

الفصل السادس

مقدمة في طيف الامتصاص الجزيئي

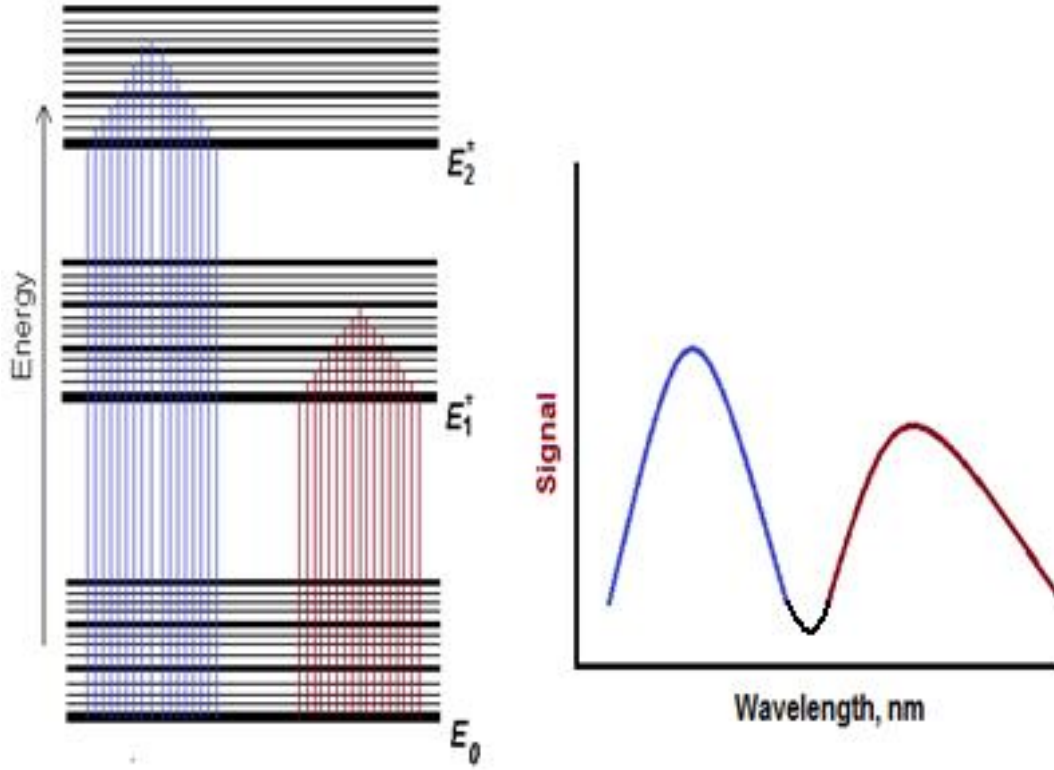
كما تقدم سابقاً فإنه من الممكن تقسيم أنواع الطيف إلى طيف ذري وطيف الأيونات الذرية ، إضافة إلى الطيف الجزيئي ، وقد درسنا جانب من الطيف الذري ، وسنحاول التفصيل في هذا الجزء من المساق في بعض جوانب الطيف الجزيئي ، أما أطيف الأيونات الذرية فلن نتعرض لدراستها ، إذ أنها تشبه الطيف الذري ، لكن مع زيادة في التعقيد والحاجة إلى مصادر حرارية أشد ، دون أن ينعكس ذلك على الأداء.

وقد لاحظنا أن الطيف الذري هو طيف خطي ، بمعنى أنه يتكون من خطوط (سواء امتصاص أو انبعاث) ، وذلك لخلو الذرات من مستويات الطاقة الاهتزازية والدورانية ، حيث تحتوي الذرات على مستويات طاقة إلكترونية فقط ، وتكون فروق الطاقة بينها محددة للغاية ، وبالتالي فإن الامتصاص والانبعاث إنما يحدث عند أطوال موجية محددة ، مما يؤدي إلى الطيف الخطي.

أما الجزيئات (موضوع دراستنا الحالية) فإنها تحتوي على مستويات طاقة اهتزازية ودورانية (vibrational and rotational energy levels) ، بالإضافة إلى مستويات الطاقة الإلكترونية الرئيسية. وهذا يعني أن بإمكان الإلكترون ليس فقط الانتقال من مستوى إلكتروني إلى آخر ، بل أيضاً بإمكانه الانتقال إلى أي من مستويات الطاقة الاهتزازية أو الدورانية ، مما ينشأ عنه طيف عريض الحزمة (broad band spectrum).

وفي الشكل أدناه نلاحظ الخطوط الغامقة العريضة ، التي تعبر عن مستويات الطاقة الإلكترونية الرئيسية ، حيث يتواجد مع كل مستوى من تلك المستويات عدد من مستويات الطاقة الاهتزازية (الخطوط الغامقة الأرفع) ، وبين تلك المستويات يتواجد عدد كبير من مستويات الطاقة الدورانية. وهذا يجعل عدد الانتقالات من مستوى الطاقة الأدنى إلى الأعلى (أو العكس) كبيراً للغاية ، مما يتسبب في جعل الطيف الجزيئي عريضاً (broad band) ، كما هو واضح في الرسم. ومن الممكن أن يتم الانتقال من مستوى الطاقة الأرضي إلى المستوى المثار الأول (طاقة أقل ، طول موجي أطول) ، أم من مستوى الطاقة الأرضي إلى

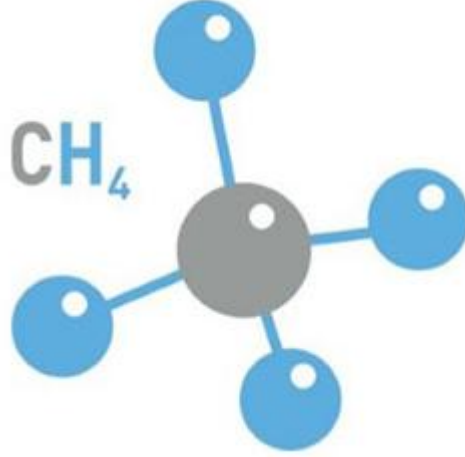
مستوى الطاقة المثار الثاني أو الثالث ، بحسب الطاقة التي يكتسبها الإلكترون من المصدر (طاقة أعلى ، طول موجي أقل).



