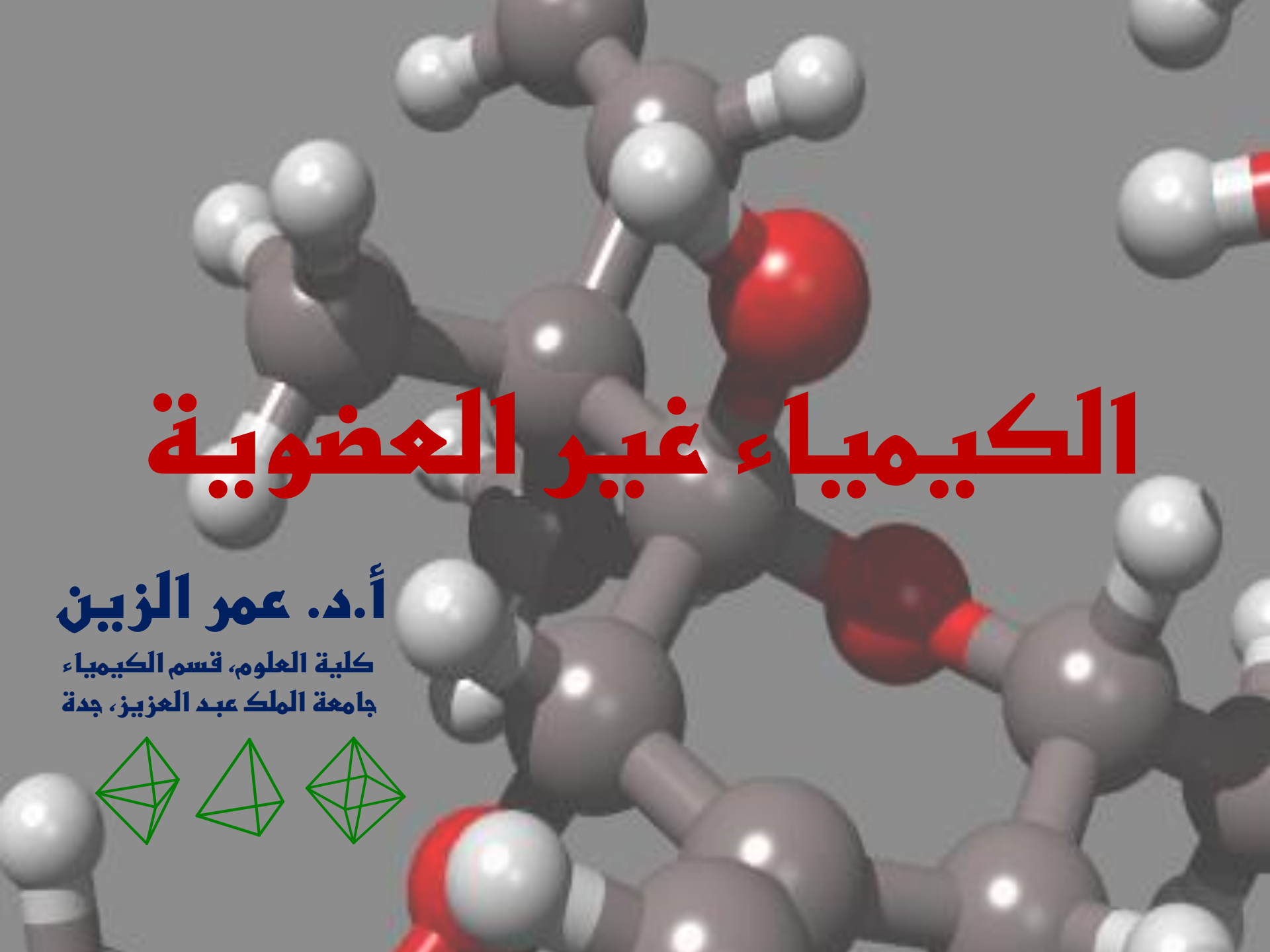
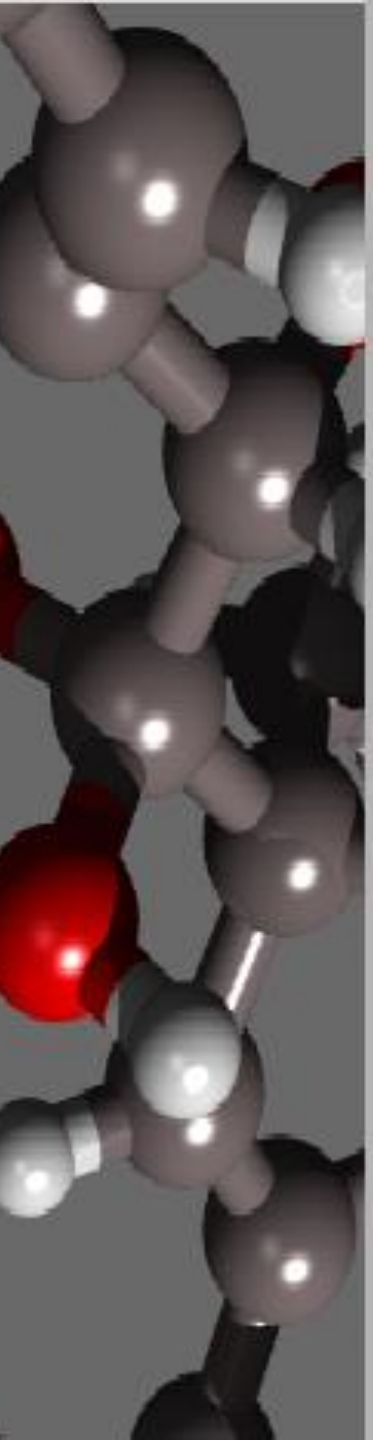


الكيمياء غير العضوية

أ.د. عمر الزين

كلية العلوم، قسم الكيمياء

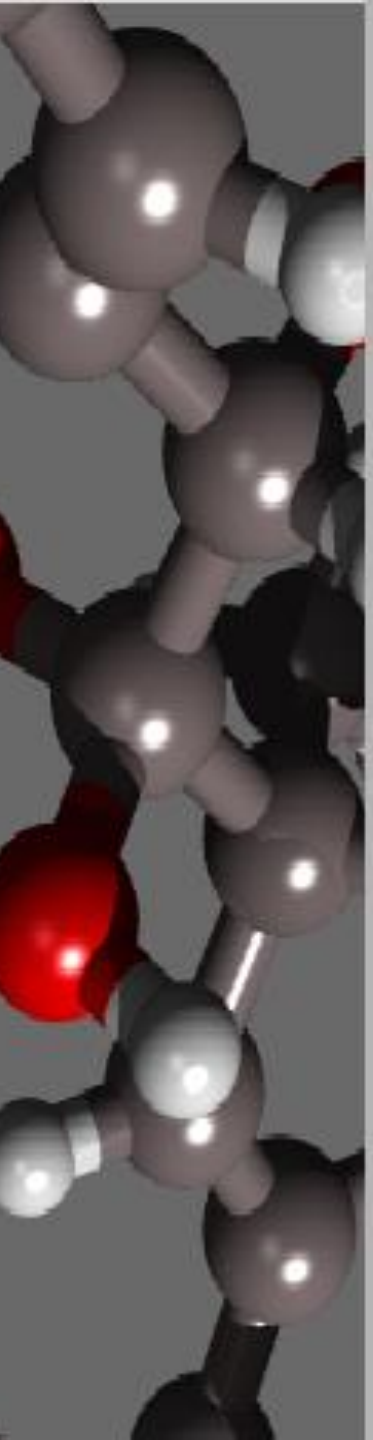
جامعة الملك عبد العزيز، جدة



الباب الرابع

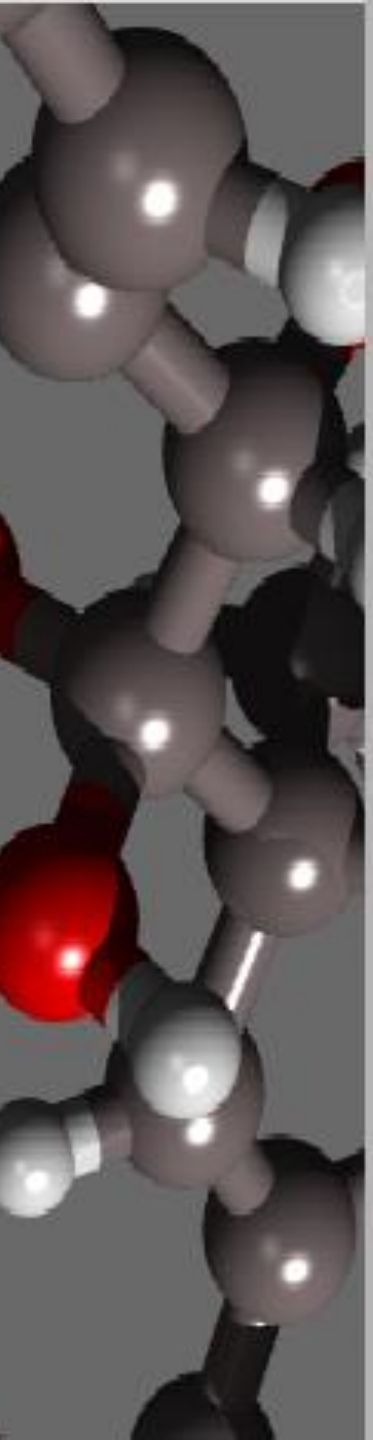
الروابط التساهمية
Covalent bond

أ.د. عمر الزين



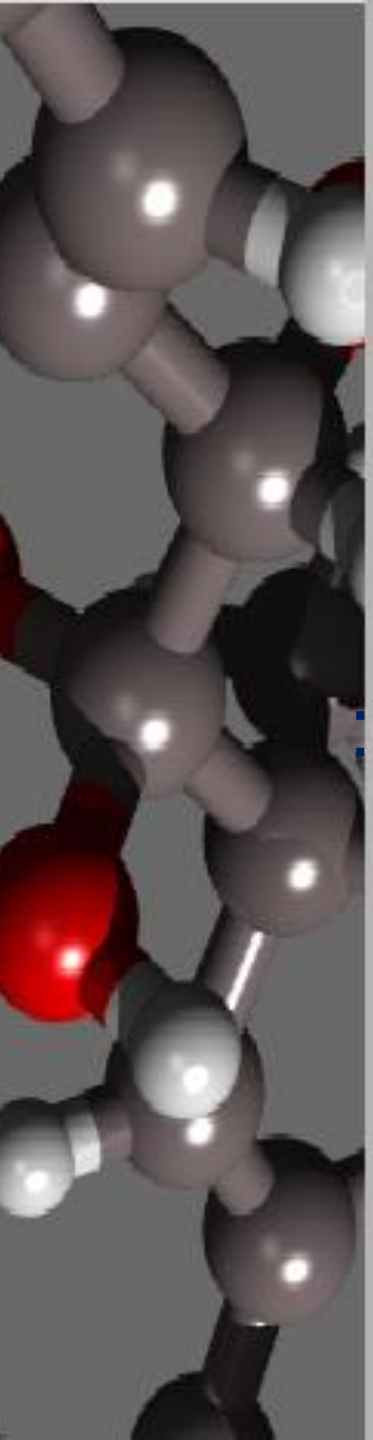
نتحدث اليوم عن

- الروابط التساهمية Covalent bond
- تركيب لويس Lewis Structure
- الشحنة الاسمية Formal Charge
- اتساع الأفلاك Expanded Orbitals
- الأفلاك المهجنة Hybrid Orbitals
- نظرية تنافر أزواج كهيربات غلاف التكافؤ Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory (VSEPR)
- الروابط المضاعفة Multiple Bonds
- الروابط القطبية Polar Bonds
- الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bonding
- طاقة الروابط Bond Energies
- الرابطة التناسقية Coordination Bond



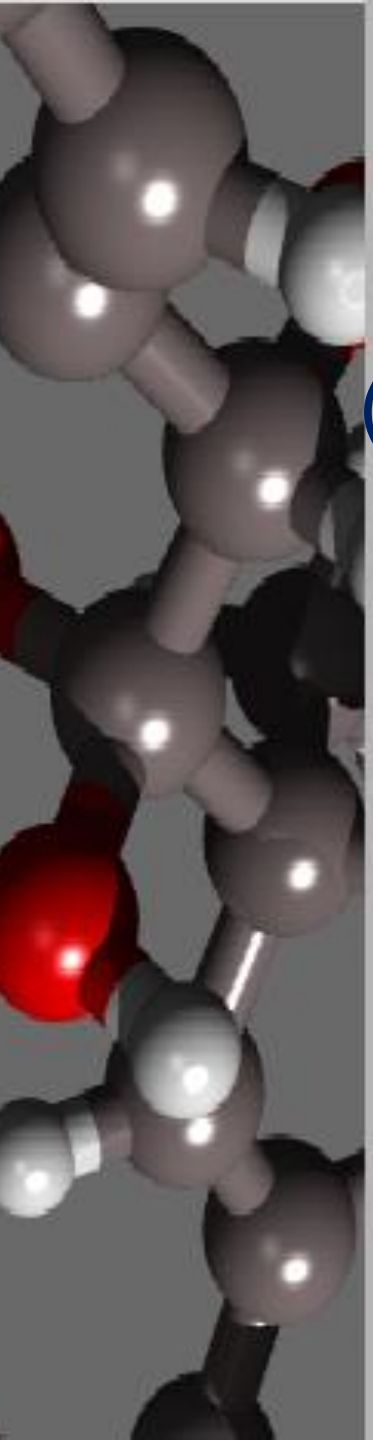
وأعدوا لهم ما استطعتم من قوة ومن رباط الخيل
ترهبون به عدو الله وعدوكم

(سورة الأنفال آية 60)



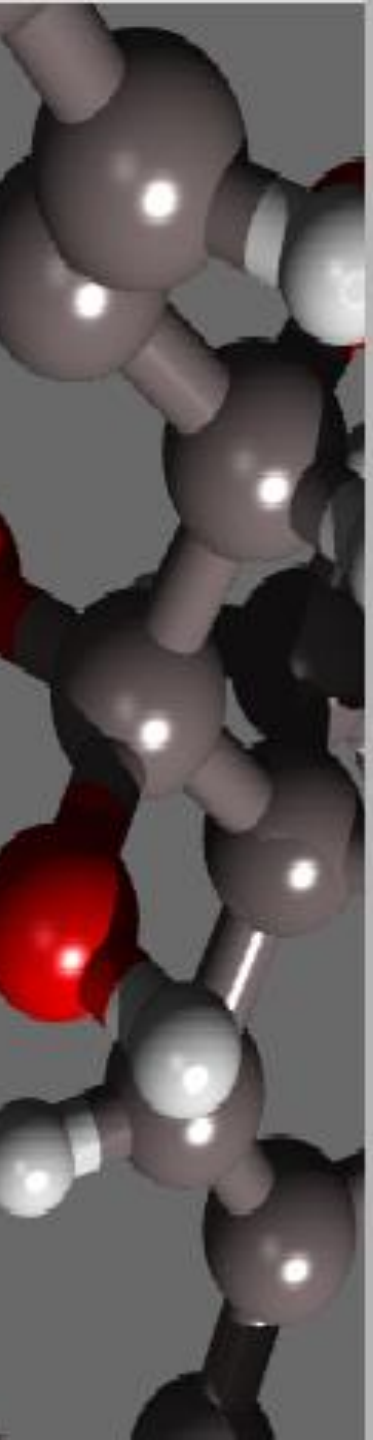
الروابط التساهمية
Covalent bond

- الرابطة هي: العلاقة التي تربط ذرة ما بذرة أخرى سواء أكانت الذرتين لعنصر واحد أو لعنصرين (أو أكثر) مختلفين
- تترابط الذرات (أو بطريقة أخرى تتفاعل الذرات) لأنها:
  - تود أن تصل إلى أقل مستوى للطاقة
  - أو إلى تركيب أقرب غاز نبيل لها بالجدول الدوري.
- مما يضفي عليها حالة الاستقرار



الروابط التساهمية
Covalent bond

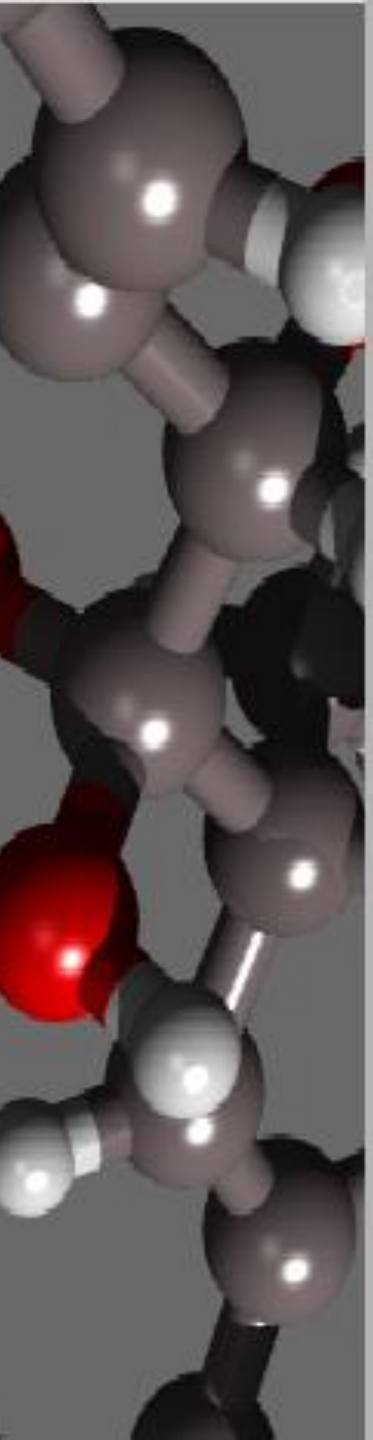
- يعتبر العالمان (لويس ولانقمور Langmuir & Lewis) هما اللذان أرسيا قواعد نظريات الترابط الكيميائي الحديثة في الفترة ما بين 1916م وحتى 1920م
- توصلا إلى أن المركبات القطبية مثل (كلوريد الصوديوم) تترابط عن طريق انتقال كهيربي تام بينهما أما المركبات غير القطبية مثل (رابع كلوريد الفحم Carbon Tetrachloride) فيكون الترابط فيه عن طريق المشاركة في الكهيربات بين ذراته



تركيب لويس

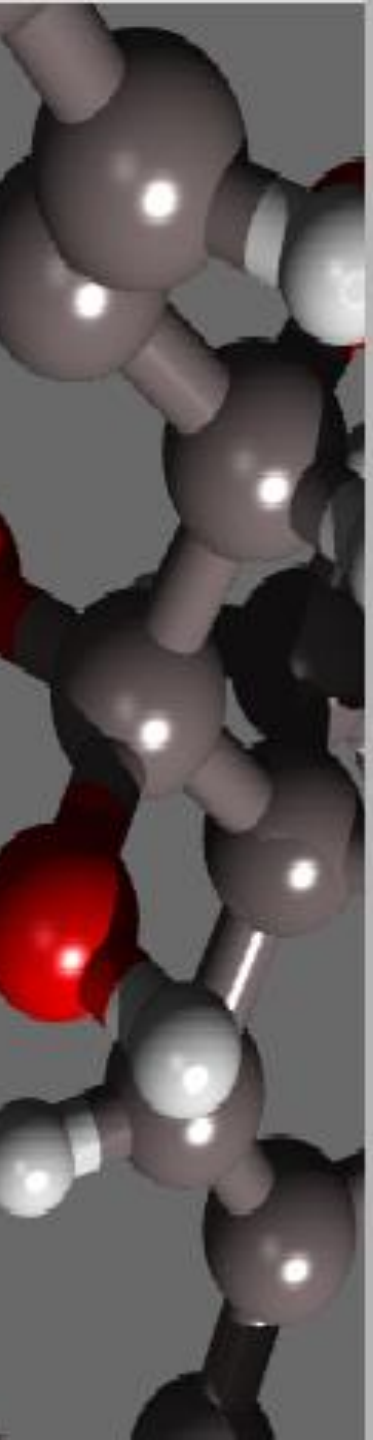
The Lewis Structure

أ.د. عمر الزين



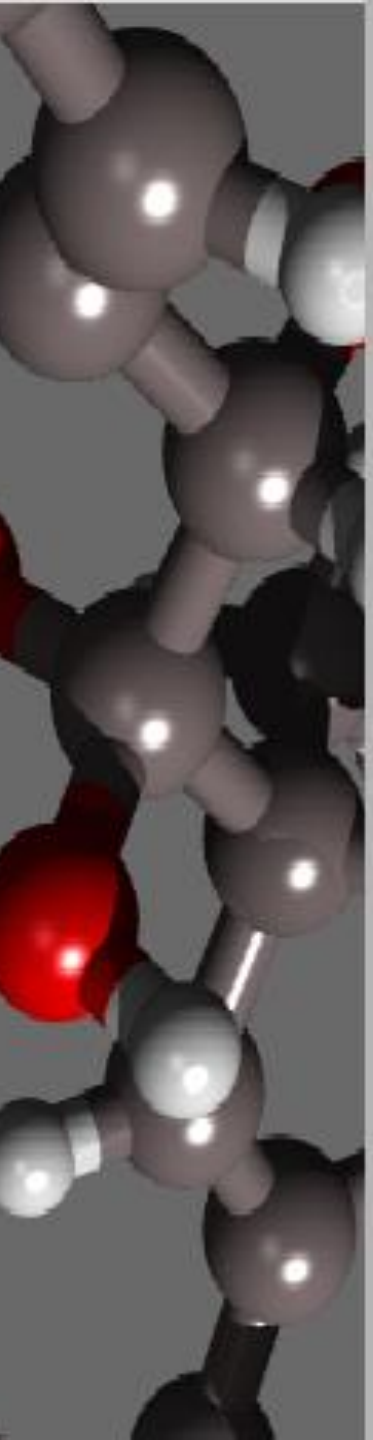
تركيب لويس
The Lewis Structure

- عندما تقترب ذرة هيدروجين من ذرة هيدروجين أخرى:
  - كل منهما تقدم كهيربها الوحيد ليشتركا سوية
  - فيدوران في فلك الذرة الأولى تارة وكأنهما ملك لها
  - وتارة أخرى في فلك الذرة الثانية وكأنهما ملك لها
  - وبذلك كل ذرة من الذرتين تشعر وكأنها قد حققت هدف حلمها وهو الوصول إلى تركيب أقرب غاز نبيل (وهو في هذه الحالة الهيليوم)

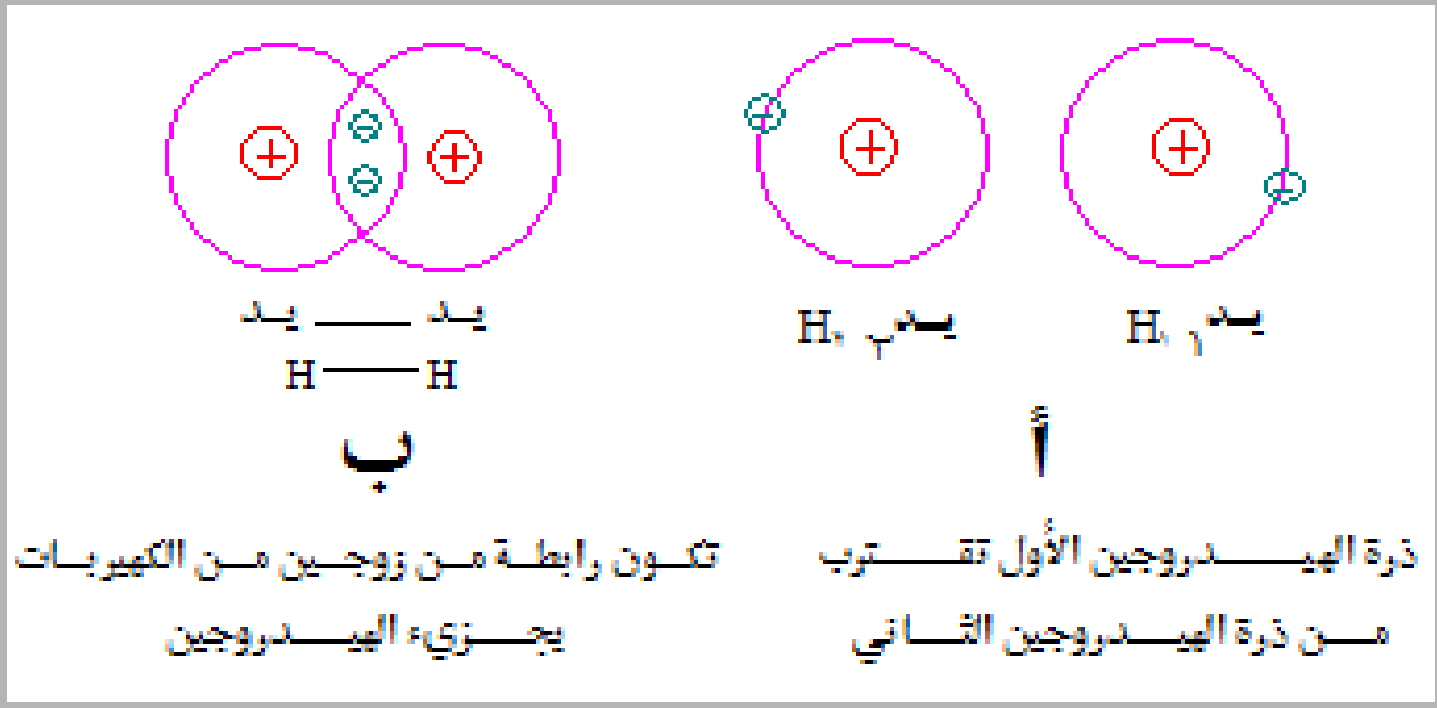


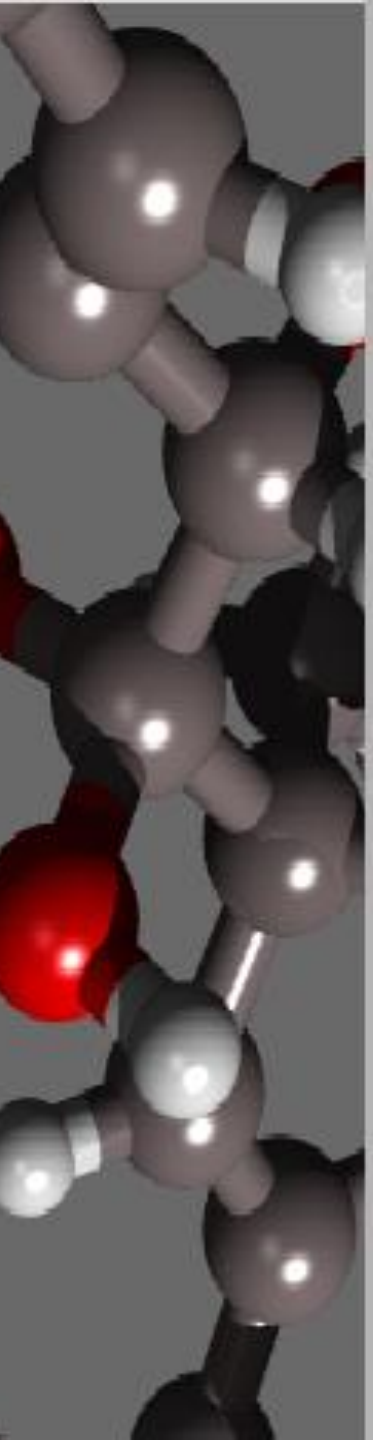
تركيب لويس
The Lewis Structure

- هذه القوى التي دمجت كهيربي الذرتين مع بعضهما ليسبحا فى فلك النواتين تدعى الرابطة الكيميائية:
  - كما أسماها لوس Chemical Bond
  - أو الرابطة التساهمية كما أسماها بولنج Covalent Bond



