

Aula 38

Espectroscopia Eletrónica

Espetroscopia Eletrônica A energia necessária para alterar o estado eletrônico de uma molécula mediante transições envolvendo essencialmente elétrons de valência situa-se na gama do visível-ultravioleta próximo. Por isso, a espectroscopia eletrônica é vulgarmente designada por **espectroscopia de ultravioleta-visível**. Radiação mais energética, com frequências que vão do ultravioleta longínquo aos raios-X, é capaz de ejetar elétrons das moléculas.

Importância

A espectroscopia eletrônica é essencial para investigar a origem das cores dos objetos e o modo como várias reações importantes (e.g. fotossíntese, fotopolimerização) são iniciadas por radiação. Também permite obter resultados úteis para testar as teorias que descrevem a estrutura eletrônica das moléculas como a teoria das orbitais moleculares. É finalmente uma ferramenta muito importante em análise química.

Ideia central

As transições eletrônicas ocorrem sem que as posições dos núcleos sejam significativamente alteradas (hipótese dos núcleos fixos).

1. Espectro de ultravioleta-visível

Com vimos, as energias necessárias para alterar as distribuições eletrônicas das moléculas são da ordem das centenas de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Conseqüentemente, conforme ilustrado na Tabela 37.1, os fótons absorvidos ou emitidos quando essas alterações ocorrem, possuem comprimentos de onda nas regiões visível e ultravioleta do espectro.

Luz e cor

A luz branca é uma mistura de radiação com todas as cores. A remoção de uma dessas cores por absorção resulta na observação da cor complementar. Por exemplo, se a componente vermelha da luz branca for absorvida por um objeto, esse objeto apresenta a cor verde que é a cor complementar do vermelho. Inversamente, a absorção de verde dá aparência vermelha a um objeto.

Convém, no entanto, notar que a percepção da cor é um fenômeno muito sutil. Embora um objeto possa ser verde porque absorve no vermelho, também pode apresentar a cor verde porque absorve todas as cores da luz branca exceto o verde. É esse o caso da vegetação, que é verde, porque a clorofila absorve nas regiões vermelho e azul do espectro, deixando apenas a luz verde para ser refletida ou transmitida.

Pode também ser muito difícil prever a cor de uma substância com base no máximo de absorção se a banda for larga apresentando uma cauda que se estende por outras regiões do espectro.

Tabela 37.1. Características da radiação visível e ultravioleta

Cor	λ/nm	$\nu \times 10^{-14}/\text{Hz}$	$\tilde{\nu} \times 10^{-4}/\text{cm}^{-1}$	E/eV	$E/\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Infravermelho	>1000	<3.00	<1.00	<1.24	<120
Vermelho	700	4.28	1.43	1.77	171
Laranja	620	4.84	1.61	2.00	193
Amarelo	580	5.17	1.72	2.14	206
Verde	530	5.66	1.89	2.34	226
Azul	470	6.38	2.13	2.64	254
Violeta	420	7.14	2.38	2.95	285
Ultravioleta	<400	>7.5	>2.5	>3.10	>300



Figura 37.1 Roda das cores dos artistas. As cores complementares estão em posições diametralmente opostas

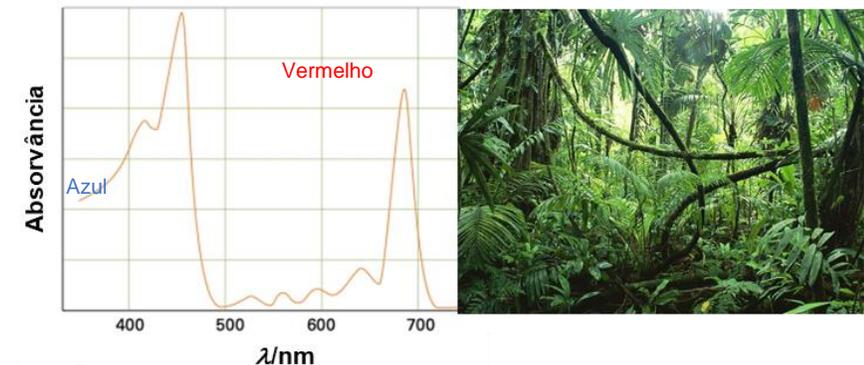


Figura 37.2 A clorofila absorve nas regiões vermelho e azul do espectro, (imagem à esquerda) deixando apenas a luz verde para ser refletida ou transmitida. Por isso a vegetação é verde.

2. Estratégia geral para discutir espectros eletrónicos e a informação neles contidas

A estratégia geral para interpretar espectros eletrónicos é, mais uma vez, idêntica à descrita para os espectros rotacionais e vibracionais:

- (a) Encontrar expressões para a energia eletrónica das moléculas e construir o respetivo diagrama de estados eletrónicos.
- (b) Aplicar as regras de seleção para identificar as transições entre estados que são permitidas.
- (c) Calcular a população dos estados com base na distribuição de Boltzmann.
- (d) Prever a forma do espetro.