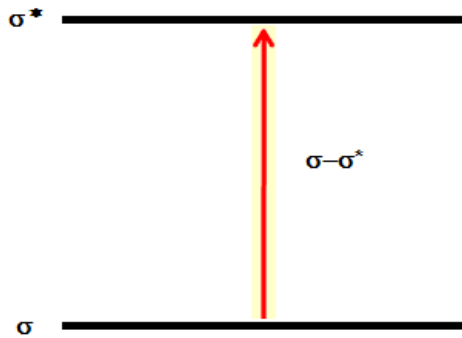
وفي حالة الطيف الجزيئي في منطقة الأشعة فوق البنفسجية والمرئية من الناحية العملية ، فإن الطاقة اللازمة أو المنبعثة تكون في الأطوال الموجية من 200-780 nm ، بينما نجد العديد من الأجهزة تسمح بالقياس لغاية 1100 nm تقريباً ، وهذه الطاقة كافية لانتقال الكثرونات التكافؤ فقط. وبمعنى آخر ، فإن دراستنا في موضوع الأطياف الجزيئية سيتعلق فقط بتداخلات الأشعة الساقطة على العينة أو المنبعثة منها (في منطقة الأشعة فوق البنفسجية والمرئية) ، مع الكثرونات التكافؤ في المواد المكونة للعينة. وبديهي أن الكثرونات التكافؤ في المركبات الجزيئية إما أن تكون الكثرونات ترابط (bonding electrons) ، أي الإلكترونات في الروابط المكونة للمركب ، أم الإلكترونات غير المشاركة في الروابط (non bonding electrons) ، وهي الكثرونات الحرة (مثل تلك الموجودة على ذرة النتروجين في الأمونيا). لذلك لعله من البديهي أن نبدأ بدراسة أنواع الروابط الكيميائية في المركبات المختلفة ، وعلاقتها بالامتصاص بداية ، حيث سنقوم بدراسة طيف الامتصاص الجزيئي أولاً.

الروابط الكيميائية في المركبات الجزيئية

عندما تقترب ذرة من أخرى لتكوين رابطة ، فإن أبسط أنواع الروابط المتكونه ، وأولها تكوناً هي الرابطة من نوع سيجما (σ) ، كما في مركب الميثان (كل واحد من أوربيتالات ال sp^3 للكربون يتشارك مع أوربيتال s من ذرة هيدروجين) حيث يتكون ال CH_4 .

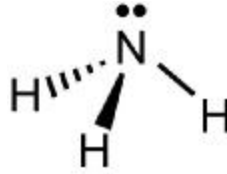


إن مركباً كالميثان لا يحتوي إلا على روابط σ يمكن أن يمتص الأشعة الساقطة عليه إن كانت مناسبة لانتقال الإلكترون من ال $\sigma-\sigma^*$ ، وهذا في الحقيقة يتطلب طاقة كبيرة نسبياً تقترب من طاقة تكسر الجزيء ، إذ إن طاقة أعلى بقليل من طاقة الانتقال من ال $\sigma-\sigma^*$ تكون كافية لتكسير الروابط.

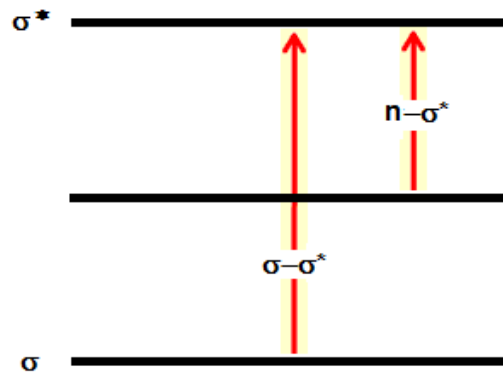


وعادة هذا النوع من المركبات ليس من الحكمة التفكير في استخدام ال UV-Vis absorption spectroscopy لتقديره ، إذ إن استخدام الانتقال من ال $\sigma-\sigma^*$ ينطوي على مخاطر ومشاكل متعددة منها:

1. طاقة عالية قد تتسبب في تكسر المركب
 2. طاقة عالية تقع في منطقة الأشعة فوق البنفسجية المفرغة (vacuum UV) وعندها كل مركبات الهواء الجوي تمتص ، وعليه يجب استخدام جو مفرغ من الهواء. ليس هذا فقط بل أيضاً مصدر إضاءة ومكشاف مناسبين.
 3. جميع أنواع المذبيبات تحتوي على روابط من نوع σ ، وبالتالي لا يمكن تخفيف العينة ، ولا يمكن تقديرها في وجود مذبيبات تحتوي بالضرورة على انتقالات $\sigma-\sigma^*$.
- وعليه يمكن القول أنه من الناحية العملية ليس من الصواب استخدام ال UV-Vis absorption spectroscopy لتعيين المركبات التي تحتوي على روابط σ فقط.
- ولننظر الآن إلى مركب آخر يحتوي على روابط σ ، إضافة إلى الكترولونات غير رابطة (حررة) ، مثل مركب الأمونيا:

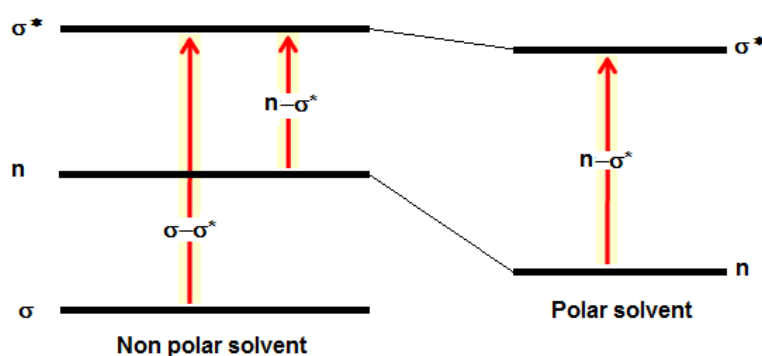


حيث يرتبط ثلاثة من ال sp^3 orbitals مع ال s orbitals من ذرات الهيدروجين ، ويبقى الكترولونان غير مرتبطين على ذرة النتروجين (يحتوي النتروجين على خمسة الكترولونات في مدار التكافؤ). والآن ، عندما تسقط أشعة مناسبة في الطاقة على الأمونيا ، فإنه من الممكن حدوث انتقالات الكترونية من مستويات الطاقة الأقل إلى الأعلى المثارة ، أي يمكن أن نشاهد نوعين من الانتقالات $\sigma-\sigma^*$ و $n-\sigma^*$.