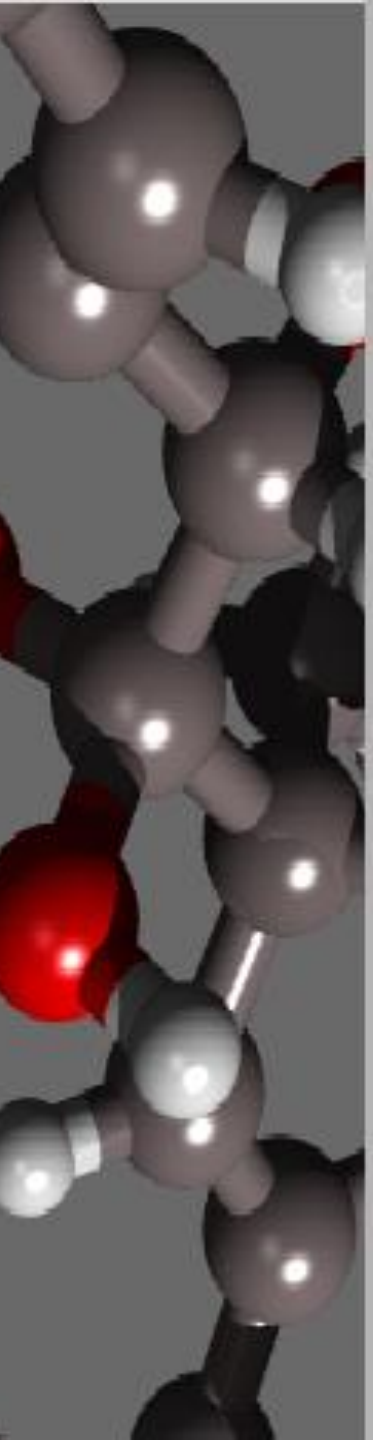
تركيب لويس
The Lewis Structure





تركيب لويس
The Lewis Structure

- توصل الذرة الأولى بالثانية:
  - بخط للرابطة الأحادية
  - وخطين للرابطة الثنائية (أربع أزواج من الكهيربات)
  - وثلاثة خطوط للرابطة الثلاثية (أو ست أزواج من الكهيربات)
- وحتى نستطيع رسم التراكيب الأكثر تعقيدا من جزيء الهيدروجين هناك قواعد عامة يجب أن تُتَّبَعْ نوجزها فيما يلي:



قواعد تراكيب لويس
Lewis Structure Rules

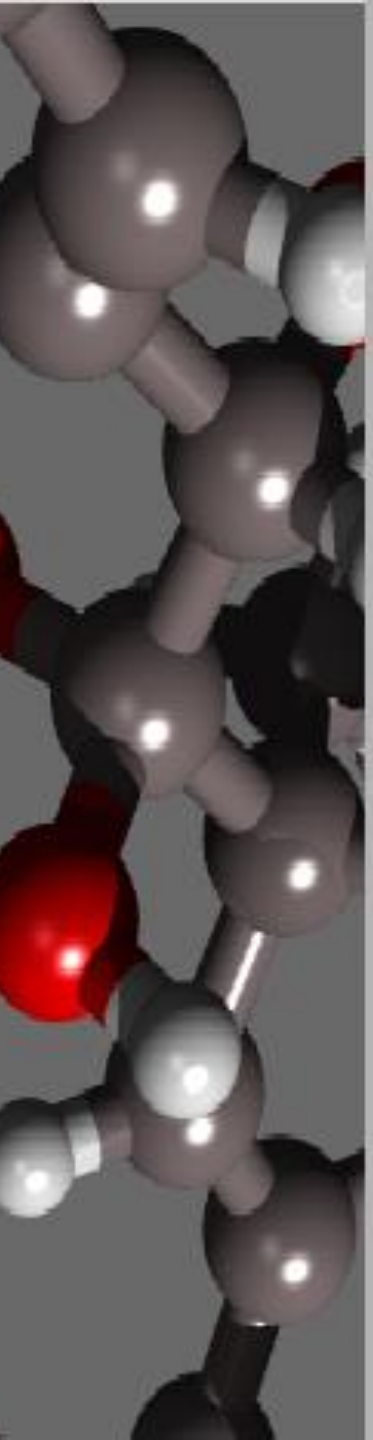
1- تحسب عدد الكهيربات اللازمة لكل ذرة من ذرات الجزيء ليكون في فلكها التكافؤي ثمان كهيربات (قاعدة الثمانيات Octet Rule) عدا الهيدروجين فكهيربين فقط ويرمز لهذا العدد بالحرف " أ "

2- تحسب عدد الكهيربات الموجودة فعلا في الفلك التكافؤي لكل ذرة من ذرات الجزيء، كما يلاحظ أنه في حالة وجود شحنة سالبة على الجزيء يضاف كهيرب واحد عن كل شحنة سالبة، أما في حالة وجود شحنة موجبة على الجزيء فيخصم كهيرب واحد عن كل شحنة موجبة ويرمز لهذا العدد بالحرف "ب"

قواعد تراكيب لويس
Lewis Structure Rules

3- نحسب الفرق بين (أ ، ب) ويكون هو عدد الكهيربات المشاركة (أو المساهمة) في الترابط بين الذرات ويرمز لهذا العدد بالحرف "جـ" ، جـ = أ – ب

4- يقسم عدد الكهيربات المشاركة في الترابط "جـ" على اثنين لأن كل رابطة تتكون من كهيربين لنحصل على عدد الروابط بالجزيء، عدد الروابط = جـ ÷ 2

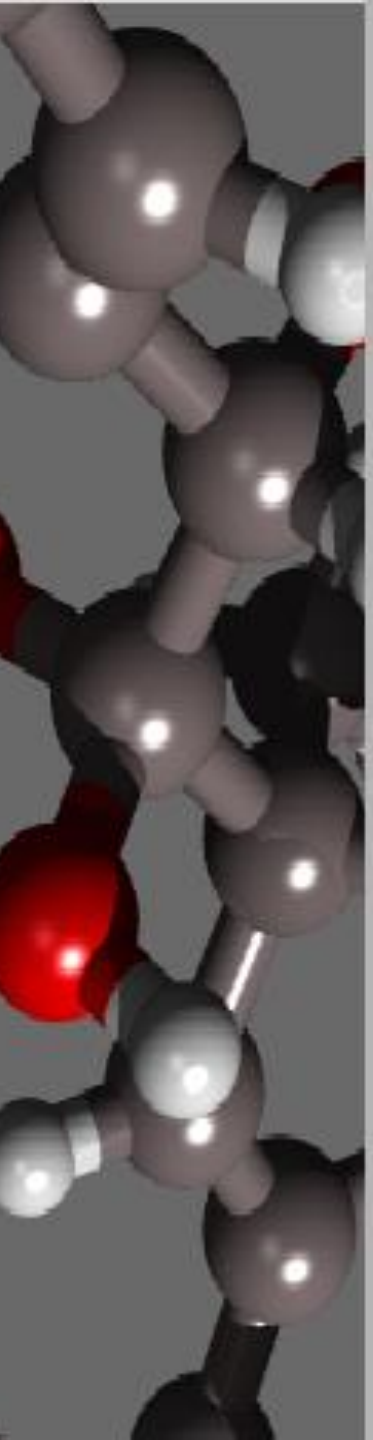


قواعد تراكيب لويس
Lewis Structure Rules

5- نحسب عدد الكهيربات الحرة (غير المترابطة) وتسمى أيضا بالأزواج الحرة ويرمز لهذا العدد بالحرف "د" وذلك من العلاقة التالية : الأزواج الحرة

(هـ) = ب – جـ

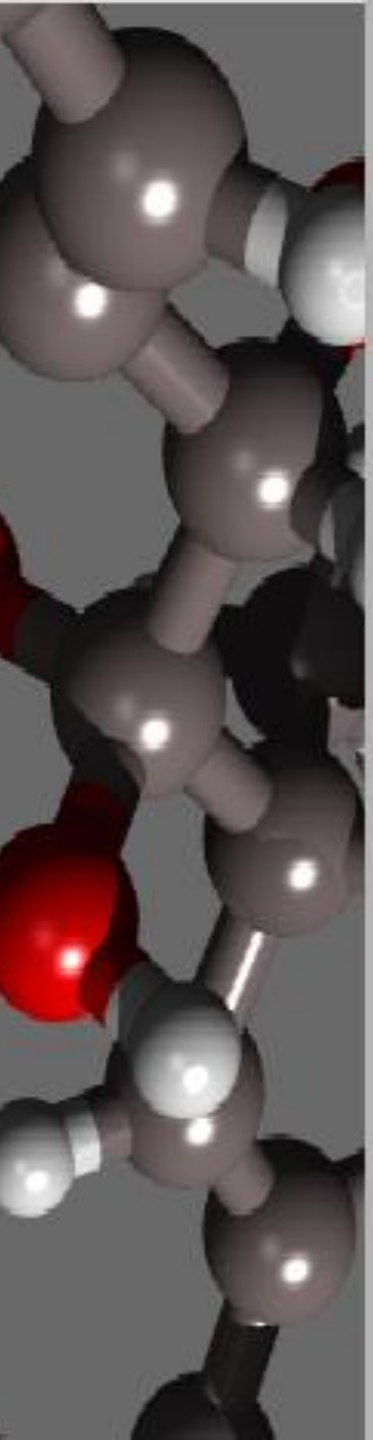
6- يرسم التركيب بحيث تكون الذرة المركزية وسط الجزيء (ستشرح فيما بعد) بحيث يحيط بكل ذرة في الجزيء ثمان كهيربات عدا الهيدروجين فكهيربين



قواعد تراكيب لويس
Lewis Structure Rules

7- إذا كان عدد أزواج الروابط يزيد عن أقل عدد للروابط التى يحتاجها الجزيء بين ذراته فإنه في هذه الحالة تستخدم الروابط الثنائية أو الثلاثية

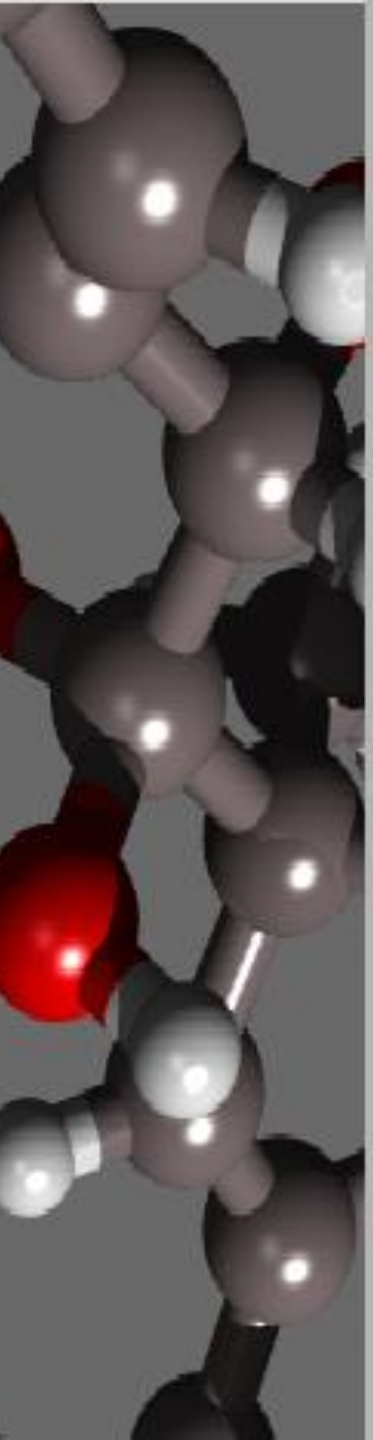
8- في حالة ما إذا كانت قيمة "جـ" تحوي على كهيربات ترابـط أقل من عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية فإننا نمدد قاعدة الثمانيات للذرة المركزية



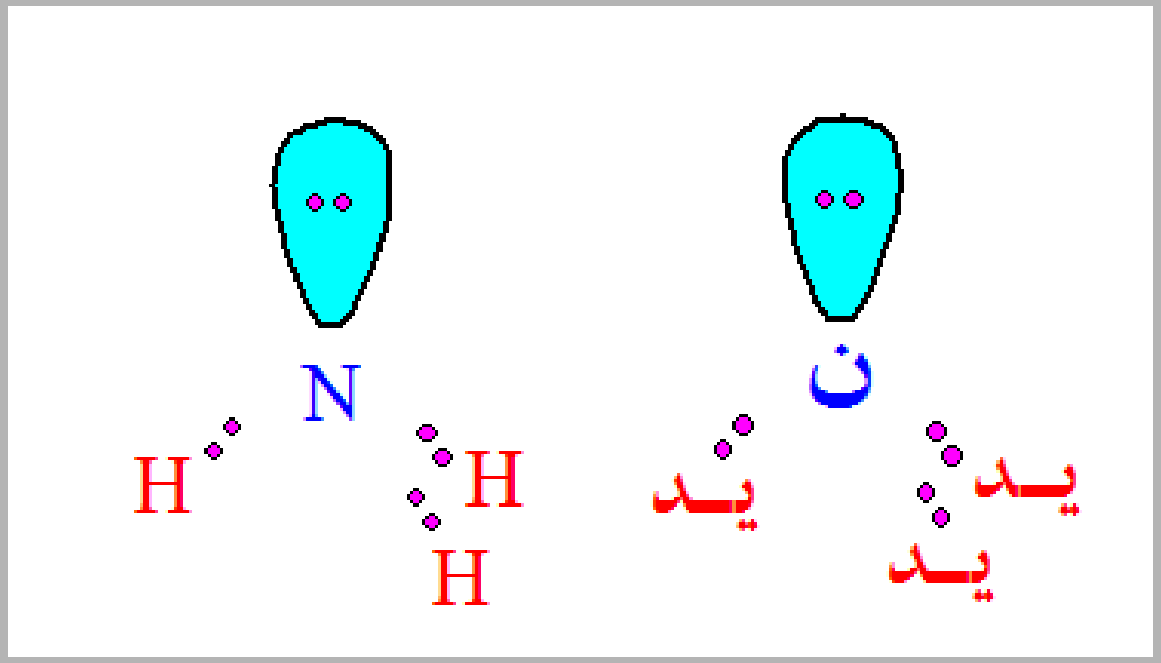
المثال الأول

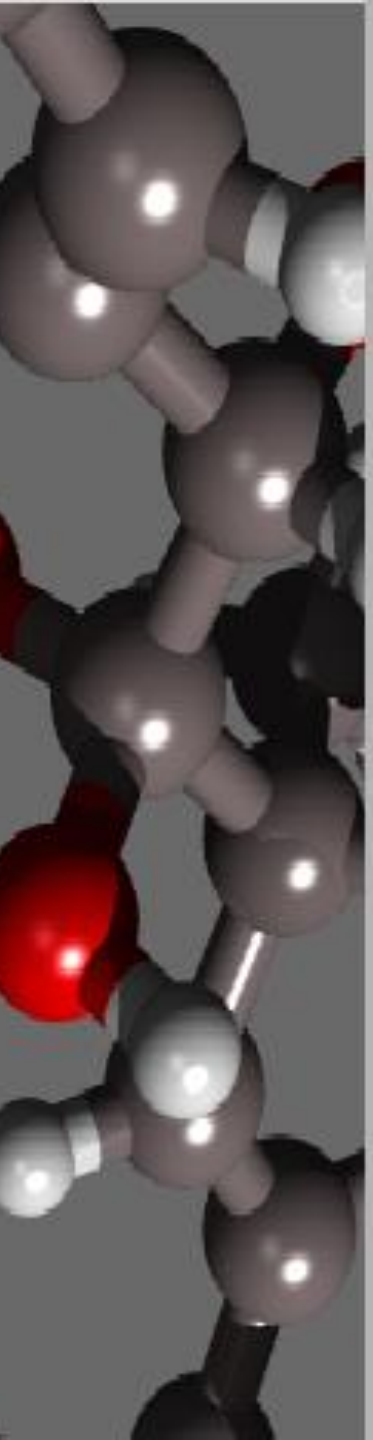
جزيء النشادر ن يد$_3$ NH_3

- أ = 3 × 2 + 1 × 8 = 14 كهيربا يحتاجه الجزيء
- ب = 3 × 1 + 1 × 5 = 8 كهيربات موجودة بالجزيء
- جـ = أ - ب = 14 – 8 = 6 كهيربات مشاركة في الترابط
- جـ ÷ 2 = 6 ÷ 2 = 3 عدد الروابط
- د = ب - جـ = 8 - 6 = 2 زوج حر



تركيب لويس يكون

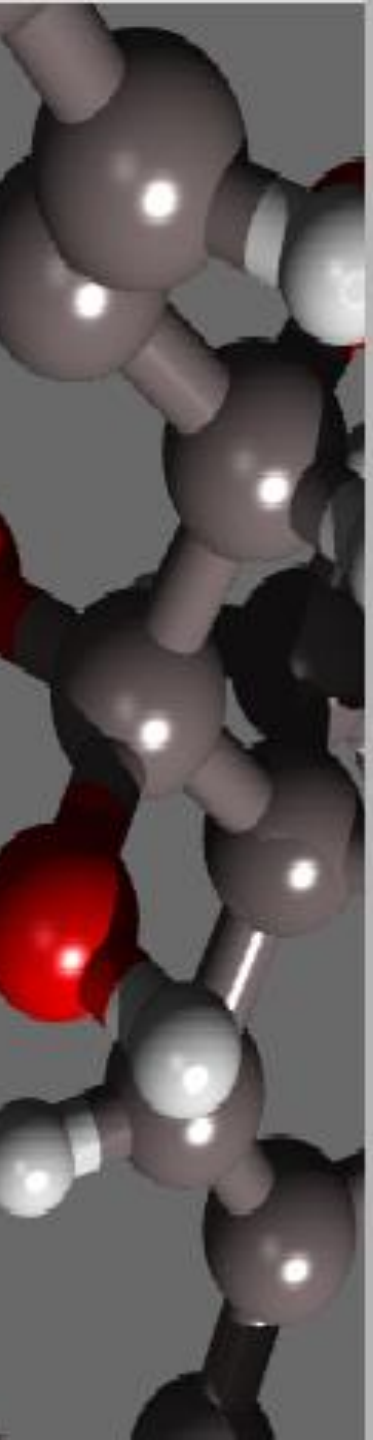




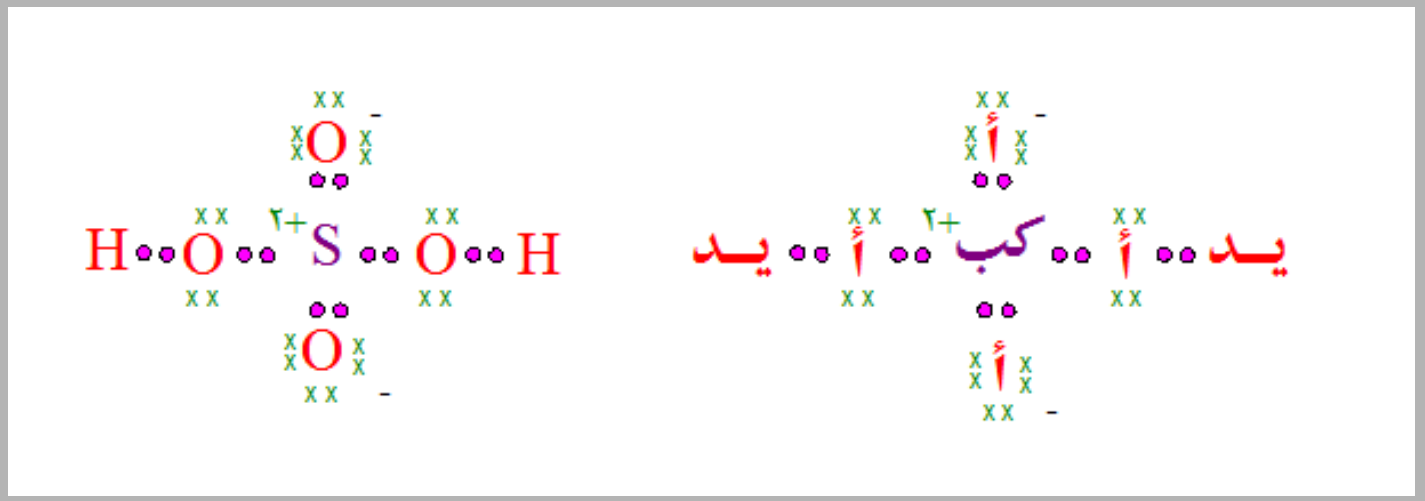
المثال الثانى

يد2 كب أ4 H_2SO_4

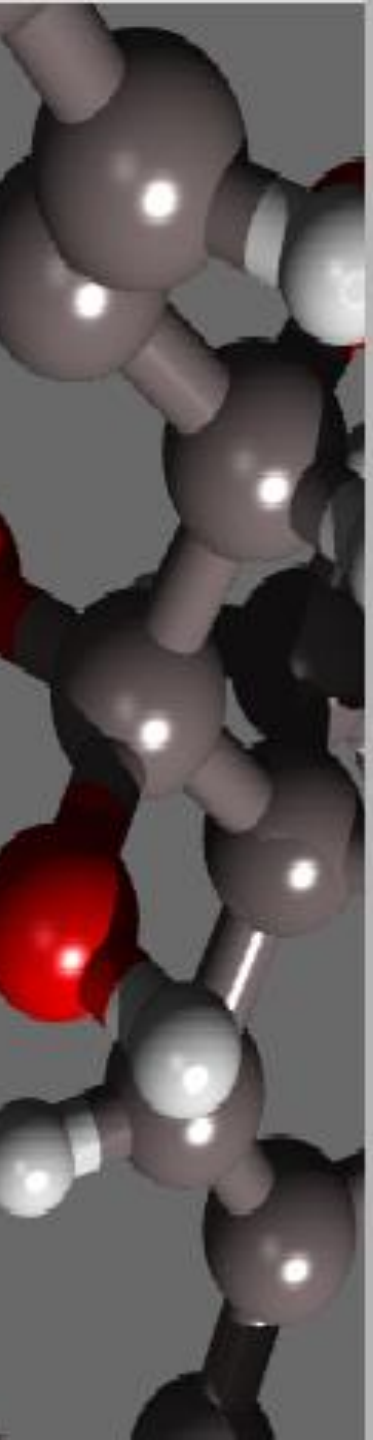
- أ = 4×8 + 1×8 + 2×2 = 44 كهيربا يحتاجه الجزيء
- ب = 4×6 + 1×6 + 2×1 = 32 كهيربات موجودة بالجزيء
- جـ = 44 – 32 = 12 كهيربا مشاركة في الترابط
- جـ ÷ 2 = 12÷2 = 6 عدد الروابط
- د = 32 - 12 = 20 زوج حر