Tal como já mencionado, na interpretação do espetro, é necessário ter em conta o facto de as transições eletrónicas serem acompanhadas por alterações dos estados rotacionais e vibracionais da molécula

Cálculo dos níveis de energia

Para obter uma expressão para os níveis de energia eletrônicos é necessário resolver a equação de Schrödinger. Isso implica escolher um modelo que descreva a estrutura eletrônica da molécula.

Por exemplo, no caso de compostos com cadeias π conjugadas, como o 1,8-difenil-1,3,5,7-octatetraeno representado na Figura 37.3, muitas vezes o modelo do elétron numa caixa unidimensional para racionalizar os respectivos espectros de absorção no visível. A resolução da equação de Schrödinger com bases nesse modelo conduz a:

$$E = \frac{n^2 h^2}{8mL^2} \quad (n = 1, 2, 3 \dots) \quad (37.1)$$

onde E representa a energia eletrônica, n é um número quântico cujos valores devem ser números inteiros, m é a massa do elétron, h é a constante de Planck e L o comprimento da caixa unidimensional equivalente à cadeia.

A equação (37.1) permite concluir que a diferença de energia, ΔE , correspondente a uma transição $n+1 \leftarrow n$ entre estados de energia eletrônica consecutivos:

$$\Delta E = \frac{(n+1)^2 h^2}{8mL^2} - \frac{n^2 h^2}{8mL^2} = \left[(n+1)^2 - n^2 \right] \frac{h^2}{8mL^2} = (\cancel{n^2} + 2n + 1 - \cancel{n^2}) \frac{h^2}{8mL^2}$$

$$\Delta E = (2n + 1) \frac{h^2}{8mL^2} \quad (37.2)$$

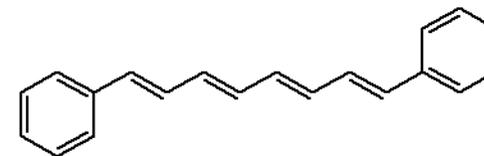


Figura 37.3 1,8-difenil-1,3,5,7-octatetraeno.

Regras de seleção

No caso de transições eletrônicas: uma transição será permitida (momento de transição não nulo) se:

- **Regra de seleção geral:** houver uma variação de momento dipolar quando a transição ocorre.

Como se viu a transição será tanto mais permitida quanto maior o momento de transição que lhe está associado:

$$\mu_{fi} = \int \psi_f \mu \psi_i d\tau \quad (37.3)$$

onde μ representa o operador momento dipolar. O valor $|\mu_{fi}|$ dá uma medida do deslocamento de carga que ocorre quando a transição tem lugar.

Como se viu anteriormente $|\mu_{fi}|$ pode ser determinado experimentalmente a partir de medidas de absortividade, ϵ , uma vez que esta está relacionada com o coeficiente de absorção integrada, \mathcal{A} , definido por:

$$\mathcal{A} = \int \epsilon(\tilde{\nu}) d\tilde{\nu} \quad (37.4)$$

onde $\tilde{\nu}$ representa o número de onda. O valor de \mathcal{A} está, por sua vez, relacionado com o momento de transição através de:

$$|\mu_{fi}|^2 = \frac{3hc\epsilon_0 \ln 10}{2\pi^2 \nu N_A} \mathcal{A} \quad (37.5)$$

O valor experimental de $|\mu_{fi}|$ pode ser comparado com o calculado a partir da equação (37.3) usando as funções de onda obtidas por resolução da equação de Schrödinger com base no modelo escolhido. Pode assim testar-se a adequação desse modelo à explicação de um determinado tipo de espectros eletrônicos.

- **Regra de seleção específica:** não houver mudança de spin.

A regra de seleção de spin indica, por exemplo, que a absorção representada na Figura 37.3a é permitida e a representada na Figura 37.3b é proibida.

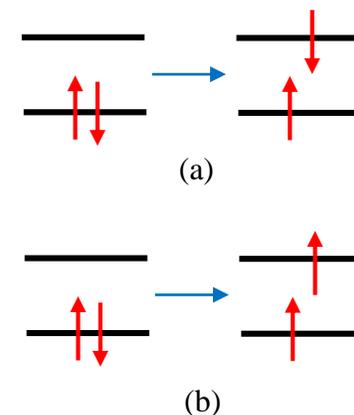


Figura 37.3 Transições eletrônicas (a) permitida e (b) proibida pela regra de seleção de spin.

