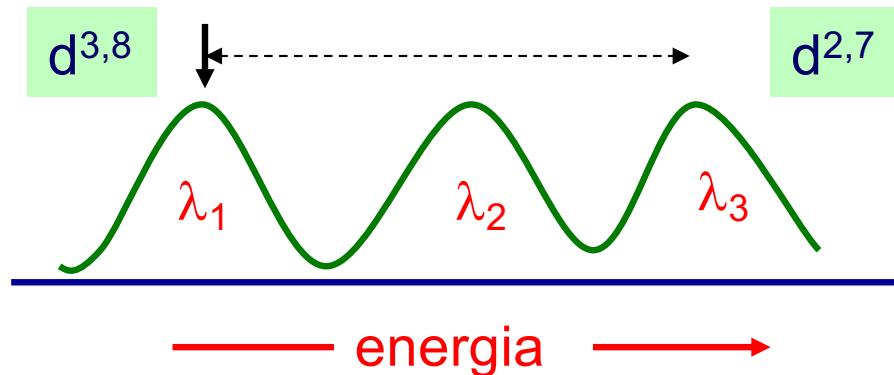
(octaédrico ou tetraédrico)

uma única transição  
determinação directa de  $\Delta$ .

$d^{2,3,7,8}$

(octaédrico)

3 transições



$d^{3,8}$

$\Delta$  a partir da banda de menor energia

$d^{2,7}$

$\Delta$  a partir da diferença entre a 1<sup>a</sup> banda e a 3<sup>a</sup> banda de menor energia