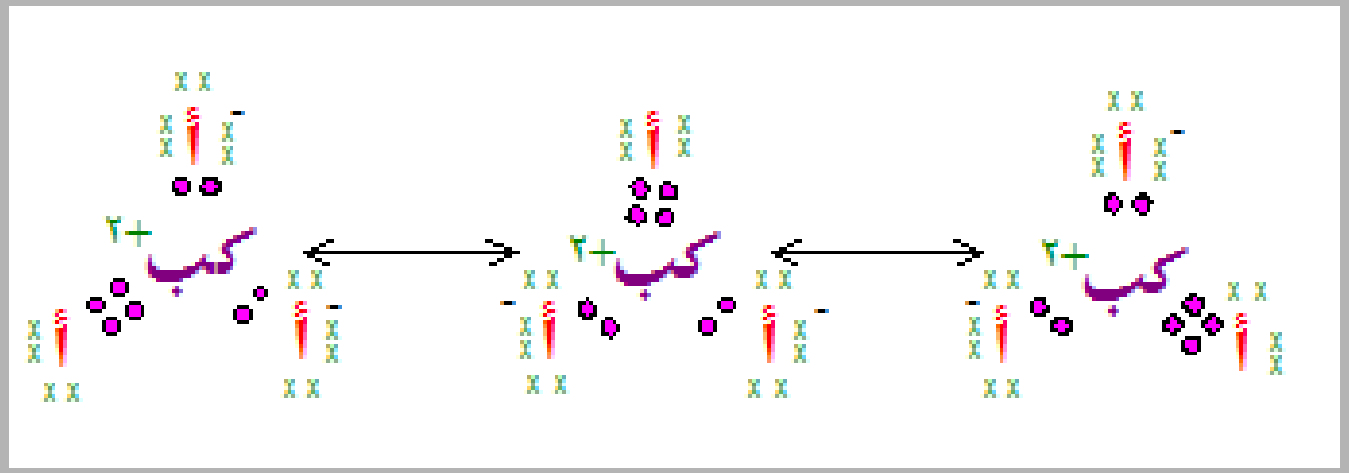
تركيب لوس يكون

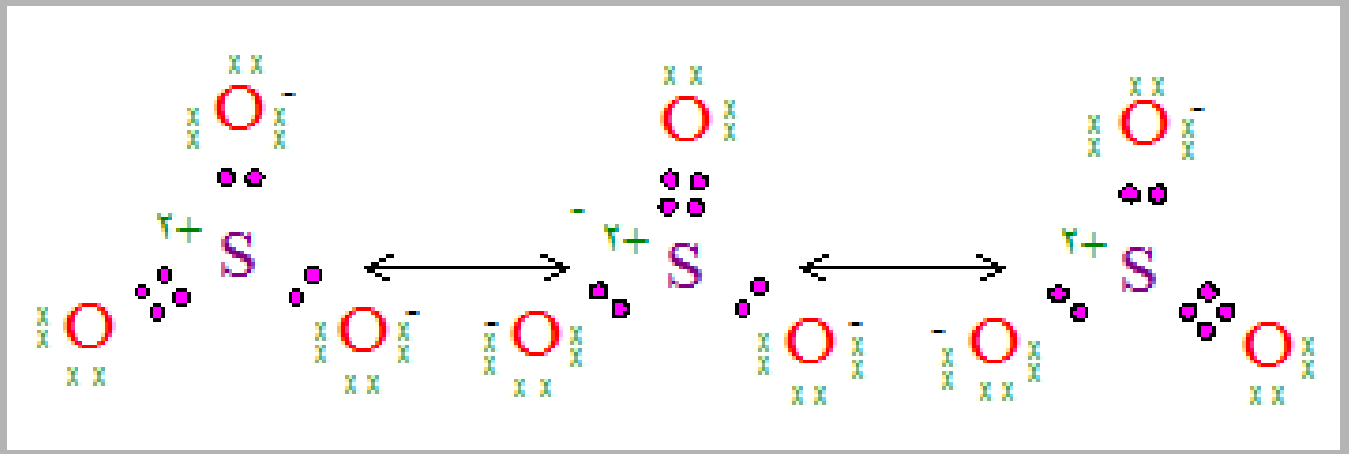


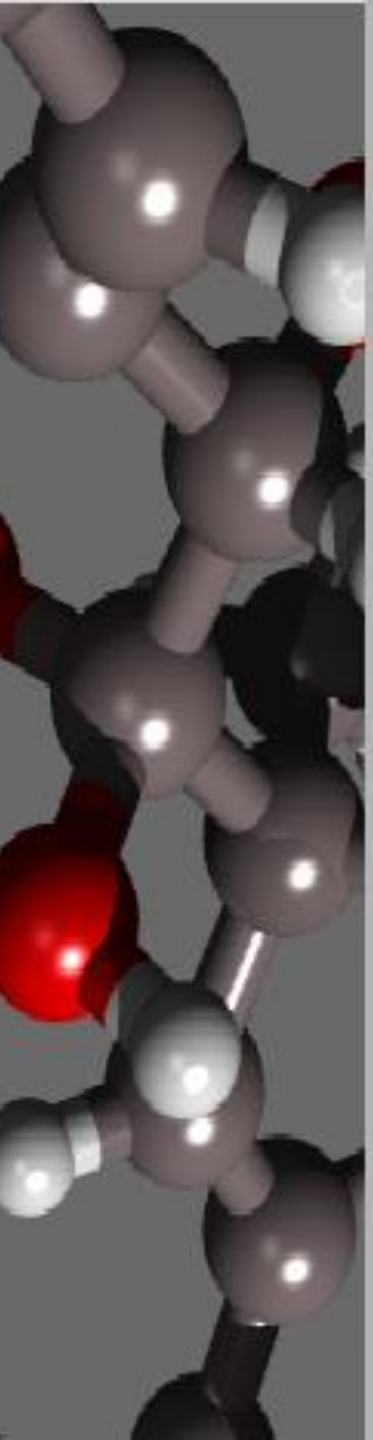
أ.د. عمر الزين



أما كب $_3$ SO_3 فإن تركيب لوس له يكون:





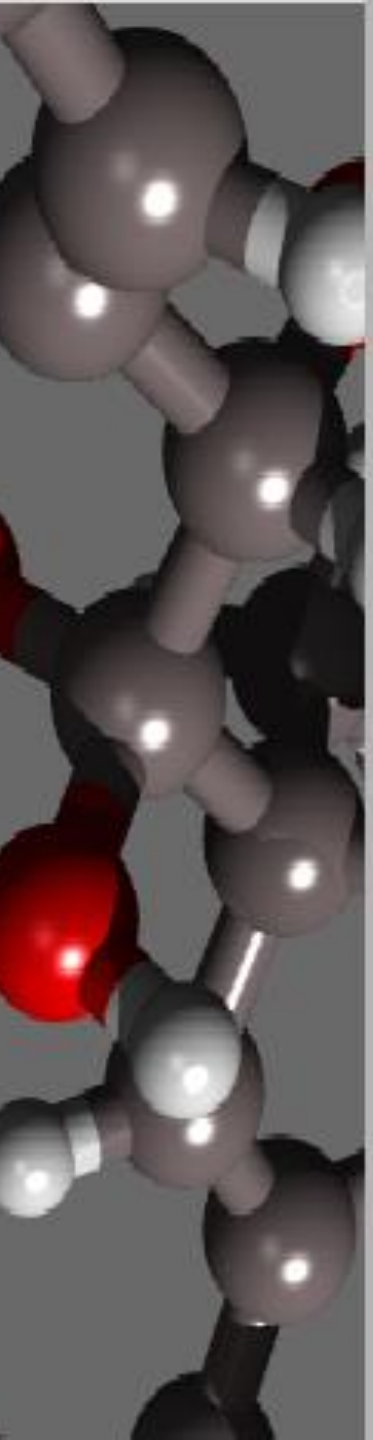


قواعد تراكيب لويس
Lewis Structure Rules

- عند رسم تركيب لويس يجب ملاحظة النقاط التالية:

1- إذا احتوى الجزيء على ذرة وحيدة تختلف عن بقية ذرات الجزيء تعتبر هذه الذرة المختلفة هي الذرة المركزية (مثلا : ن يد$_3$ NH_3 ، يد$_2$كب أ$_4$ H_2SO_4، ك كل$_4$ CCl_4)

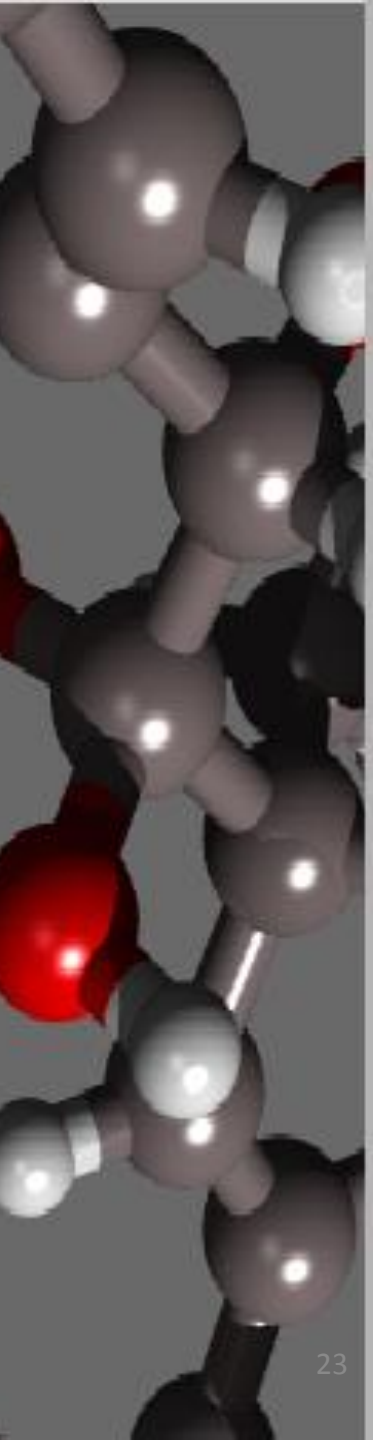
2- إذا احتوى الجزيء على ذرة وحيدة لعنصرين فإن أكبرهما في العدد الذري تكون هي الذرة المركزية (مثلا : كب أ كل$_2$ $SOCl_2$ ، فو أ كل$_3$ $POCl_3$)



قواعد تراكيب لويس
Lewis Structure Rules

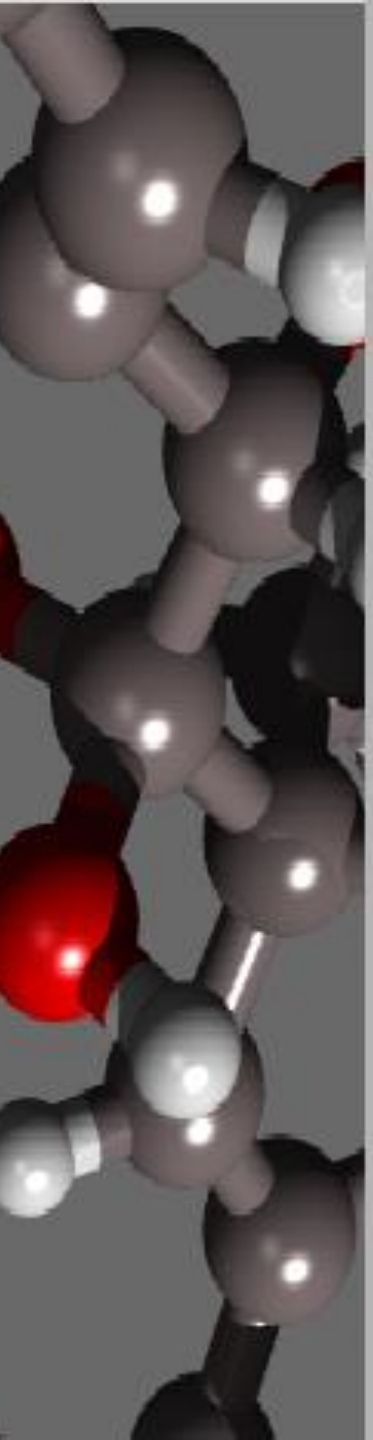
3- تترابط مجموعة الفحم عادة بأربع روابط ومجموعة النيتروجين بثلاث ومجموعة الأكسجين باثنين ومجموعة الهيدروجين بواحدة وذلك في الجزيئات المتعادلة

4- عندما يوجد الهيدروجين والأكسجين معا في نفس الجزيء فإن الهيدروجين لا يترابط بالذرة المركزية مباشرة وإنما عن طريق الأكسجين (عادة ما يترابطا بالشكل يد -أ- س H-O-X ، حيث أن س X أي ذرة أخرى بالجزيء)



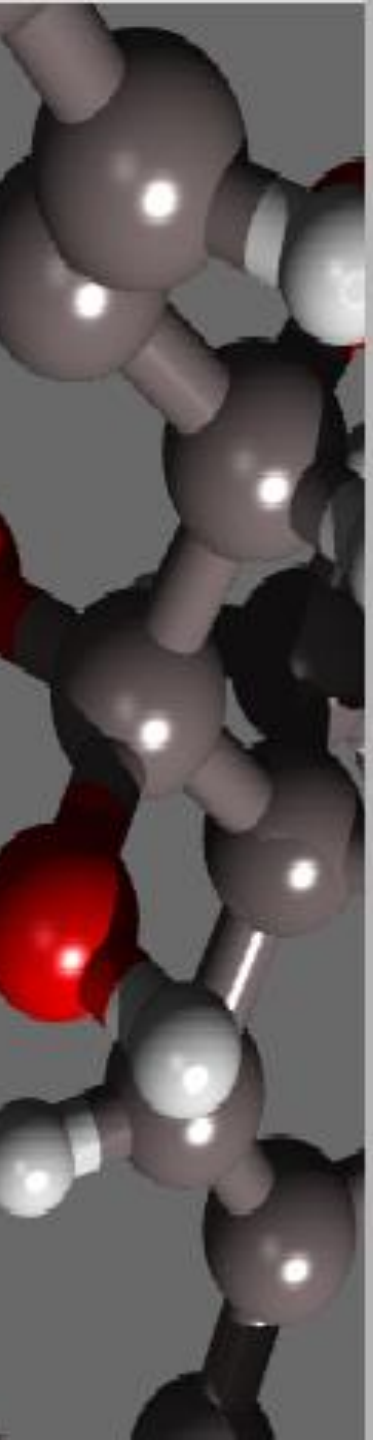
الشحنة الإسمية
Formal Charge

أ.د. عمر الزين



الشحنة الإسمية
Formal Charge

- الشحنة الاسمية = عدد كهيربات التكافؤ للذرة - عدد الكهيربات الحرة - ½ عدد كهيربات الترابط للذرة
- فلو حسبنا الشحنة الإسمية لجزيء النشادر لوجدنا:
  - الشحنة الاسمية للهيدروجين =1 - 0- 1 =0
    (وهذا ينطبق على بقية ذرات الهيدروجين)
  - الشحنة الاسمية للنيتروجين = 5 - 2 - ½ × 6 = 0

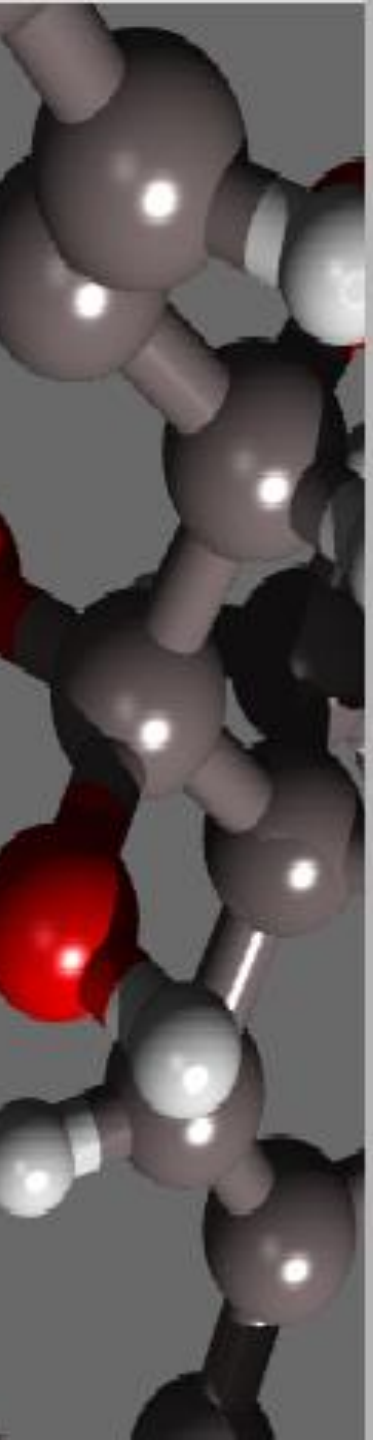


قواعد الشحنة الإسمية
Formal Charge Rules

- بعض القواعد التي تساعد على توزيع الشحنة الاسمية ومن ثم قبول أو رفض بعض تراكيب لويس نوجزها فيما يلي:

1- التراكيب التي تحمل شحنة اسمية صغيرة (+2 ، -2 أو أقل) تكون عادة أكثر ثباتا من تلك التي تحمل شحنة اسمية كبيرة

2- الذرات المتجاورة في الجزيء عادة ما تحمل شحنات مختلفة

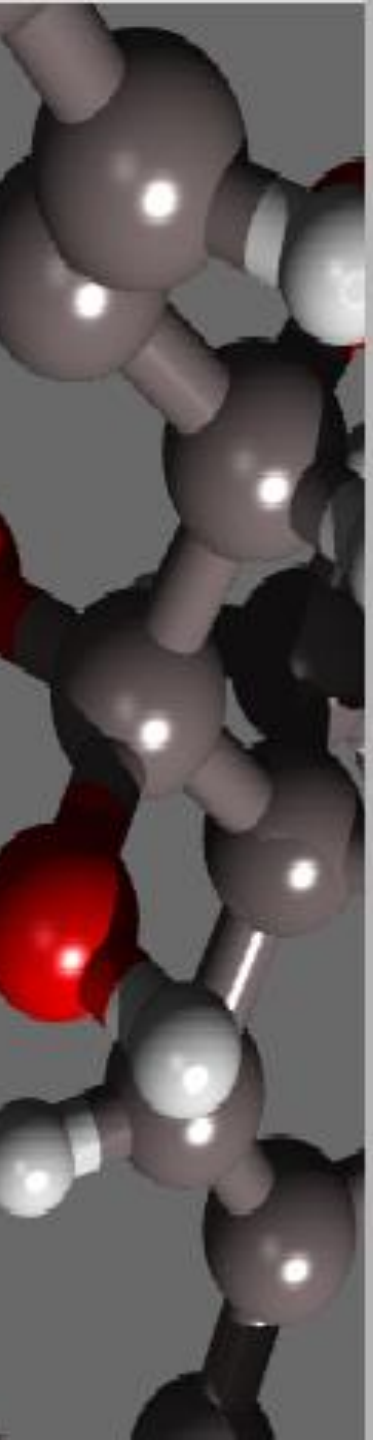


قواعد الشحنة الإسمية
Formal Charge Rules

3- الذرات ذات السالبية الكهربية العالية يجب أن تحمل شحنة سالبة وليس موجبة

4- يجب أن لا يفصل بين الذرات التي تحمل شحنات مختلفة مسافة كبيرة

5- كلما كان الفرق في مجموع السالبية الكهربية أعلا بين الذرات المتجاورة كلما كان التركيب أثبت

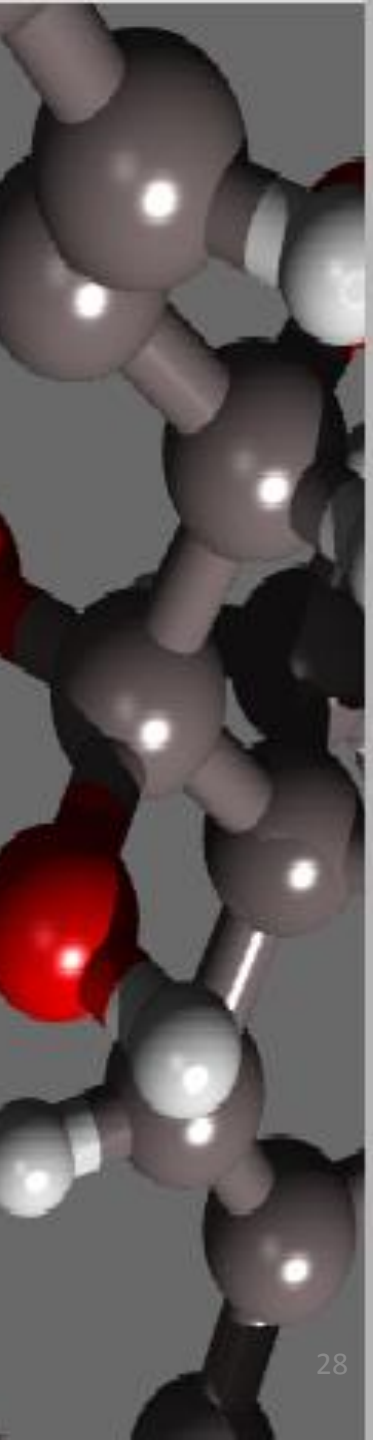


مثال:

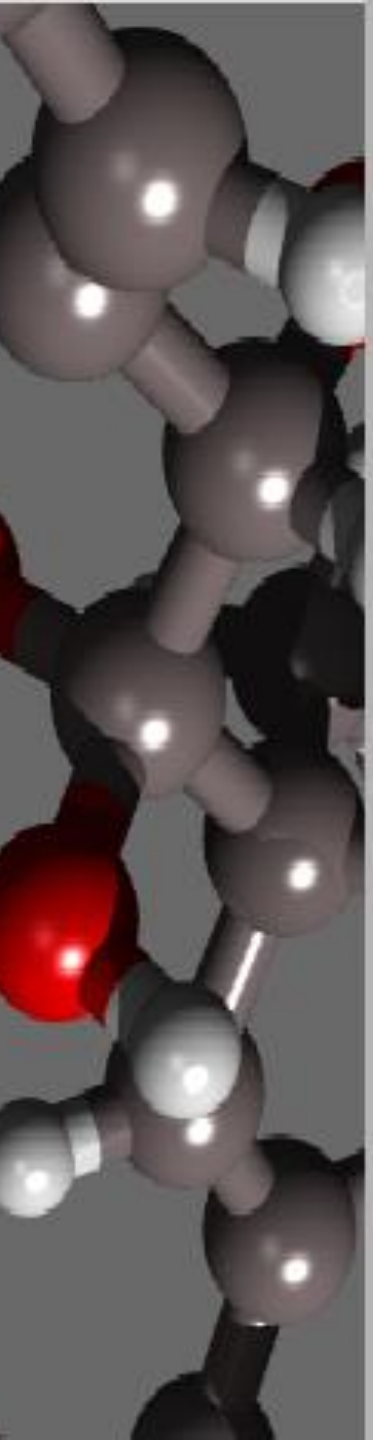
	يد (H)	أ (O)	كل (Cl)		يد (H)	كل (Cl)	أ (O)
السالبية الكهربية	٢،٢٠	٣،٤٤	٣،١٦		٢،٢٠	٣،١٦	٣،٤٤
الفروق	١،٢٤		٠،٢٨		٠،٩٦	٠،٢٨	
مجموع الفروق	١،٥٢				١،٢٤		

(يد أ كل) أثبت من (يد كل أ)

HOCl more stable than HClO

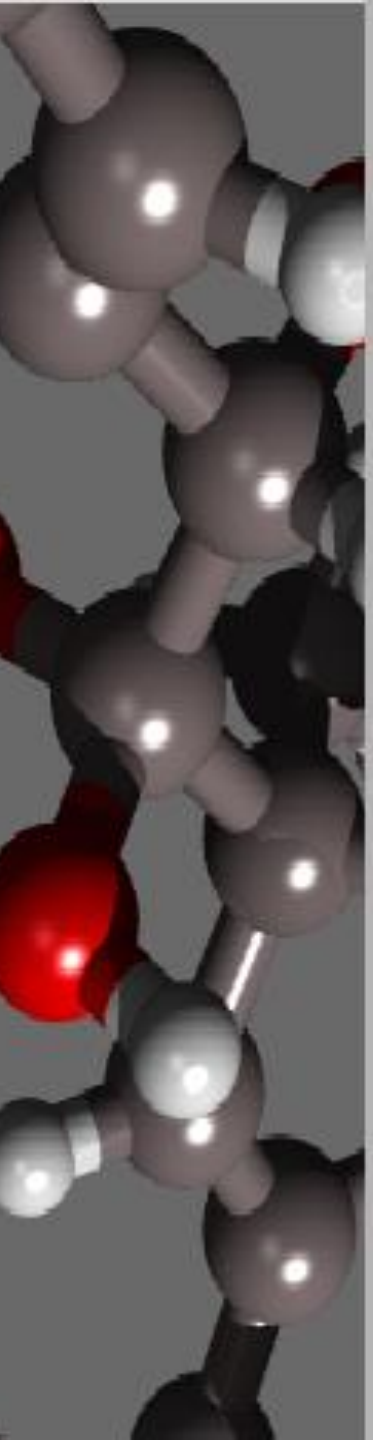


إتساع الأفلاك
Expanded Orbitals



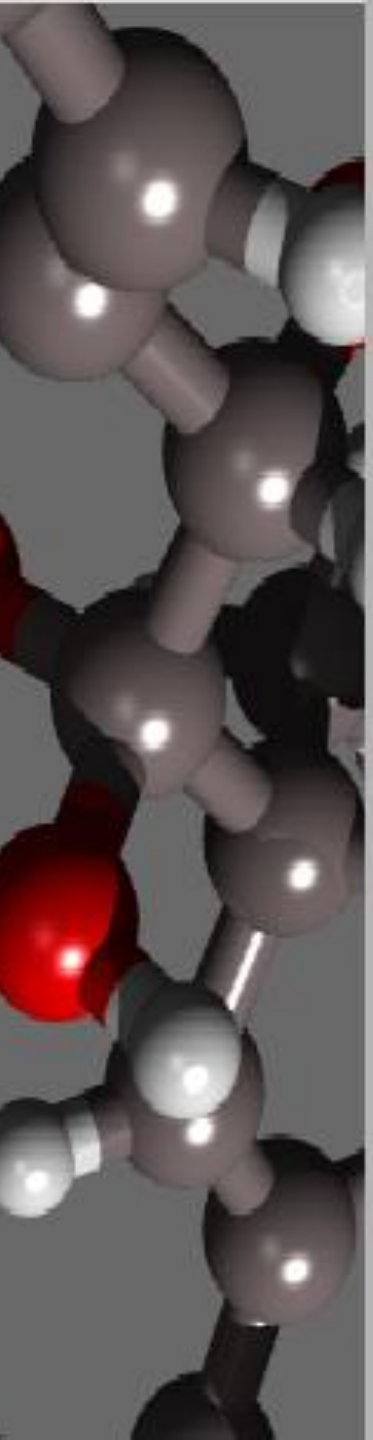
إتساع الأفلاك
Expanded Orbitals

- يحدث في بعض الأحيان أن عدد الكهيربات المحسوبة (جـ) تقل عن عدد الروابط المطلوبة، لذا يتوجب اتساع مدى الأفلاك المترابطة حتى تستوعب عدد الروابط المطلوبة

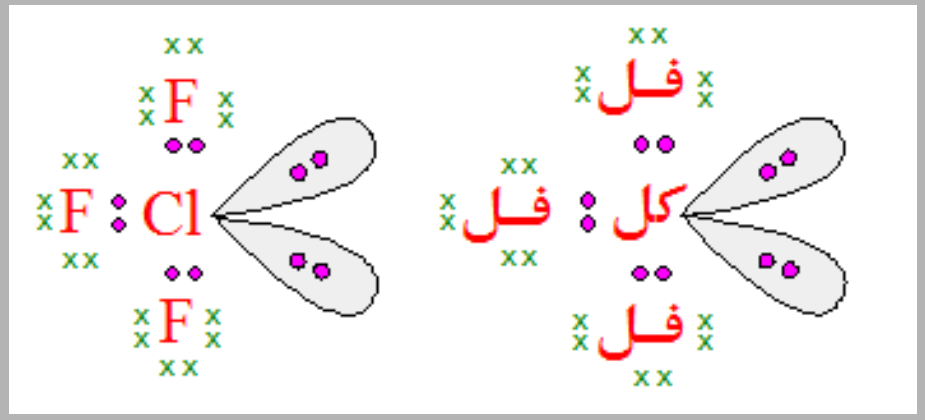


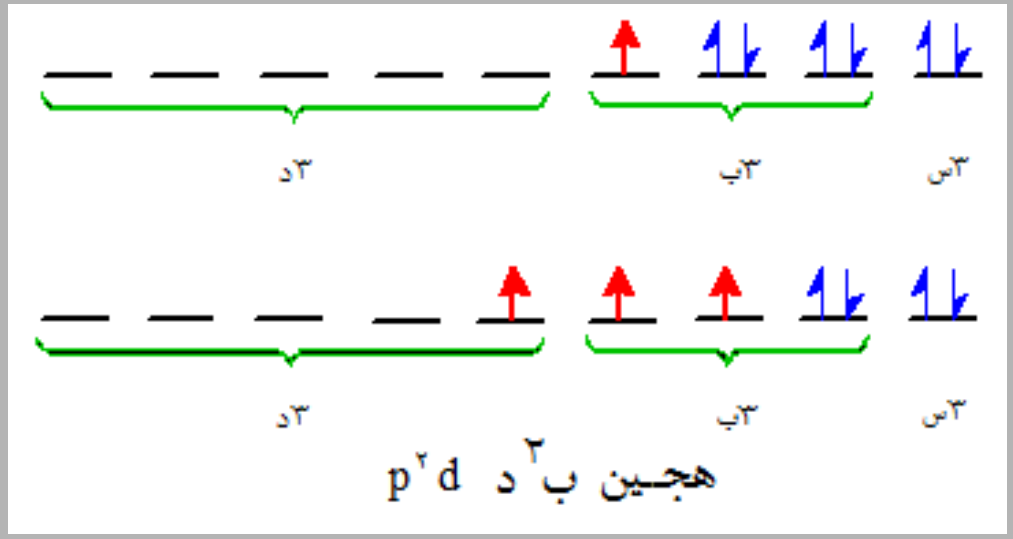
إتساع الأفلاك
Expanded Orbitals

- فمثلا (كل فل 3 ClF_3) نجد أنه بعد القيام بالحسابات المشروحة سابقا أن:
  - الجزيء بحاجة إلى ثلاث روابط (6 كهيربات)
  - والمتاح رابطتين اثنتين فقط (4 كهيربات)
  - لذا كان واجبا على الكلور أن يُوسِّع دائرة ترابطه لتشمل الفلك (د d)، فيستخدم واحدا منه (أحد تحت أفلاك د d الخمسة)
  - ليصبح عدد الروابط ثلاث
  - ويبقى أربع أزواج من الأزواج الحرة