Populações de estados

A Tabela 37.1 mostra que as transições eletrônicas envolvidas em espectroscopia de ultravioleta-visível envolvem energias na gama $170 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a $>300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. A distribuição de Boltzmann:

$$\frac{N'}{N} = e^{-\Delta E/RT} \quad (37.6)$$

onde se substituiu k_B por R uma vez que E vem dada em termos molares ($k_B = R/N_A$), permite concluir que a 298 K:

$$\frac{N'}{N} = \exp\left[-\frac{\Delta E}{(8.314) \times (298.15)}\right] \begin{cases} \Delta E = 1.7 \times 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} \Rightarrow N'/N = 2.0 \times 10^{-30} \\ \Delta E = 3.0 \times 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} \Rightarrow N'/N = 3.0 \times 10^{-53} \end{cases}$$

Conclui-se, assim, que, à temperatura ambiente, as transições eletrônicas correspondem, essencialmente, a transições do estado fundamental para o primeiro estado excitado.

Estrutura vibracional

Uma transição eletrónica é, normalmente, acompanhada por uma alteração do estado vibracional da molécula. De facto, no estado fundamental os núcleos adotam posições que dependem das forças de Coulomb que sobre eles atuam. Essas forças são originadas pelos eletrões e pelos outros núcleos e, alteram-se no decurso de uma transição, pois a distribuição eletrónica passa a ser diferente. Devido a essa alteração os núcleos tendem a rearranjar as suas posições e esse processo pode originar também uma alteração do estado vibracional. Como resultado, uma transição eletrónica, em vez de ser refletida no espectro por uma única banda estreita, conduz a um conjunto de bandas correspondentes a um conjunto de transições em que há uma mudança de estado eletrónico é acompanhada por várias alterações de estado vibracional.

Numa amostra gasosa a estrutura vibracional dos espectros eletrónicos aparece resolvida (Figura 37.3a). Porém, num líquido ou, num sólido, o alargamento das bandas vibracionais devido à diminuição do tempo de vida dos estados excitados, impede que essa estrutura se apresente resolvida, obtendo-se apenas bandas largas (Figura 37.3b).

No caso de amostras gasosas pode, em certos casos, observar-se ainda o desdobramento das bandas vibracionais em bandas rotacionais.

O espectro eletrónico dos gases é, por isso, complicado, mas também muito rico em informação.

Os detalhes do aparecimento da estrutura vibracional de uma banda correspondente a uma transição eletrónica são explicados pelo Princípio de Franck-Conon

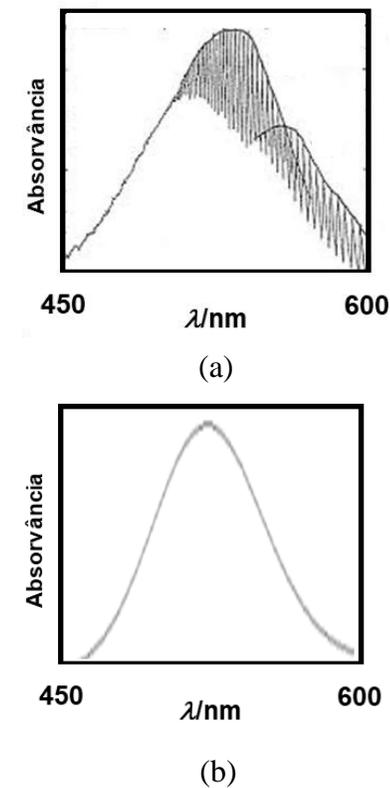


Figura 37.3 Espectro do I_2 : (a) em fase gasosa; (b) em solução de *n*-hexano.

O aparecimento da estrutura vibracional de uma banda correspondente a uma transição eletrônica é explicado pelo **Princípio de Franck-Condon**, que consiste na seguinte hipótese:

- Como os núcleos são muito mais pesados do que os elétrons, movimentam-se muito mais lentamente do que estes. Consequentemente, uma transição eletrônica está completa antes de os núcleos terem tempo de se moverem. Considera-se assim que os **núcleos** se mantêm **fixos** numa transição eletrônica.

Conforme ilustrado na Figura 37.4, como uma vez que a distribuição de carga existente no final da transição eletrônica é diferente da inicial, a distância internuclear de equilíbrio, R_2 , no estado eletrônico excitado é também diferente da distância, R_1 , característica do estado eletrônico fundamental. Mas, como a transição eletrônica é muito rápida, os núcleos não têm tempo de evoluir para a distância, R_2 , e a distância internuclear existente após a transição continua a manter-se no valor, R_1 . Ora, como mostra a Figura 37.4, no estado eletrônico excitado, este valor corresponde também a um estado vibracional excitado.

Para que o momento da transição seja significativo (equação 37.3), é necessário que haja uma boa sobreposição entre a função de onda vibracional do estado fundamental e a do estado excitado como no caso da Figura 37.4.