$d^3$

$l = 2$

$m_l$

+2  
↑

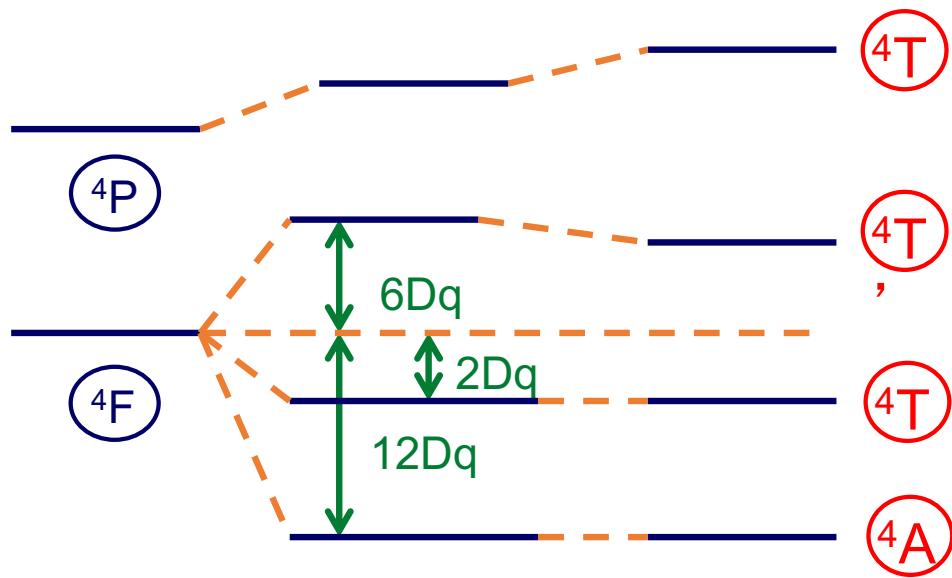
+1  
↑

0  
↑

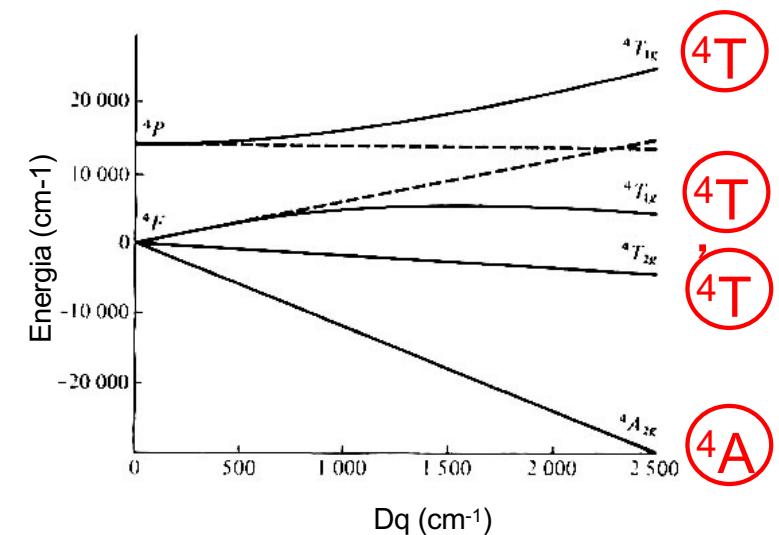
-1  
-2

$$L = \sum m_L = 3$$