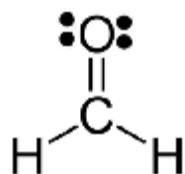
لكننا رأينا سابقاً أن استخدام الانتقالات من نوع $\sigma-\sigma^*$ ليس عملياً ، وبالتالي لا بد من مناقشة النوع الآخر من الانتقالات ، ألا وهو الانتقال من n إلى σ^* ، أي $(n-\sigma^*)$. وبالرغم من أن الانتقال من $n-\sigma^*$ يبدو أنه بحاجة إلى طاقة أقل بكثير من تلك اللازمة للـ $\sigma-\sigma^*$ ، وبالتالي فإن خطر تكسر الروابط (photodecomposition) ضعيف للغاية ، إلا أن الانتقال من الـ $n-\sigma^*$ يعاني من مشكلات أيضاً ، ويمكن تلخيصها بما يلي:

1. تقريباً جميع المذيبات تحتوي على الكترولونات غير رابطة (non bonding electrons) ، وعلى رأسها أهم مذيب ، ألا وهو الماء ، فلهذا لا يمكن استخدام الماء كمذيب إذ أن كل جزيء من الماء يحتوي على زوجين من الالكترولونات الحرة.
2. في المذيبات القطبية (كالماء) فإن الطاقة اللازمة للانتقال $n-\sigma^*$ تزداد ، وهو ما يطلق عليه hypsochromic shift أو blue shift ، مما يقلل احتمالية الامتصاص. ومن الممكن تفهم ما يحدث ، حيث أنه في المذيب القطبي يتم زيادة استقرار الـ n electrons لأن قطبيتها أعلى ما يمكن ، وبالتالي ينخفض مستوى الطاقة لها بشكل ملحوظ. أما مستوى الطاقة σ^* فهو أيضاً قطبي نسبياً وتنخفض طاقته قليلاً في المذيبات القطبية ، لكن النتيجة النهائية تبقى زيادة في الطاقة ، أو نقص الطول الموجي ، وضعف الامتصاص.

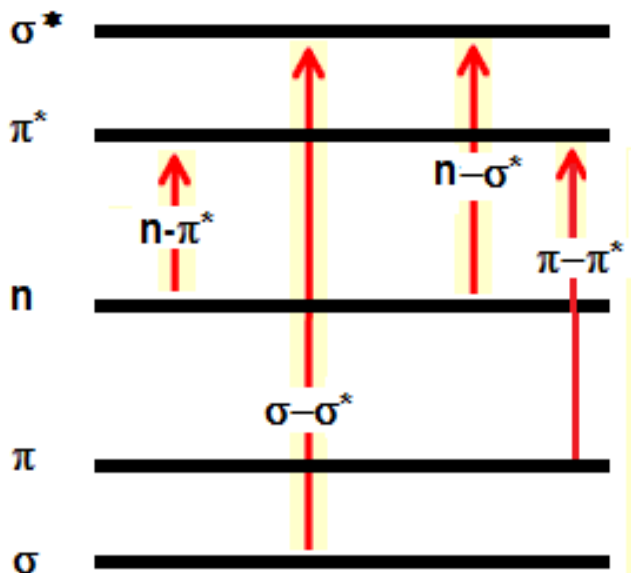


3. تتميز الانتقالات من الـ $n-\sigma^*$ بمعامل امتصاص قليل نسبياً.

أما النوع الأخير من الروابط فهو ما يعرف بروابط π ، وعليه يمكن الانتقال (بالإضافة إلى الـ $\sigma-\sigma^*$) من الـ $\pi-\pi^*$ ، وإن كانت هناك الكترولونات غير رابطة فإنه من الممكن أيضاً حدوث انتقالات من نوع $n-\pi^*$ (كما في بعض المركبات مثل الفورمالدهيد).

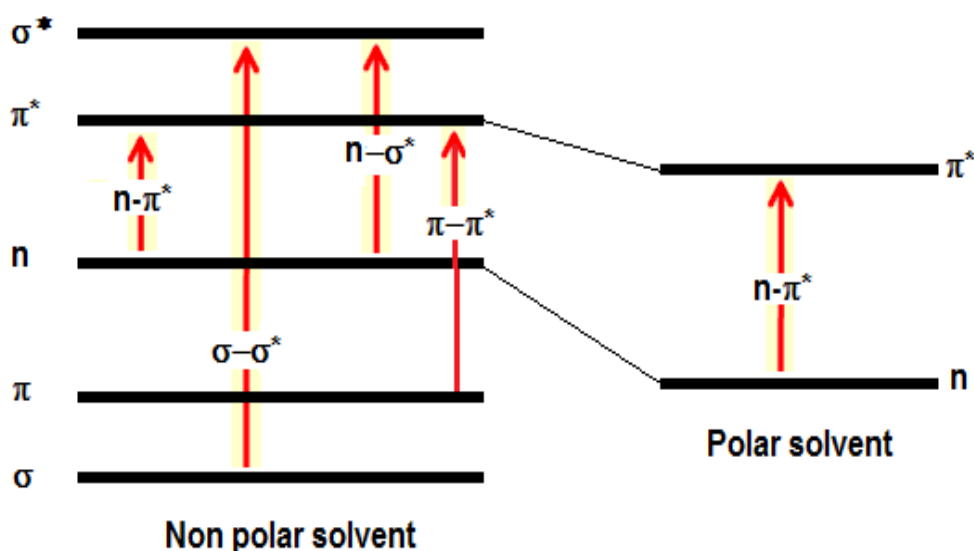


إن الانتقالات من $n-\pi^*$ لا تتطلب طاقة عالية على الإطلاق ، كما في الشكل:



وقد يظن البعض أن تلك الانتقالات مثالية ، لكن للأسف ، تبين أيضاً أن تلك الانتقالات ليست جيدة ، ولا يمكن التعويل عليها ، وذلك للأسباب التالية:

1. معامل الامتصاصية للانتقال من ال $n-\pi^*$ يعتبر قليل جداً
2. بعض المذيبات تحتوي على إلكترونات غير رابطة وروابط π ، وبالتالي لا يمكن استخدامها في تحضير العينة.
3. في المذيبات القطبية (كالماء) فإن الطاقة اللازمة للانتقال $n-\pi^*$ تزداد ، وهو ما يطلق عليه hypsochromic shift أو blue shift ، مما يقلل احتمالية الامتصاص. ومن الممكن تفهم ما يحدث ، حيث أنه في المذيب القطبي يتم زيادة استقرار ال n electrons كثيراً لأن قطبية الإلكترونات أعلى ما يمكن ، وبالتالي ينخفض مستوى الطاقة لها بشكل ملحوظ. أما مستوى الطاقة π^* فهو أيضاً قطبي نسبياً وتتنخفض طاقته لكن قليلاً (بشكل نسبي) في المذيبات القطبية ، وبالتالي فإن النتيجة النهائية تبقى زيادة في الطاقة ، أو نقص الطول الموجي ، وضعف الامتصاص.

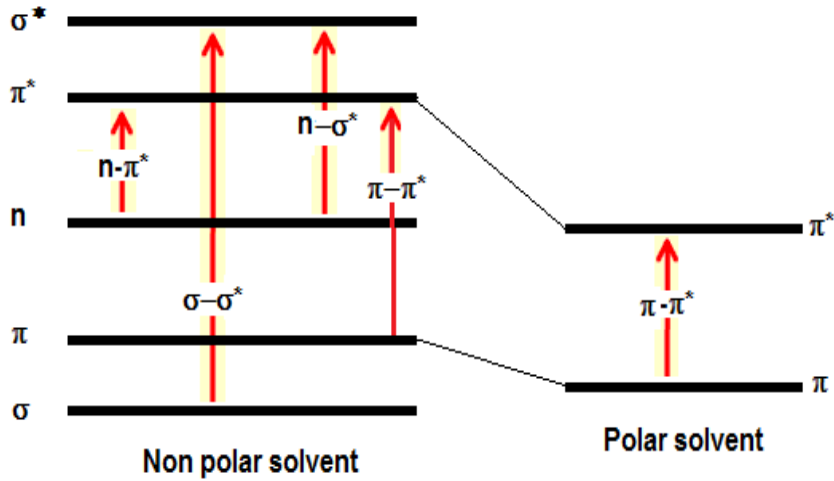


أما النوع الأخير من الانتقالات فهو ال $\pi-\pi^*$ ، حيث تعتبر تلك الانتقالات من أفضل الانتقالات ، ويعتبر وجودها في مركب ما أساساً للتفكير باستخدام ال UV-Vis absorption spectroscopy في عملية التحليل. وتكتسب تلك الانتقالات من ال $\pi-\pi^*$ أهمية خاصة نظراً للخصائص المثالية التي تمتلكها ، ومن أهمها:

1. الطاقة اللازمة للانتقال قليلة نسبياً ، وبعيدة عن الطاقة اللازمة لتكسير المركب (photodecomposition energy).

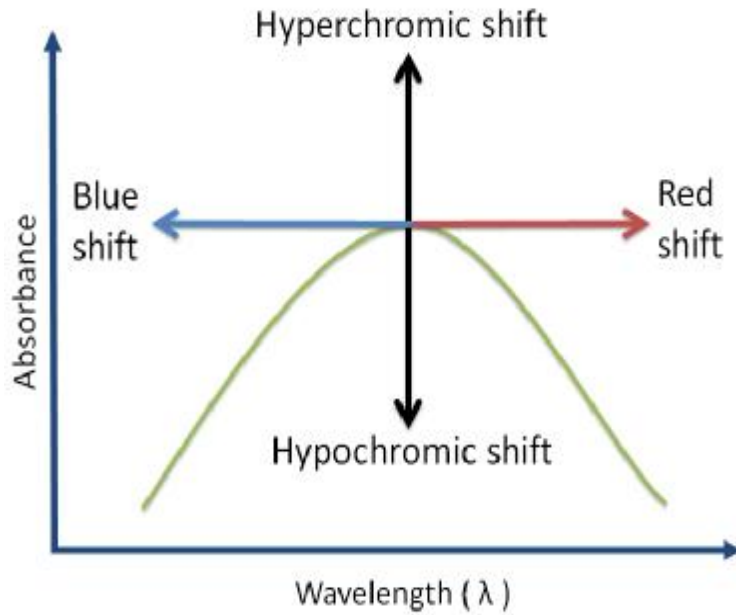
2. معامل الامتصاصية لها عالي للغاية ، إذ يصل إلى $10^3 - 10^5$ (مقارنة بال $n-\pi^*$ أقل من مائة ، و $n-\sigma^*$ أقل من 1000) ، مما يسمح بحساسية عالية.

3. في المذيبات القطبية ، تزداد الامتصاصية بشكل ملموس ، وذلك لأن ال π^* أكثر قطبية (نقل طاقتها أكثر في المذيبات القطبية) من ال π (التي تنقل طاقتها في المذيبات القطبية ، لكن بشكل قليل للغاية ، نسبياً). والمحصلة نقص الطاقة اللازمة للانتقال من ال $\pi-\pi^*$ ، وهو ما يطلق عليه bathochromic shift أو red shift.