A Figura 37.5 mostra que as intensidades relativas das bandas vibracionais dependem da posição relativa dos osciladores do estado fundamental e do estado excitado. Esse posicionamento determina assim a forma da envolvente da banda eletrônica (mais intensa à esquerda, o centro ou à direita).

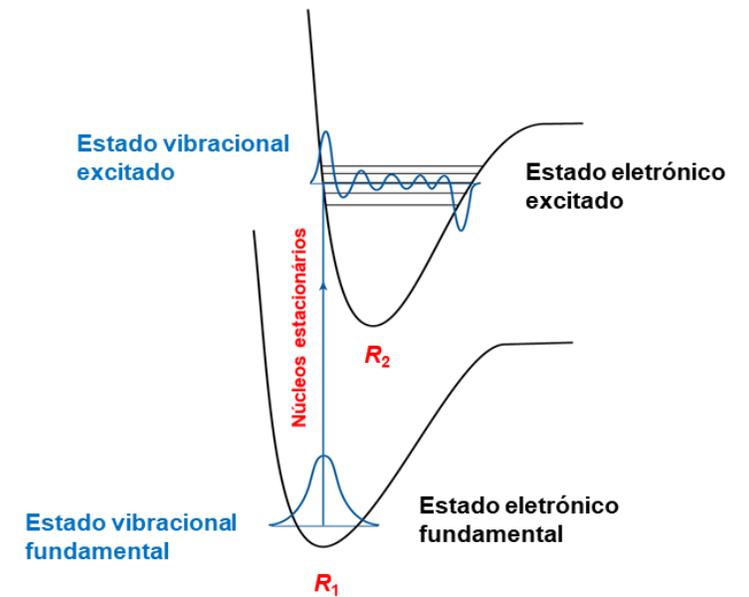


Figura 37.4 Ilustração do princípio de Franck Condon

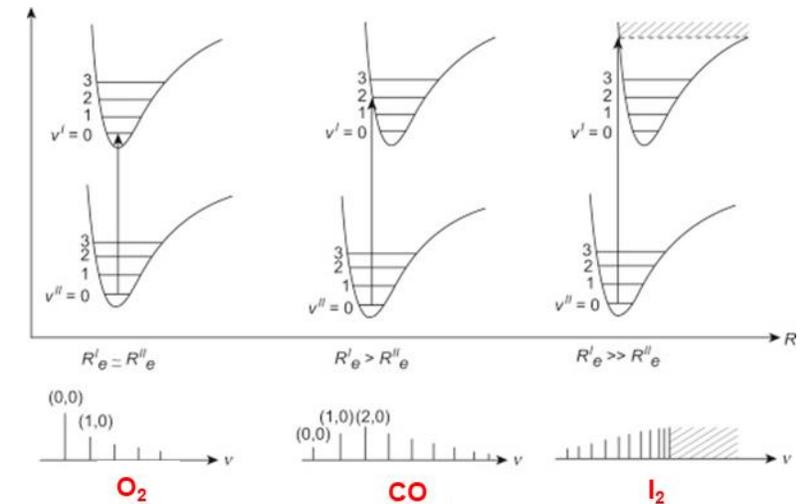


Figura 37.5 Relação entre a forma da estrutura vibracional de uma banda eletrônica e a posição relativa dos osciladores do estado fundamental e do estado excitado.

3. Tipos de transições eletrónicas

A absorção de um fóton, associada a uma transição eletrónica pode, muitas vezes, ser atribuída à excitação de um eletrão essencialmente localizado num grupo muito pequeno de átomos. Por exemplo, a presença de um grupo carbonilo numa molécula conduz, normalmente, ao aparecimento de uma banda a aproximadamente 290 nm no espectro de ultravioleta-visível.

Grupos com absorções características denominam-se **cromóforos** (cromóforo = portador de cor; do grego *chrōma* «cor» e *phorós* «portador; produtor») e a sua presença determina muitas vezes a cor de uma substância. O termo cromóforo começou, de facto, a ser utilizado na indústria de tintas e corantes para designar a parte de uma molécula orgânica responsável pela sua cor.

Transições n, π^*

A transição responsável pela absorção típica de grupos carbonilo está associada à passagem de um eletrão na orbital não ligante do oxigénio para a orbital anti-ligante π^* do grupo carbonilo (figura 37.6). Designa-se, por isso, transição n, π^* e representa-se por $\pi^* \leftarrow n$, pois, por convenção, o estado excitado é colocado à esquerda (a emissão correspondente representa-se por $\pi^* \rightarrow n$). Estas transições envolvem, tipicamente energias da ordem de $390 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