${}^4F \Rightarrow$  termo para o ião livre  
no estado fundamental



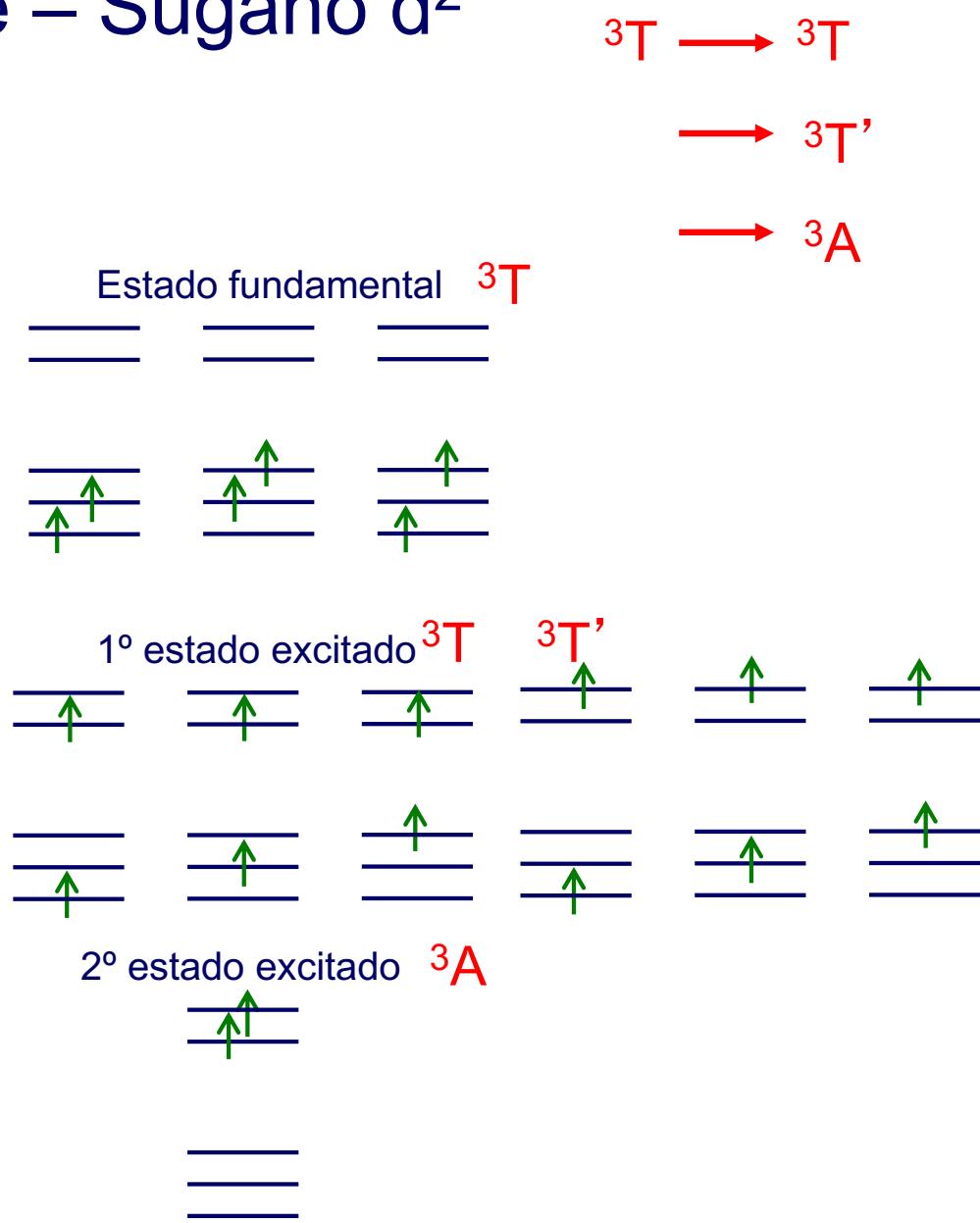
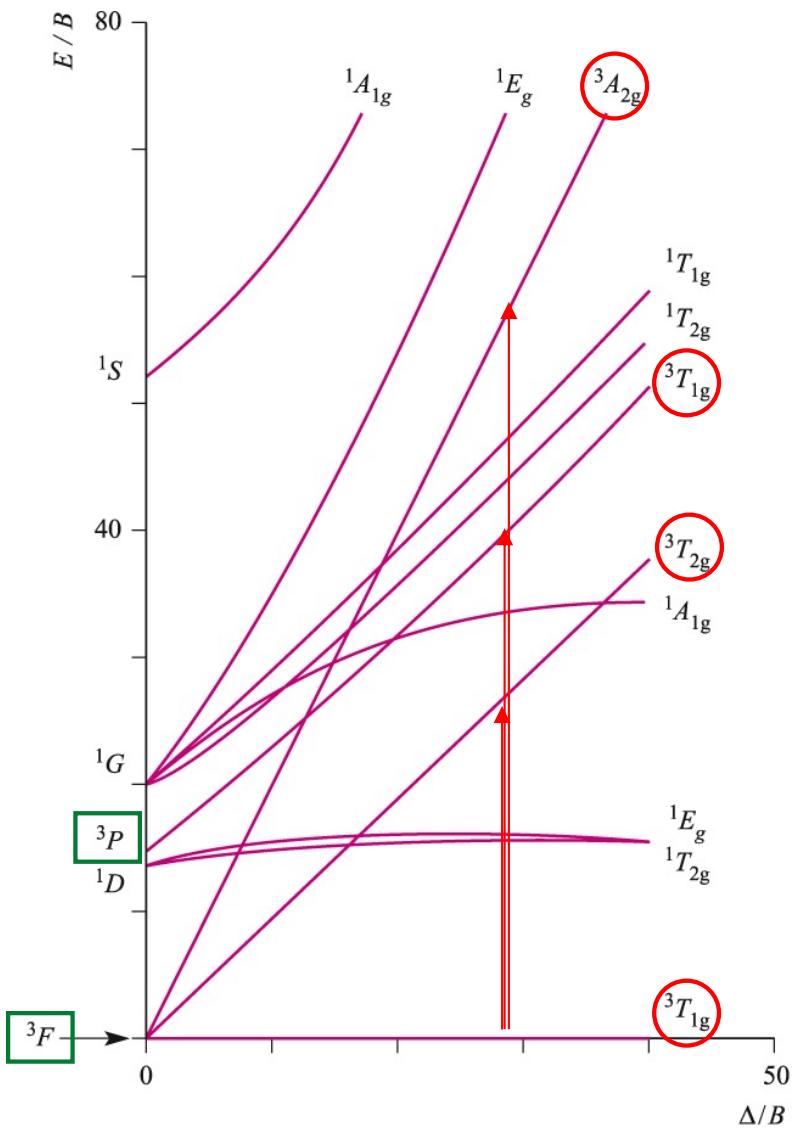
## Diagrama de Orgel