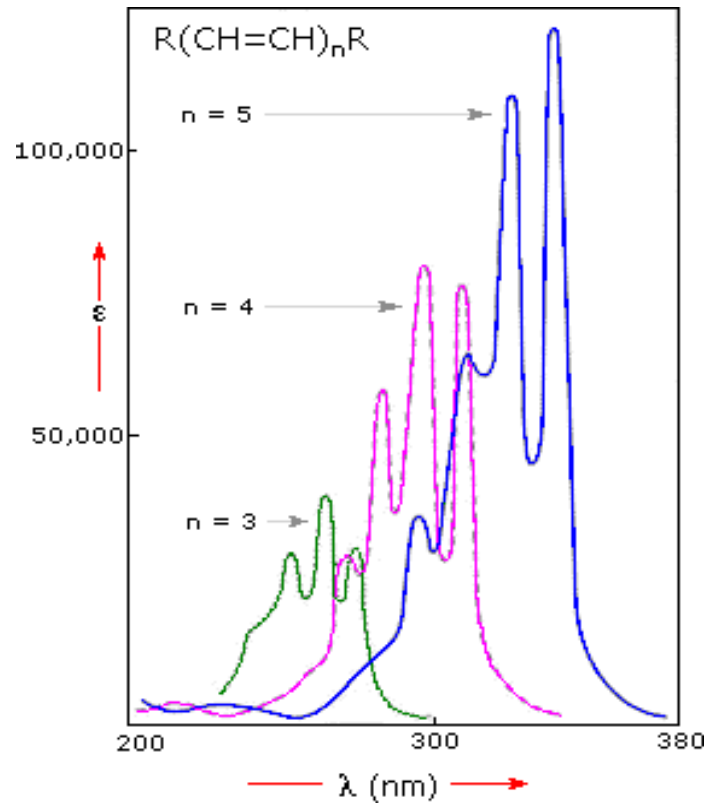
أي أنه لاستخدام ال UV-Vis absorption spectroscopy في تحليل أي مركب ، فإن هذا المركب يجب أن يحتوي على روابط π (أو d or f electrons ، كما سنرى لاحقاً).

ويوضح الشكل التالي المصطلحات المختلفة المستخدمة للتعبير عن زيادة أو نقص الطول الموجي (على المحور السيني) ، وزيادة أو نقص الامتصاصية (على المحور الصادي).

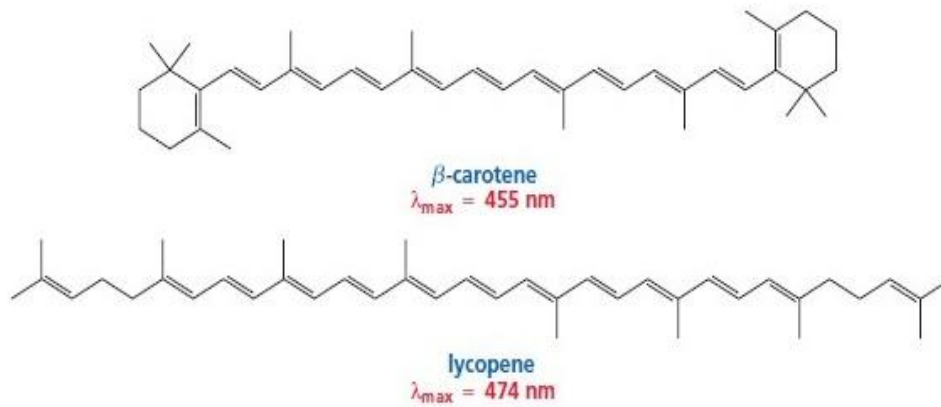


تأثير ال conjugation على الامتصاص

يتأثر معامل الامتصاص بال conjugation حيث تزداد قيمة معامل الامتصاص بزيادة درجة ال conjugation في الجزيء ، نظراً للثبات الإضافي لل π^* ، مما يؤدي إلى نقص طاقة الانتقال من $\pi-\pi^*$ ، وهذا يؤدي بدوره إلى bathochromic or red shift.



ومن الممكن النظر إلى أزواج المركبات التالية ومقارنة تغير الطول الموجي مع ال
:conjugation

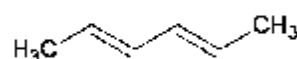


وأيضاً:



1,5 - hexadiene

$$\lambda_{\max} = 178 \text{ nm}$$

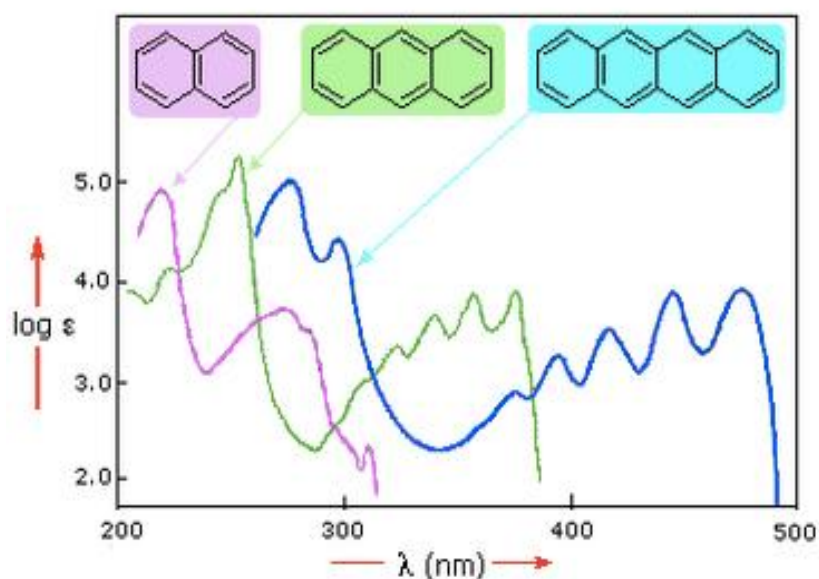


2,4 - hexadiene

$$\lambda_{\max} = 227 \text{ nm}$$

تأثير ال aromaticity

من المعلوم أن ال aromaticity تضفي على المركب ثباتاً كبيراً للغاية ، حيث تقل طاقة ال π^* بشكل ملحوظ ، مما يؤدي إلى نقص طاقة الانتقال من $\pi-\pi^*$ ، وهذا يؤدي بدوره إلى bathochromic or red shift ، كما يؤدي إلى امتصاصية أعلى (hyperchromic shift). ويزداد الطول الموجي بزيادة عدد ال aromatic rings ، كما في الشكل التالي:

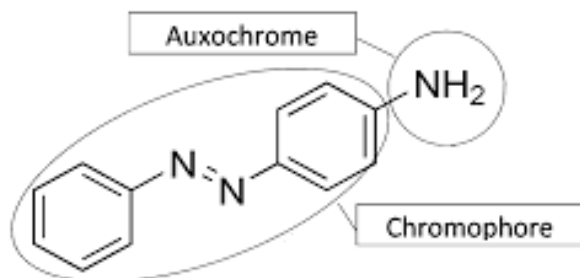


مع العلم أن عدد روابط ال π في مثل هذا النوع من الجزيئات (أو حتى ال conjugation بينها) لا يمكن أن يفسر تلك الامتصاصية العالية التي تتميز بها تلك المركبات. فمثلاً البنزين يحتوي على 3 روابط π ، وهي أيضاً conjugated ، وبالتالي نتوقع معامل امتصاص يقترب من 33000 ، إلا أنه بسبب ال aromaticity نلاحظ أن قيمة معامل الامتصاص يصل إلى 60000 تقريباً ، وهو ما لا يمكن تفسيره إلا على ضوء الثبات الحاصل نتيجة للطبيعة الأروماتية للبنزين.