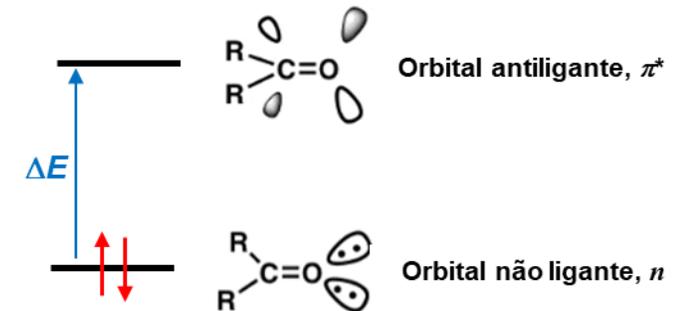


Figura 37.6 Transição n, π^* num grupo C=O

Transições π, π^*

A transição responsável pela absorção típica de grupos C=C está associada à passagem de um elétron na orbital ligante π para uma orbital anti-ligante π^* (Figura 37.7). Designa-se, por isso, transição π, π^* e representa-se por $\pi^* \leftarrow \pi$. Estas transições envolvem, tipicamente energias da ordem de $675 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, o que corresponde a um comprimento de onda $\lambda \sim 180 \text{ nm}$, que pertence à zona dos ultravioleta. Quando a ligação dupla faz parte dum sistema conjugado a diferença de energia entre níveis torna-se menor e a transição desloca-se para a zona do visível.

Conforme ilustrado na Figura 37.8 as transições π, π^* são também características do grupo carbonilo, envolvendo uma energia consideravelmente maior do que as n, π^* .

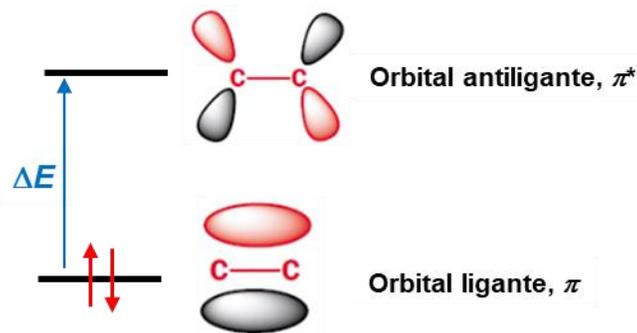


Figura 37.7 Transição π, π^* num grupo C=C

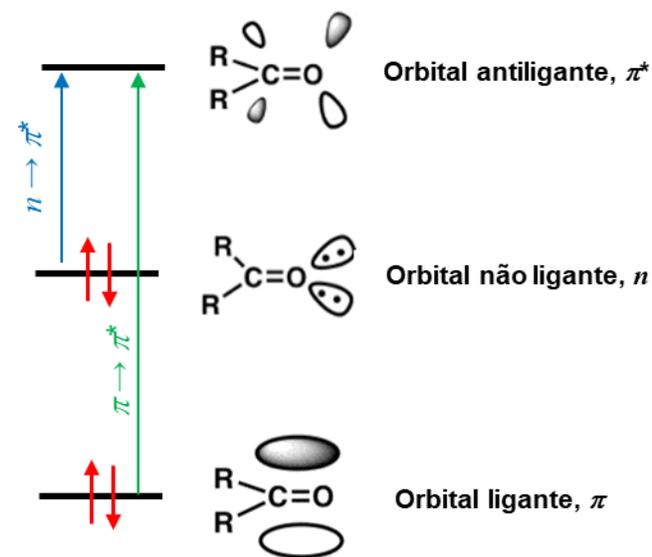


Figura 37.8 Transição π, π^* num grupo C=O

Transições n, σ^* e σ, σ^*

As transições do tipo n, σ^* ocorrem, normalmente, em compostos orgânicos contendo O, N, S e halogênios como metanol (CH_3OH ; $\lambda = 183$ nm), metanotiol (CH_3SH ; $\lambda = 235$ nm), metilamina (CH_3NH_2 ; $\lambda = 210$ nm), clorometano (CH_3Cl ; $\lambda = 173$ nm) e o iodometano (CH_3I ; $\lambda = 258$ nm). Possuem comprimentos de onda típicos da região do ultravioleta.

As transições σ, σ^* são, por exemplo, características de alcanos, e surgem fora da zona do ultravioleta-visível. Por exemplo, no caso do CH_4 $\lambda = 122$ nm.