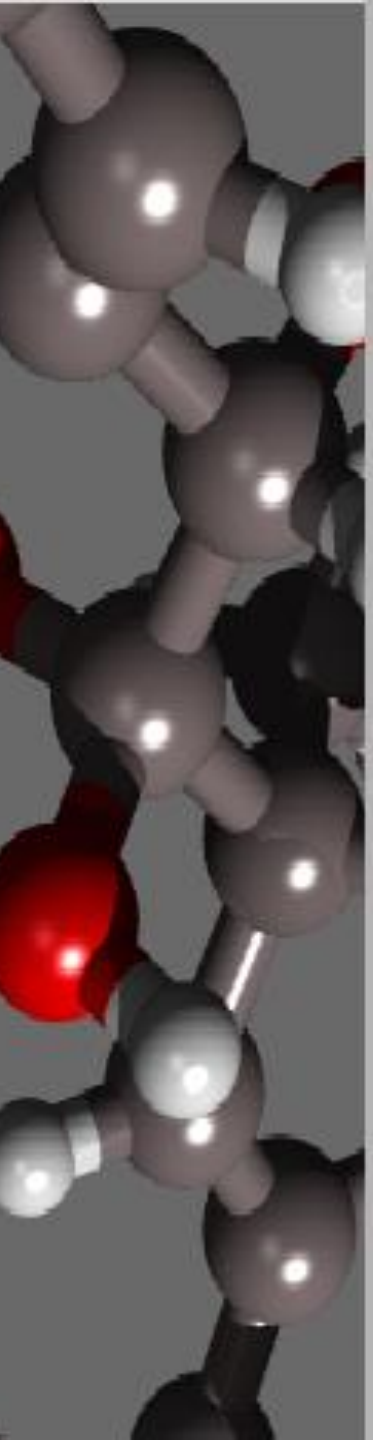


إتساع الأفلاك
Expanded Orbitals

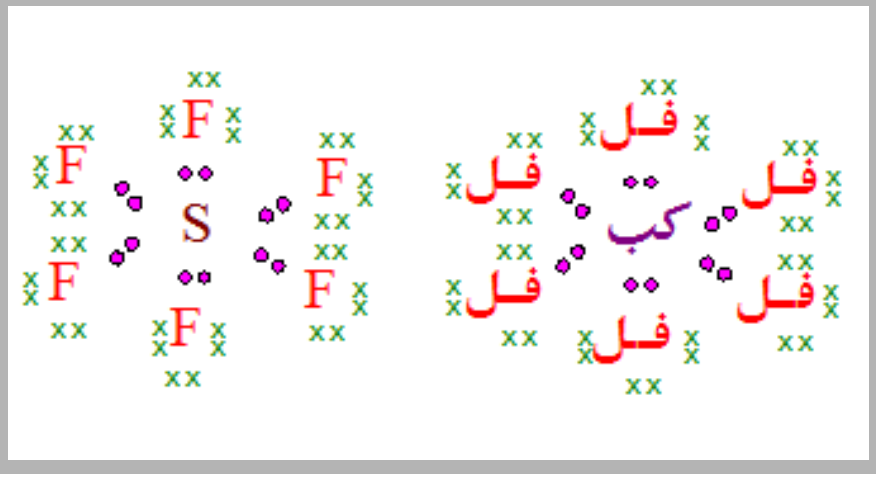


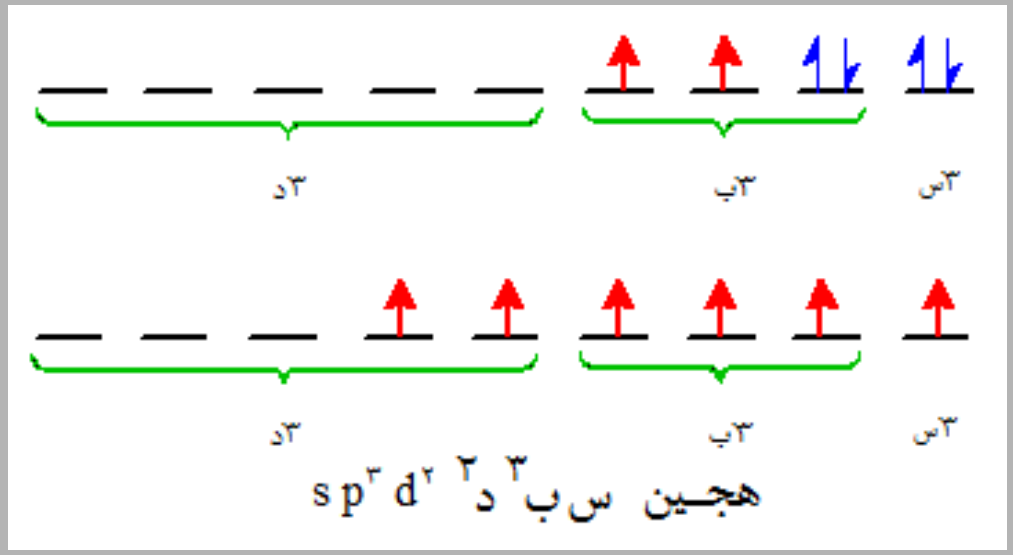


أ.د. عمر الزين

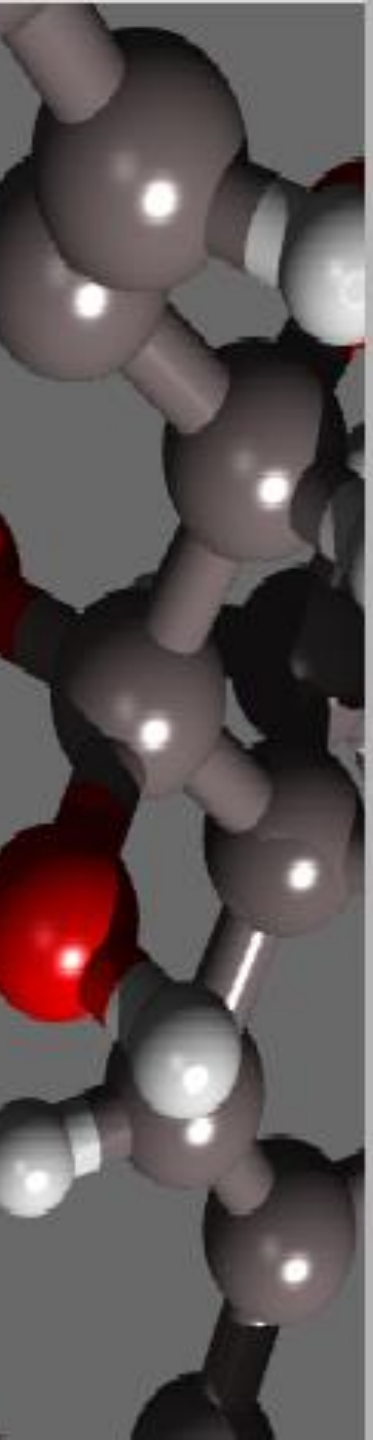


إتساع الأفلاك
Expanded Orbitals



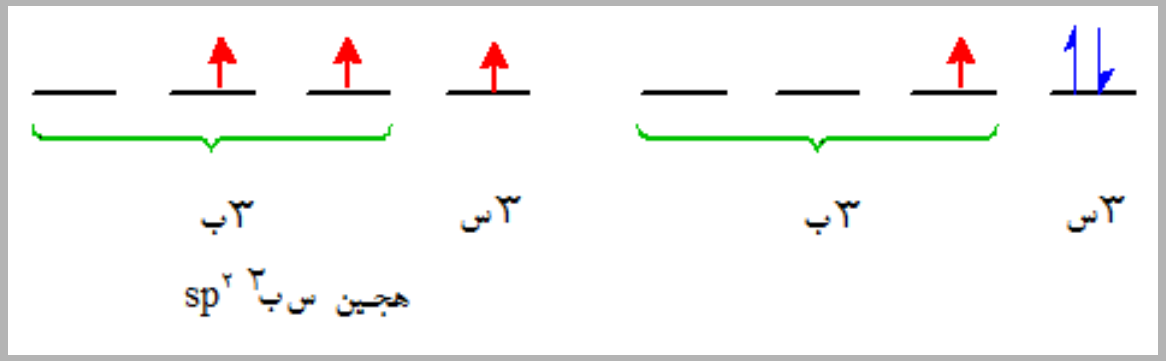


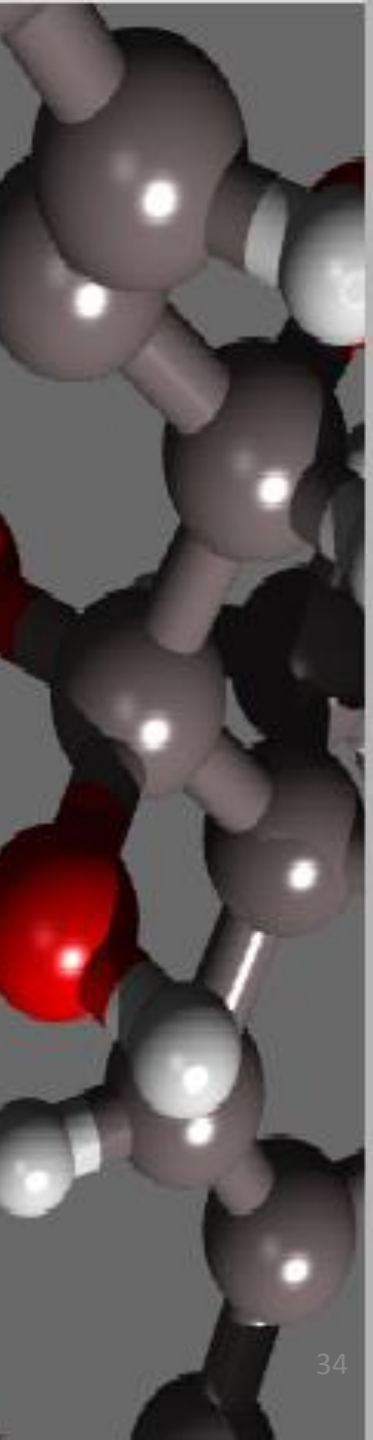
أ.د. عمر الزين



إتساع الأفلاك
Expanded Orbitals

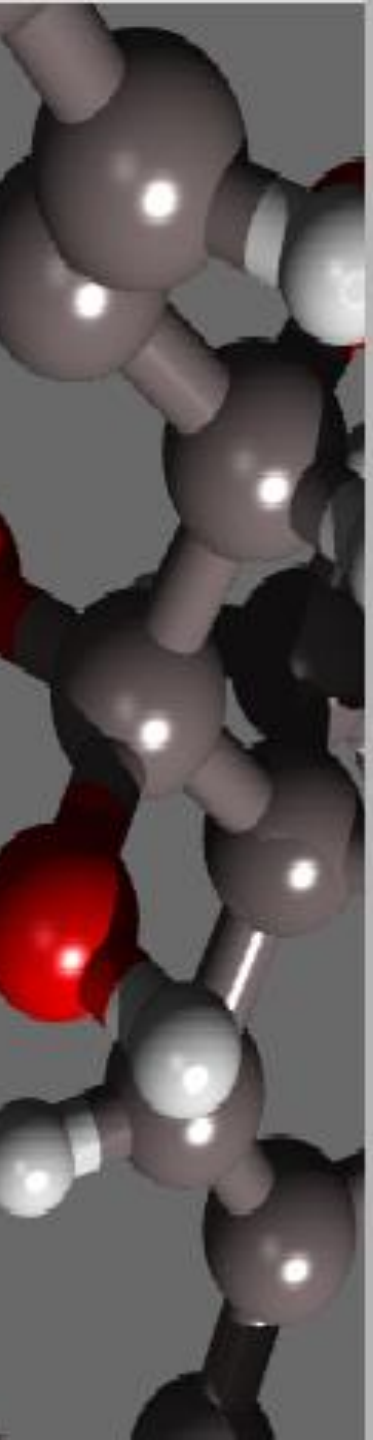
- تجدر الإشارة هنا إلى أن بعض الذرات المركزية لا تستطيع الوصول إلى النظام الثماني ومع ذلك تشكل مركبات ثابتة:





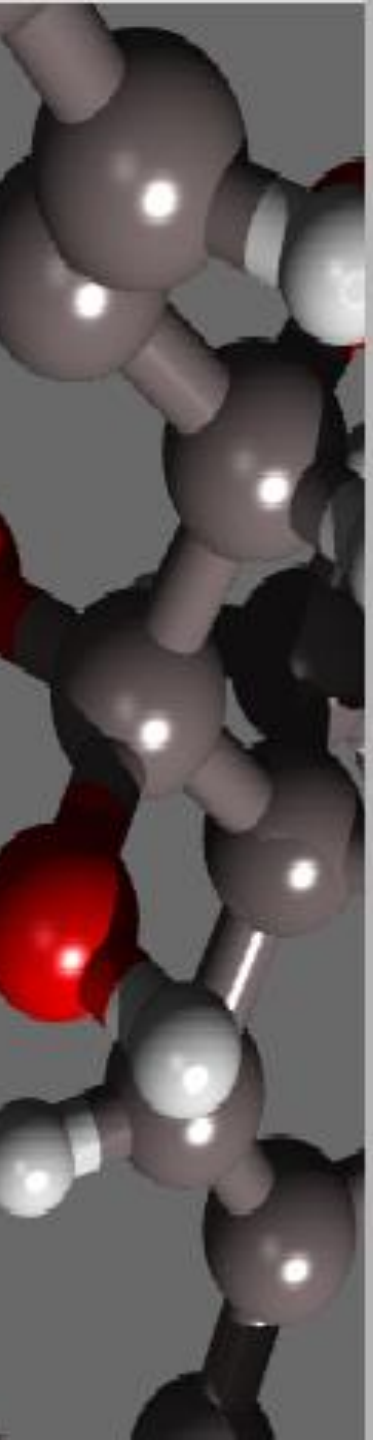
الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals

أ.د. عمر الزين

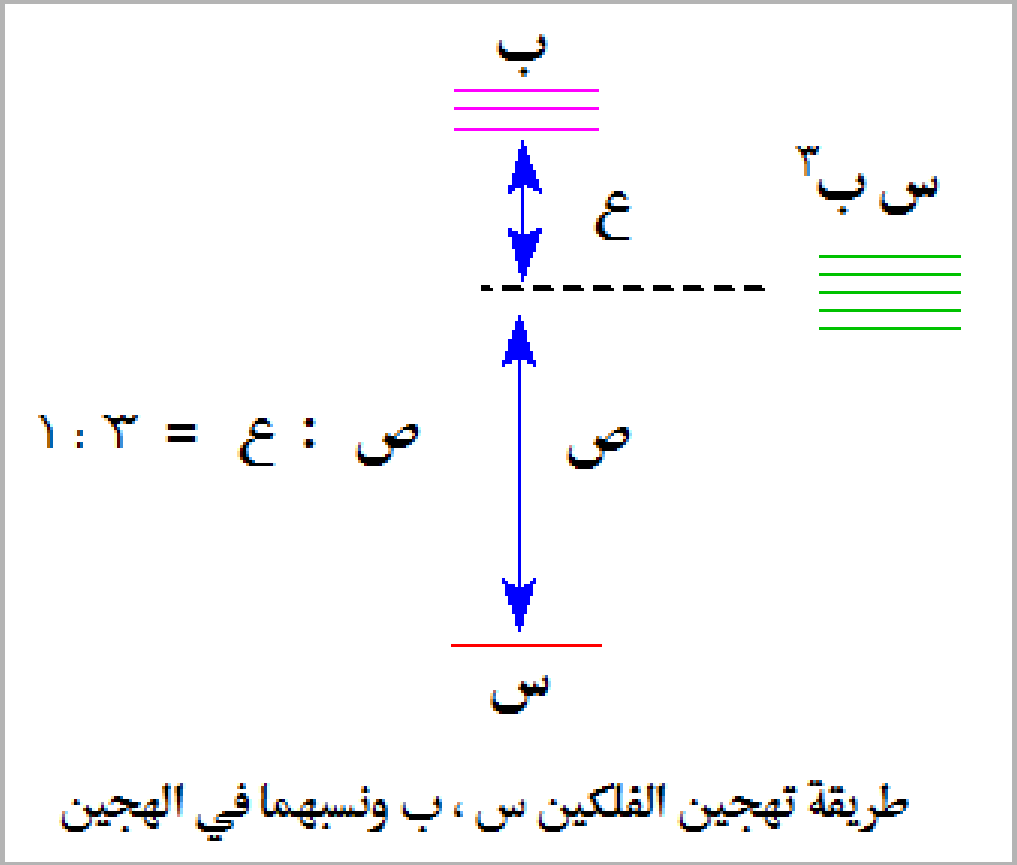


الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals

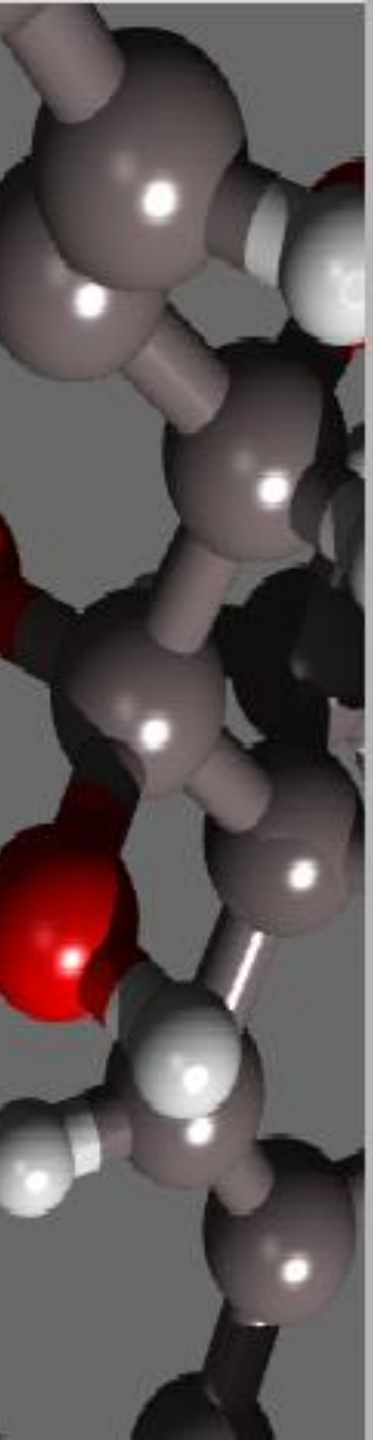
- كلمة هجين كما نعرفها تعني:
  - مزج أو خلط شيئين فأكثر
  - فيكون الناتج مزيجا أو خليطا متجانسا
  - تذوب فيه شخصية كل مكوناته الأساسية
  - ويحظى لنفسه بمواصفات خاصة



الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals

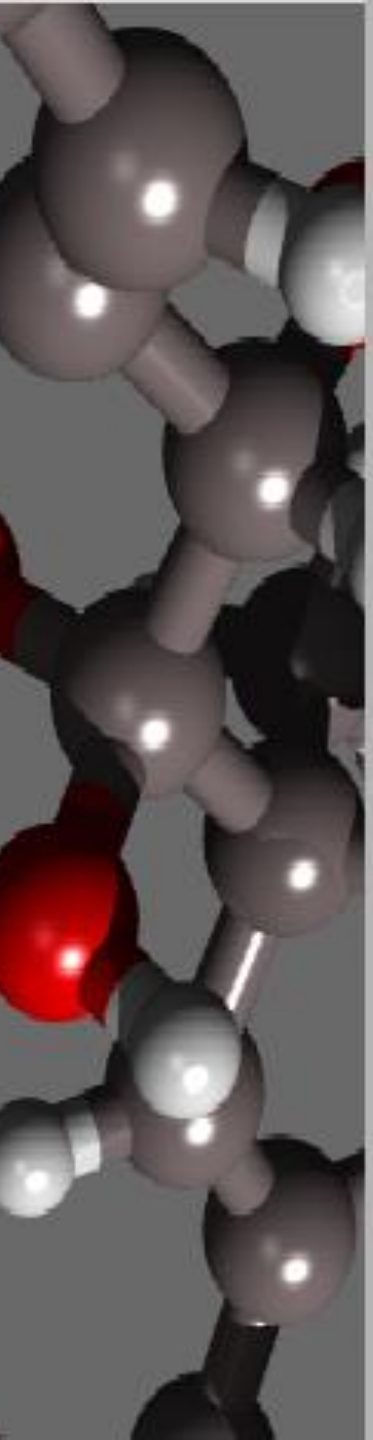


طريقة تهجين الفلكين س ، ب ونسبهما في الهجين

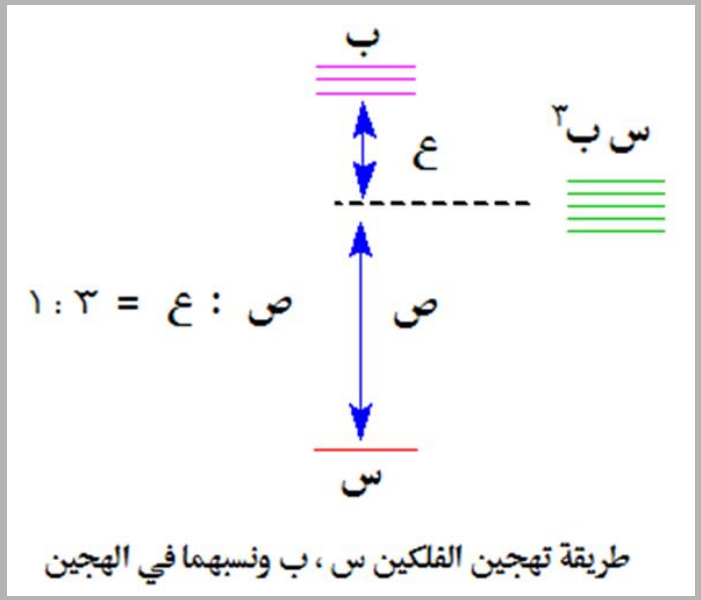


الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals

- نلاحظ أن:
  - طاقة ألأفلاك المهجنة أقل
  - وتوجيهها الفراغي أفضل
- نأخذ على سبيل المثال جزيء الميثان(ك يد CH_4 $_4$) ونناقش ترابطه من وجهة نظرية الروابط التكافؤية (Valence Bond Theory)

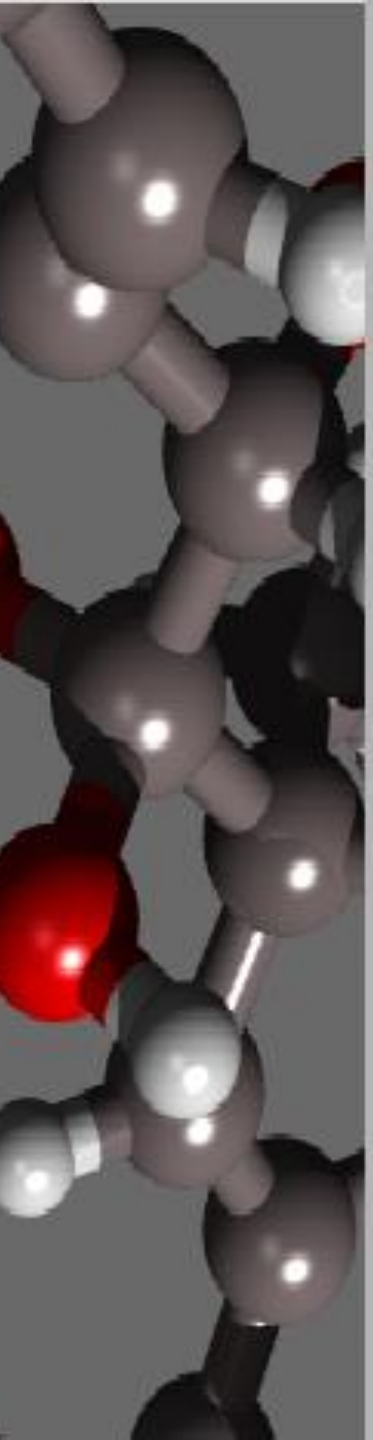


الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals



طريقة تهجين الفلكين س ، ب ونسبهما في الهجين

- نلاحظ أن:
  - طاقة الأفلاك المهجنة أقل
  - وتوجيهها الفراغي أفضل



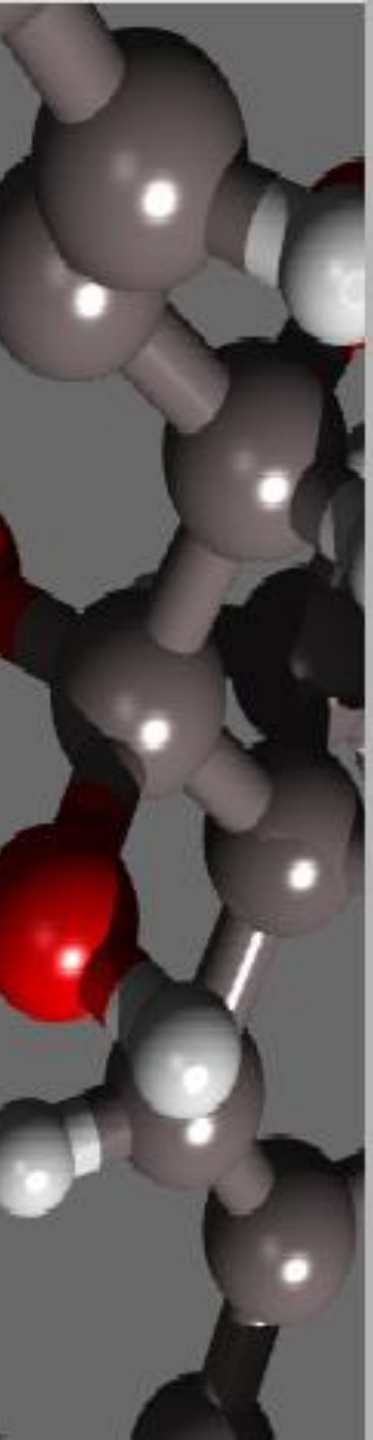
مثال:
ذرة الفحم

- التوزيع الكهيربي:

$1س^2\ 2س^2\ 2ب^1_س\ 2ب^1_ص$

$1S^2\ 2S^2\ 2P^1_X\ 2P^1_Y$

- إذن ذرة الفحم ثنائية التكافؤ لأنها لا تملك سوى كهيربين مفردين لهما القدرة على الترابط
- وحيث أن معظم مركبات الفحم تكون فيها ذرة الفحم رباعية التكافؤ إذن:



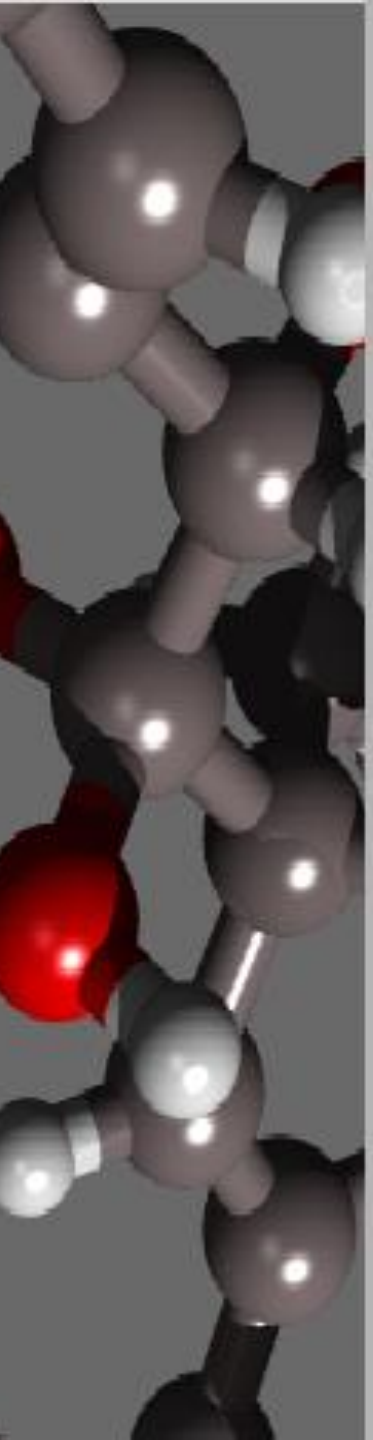
مثال:
ذرة الفحم

- لذا يجب على ذرة الفحم أن ترفع قدرتها التكافؤية، وهذا يكون ممكنا بتحويل أحد كهيربات الفلك "س" إلى الفلك الشاغر "2ب$_{ع}$"
- يصبح التوزيع الكهيربي:

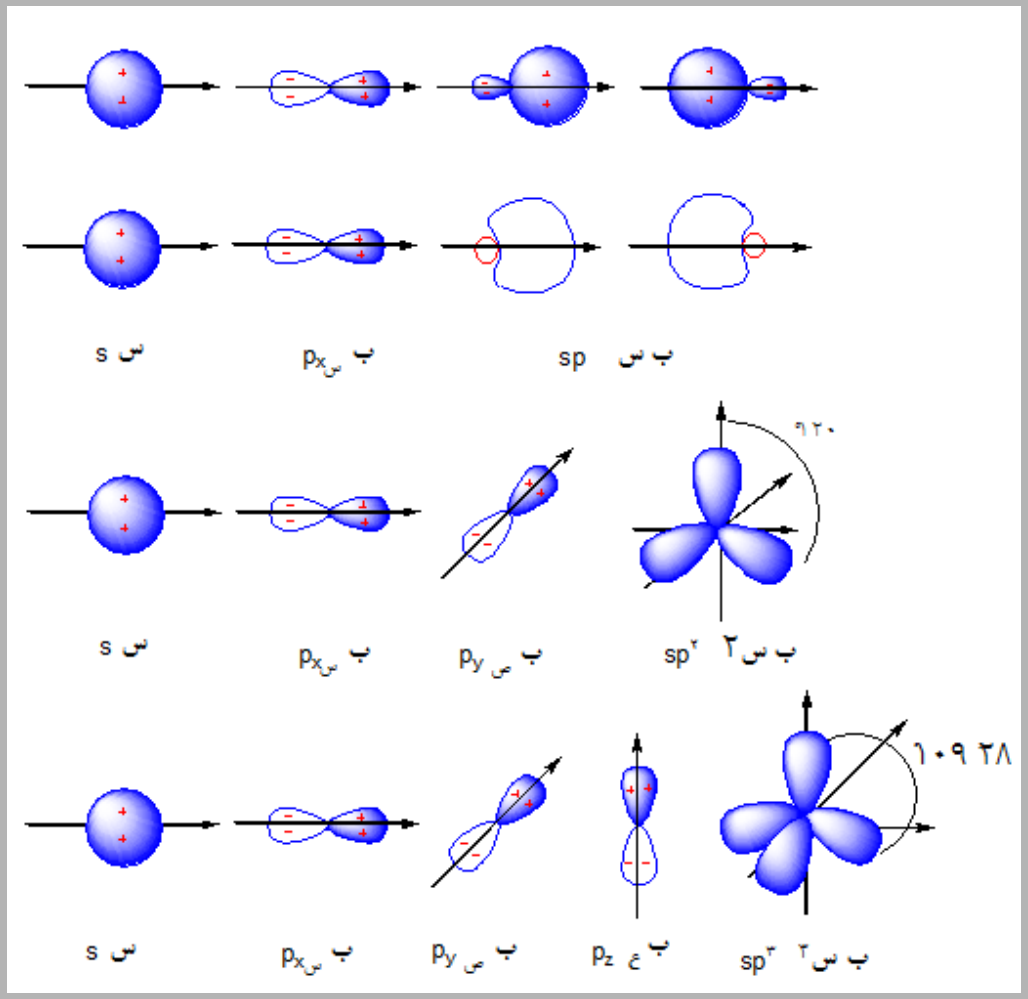
$$1س^{2}\ 2س^{1}\ \ 2ب^{1}_{س}\ 2ب^{1}_{ص}\ 2ب^{1}_{ع}$$

$$1S^{2}\ \ 2S^{1}\ \ 2P^{1}_{X}\ \ 2P^{1}_{Y}\ 2P^{1}_{Z}$$

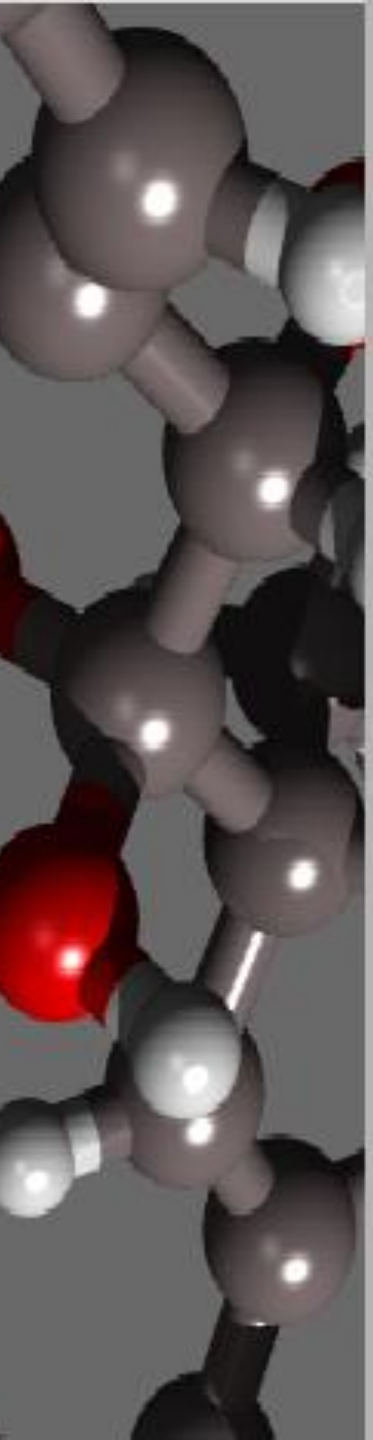
- وتعتبر هذه حالة إثارة، ولها الرمز الحدي: $5س^{5}$ S^{5}



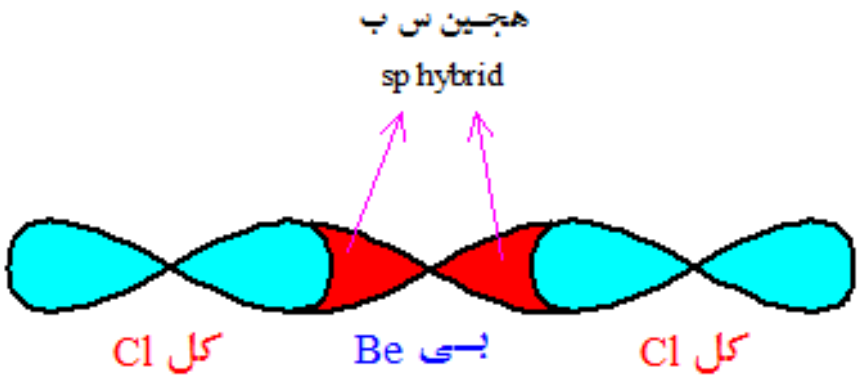
الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals



أ.د. عمر الزين

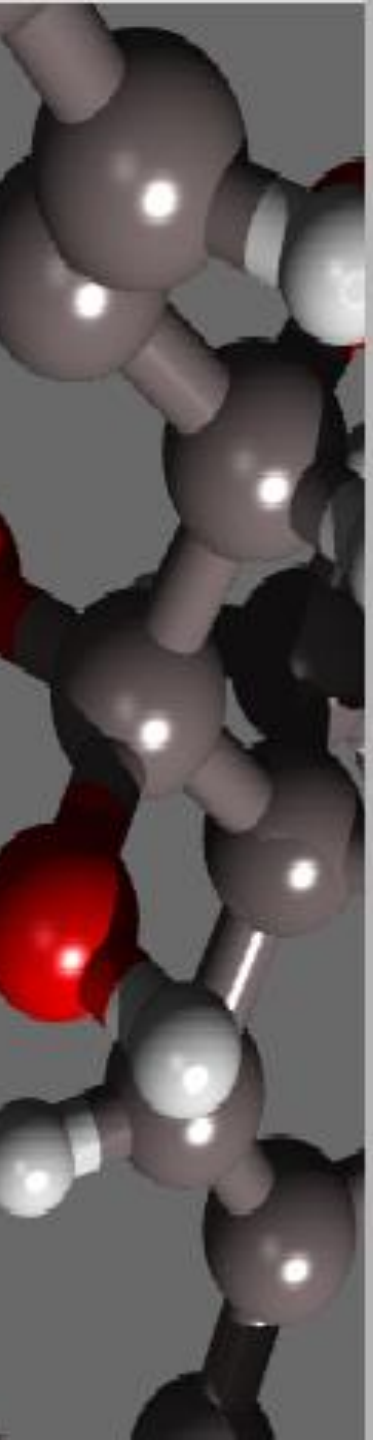


الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals



تشكيل رابطتين تساهميتين بين البريليوم وذرتي الكلور في مركب بي كل٢ $BeCl_2$

أ.د. عمر الزين

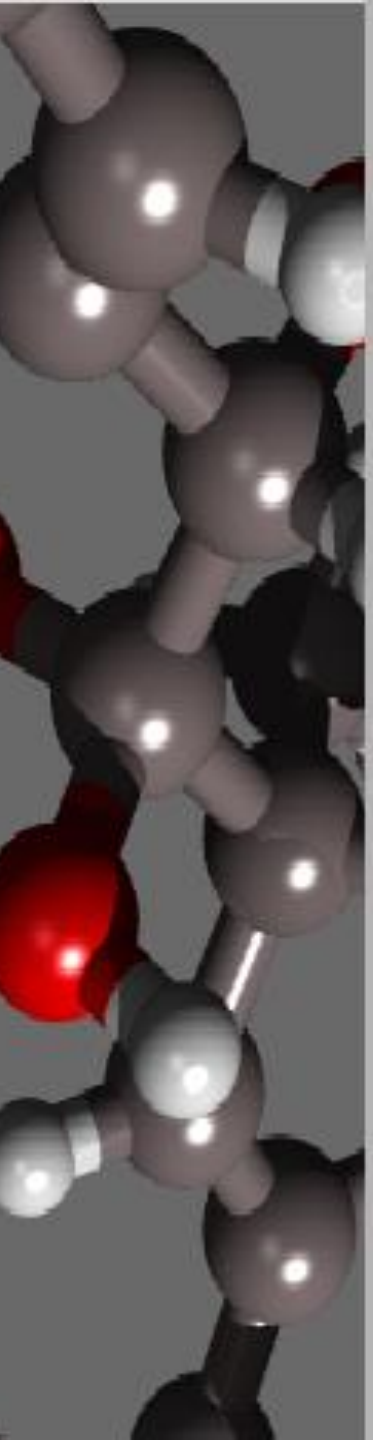


الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals

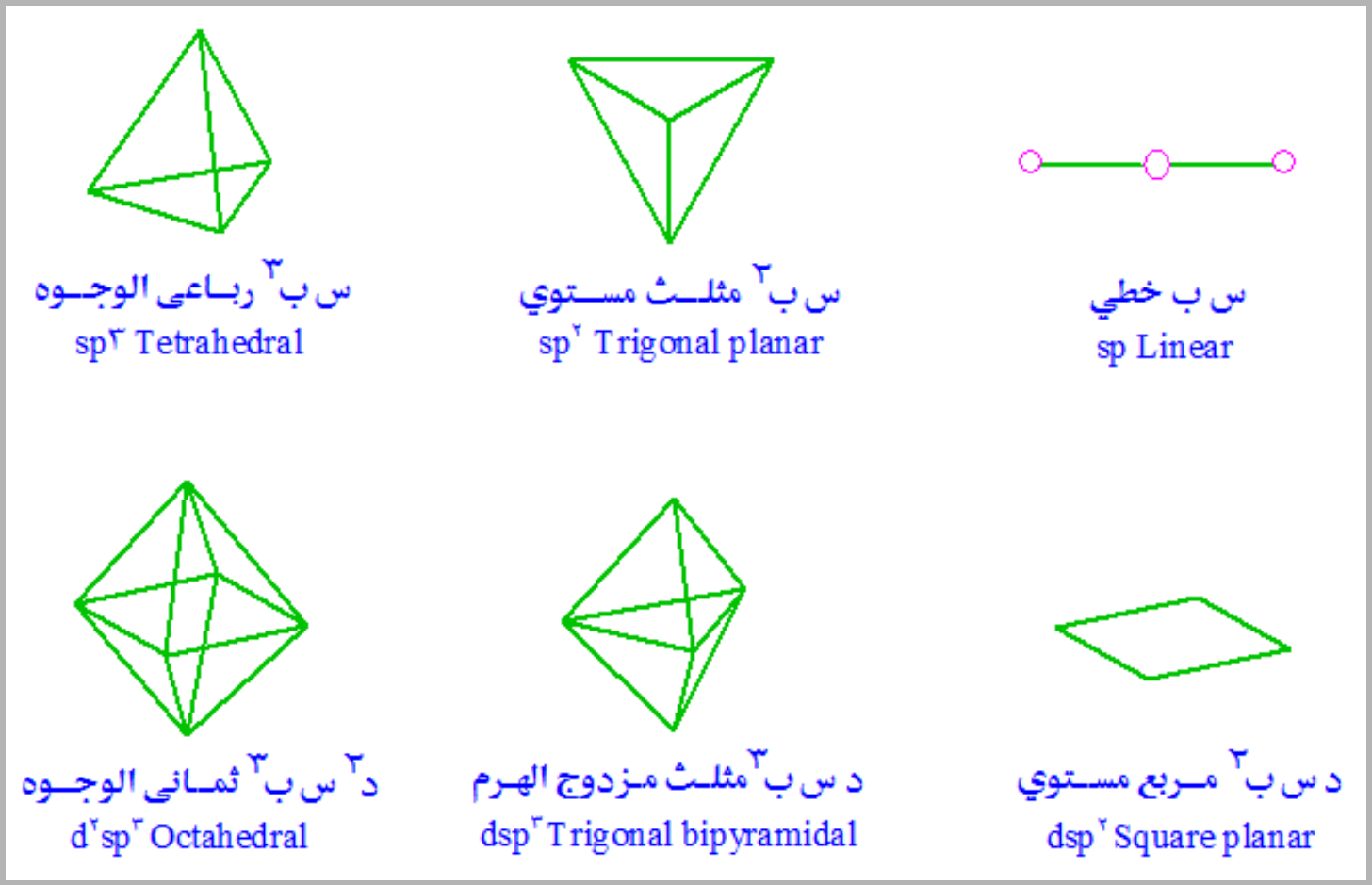
جدول[1]: طرائق التهجين وأشكاله وزواياه

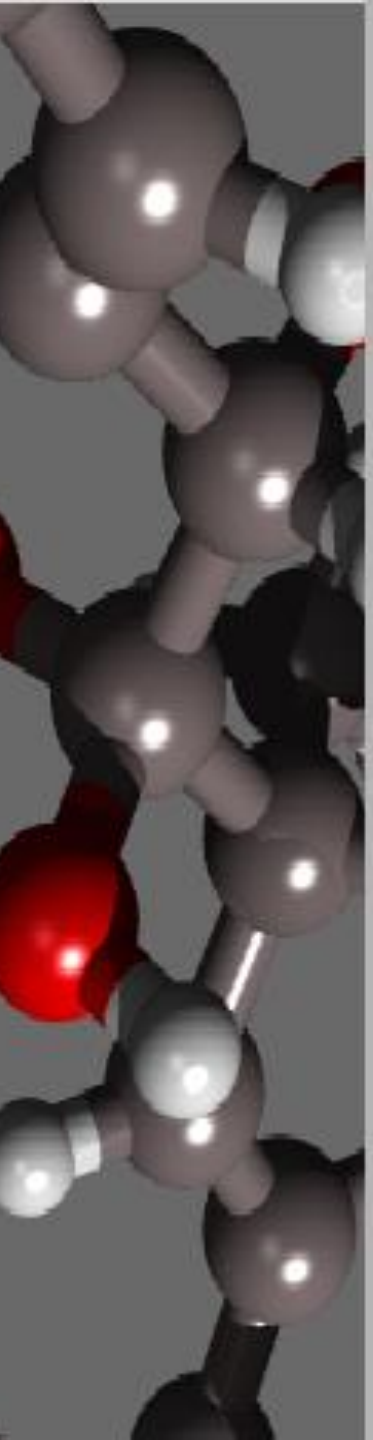
الهجين	الشكل الهندسي	زوايا الروابط	الرسم الفراغي
س ب	خطي	١٨٠°	
س ب$_2$	مثلث مستوي	١٢٠	
س ب$_3$	رباعي الوجوه	١٠٩,٢٨	
د س ب$_3$	مثلث مزدوج الهرم أو مربع هرمي	٩٠°, ١٢٠°, ٩٠°, ٩٠°	
د^2 س ب$_3$	ثماني الوجوه	٩٠°	
د س ب$_2$	مربع مستوي	٩٠°	

أ.د. عمر الزين



الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals

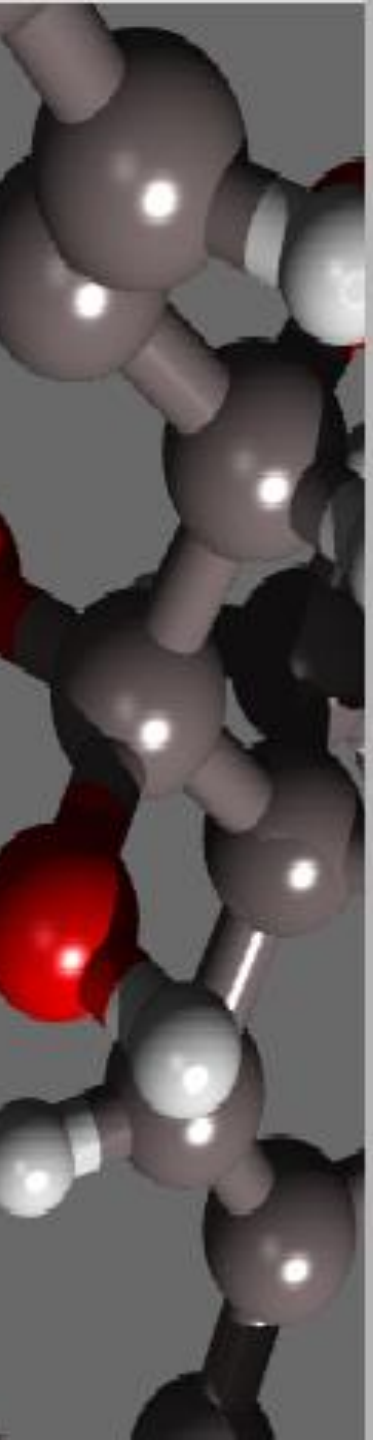




الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals

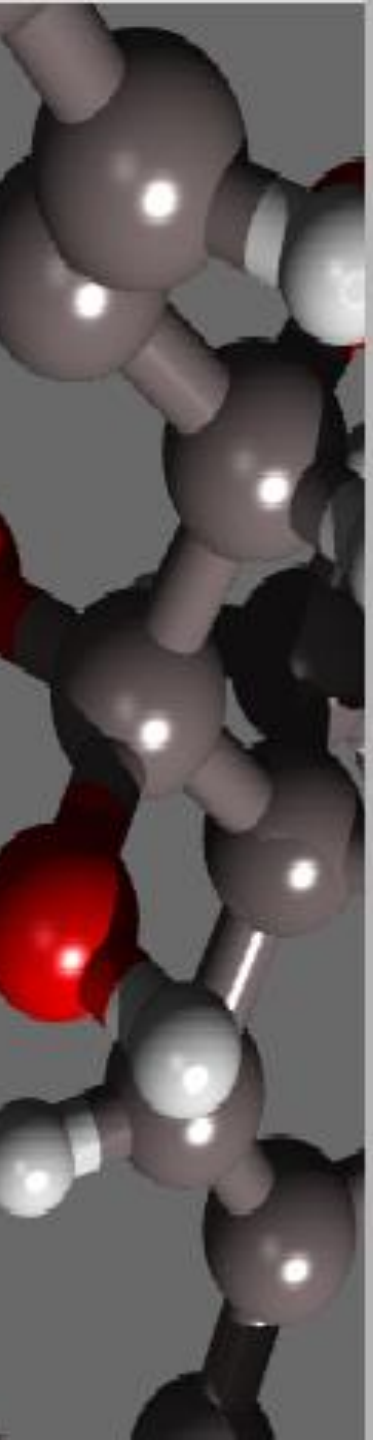
- يمكن ترتيب قدرة الأفلاك المهجنة على التداخل بالترتيب التنازلي:

س ب > س $ب^2$ > س $ب^3$ >> ب



الأفلاك المهجنة
Hybrid Orbitals

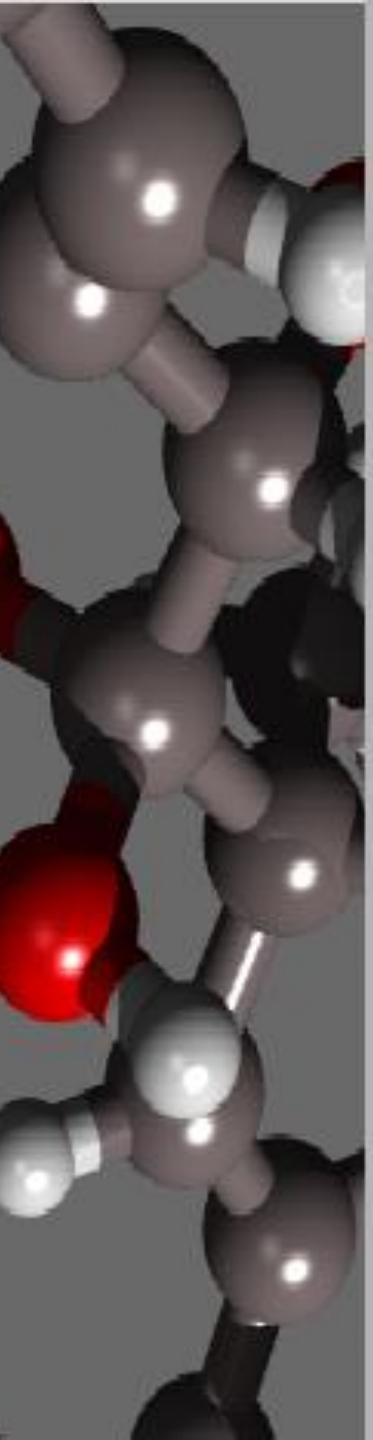
- نتيجة لذلك فإن الرابطة للمركب (ك$_2$ يد$_2$) أكثر حامضية من (ك$_2$ يد$_6$ ل):
  - أن السالبية الكهربية للهجين (س ب) جعلت الهيدروجين أكثر إيجابية
  - مما سهل أمر انفصاله على هيئة دالف موجب (يد$^+$ H^+)
  - الأمر الذي أعطى الأستلين (ك$_2$ يد$_2$ C_2H_2) القدرة على تكوين أملاح مثل: (ف$_2$ك$_2$ Ag_2C_2)
  - بينما (ك$_2$ يد$_6$ C_2H_6) لا يستطيع تكوين مثل تلك الأملاح