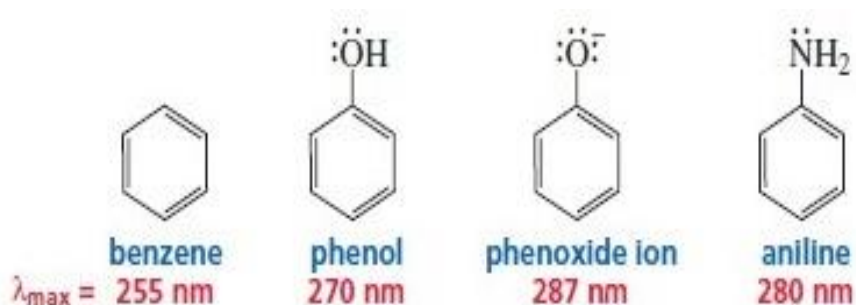
تأثير ال auxochrome

عموماً يُطلق على الجزء من المركب المسئول عن الامتصاص (الذي يحتوي على روابط π) مصطلح chromophore ، بينما يطلق على المجموعات المرتبطة بال chromophore والتي هي بحد ذاتها لا تمتص ، بينما ارتباطها بال chromophore يحسن الامتصاص

ويزيد الطول الموجي ، يُطلق عليها auxochromes. ومن أمثلتها مجموعات ال -OH, -NH₂, -OCH₃, ومثيلاتها.



إن وجود مثل تلك المجموعات يزيد من ثبات ال π^* ، وبالتالي يتسبب في خفض الطاقة اللازمة للانتقال من ال π إلى π^* ، ويحدث red shift أو bathochromic shift.



امتصاص المجموعات غير العضوية

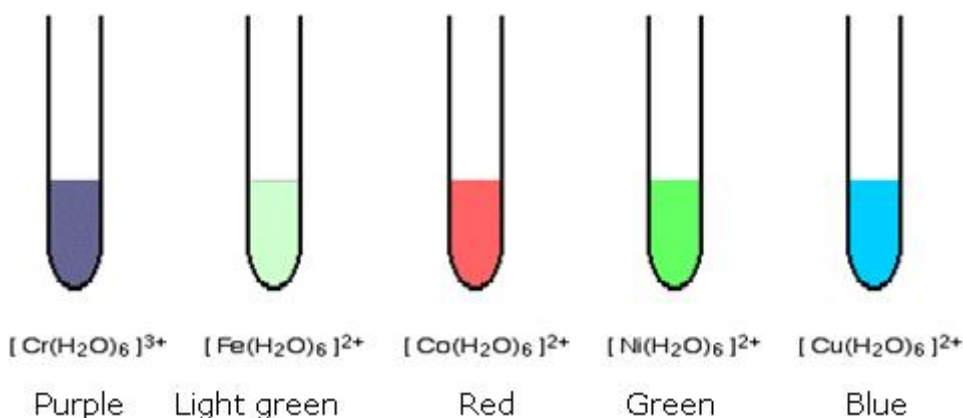
بعض المجموعات غير العضوية - مثل الكربونات والكبريتات والفوسفات والنترات والأزيد وغيرها - تمتص في منطقة الأشعة فوق البنفسجية ، غالباً نتيجة للانتقالات من ال n إلى π^* . وهي انتقالات ذات امتصاصية ضعيفة عادة ، لكن يجب أخذها بعين الاعتبار عندما يستخدم احد تلك المكونات في تحضير المحلول للتحليل ، لأنه حينها يكون تركيزها عالياً. ومن المذيبات المعروفة ما يمتص عند أطوال موجية منخفضة ، ومنها ما يمتص عند أطوال موجية أطول ، ومن المهم معرفة الطول الموجي الذي بعده يصبح امتصاص المذيب مهماً ، والجدول التالي يوضح ذلك:

Solvents for the Ultraviolet and Visible Regions

Solvent	Lower Wavelength Limit, nm	Solvent	Lower Wavelength Limit, nm
Water	180	Diethyl ether	210
Ethanol	220	Acetone	330
Hexane	200	Dioxane	320
Cyclohexane	200		
Carbon tetrachloride	260		