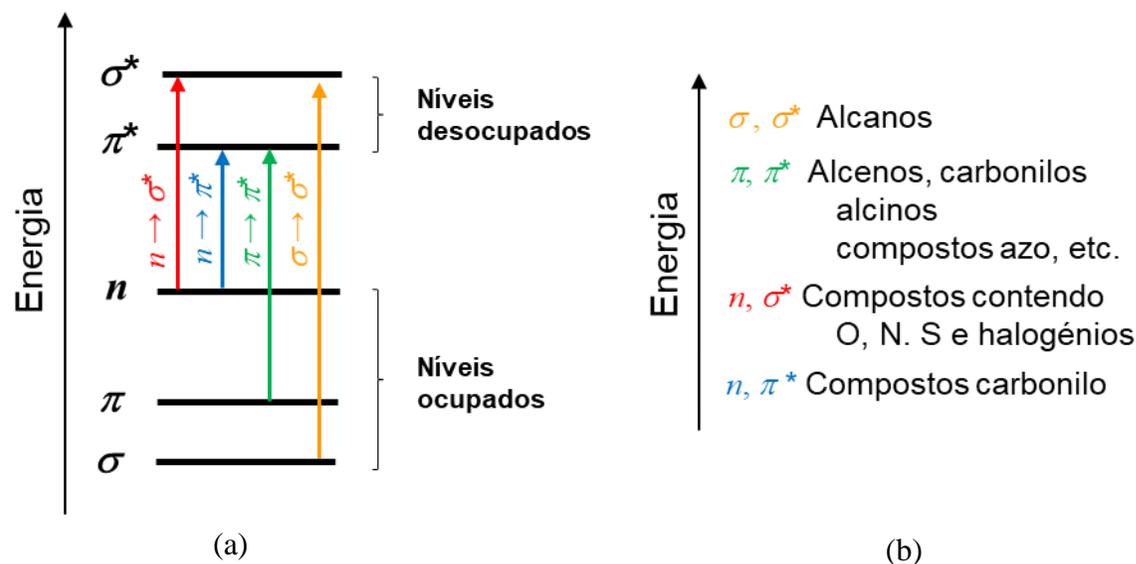


Figura 37.9 (a) Energias relativas das transições (n, π^*) , (π, π^*) , (n, σ^*) e (σ, σ^*) e (b) tipos de moléculas orgânicas característicos de cada uma destas transições

Tabela 37.2. Exemplos de moléculas associadas a transições (n, π^*) , (π, π^*) , (n, σ^*) e (σ, σ^*) e características dessas transições.

Composto	λ/nm	$\Delta E/\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	Transição de menor energia
CH_4	122	981	σ, σ^* (C-H)
CH_3CH_3	130	920	σ, σ^* (C-C)
CH_3OH	183	654	n, σ^* (C-O)
CH_3SH	235	509	n, σ^* (C-S)
CH_3NH_2	210	570	n, σ^* (C-N)
CH_3Cl	173	691	n, σ^* (C-Cl)
CH_3I	258	464	n, σ^* (C-I)
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	165	725	π, π^* (C=C)
CH_3COCH_3	187	640	π, π^* (C=O)
	273	438	n, π^* (C=O)
CH_3CSCH_3	460	260	n, π^* (C=S)
$\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3$	347	345	n, π^* (N=N)

Transições d,d

As transições d,d envolvem a promoção de elétrons entre as orbitais d de uma molécula. São responsáveis pelas cores dos complexos de metais de transição. Por exemplo, os complexos de vanádio $V(H_2O)_6^{3+}$ e $V(H_2O)_6^{2+}$ que se forma em água apresentam cor amarela e violeta, respetivamente. Isso deve-se ao facto de a diferença de energia associada à transição d,d ser maior no primeiro caso do que no segundo (Figura 37.10). De acordo com a relação de Bohr, $\Delta E = h\nu$. Consequentemente a um maior valor de ΔE deve corresponder a absorção de radiação com uma maior frequência. Assim, o $[V(H_2O)_6]^{3+}$ absorve luz violeta apresentando a cor complementar amarela e o $[V(H_2O)_6]^{2+}$ absorve luz amarela apresentando cor violeta.

Transições de transferência de carga

As transições de transferência de carga envolvem migrações de carga entre diferentes grupos de uma molécula. Por exemplo, quando dissolvida em água, a 4-nitroanilina (Figura 37.11) apresenta uma banda de absorção a 381 nm originada por uma excitação electrónica associada à transferência de carga do grupo amino ($-NH_2$) para o grupo nitro ($-NO_2$). Essa transição é bastante intensa (momento de transição elevado) pois é acompanhada por uma variação significativa de momento dipolar que passa de $\mu \sim 8$ D no estado fundamental para $\mu \sim 13$ D no estado excitado.

As transições de transferência de carga também são muito típicas de complexos de metais de transição, onde a transferência ocorre entre o ligando e o metal. Por exemplo, no caso do ião permanganate, MnO_4^- a redistribuição de carga que acompanha a migração de um eletrão dos átomos de oxigénio para o átomo central, Mn, resulta numa banda na gama visível 420-700 nm que é responsável pela intensa cor púrpura deste ião.