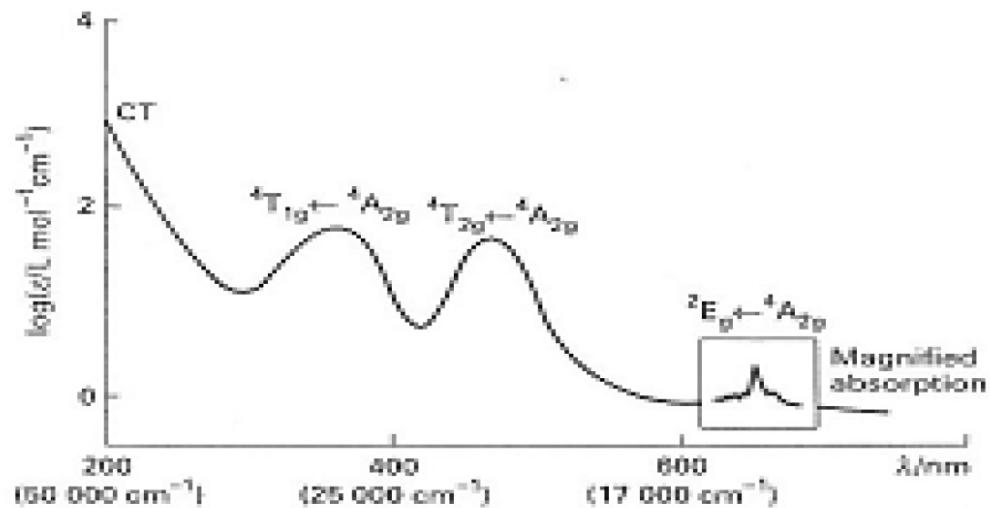
# Diagramas de Tanabe-Sugano.

- Complexos de campo fraco ou forte.
- Estado fundamental como referencia (abscissa).
- Um diagrama de uma determinada configuração pode ser usado para qualquer complexo com aquela configuração, pois apresenta as multiplicidades de termos possíveis.

# Tanabe – Sugano $d^2$



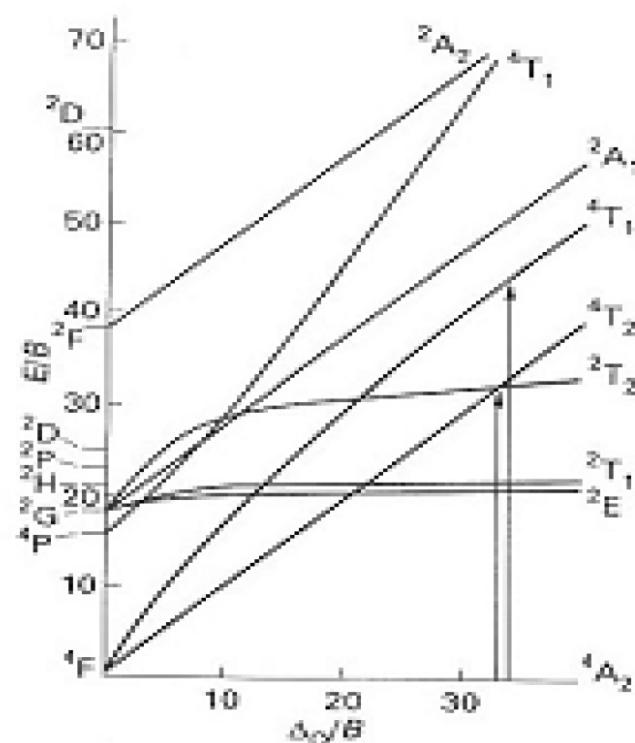
É possível em um espectro calcular o valor do desdobramento do campo cristalino ( $10Dq$ ) com auxílio do respectivo diagrama de Tanabe-Sugano para a configuração do complexo analisado no espectro. Mas esse cálculo é por tentativa e erro sendo bem demorado.