المركبات التي تحتوي على عناصر من مجموعة ال d and f-block

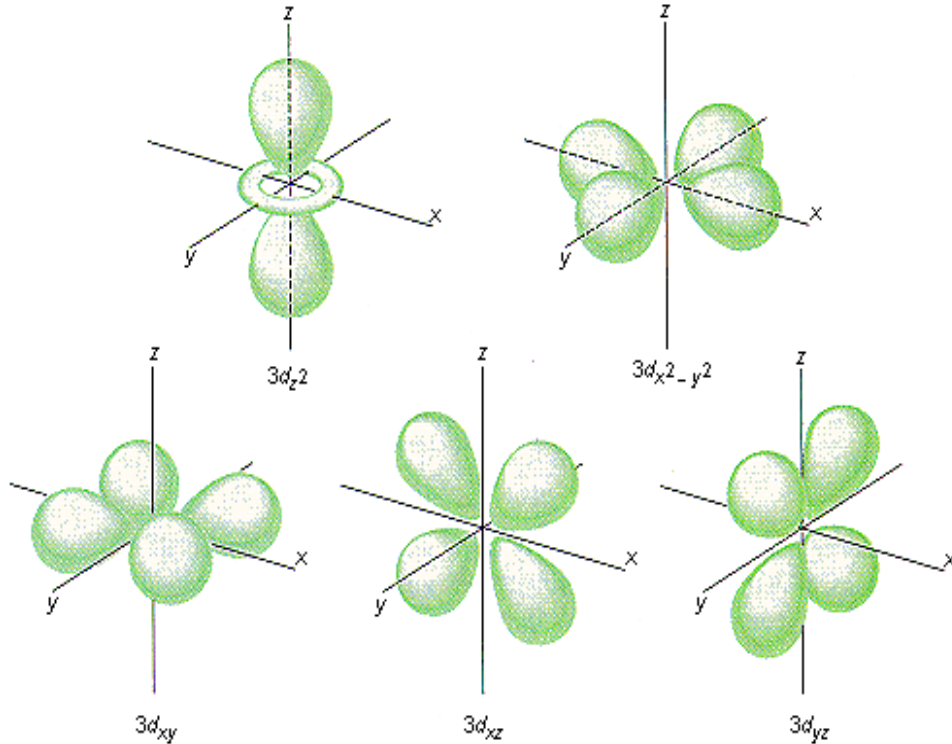
لا يخفى على أحد من المشتغلين في مجال الكيمياء أن بعض مركبات العناصر الانتقالية (d-block elements) والانتقالية الداخلية (f-block elements) هي عناصر ملونة ، وبالتالي فهي تمتص في منطقة الضوء المرئي (طبعاً بعضها غير ملون ويمتص في منطقة الأشعة فوق البنفسجية) ، بالرغم من خلو تلك المركبات من روابط π ، وهذا أمر بحاجة إلى تفسير. فعندما يتم إذابة أملاح النحاس في الماء فإنها تكتسب اللون الأزرق ، وعندما تذاب في محلول أمونيا فإن لونها يصبح أزرقاً غامقاً. ويعتمد اللون على طبيعة ال ligands التي ترتبط بالعنصر الانتقالي. ويظهر في الشكل التالي ألوان محاليل أملاح بعض العناصر الانتقالية في الماء:



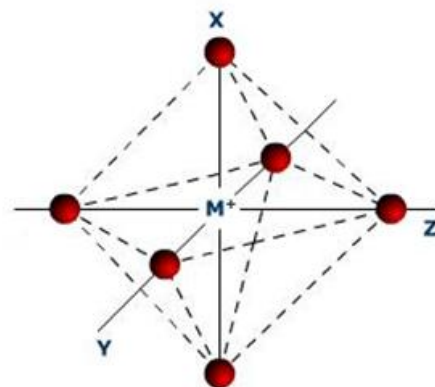
فبالإضافة إلى اللون الأزرق لمحلول أملاح النحاس (II) ، نجد أن محلول أملاح النيكل (II) والكوبالت (II) والحديد (II) والكروم (III) في الماء تعطي الألوان الأخضر والأحمر والأخضر الباهت والأزرق المائل للبنفسجي ، بالترتيب. وهناك عدة نظريات تفسر سبب ظهور تلك

الألوان ، ومن أهمها - وربما أبسطها - نظرية ال crystal field ، والتي تقوم على أساس انقسام مستوى الطاقة d or f في وجود ال ligands. إن ما تعلمناه في مساق الكيمياء العامة من أن ال d orbital يحتوي على خمسة أوربيبتالات فرعية متساوية في الطاقة ، وأن ال f orbital يحتوي على سبعة أوربيبتالات فرعية متساوية في الطاقة صحيح فقط لذرات العناصر المعزولة (كل ذرة على حدة ، وبعبدة عن باقي الذرات بحيث لا تؤثر فيها) في الحالة الغازية ، أما وجود أيونات العنصر في المحاليل التي تحتوي على ligands فإن تلك ال ligands تقترب من الأيون لتكون روابط ، وبالتالي تتغير طاقة الأوربيبتالات الفرعية بحسب اتجاه اقتراب ال ligand من تلك الأوربيبتالات ، أي مدى التنافر الحادث بين كل ligand مع كل أوربيبتال فرعي. وكي نكون واضحين أكثر ، لنحاول النظر إلى عنصر محاط بستة جزيئات من ال ligand ، حيث أن الشكل الفراغي المناسب لذلك هو ثماني الأوجه (octahedral). والآن لنر كيف تقترب تلك ال ligands لتكون الشكل الفراغي المطلوب ، لعنصر انتقالي (d block element) ، ولنتذكر أن أزواج الالكترونات تحاول أن تبتعد (تتنافر) عن بعضها البعض بقدر ما تستطيع.

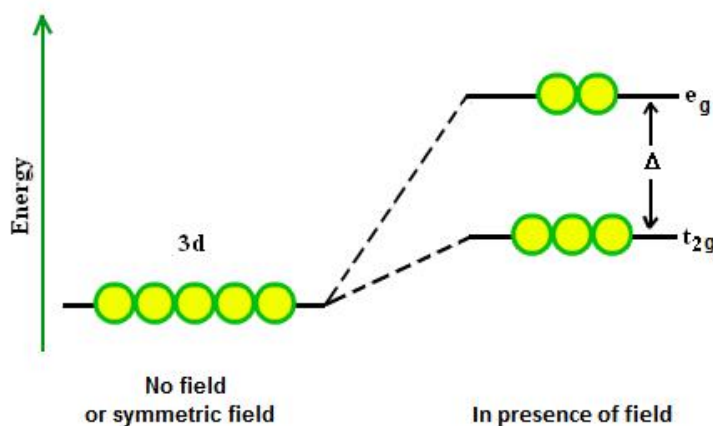
من المعلوم أن ال d orbitals الخمسة تأخذ الاتجاهات التالية:



وعند تكوين المركب ثماني الأوجه ، فإنه لا مناص من اقتراب الكترولونات ال ligand من ال d_{z^2} وال $d_{x^2-y^2}$ مباشرة وبالتالي يحدث أكبر تنافر ممكن ، أما ال ligands الثلاثة الأخرى فتقع بين المحاور ، وبالتالي يكون التنافر أقل.