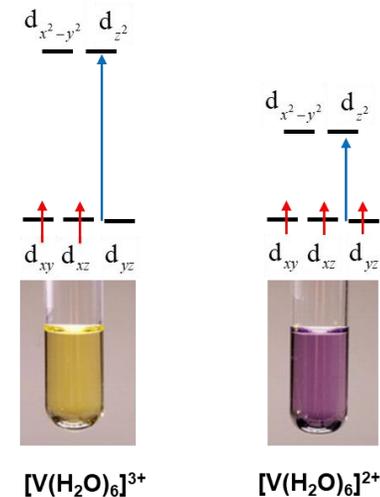


Figura 37.10 Os complexos $[V(H_2O)_6]^{3+}$ e $[V(H_2O)_6]^{2+}$ que se formam em água apresentam respetivamente cor amarela e violeta devido às diferenças de espaçamento entre as orbitais d ocupadas de energia mais elevada (HOMO) e desocupadas de mais baixa energia.

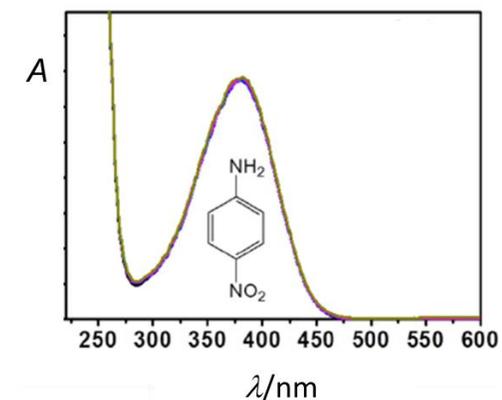


Figura 37.11 Banda de transferência de carga da 4-nitroanilina em água.

3. Análise de misturas por espectroscopia eletrônica

Uma aplicação muito importante da espectroscopia de ultravioleta-visível é a análise de misturas em solução, através da determinação das concentrações das várias espécies. Se a solução for, por exemplo, constituída por dois componentes, A e B, de concentrações [A] e [B], que absorvem na mesma zona espectral, a lei de Lambert-Beer permite escrever:

$$A = A_A + A_B = \varepsilon_A[A]L + \varepsilon_B[B]L = (\varepsilon_A[A] + \varepsilon_B[B])L \quad (37.7)$$

onde A é a absorvância total da solução, ε_A e ε_B representam os coeficientes de absorção molar (absortividade) das espécies A e B ao comprimento de onda λ a que as medidas estão a ser realizadas e L é o percurso ótico.

A equação (37.7) mostra que as concentrações [A] e [B] podem ser determinadas medindo a absorvância da solução a dois comprimentos de onda diferentes, de acordo com o seguinte processo ilustrado na Figura 37.12:

- Para o comprimento de onda λ_1 tem-se:

$$A_1 = (\varepsilon_{A1}[A] + \varepsilon_{B1}[B])L \quad (37.8)$$

- Para o comprimento de onda λ_2 tem-se:

$$A_2 = (\varepsilon_{A2}[A] + \varepsilon_{B2}[B])L \quad (37.9)$$

onde ε_{A1} , ε_{B1} , ε_{A2} , ε_{B2} se referem, respetivamente, aos coeficientes de absorção molares das espécies A e B aos comprimentos de onda λ_1 e λ_2 . Resolvendo as equações (37.8) e (37.9) em ordem a [A] e [B] conclui-se que:

$$[A] = \frac{\varepsilon_{B2}A_1 - \varepsilon_{B1}A_2}{(\varepsilon_{A1}\varepsilon_{B2} - \varepsilon_{A2}\varepsilon_{B1})L} \quad (37.10)$$

$$[B] = \frac{\varepsilon_{A1}A_2 - \varepsilon_{A2}A_1}{(\varepsilon_{A1}\varepsilon_{B2} - \varepsilon_{A2}\varepsilon_{B1})L} \quad (37.11)$$

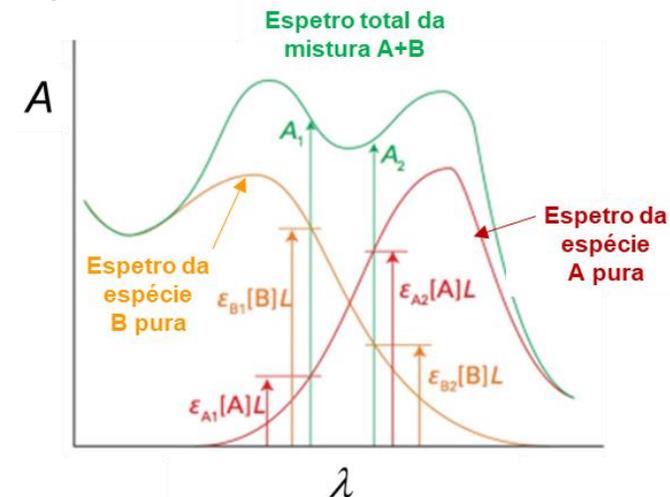


Figura 37.12 As concentrações [A] e [B] de duas espécies em solução que absorvem na mesma zona espectral podem ser determinadas medindo a absorvância da solução a dois comprimentos de onda diferentes