$\text{Cr}^{3+}$ : ion  $3d^3$ , octaédricamente coordenado  
 O espectro de absorção mostra duas bandas intensas *spin permitidas* ( $21550$  e  $28500\text{ cm}^{-1}$ ) e uma bandas fraca *spin proibida*. Parâmetro de campo cristalino:  
 $\Delta = 21550\text{ cm}^{-1}$ ,  $B = 657\text{ cm}^{-1} \Rightarrow \Delta/B = 32.8$

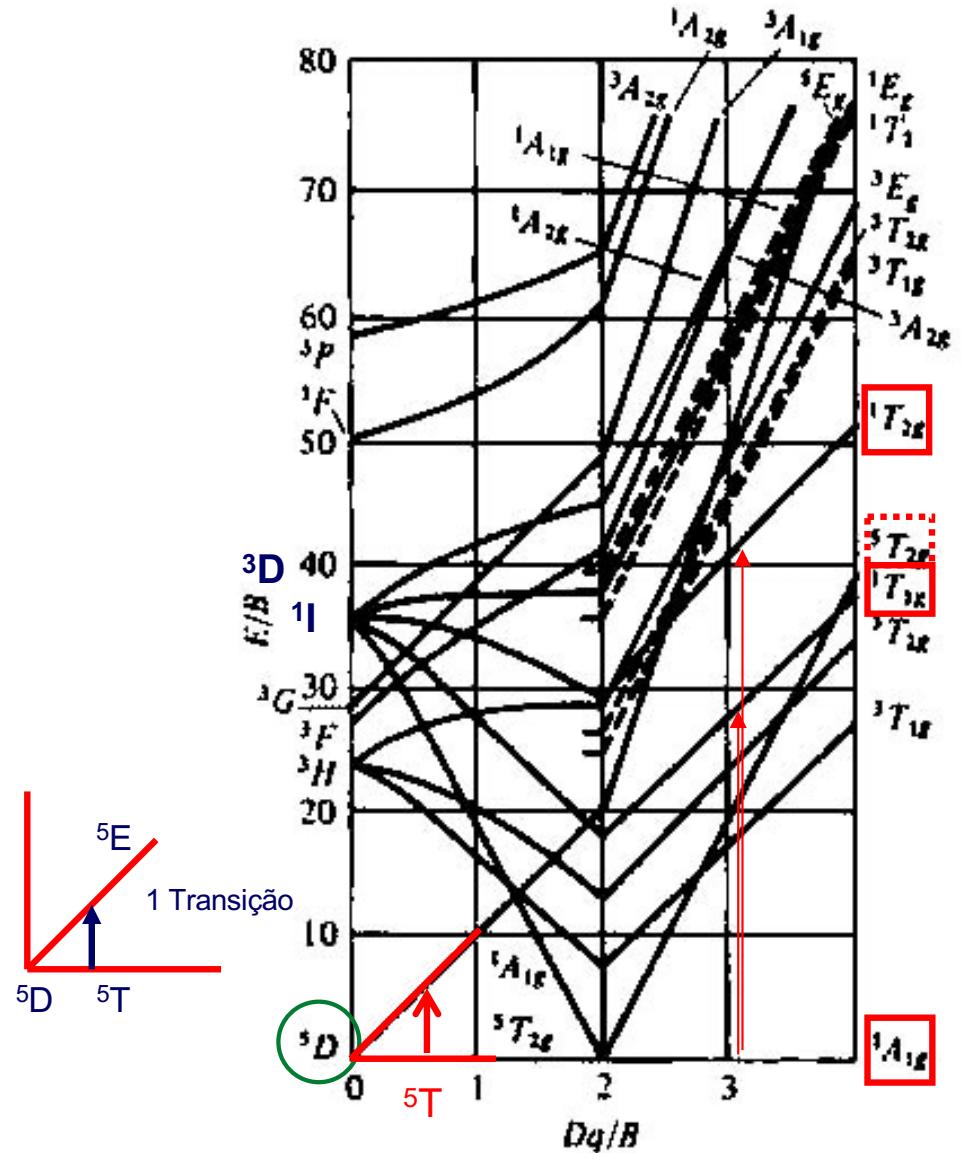
Shriver, Atkins, Langford, *Inorganic Chemistry*