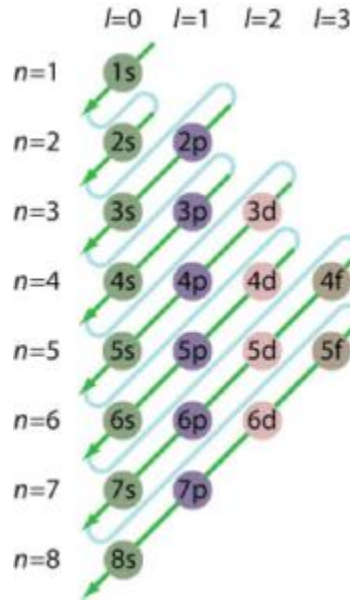
وبمعنى آخر ، يمكن القول أن الأوربيتالات الفرعية الخمسة في ال d لم تعد متساوية في الطاقة ، بل أصبح إثنان منها أعلى من الثلاثة الآخرين ، أي حدث انقسام في طاقة ال d orbital:



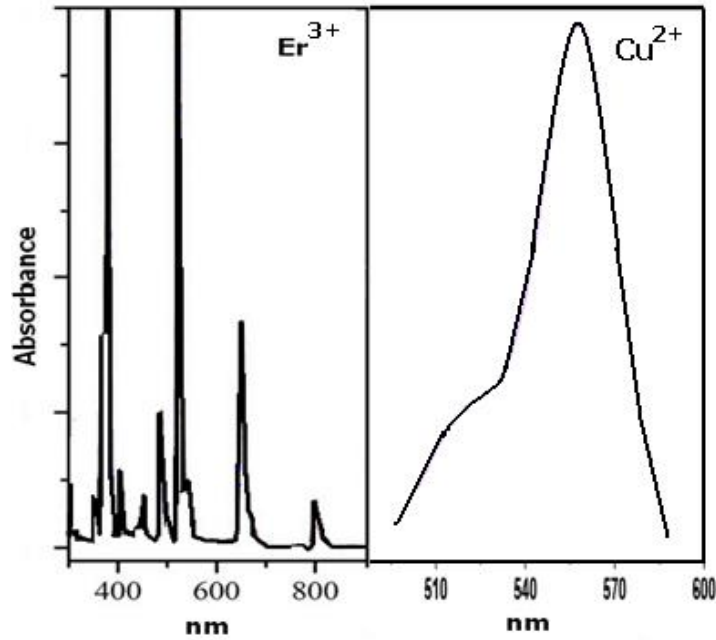
ومن الجدير بالذكر أن الأشكال الفراغية الأخرى التي تنشأ عن تكون مركبات بين أيونات العناصر وال ligands تؤدي إلى انقسامات مختلفة عما رأيناه في المثال السابق ، كما أن الانقسامات الحادثة في محاليل مركبات عناصر ال f block قد تكون معقدة للغاية ، وينشأ عنها أكثر من انقسام. ما يهمنا هنا أن تلك الانقسامات تعطي فرق في الطاقة يقع في منطقة الأشعة المرئية وفوق البنفسجية ، وبالتالي فإن محاليل تلك المركبات تمتص في هذه المنطقة.

امتصاص عناصر ال d block بالمقارنة مع عناصر ال f block

بالرغم من أن الامتصاص الناشئ عن الانتقالات $d-d$ و $f-f$ ينشأ عن انقسامات في طاقة الأوربيبتالات الفرعية في ال d و ال f ، إلا أن شكل منحنى الامتصاص يختلف. وينشأ هذا الاختلاف أساساً من طبيعة تلك العناصر ، حيث أن مدار d يعتبر إلى حد كبير سطحياً (أي قريب من السطح الخارجي للذرة) ، وعلى تقارب كبير مع ال $ligands$ ، مما يؤدي إلى تداخلات وتناثر أكبر ، وبالتالي اتساع منحنى الامتصاص أكثر.



فمثلاً بالنظر إلى عناصر ال $3d$ نجد أن الإلكترونات يجب أن تملأ ال $4s$ قبل أن تبدأ بملء ال $3d$ ، إلا أن العنصر المتأين أول ما يفقد إلكترونات فإنه يفقدها من ال $4s$ ، كونه أعلى في الطاقة ، مما يجعل ال $3d$ معرضاً للبيئة الخارجية ، وعلى تداخل قوي مع ال $ligands$ التي تقترب منه. أما عناصر ال $4f$ فقبل أن تبدأ الإلكترونات بملء ال $4f$ فإنها يجب أن تملأ قبلها ال $4p, 5s, 4d, 5p$ و $6s$. وكي نحصل على الأيون فإن العنصر يفقد الإلكترونات من ال $6s$ ، لكن تبقى الأوربيبتالات الأخرى مليئة بالإلكترونات ، مما يجعل ال $4f$ مداراً داخلياً محجوباً ، وبالتالي فإن تأثيره بالبيئة الخارجية (ال $ligands$) يكون ضعيفاً. والشكل التالي يوضح الفرق في شكل منحنى الامتصاص ، حيث نلاحظ أن منحنى امتصاص ال $erbium$ عبارة عن $peaks$ دقيقة نسبياً ، بينما منحنى امتصاص النحاس عبارة عن $peak$ عريضة جداً بالمقارنة مع ال $copper$ مثلاً.



الامتصاص الناشئ عن انتقال الإلكترونات (charge transfer absorption)

في بعض الأحيان تكون قيمة الامتصاص كبيرة للغاية ، بحيث لا يمكن تفسيرها على أساس الانتقالات المعروفة $\pi-\pi^*$ أو ال $d-d$ or $f-f$. ليس هذا فحسب ، بل بتفحص حالة الأكسدة للعنصر نجد أنها مختلفة (إما ازدادت أو نقصت) ، مما يؤكد وجود انتقال الكتروني من العنصر إلى ال ligand (وهو نادر لأن العنصر الأيوني موجب وعليه فهو يحب اكتساب الإلكترونات لا فقدها) ، وهذه الحالة تسمى (metal-ligand charge transfer (MLCT) ، ويلاحظ ذلك في بعض المركبات مثل iron-phenanthroline or copper phenanthroline complexes ، حيث يتحول ال Fe^{2+} إلى Fe^{3+} . كما يمكن أن يحدث الانتقال الكتروني من ال ligand إلى العنصر (وهو شائع لأن العنصر الأيوني موجب وعليه فهو يحب اكتساب الإلكترونات وال ligand غني بالإلكترونات) ، وهذه الحالة تسمى ligand-metal charge transfer (LMCT) ، وتلاحظ هذه الظاهرة في بعض المركبات مثل iron-thiocyanate المشهور ، حيث يتحول ال Fe^{2+} إلى Fe^{3+} ، بينما تفقد ال SCN^- الشحنة السالبة ، لتصبح متعادلة. أي ان ال charge transfer absorption يصاحبه بالضرورة عملية أكسدة واختزال .