As equações (37.10) e (37.11) permitem determinar [A] e [B] desde que ε_{A1} , ε_{B1} , ε_{A2} , ε_{B2} sejam conhecidos. As respetivas determinações podem ser efetuadas pela lei de Lambert-Beer, estudando soluções de A e B puros com diferentes concentrações aos comprimentos de onda λ_1 e λ_2

Ponto isobéstico

Pode verificar-se que a um determinado comprimento de onda as absorvidades das espécies A e B sejam iguais ($\varepsilon_A = \varepsilon_B$). Admitindo que esse valor é ε_{iso} vem da equação (37.7) que:

$$A_{\text{iso}} = \varepsilon_{\text{iso}} ([A] + [B]) L \quad (37.7)$$

Mesmo que A e B se vão interconvertendo por meio de uma reação do tipo $A \rightarrow B$ ou, a sua inversa, A_{iso} mantém-se constante, porque tanto ε_{iso} como a concentração total das duas espécies ($[A] + [B]$) são constantes. Por isso, é possível observar um ou mais pontos invariantes no espectro, que são designados por **pontos isobésticos** (do Grego: isos (ἴσος) = igual; sbestós (σβεστός) = extinto).

É muito pouco provável que três ou mais espécies possuam igual valor de ε ao mesmo comprimento de onda. Como tal, a observação dum ponto isobéstico (ou de pelo menos um desses pontos) é uma evidência muito forte de que a solução é composta pois dois solutos em equilíbrio, sem presença de quaisquer intermediários.

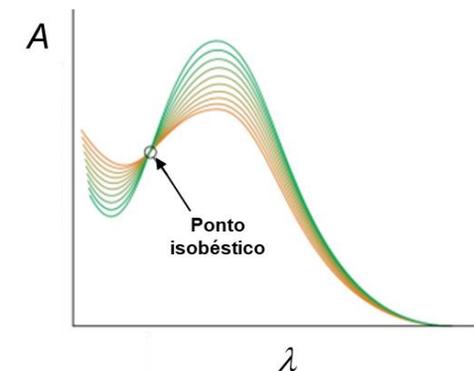


Figura 37.13 Um ponto isobéstico é observado quando há mais do que uma espécie em solução, e existe um comprimento de onda ao qual as absorvidades são iguais.

Problema 11D.1 (p. 480)

O espectro da propanona (acetona), CH_3CO , apresenta uma banda de absorção forte a 189 nm e uma segunda banda mais fraca a 280 nm. Indique, justificando qual destas bandas corresponde a uma transição n, π^* e qual a que corresponde a uma transição π, π^* .

Ambas as transições estão associadas ao cromóforo $\text{C}=\text{O}$. Como vimos, a transição π, π^* envolve uma energia maior do que a transição n, π^* .

Atendendo à relação de Bohr:

$$\Delta E = h \frac{c}{\lambda}$$

conclui-se que:

$$\Delta E = \frac{0.001 \times (6.022 \times 10^{23}) (6.626 \times 10^{-34}) \times (2.998 \times 10^8)}{\lambda}$$

$\lambda = 1.89 \times 10^{-7} \text{ m} \Rightarrow \Delta E = 665 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\lambda = 2.80 \times 10^{-7} \text{ m} \Rightarrow \Delta E = 427 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Assim, a transição n, π^* , de menor energia, deverá corresponder à absorção a 280 nm e a transição π, π^* à absorção a 189 nm.

Problema 11D.2 (p. 481)

As absorvâncias aos comprimentos de onda λ_1 e λ_2 de uma solução de A e B contida numa célula com um percurso ótico $L = 0.10$ cm são, respetivamente, $A_1 = 0.53$ e $A_2 = 0.80$. Se os coeficientes de absorção molares de A e B a esses comprimentos de onda forem, respetivamente, $\varepsilon_{A1} = 10 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$, $\varepsilon_{B1} = 15 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$, $\varepsilon_{A2} = 18 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ e $\varepsilon_{B2} = 12 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ quais as concentrações das espécies A e B em solução?

$$[\text{A}] = \frac{\varepsilon_{B2}A_1 - \varepsilon_{B1}A_2}{(\varepsilon_{A1}\varepsilon_{B2} - \varepsilon_{A2}\varepsilon_{B1})L} = \frac{12 \times 0.53 - 15 \times 0.80}{10 \times 12 - 18 \times 15} \frac{1}{0.10} = 0.38 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{B}] = \frac{\varepsilon_{A1}A_2 - \varepsilon_{A2}A_1}{(\varepsilon_{A1}\varepsilon_{B2} - \varepsilon_{A2}\varepsilon_{B1})L} = \frac{10 \times 0.80 + 18 \times 0.54}{10 \times 12 - 18 \times 15} \frac{1}{0.10} = 0.10 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$