نظرية تنافر أزواج كهيربات غلاف التكافؤ

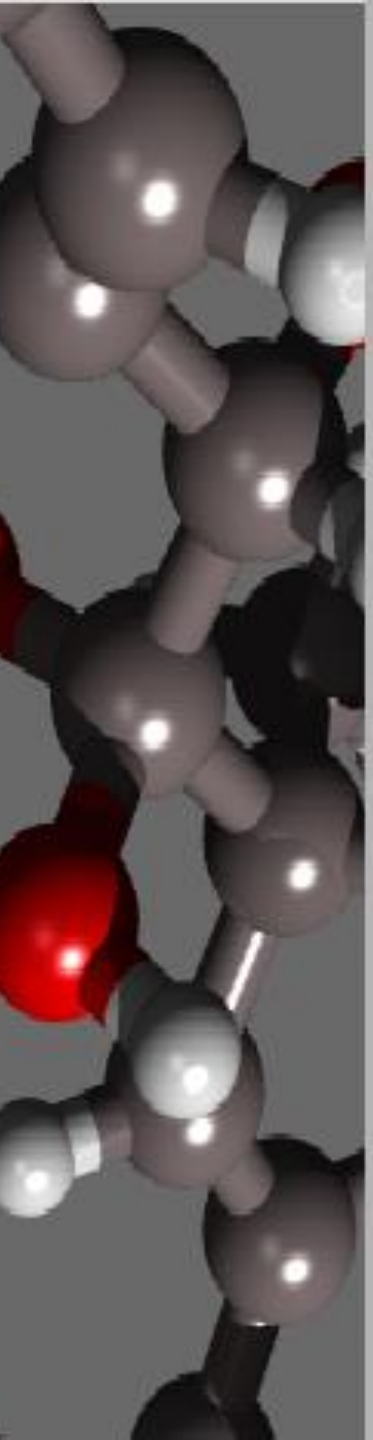
Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory (VSEPR)

أ.د. عمر الزين



نظرية تنافر أزواج كهيربات غلاف التكافؤ (VSEPR)

- تَمُدُّنا نظرية تنافر أزواج كهيربات غلاف التكافؤ (VSEPR) بقواعد وطرق استنتاج أشكال الجزيئات بطريقة صحيحة
- تعتمد هذه النظرية (كما هو واضح من اسمها) على حقيقة مفادها أن:
  - التنافر بين كهيربات الجزيء هي الأساس الذي يجعل الجزيء يأخذ شكل دون شكل آخر
  - يأخذ التركيب الهندسي شكلا معينا حتى يخفف من حدة التنافر بين الكهيربات سواء أكانت هذه الكهيربات مشاركة في تكوين رابطة أم كانت أزواجا حرة



نظرية تنافر أزواج كهيربات غلاف التكافؤ (VSEPR)

- يمكن إيجاز قواعد هذه النظرية فيما يلي:

1- أزواج الكهيربات بغلاف التكافؤ لذرة ما تلعب دورا فراغيا مهما وأن التنافر بين تلك الأزواج يحدد شكل الجزيء

2- شدة التنافر بين أزواج الكهيربات تقل تتابعيا:

زوج حر- زوج حر (زح-زح) >

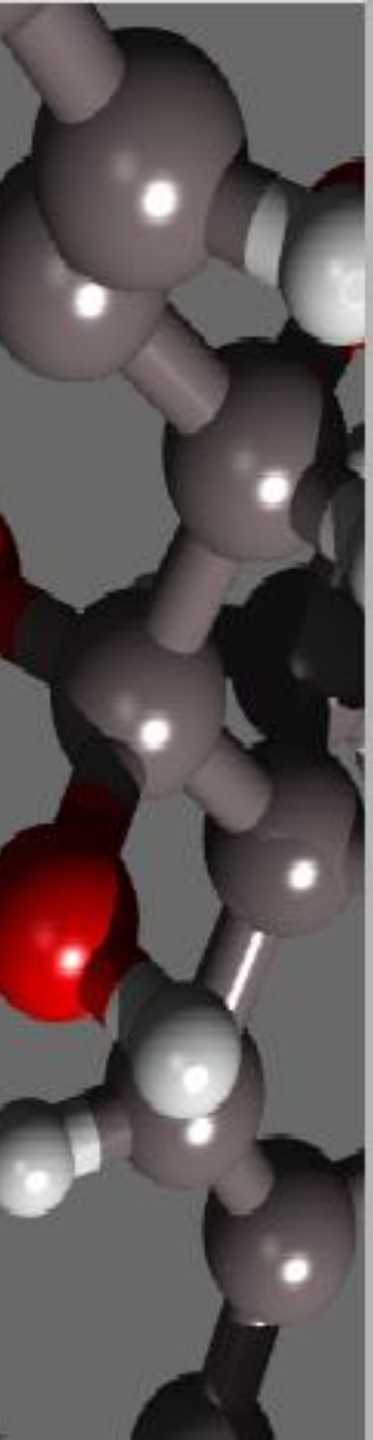
زوج حر- زوج رابط (زح-زر) >

زوج رابط - زوج رابط (زر-زر)

3- شدة التنافر بين أزواج الكهيربات الرابطة للجزيء (أ ب) تعتمد على:

- الفرق في السالبية الكهربية بين ← أ ، ب
- ودائما ما تقل كلما زادت السالبية الكهربية لِـ ← ب

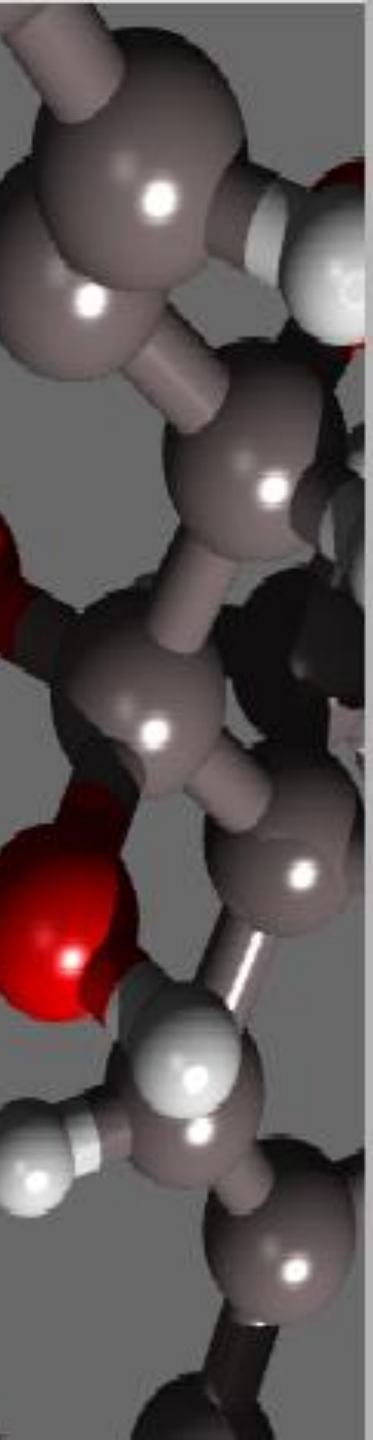
أ.د. عمر الزين



مثال:

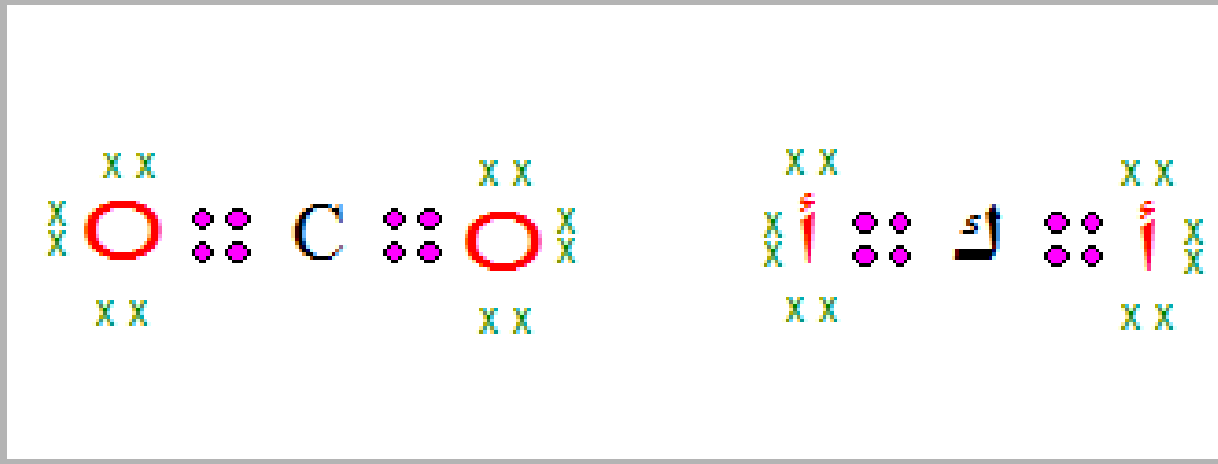
غاز ثاني أكسيد الفحم (ك أ$_2$ CO_2)

- إذا نظرنا إلى هذا الغاز ثاني لوجدنا:
  - هناك موقعين للترابط وكل موقع منهما تحتله رابطة مضاعفة
  - هذه الرابطة المضاعفة يجب أن يكون موقعها بين الذرة المركزية (الفحم) وذرة الأكسجين
  - تتوقع نظرية تنافر أزواج كهيربات غلاف التكافؤ أن الشكل الخطي (180^o) هو أنسب شكل هندسي لهذا الجزيء (وأمثاله) ليخفف من حدة التنافر بين الكهيربات



مثال:

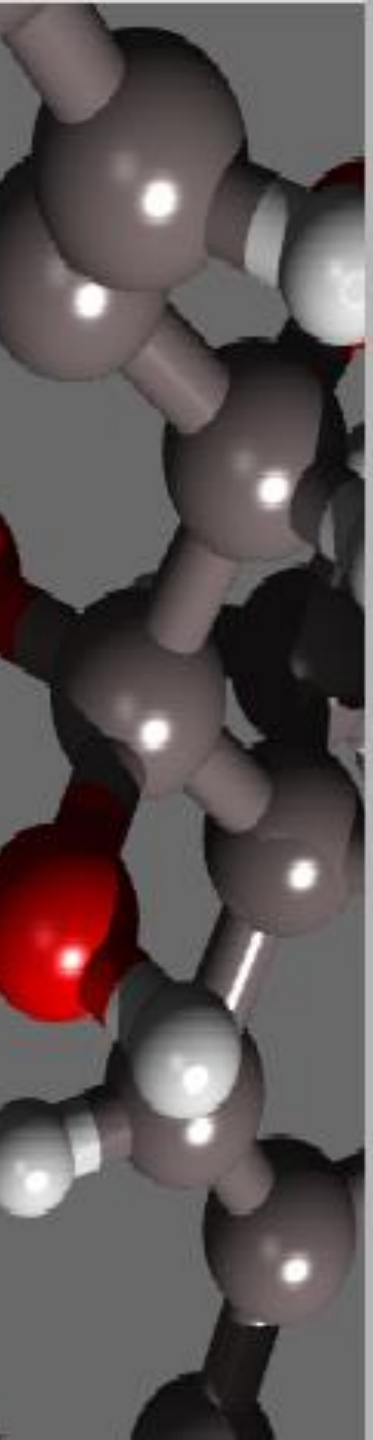
غاز ثاني أكسيد الفحم (ك أ$_2$ CO_2)



مثال:

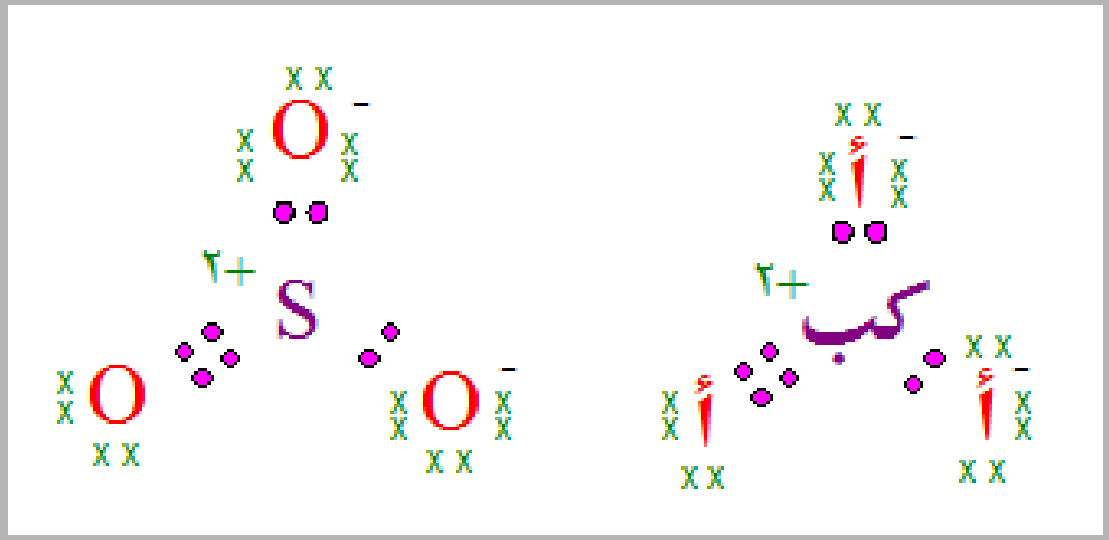
ذرة الكبريت بجزيء (كب أ$_3$ SO_3)

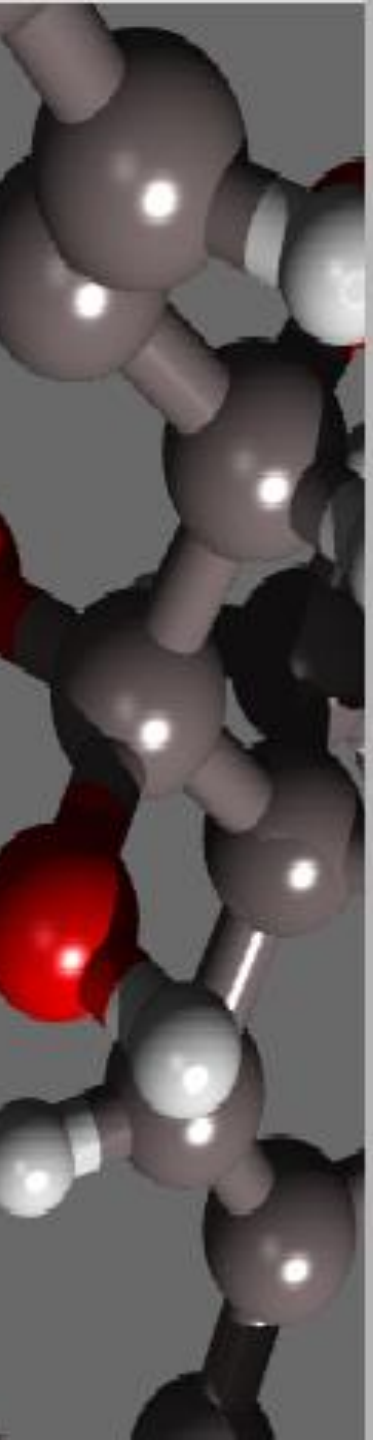
- كما تتوقع هذه النظرية لذرات الأكسجين الثلاث المحيطة بذرة الكبريت المركزية بجزيء (كب أ$_3$ SO_3):
  - أن تحتل رؤوس مثلث متساوي الساقين
  - مما يجعل الزاوية بين ذرات الأكسجين 120 º
- وهكذا نرى أن التخفيف من حدة التنافر هو أساس اختيار الجزيء لشكل هندسي معين



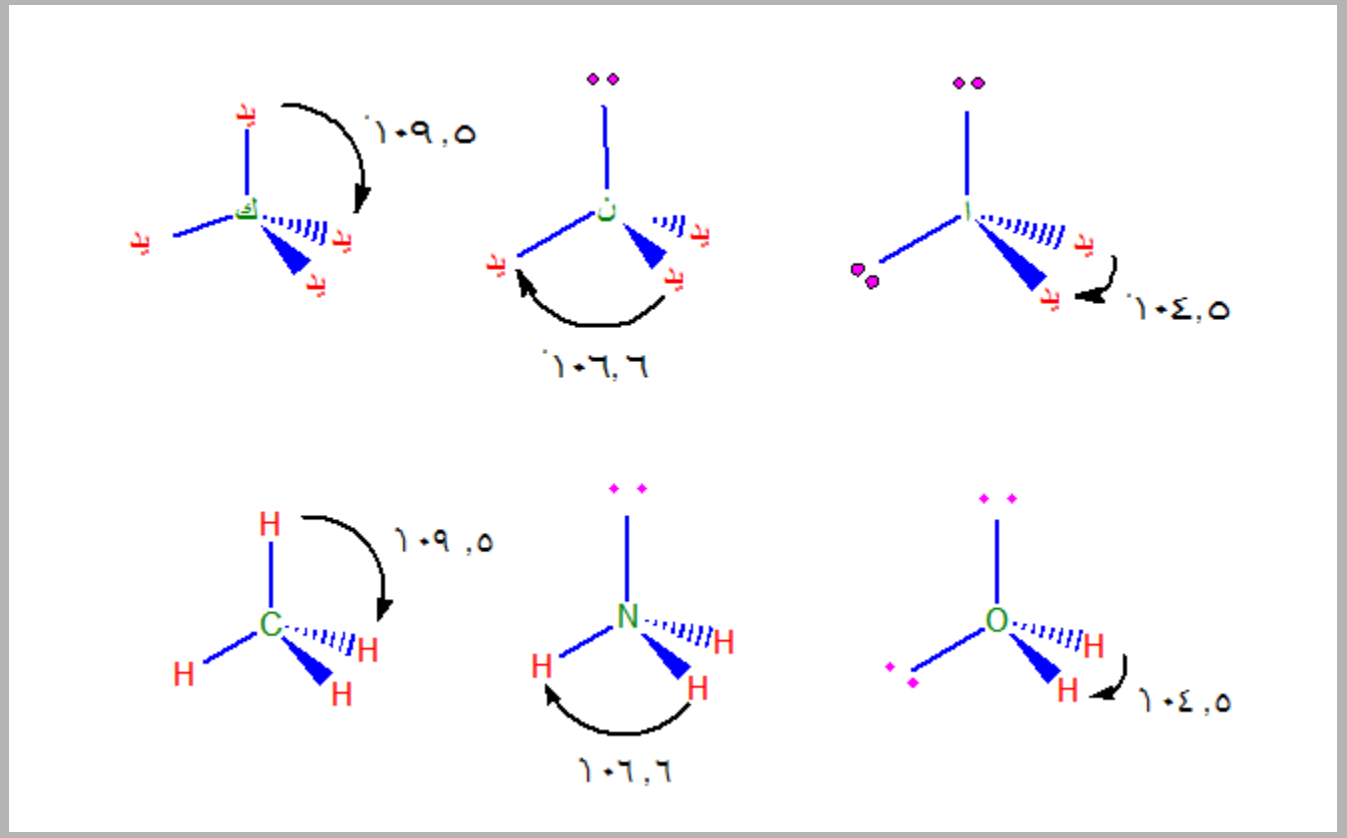
مثال:

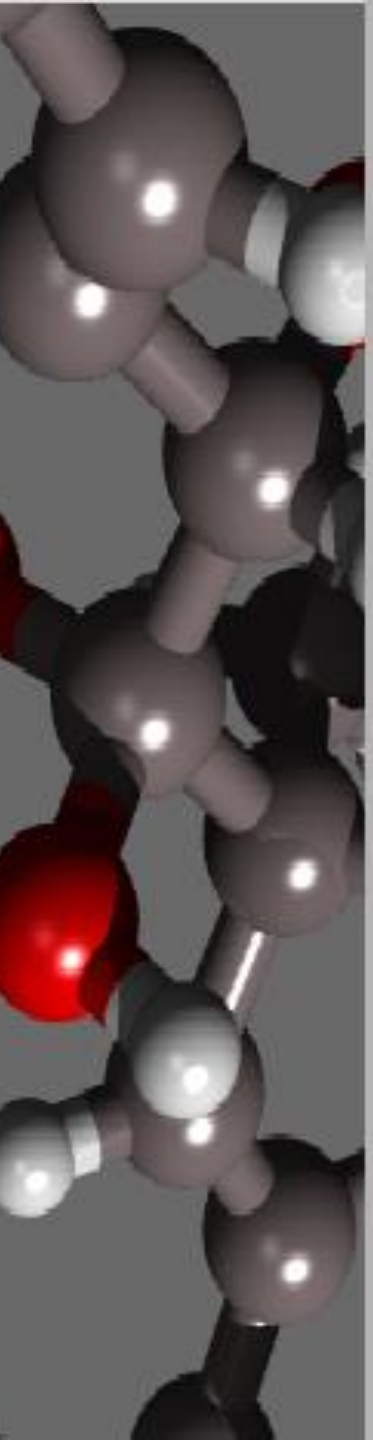
ذرة الكبريت بجزيء (SO_3 كب أ$_3$)





مثال:



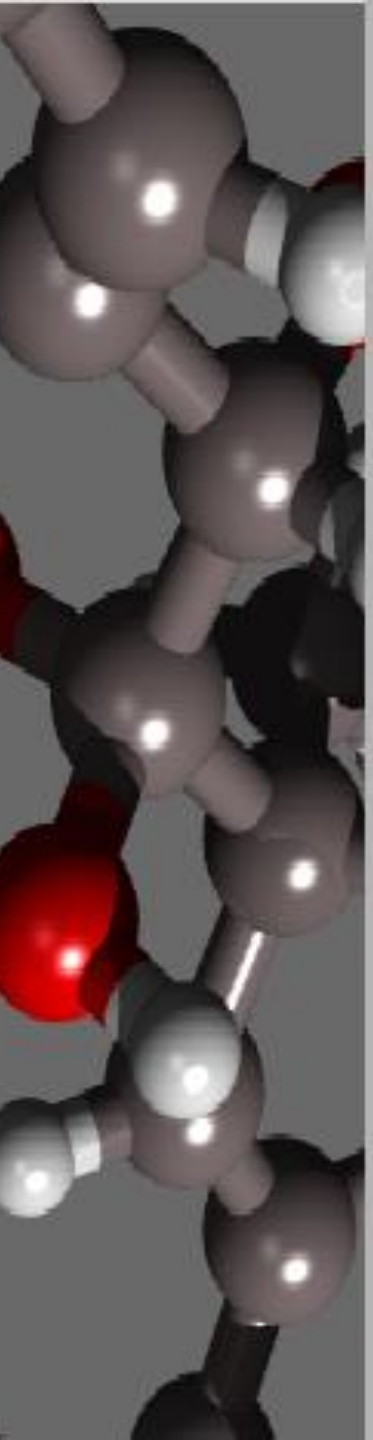


العلاقة بين زوايا الروابط و الحجم الذري

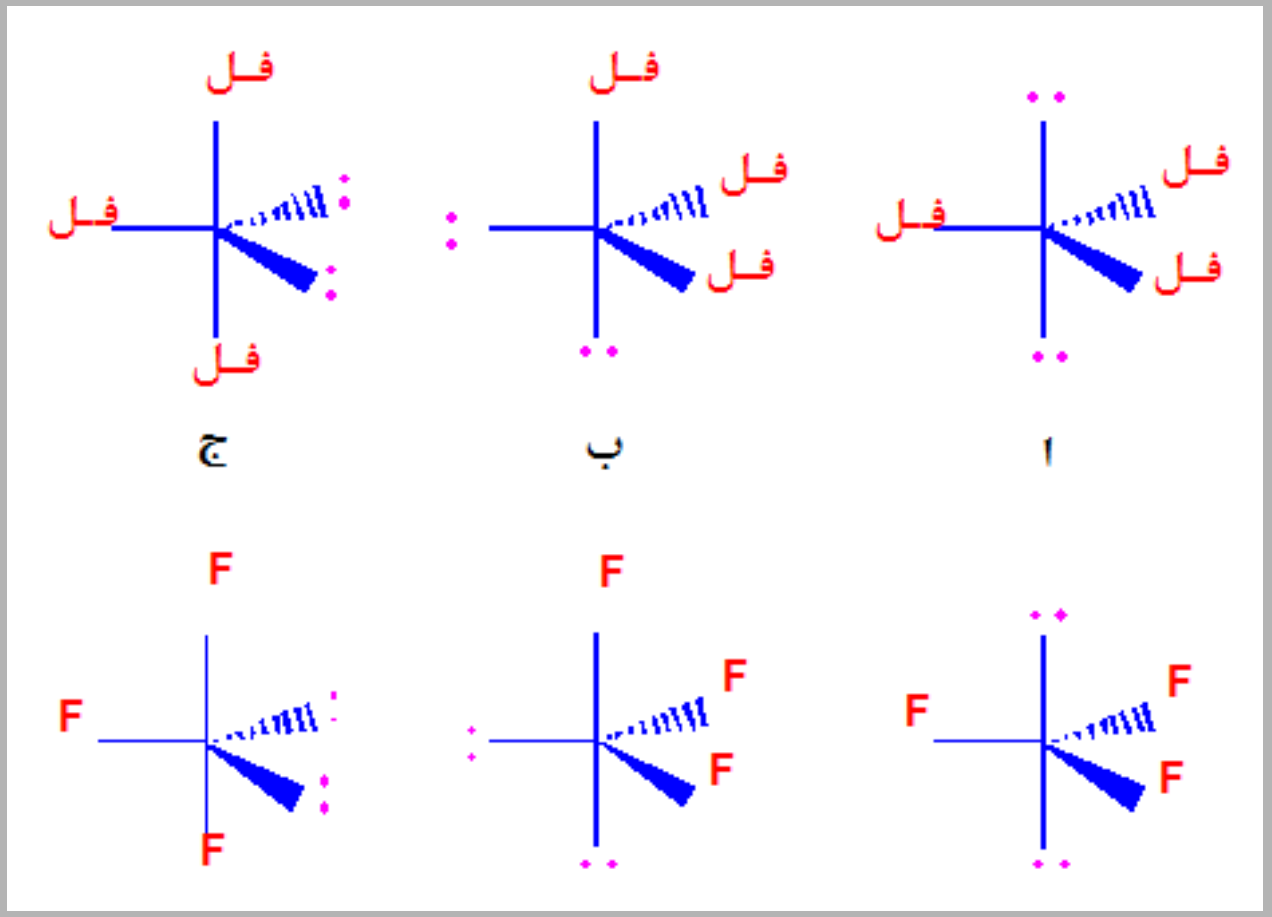
الجدول ٢: يبين العلاقة بين زوايا الروابط والحجم الذري