## Espectro eletrônico do $\text{Cr}(\text{NH}_3)_6^{3+}$

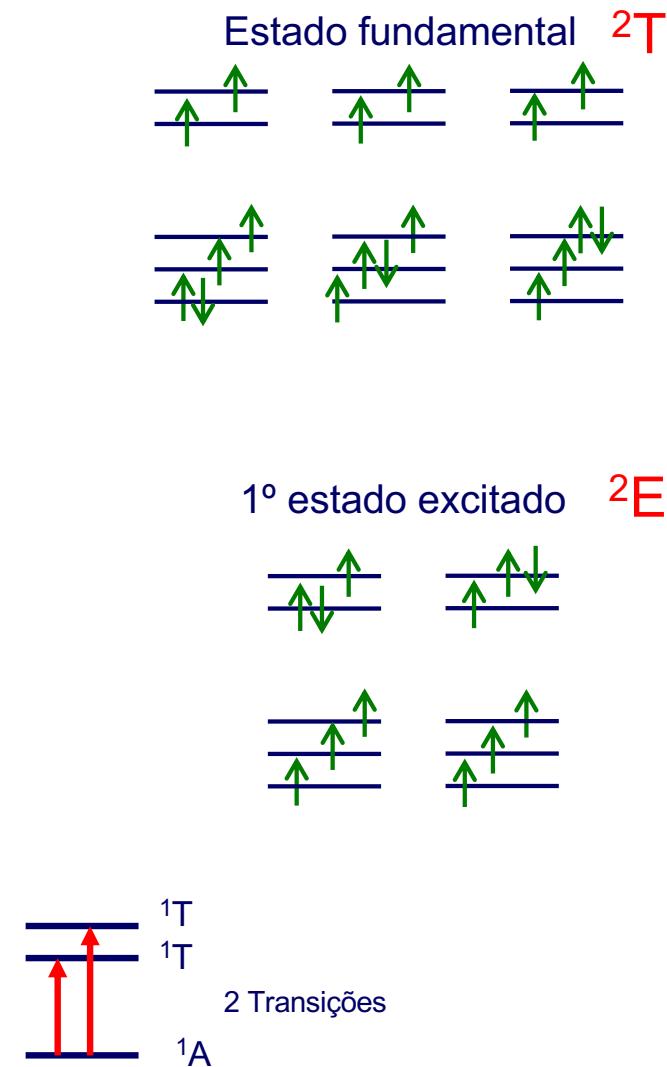


14.6 The Tanabe-Sugano diagram for the  $d^3$  configuration.

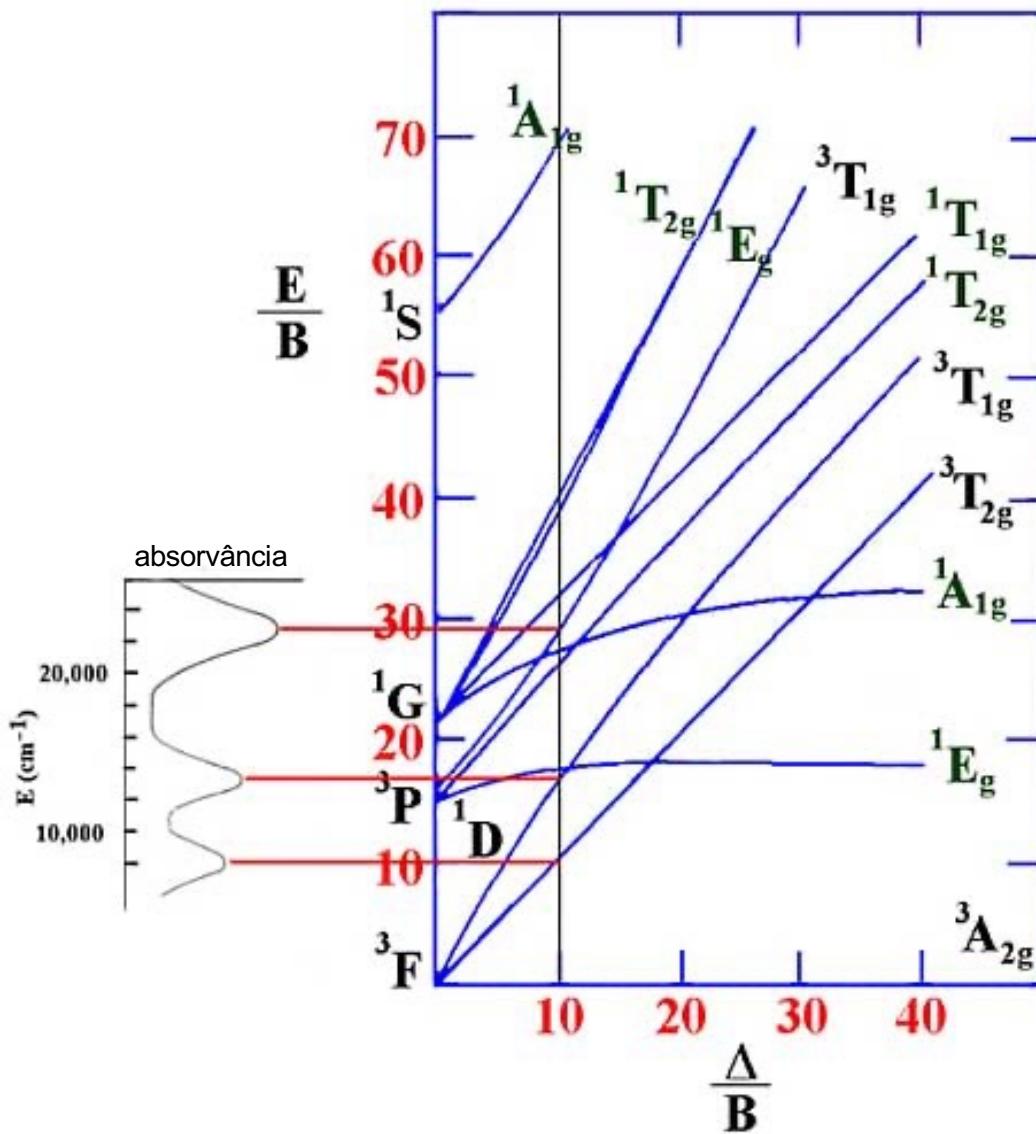
# Tanabe – Sugano d<sup>6</sup>



SB ← → SA



# Complexos de Ni(II) - octaédricos

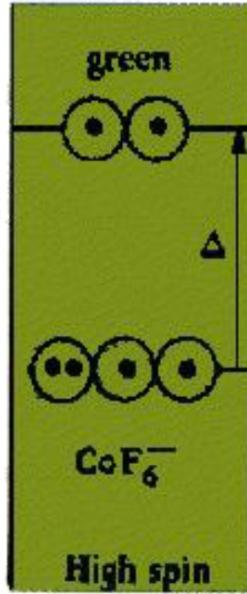
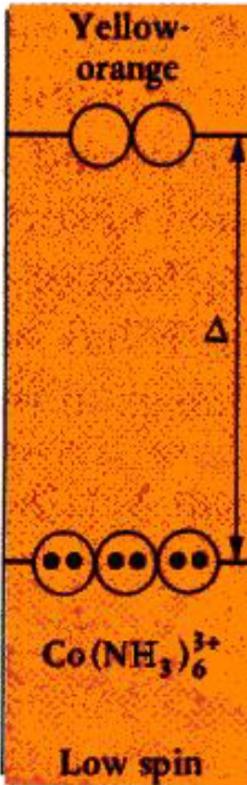
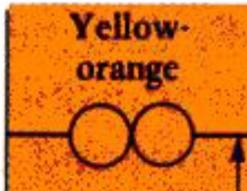
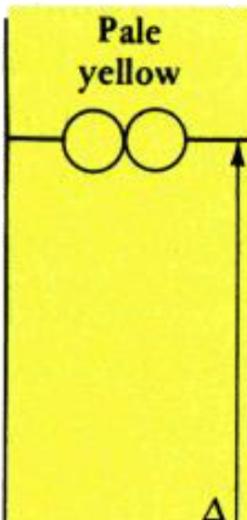