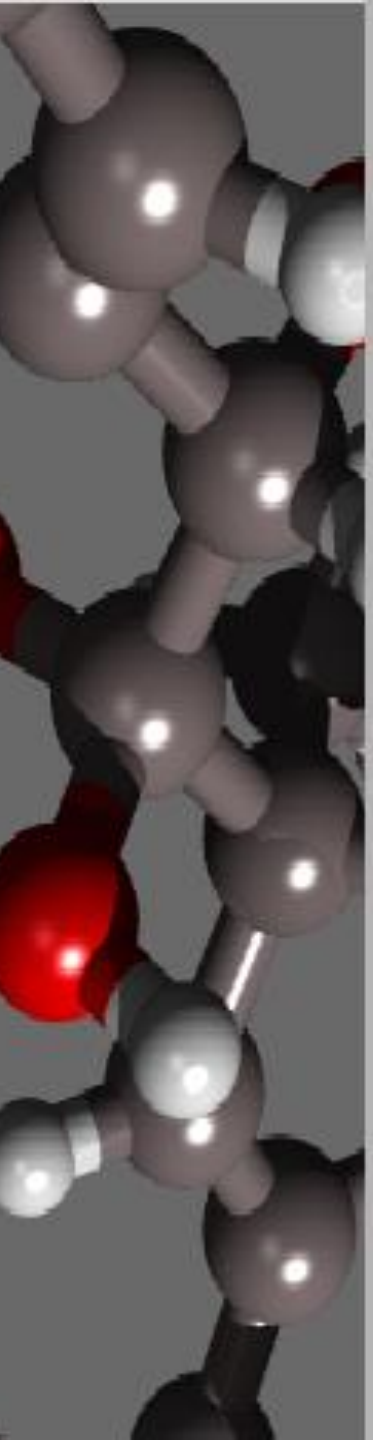
الذرة المركزية	مقدار الزوايا للذرات المحيطة بالذرة المركزية أ ب٣ (عدا مجموعة الأكسجين أ ب٢)				
	يد	فل	كل	بر	ي
أ	١٠٤،٥	١٠٣،٣			
كب	٩٢	٩٨	١٠٠		
ن	١٠٦،٦	١٠٢،٢	١٠٦،٨		
فو	٩٣،٨	٩٧،٨	١٠٠،٣	١٠١	١٠٢
ز	٩١،٨	٩٦،٢	٩٧،٧	٩٧،٧	٩٩،٧
إن	٩١،٣	٨٧،٣	٩٧،٢	٩٨	٩٩،١

أ.د. عمر الزين



أمثلة

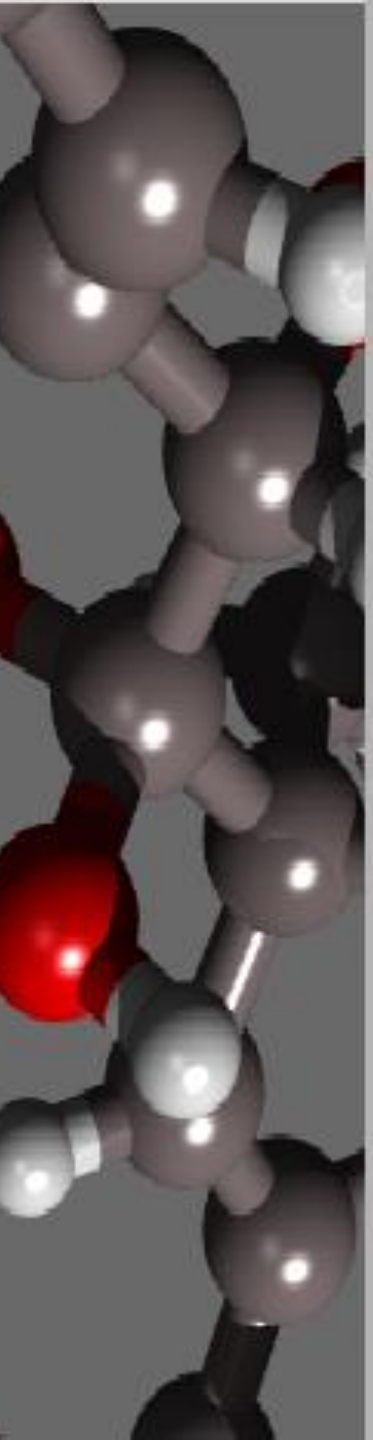




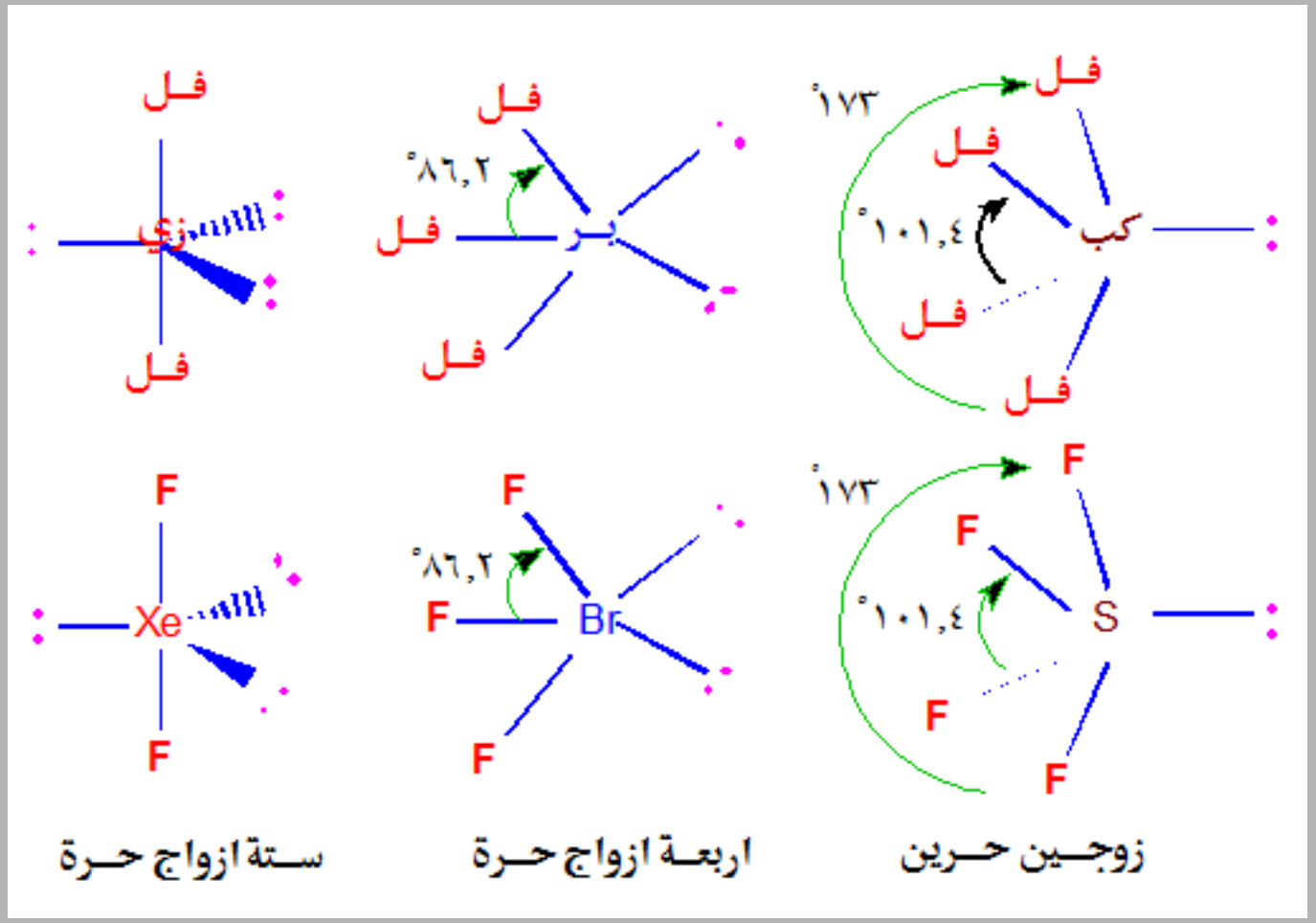
أمثلة

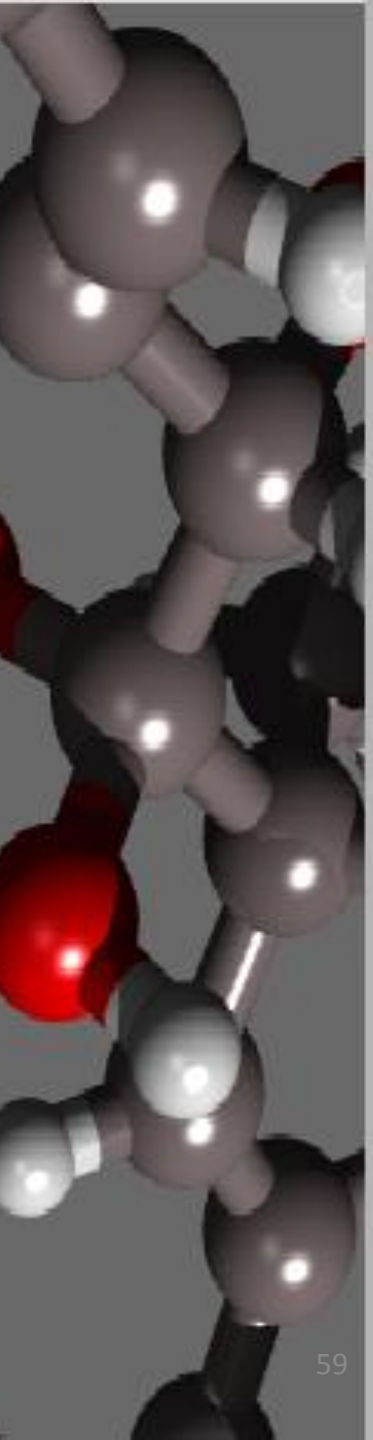
زوايا التراكيب المختلفة لجزيء كل فل$_3$ ClF_3

أ	ب	ج
زح–زح ١ × ١٨٠°	١ × ٩٠°	١ × ١٢٠°
زح–زر ٦ × ٩٠°	٣ × ٩٠° ٢ × ١٢٠° ١ × ١٨٠°	١ × ٩٠° ٢ × ١٢٠°
زر–زر ٣ × ١٢٠°	٢ × ٩٠° ١ × ١٢٠°	٢ × ٩٠° ١ × ١٨٠°



أمثلة

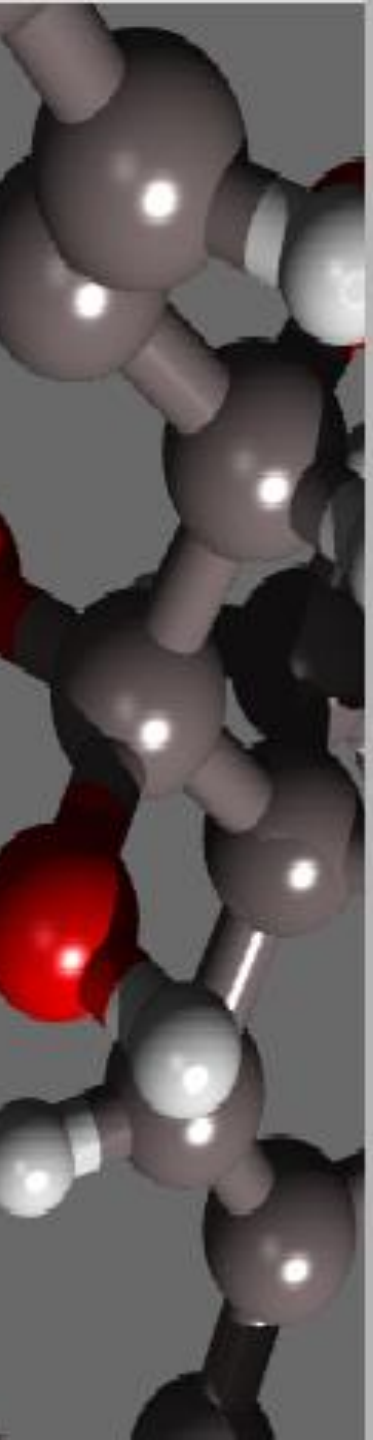

فـل
فـل
١٧٣°
فـل
١٠١,٤°
كب
فـل
فـل
فـل
فـل
٨٦,٢°
فـل
بـر
فـل
فـل
F
F
١٧٣°
F
١٠١,٤°
S
F
F
F
٨٦,٢°
F
Br
F
F
F
Xe
F
زوجـين حـرين
اربعـة ازواج حـرة
سـتة ازواج حـرة



الروابط المضاعفة

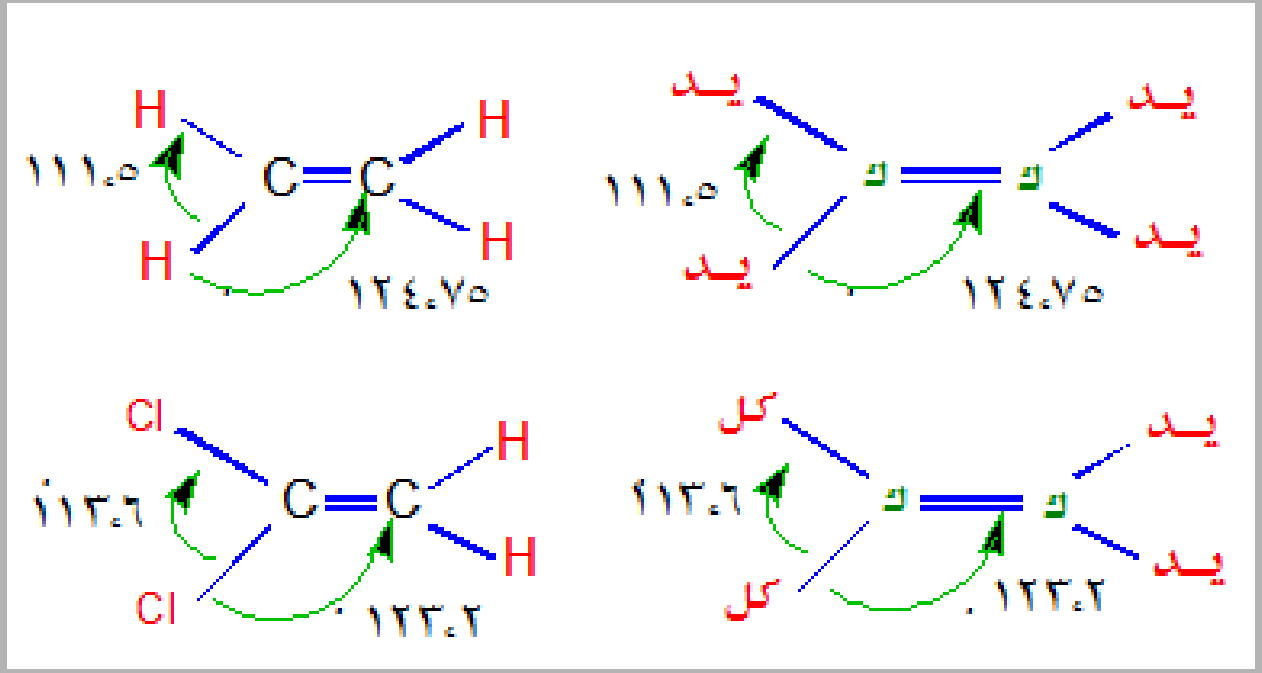
Multiple Bonds

أ.د. عمر الزين

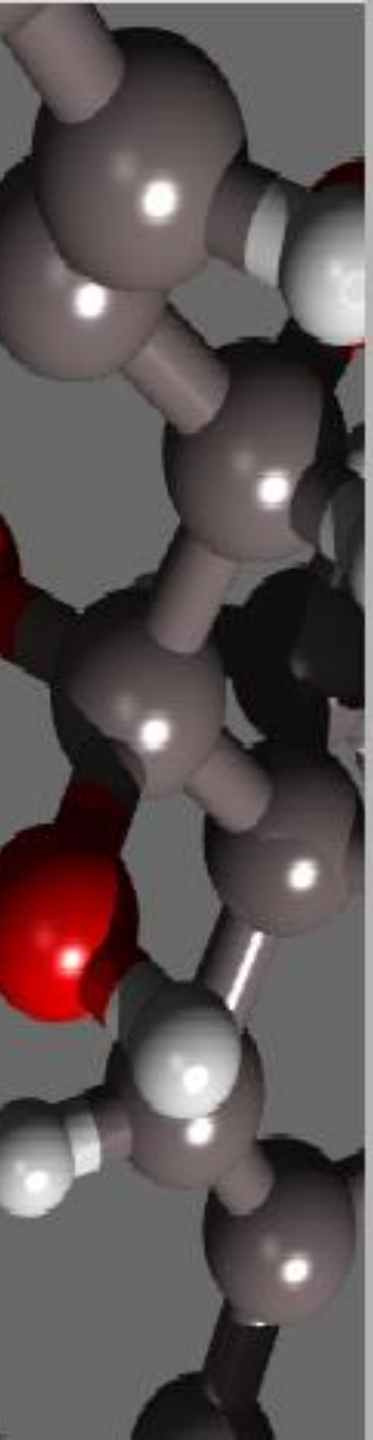


الروابط المضاعفة

Multiple Bonds

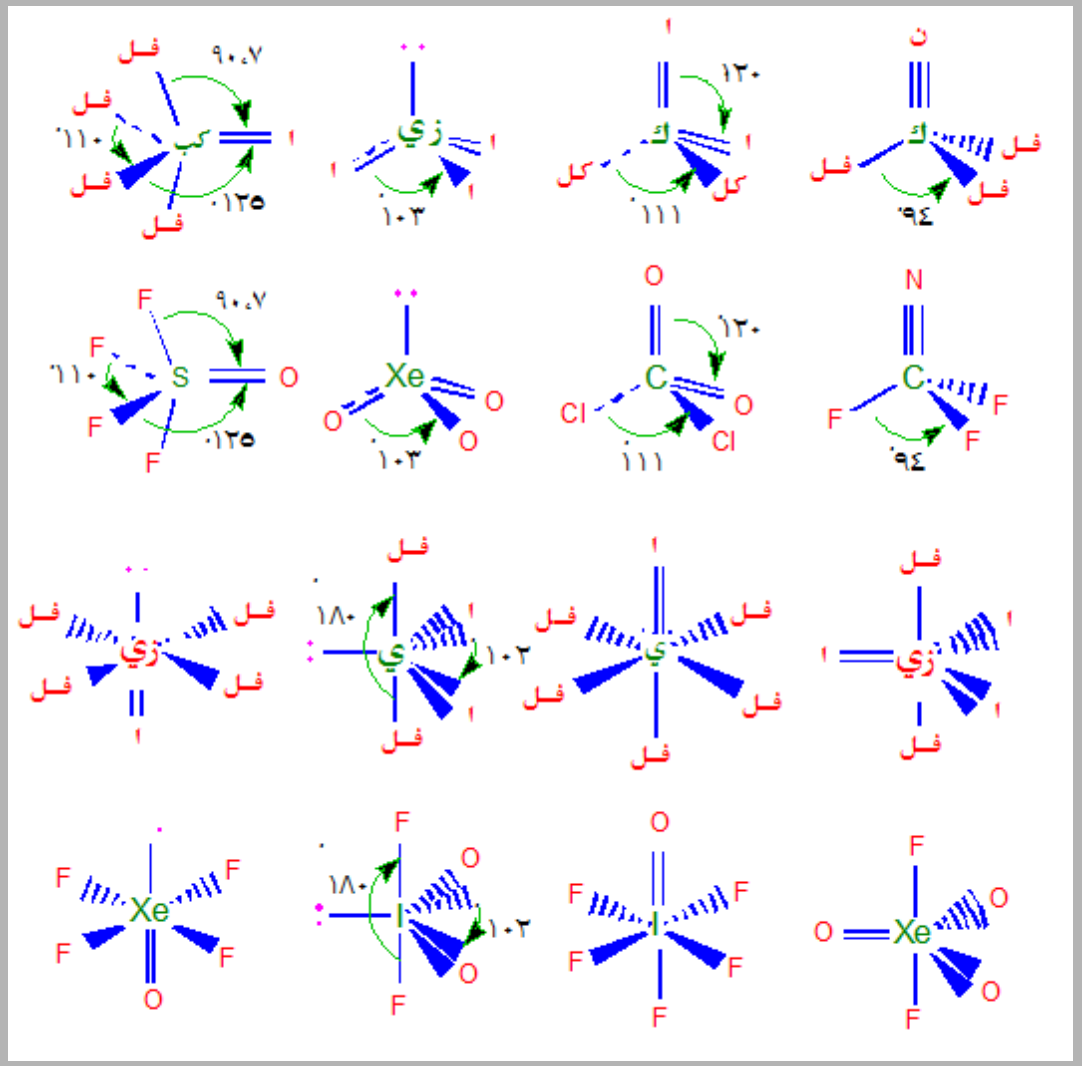


أ.د. عمر الزين

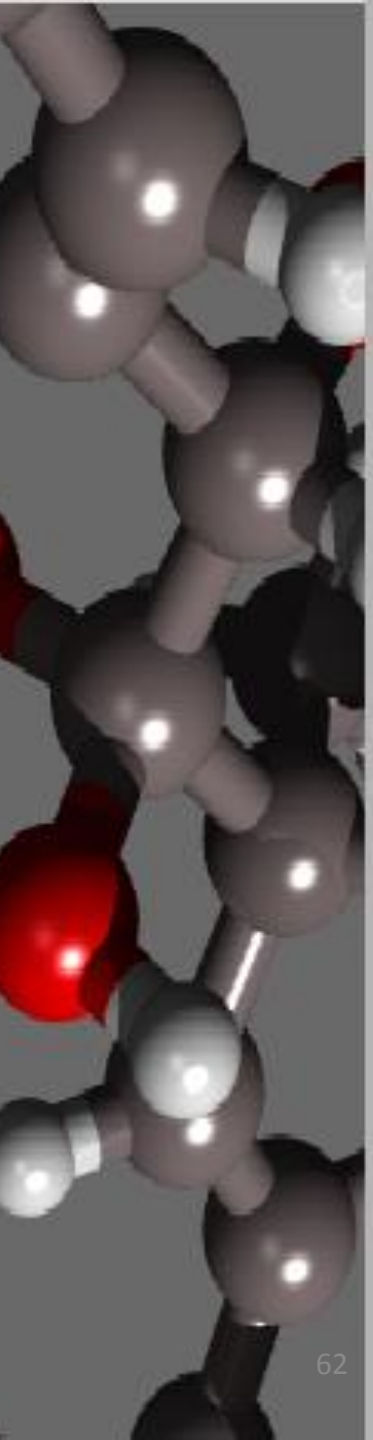


الروابط المضاعفة

Multiple Bonds

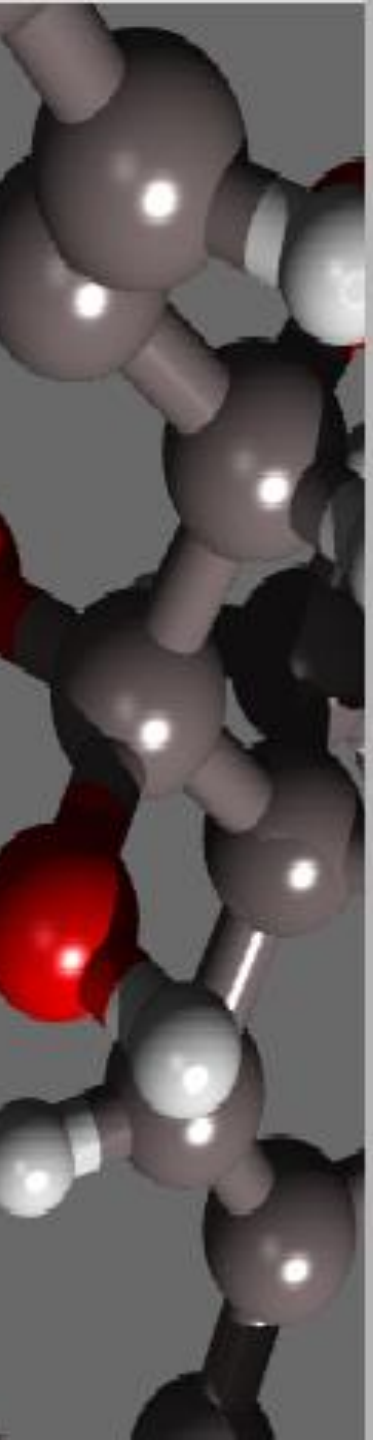


أ.د. عمر الزين



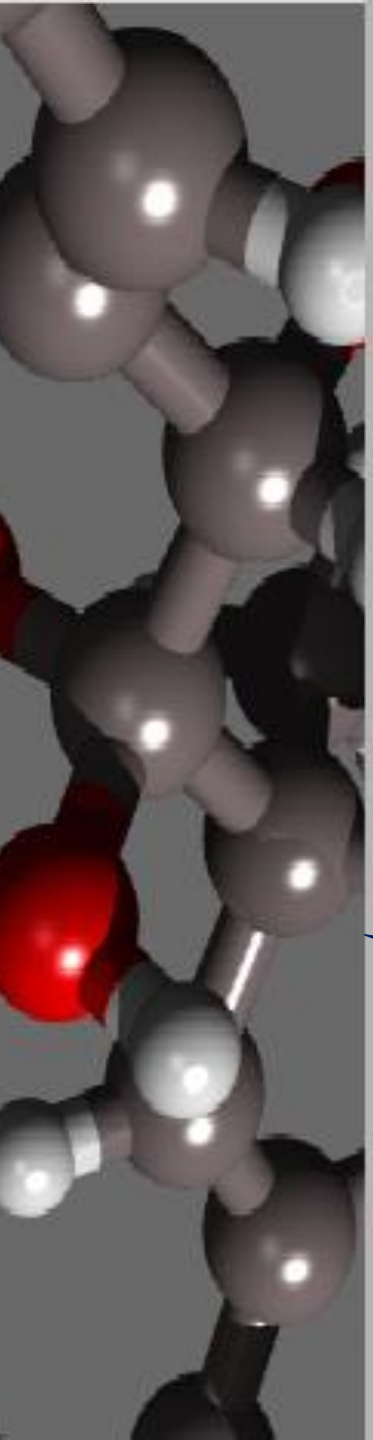
الروابط القطبية
Polar Bonds

أ.د. عمر الزين



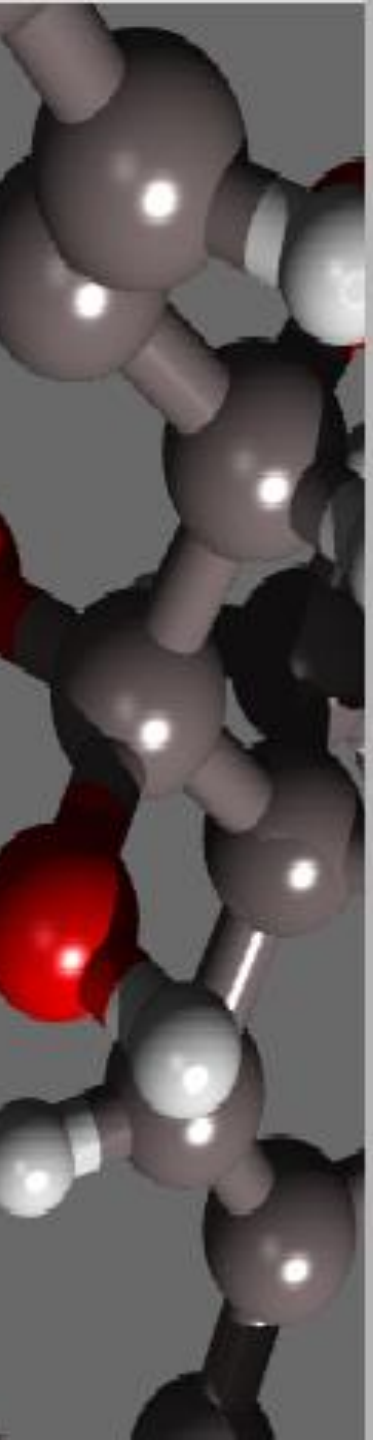
الروابط القطبية
Polar Bonds

- عندما تكون الرابطة التساهمية بين ذرتين مختلفتين:
  - فإنه يجب أن يكون هناك اختلافا ولو طفيفا في السالبية الكهربية بينهما
  - لذلك فإن كهيربي الرابطة التساهمية ينجذبان بمقدار قد يصغر أو يكبر إلى إحدى الذرتين دون الأخرى