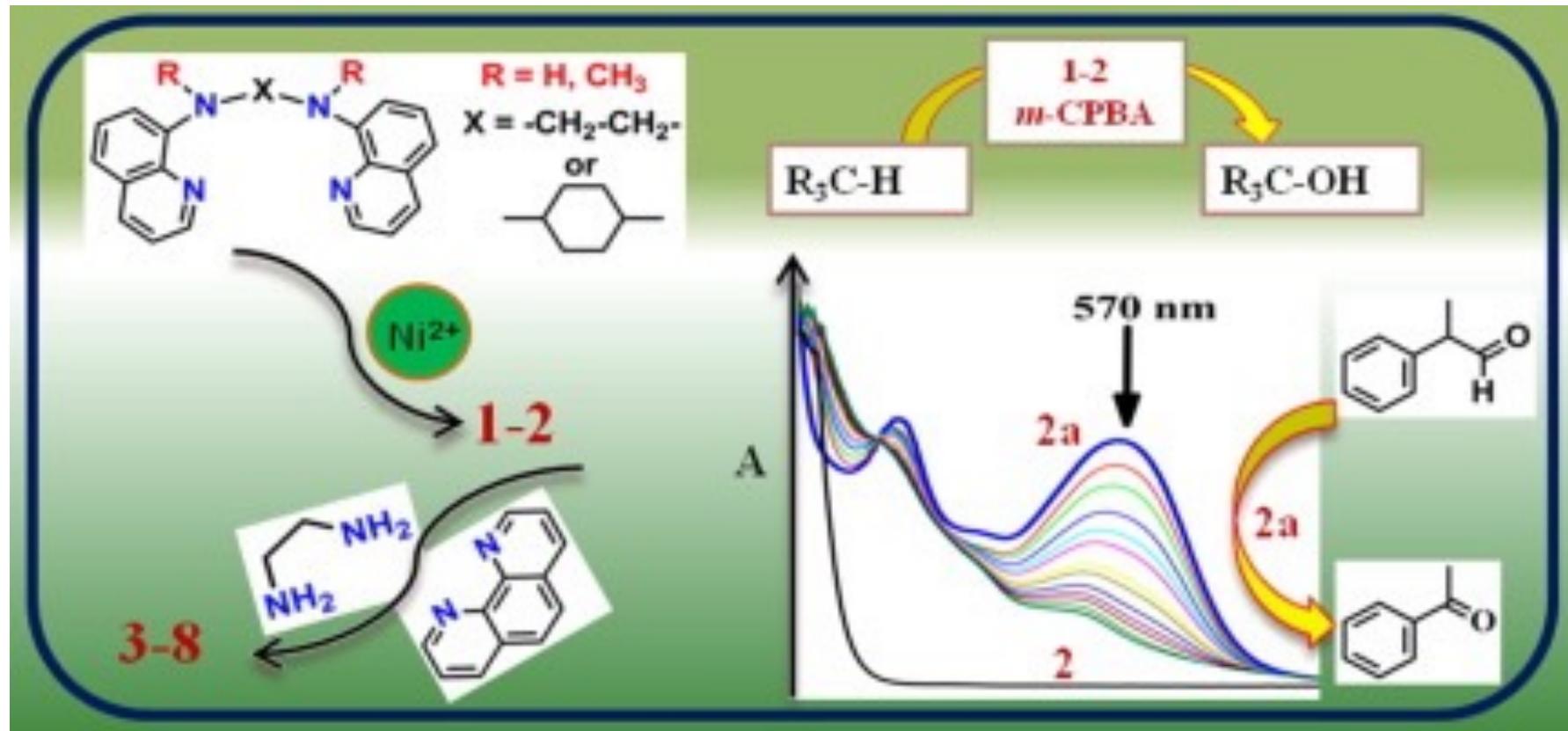
# Série Espectroquímica

- Ordena os ligantes em ordem crescente de 10Dq observado nos seus compostos de coordenação. (Obs.: O 10Dq é medido espectroscopicamente)
- $I^- < Br^- < S^{2-} < SCN^- < Cl^- < NO_3^- < N_3^- < F^- < OH^- < C_2O_4^{2-} \approx H_2O < NCS^- < CH_3CN < \text{piridina} < NH_3 < \text{etilenodiamina} < 2,2'-\text{bipiridina} < 1,10-\text{fenantrolina} < NO^{2-} < \text{trifenilfosfina (PPh}_3\text{)} < CN^- \approx CO$

Obs.: Ligantes neutros produzem desdobramentos maiores ou iguais a carregados!!!

# 10D<sub>q</sub> e Cor de Complexos

Co <sup>3+</sup> complex	Wavelength of light absorbed (nm)	Color of light absorbed	Color seen	
[CoF <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	700	red	green	
[Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	600	orange	blue	
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> Cl] <sup>2+</sup>	535	yellow	violet	
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> H <sub>2</sub> O] <sup>3+</sup>	500	blue-green	red	
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	475	blue	yellow-orange	
[Co(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	310	ultraviolet	tail of absorption band in visible gives pale yellow	



# Absorbância & Lei de Lambert Beer

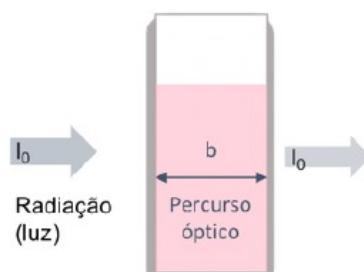
$$\text{Absorbance, } A = -\log T = -\log \frac{I}{I_0}$$

$$\text{Absorbance, } A = \varepsilon \times c \times \ell$$

## 2.1.1. Lei de Lambert-Beer

A lei de Beer-Lambert estabelece a proporcionalidade entre a absorbância de uma solução a um determinado comprimento de onda, e a sua concentração:

$$A_\lambda = \log (I_0 / I) = \varepsilon_\lambda \cdot b \cdot c$$



$I_0$  - intensidade da luz incidente

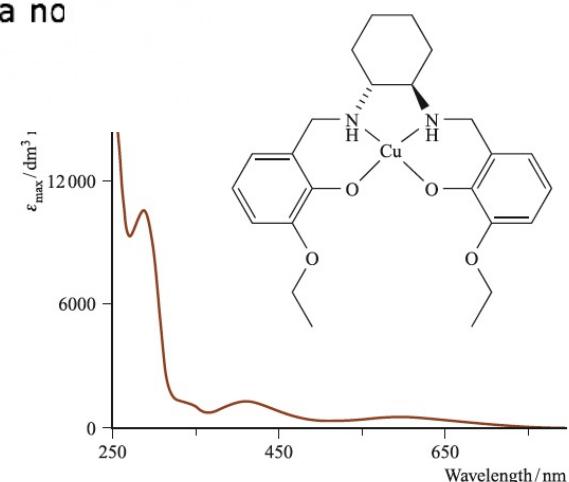
$I$  - Intensidade da luz transmitida (não absorvida pela amostra)

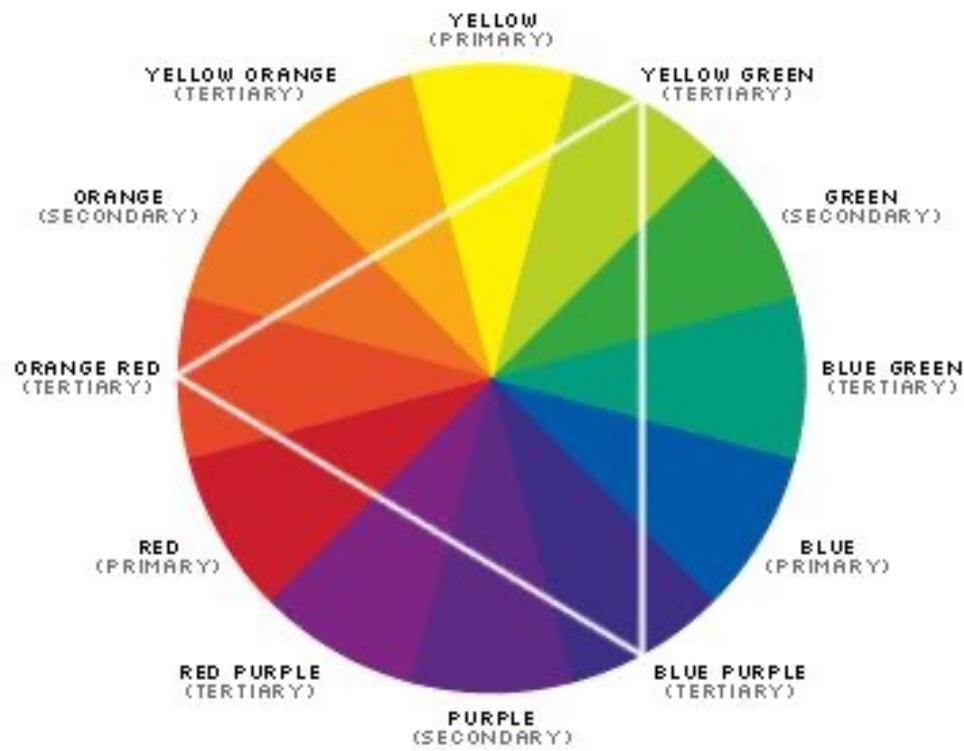
$c$  - Concentração da solução (moles/litro)

$b$  - Percurso óptico (cm)

$\varepsilon$  - Coeficiente de extinção molar, característico da solução ( $M^{-1} \cdot cm^{-1}$ )

A absorbância,  $A$ , é determinada directamente por leitura no espectrofotómetro.



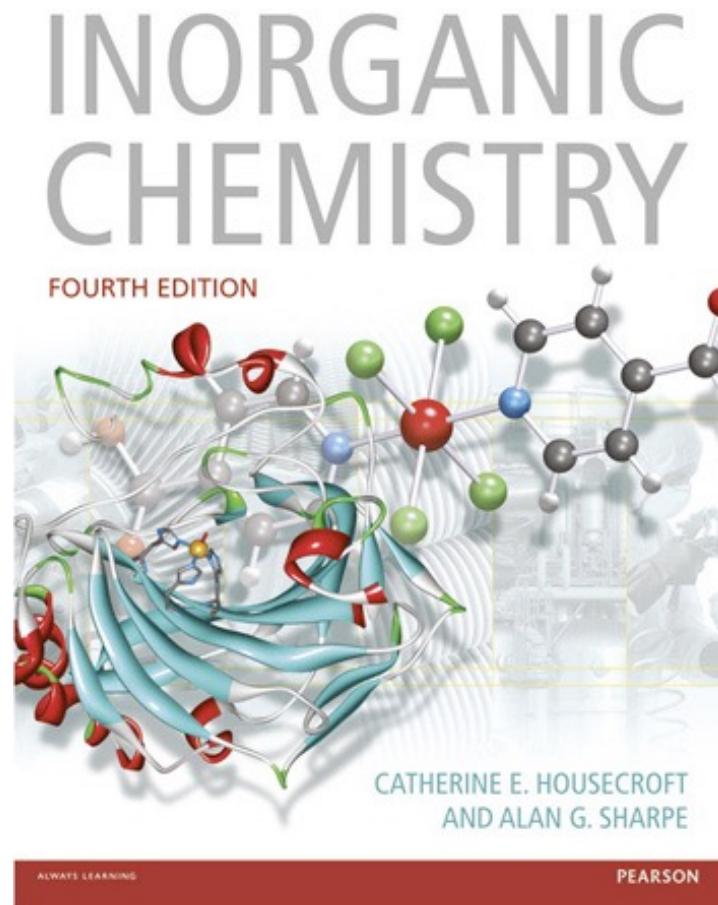




Comprimento de onda [nm]	Cor absorvida	Cor complementar
650-780	Vermelho	Azul-verde
595-650	Laranja	Azul esverdeado
560-595	Amarelo-verde	Roxo
500-560	Verde	Vermelho-púrpura
490-500	Verde azulado	Vermelho
480-490	Azul esverdeado	Laranja
435-480	Azul	Amarelo
380-435	Violeta	Amarelo-verde

# Bibliografia

- 1.-Química Inorgánica, Ed. Pearson. Catherine E. Housecroft, Alan G. Sharpe. 4° Edición. Pearson Prentice Hall. Chapter 4



# MORE INFORMATION

- [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General\\_Chemistry/Map%3A\\_General\\_Chemistry\\_\(Petrucci\\_et\\_al.\)/24%3A\\_Complex\\_Ions\\_and\\_Coordination\\_Compounds/24.07%3A\\_Color\\_and\\_the\\_Colors\\_of\\_Complexes](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_General_Chemistry_(Petrucci_et_al.)/24%3A_Complex_Ions_and_Coordination_Compounds/24.07%3A_Color_and_the_Colors_of_Complexes)
- <https://youtu.be/sFAGQLokym4>