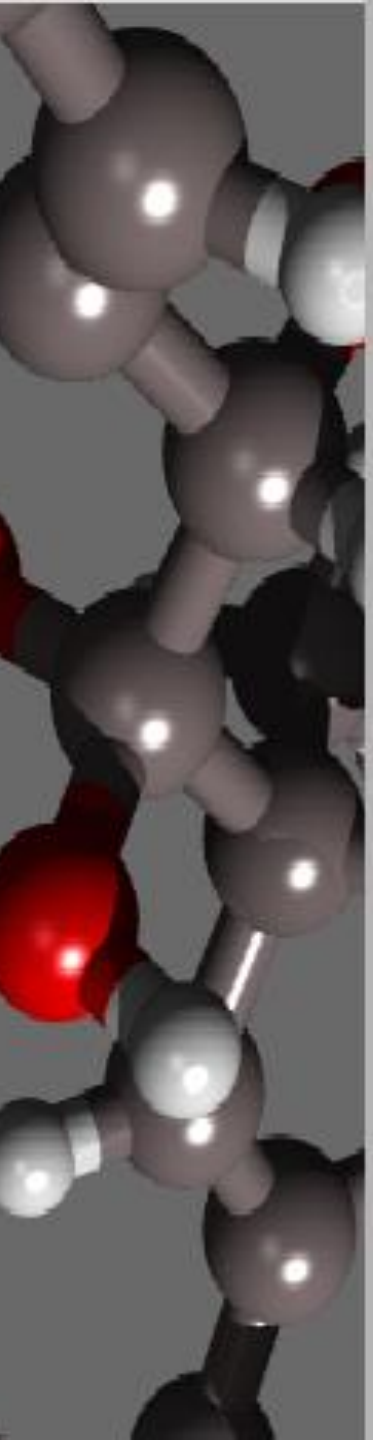
الروابط القطبية
Polar Bonds

- ذرة الكلور في جزيء كلوريد البروم (بر كل BrCl):
  - لها قدرة أكبر على اجتذاب كهيربي الرابطة التساهمية التي بينهما إلى جانبها
  - وعليه فإن السحابة الكهربية تكون أكبر عند طرف الكلور عنه عند طرف البروم
  - وبذلك يصبح طرف الرابطة التساهمية الذي يقع جهة الكلور سالبا مقارنة بالطرف الآخر الذي تقع جهته ذرة البروم والذي يكون موجبا



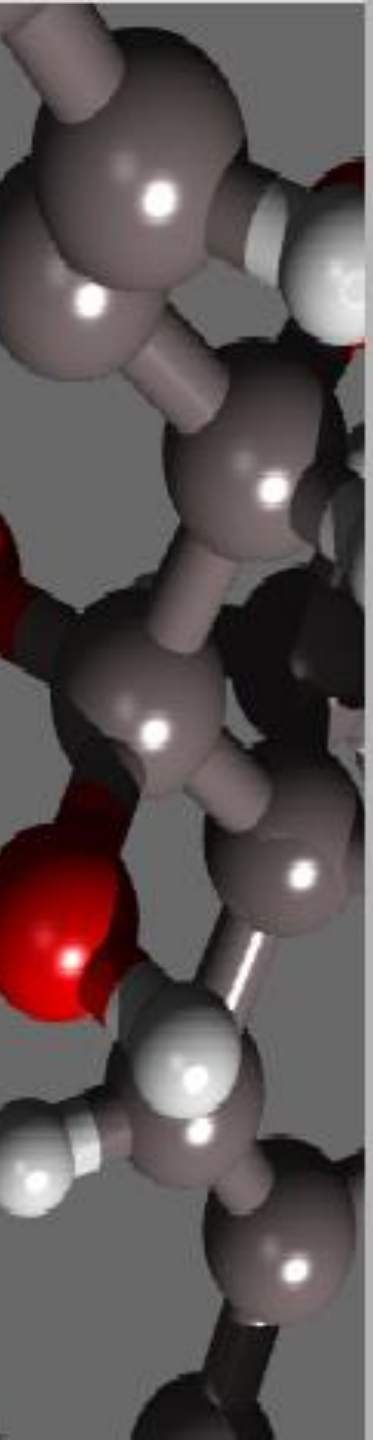
الروابط القطبية
Polar Bonds

- مثل هذه الرابطة التساهمية يطلق عليها اسم الرابطة التساهمية القطبية Polar Covalent Bond
- بما أن الكهيربات لم تنتقل كاملة من ذرة إلى أخرى في مثل هذه الروابط فإن:
  - أيًّا من الذرتين لا تحمل شحنة (+1 أو -1)
  - وإنما يستعاض عن ذلك بالرمز:
    - δ^+ على الطرف الموجب
    - δ^- على الطرف السالب



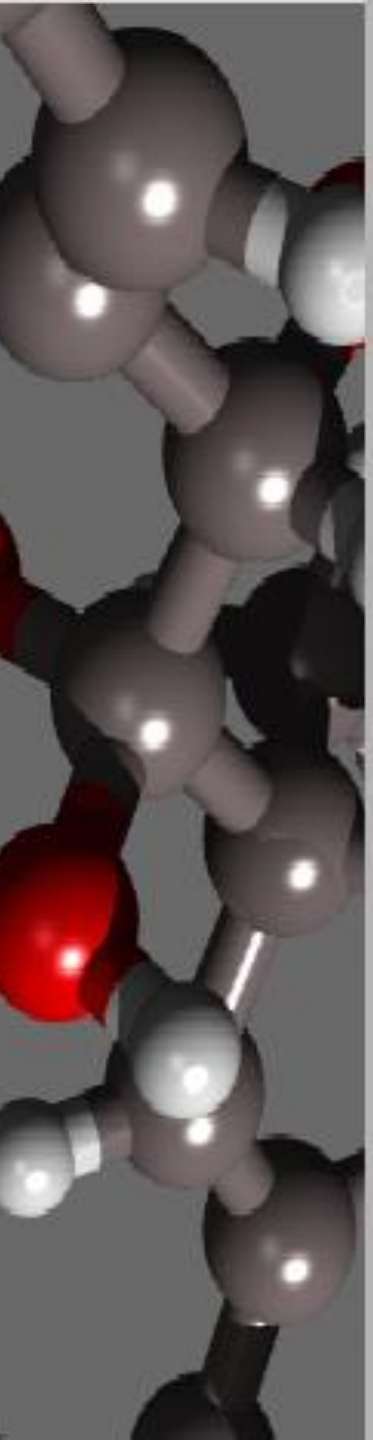
الروابط القطبية
Polar Bonds

- كثيرا من الخواص الطبيعية للمركبات تنعكس نتيجة تأثير قطبيتها عليها مثل:
  - درجة الانصهار Melting Point
  - والتوتر السطحي Surface Tension
  - وطاقة التبخر Heat of Vaporization
  - وطاقة الرابطة Bond Energy
  - وغير ذلك



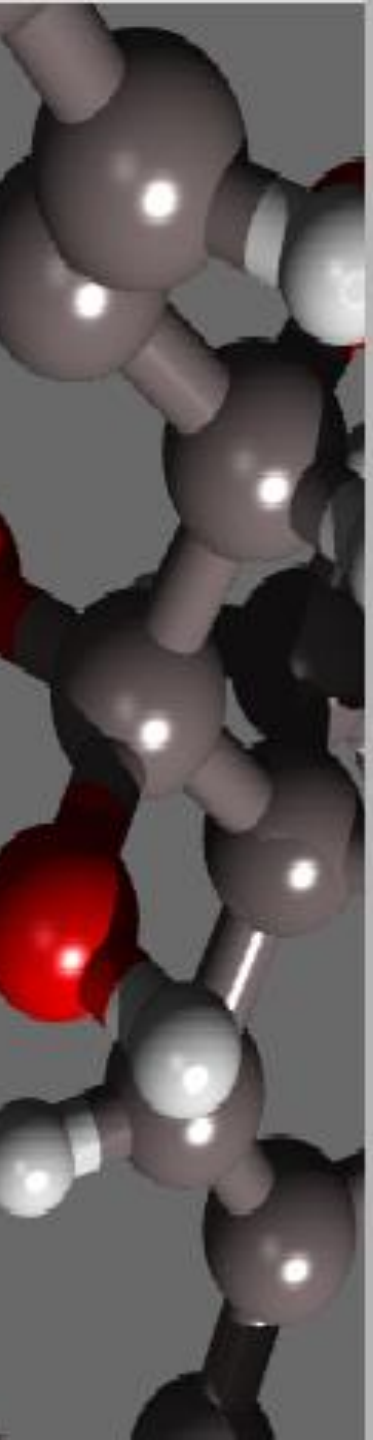
الروابط القطبية
Polar Bonds

- لا يمكن قياس قطبية الرابطة التساهمية بطريقة مباشرة وإنما يقاس: ثابت العازل الكهربائي Dielectric Constant
- توضع جزيئات المركب المراد قياس قطبيته في مجال كهربائي، فإذا كانت الجزيئات قطبية فإنها توجه نفسها بحيث يتجه شقها الموجب جهة القطب السالب وشقها السالب جهة القطب الموجب



الروابط القطبية
Polar Bonds

- يحسب ثابت العزل الكهربائي بقياس الشحنة على الأقطاب أثناء وجود جزيئات المركب بين القطبين ثم تقاس مرة أخرى عندما يفصل بين القطبين فراغا Vacuum
- الجزيئات التي تحتوي على روابط تساهمية قطبية يقال عنها بأن لها: عزما ثنائي القطب Dipole Moment

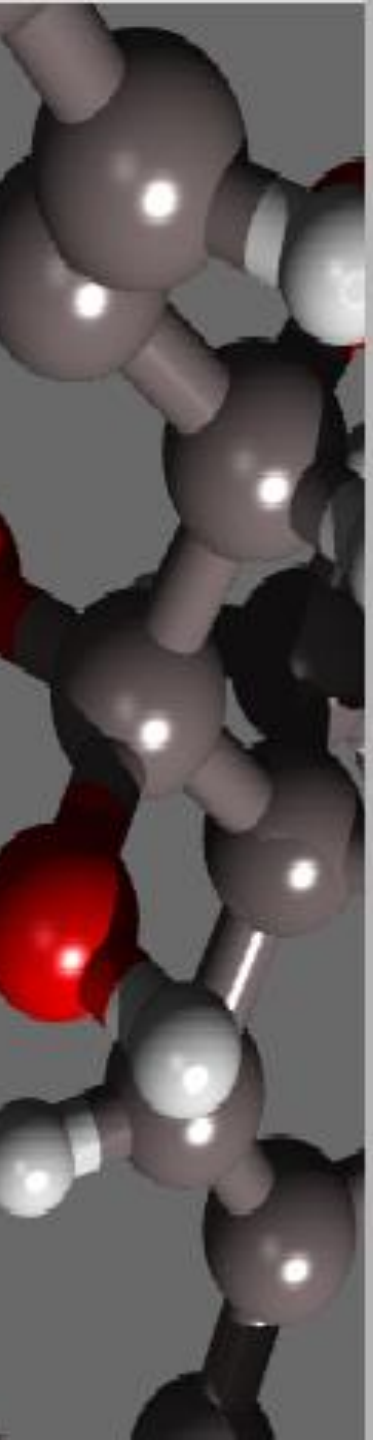


الروابط القطبية
Polar Bonds

- عزم ثنائي القطب (ع ق) تعريفه:
  - بأنه حاصل ضرب المسافة (م) التي تفصل شحنتين متساويتين ومختلفتين في الإشارة
  - بشحنة أحد القطبين (ش)

ع ق = ش × م

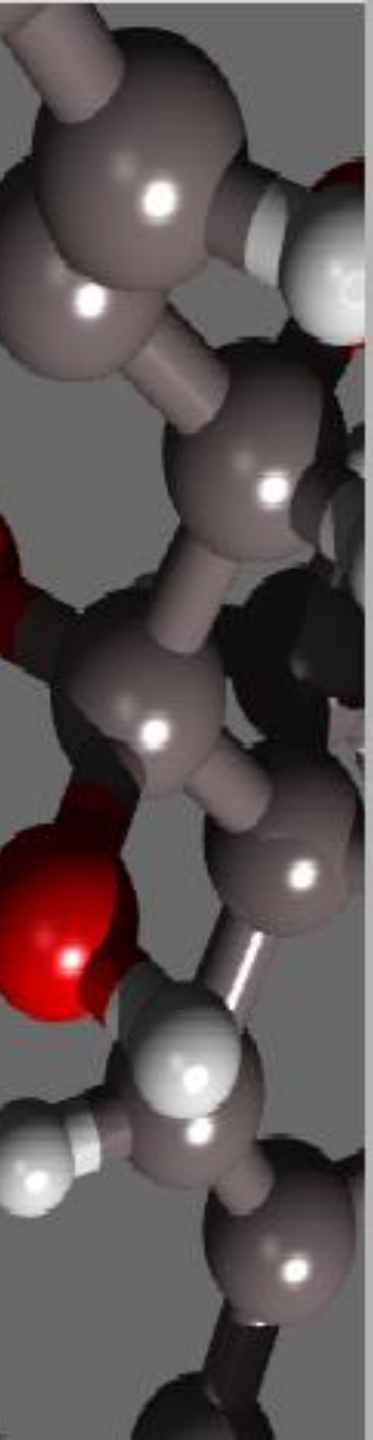
$$\mu = Q\ r$$



مثال:

جزيء كلوريد الهيدروجين (يد كل HCl)

- الذى تربطه رابطة كهربية Ionic Bond
- دالف الكلور يحمل شحنة سالبة ($كل^{-1}$)
- ودالف الهيدروجين يحمل شحنة موجبة
- وهذه الشحنة تساوي $1,60 \times 10^{-19}$ كولوم
- والمسافة بينهما تساوي 1,27 أنجستروم



مثال:

جزيء كلوريد الهيدروجين (يد كل HCl)

- إذن عزم ثنائي القطب يساوي:

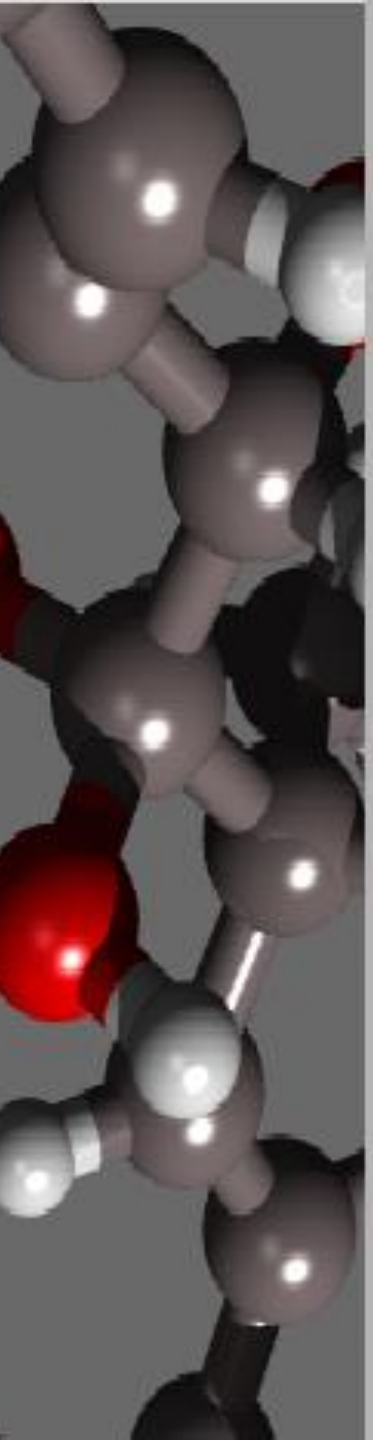
ع ق = (1,60 × 10^{-19} كولوم) × (1,27× 10^{-8} سم)

= 2,03 × 10^{-27} كولوم سم

- إذا كان د D وحدة دبياي Debye تساوي

3,338×10^{-28} كولوم سم:

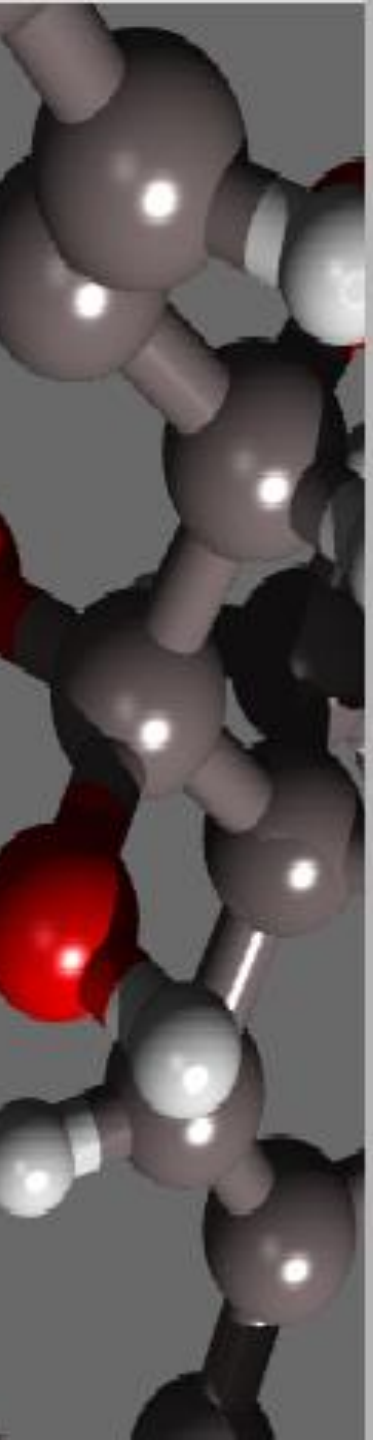
إذن ع ق = 6,10 د



مثال:

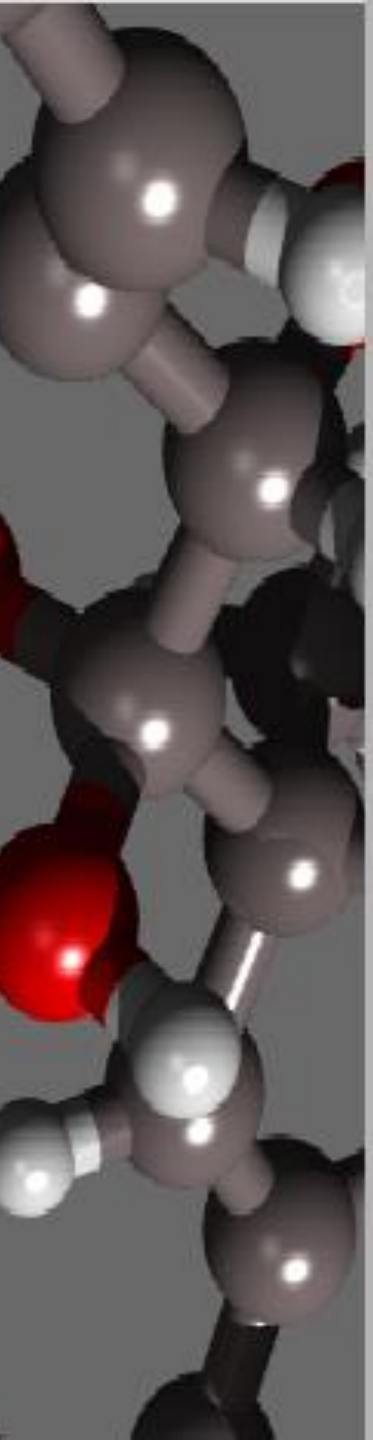
جزيء كلوريد الهيدروجين (يد كل HCl)

- وجِدَ تجريبيا أن عزم ثنائي القطب لكلوريد الهيدروجين يساوي 1,03 د
- بقسمة القيمة التجريبية على القيمة النظرية نحصل على القيمة الفعلية لعزم ثنائي القطب، أي أن الرابطة في جزيء (يد كل HCl) تكون:
  - 17% كهيربية
  - 83% تساهمية

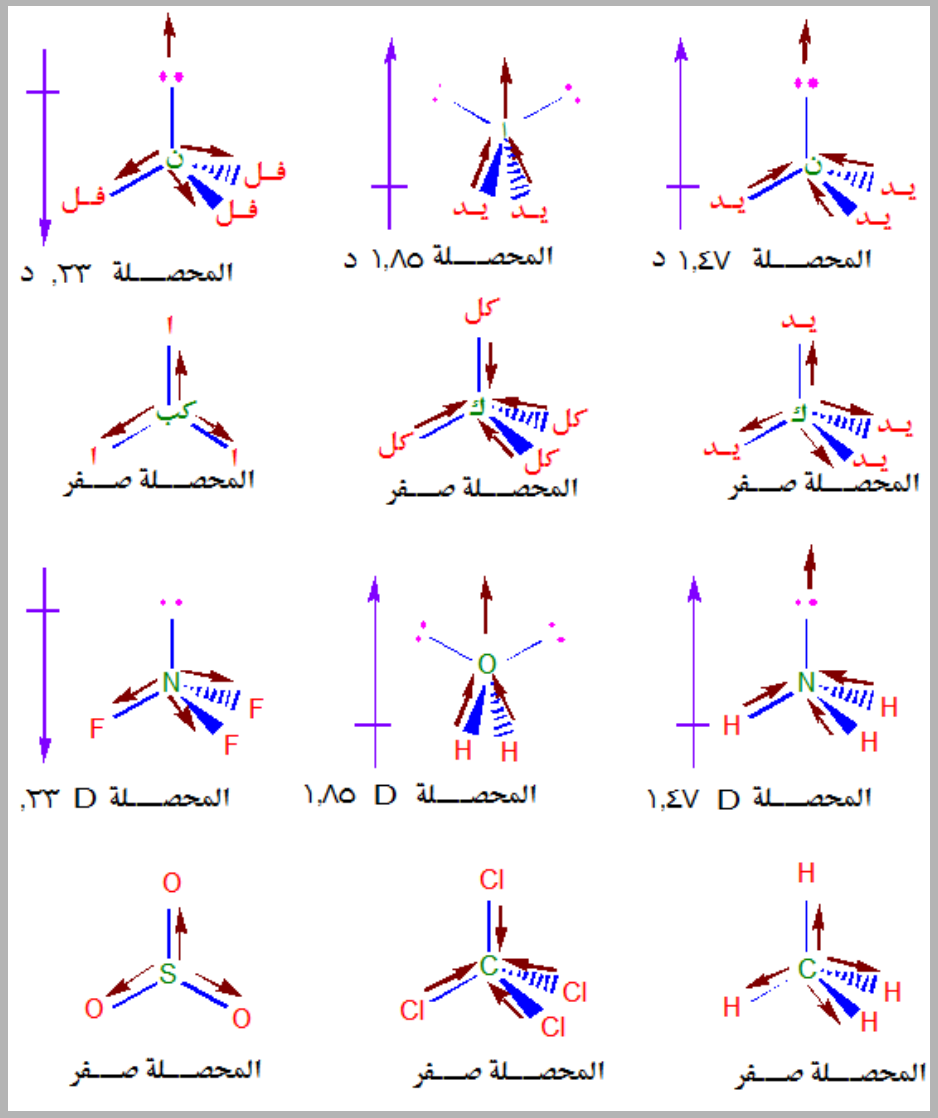


الروابط القطبية
Polar Bonds

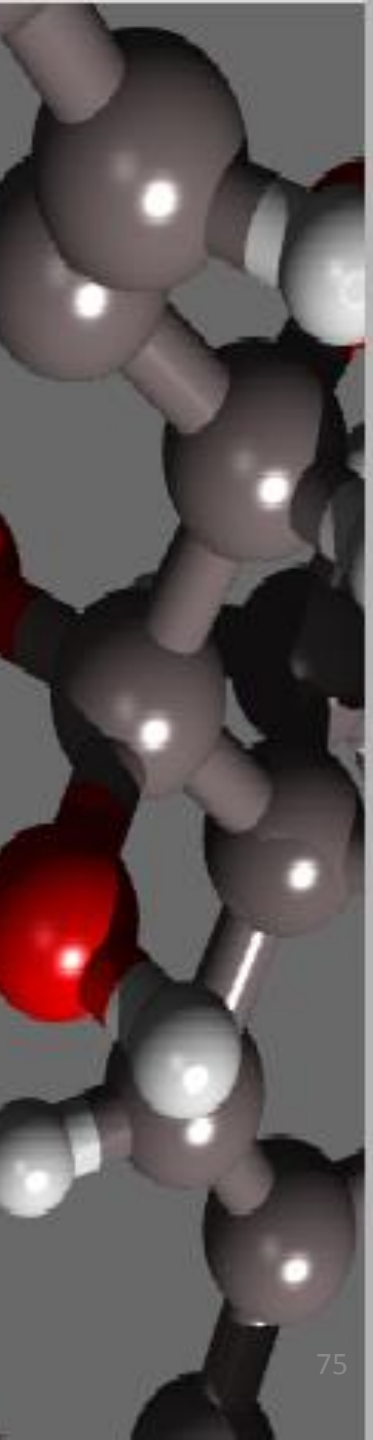
- عندما يحتوي الجزيء على أكثر من رابطة قطبية فإنه:
  - يمكن اعتبار كل رابطة قطبية وكأنها متجهه ترسم
  - بحيث يكون رأس هذا المتجه جهة الذرة ذات السالبية الكهربية الأعلا
  - ومن ثم نستطيع رسم محصلة هذه المتجهات
  - والتي تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب



الروابط القطبية
Polar Bonds

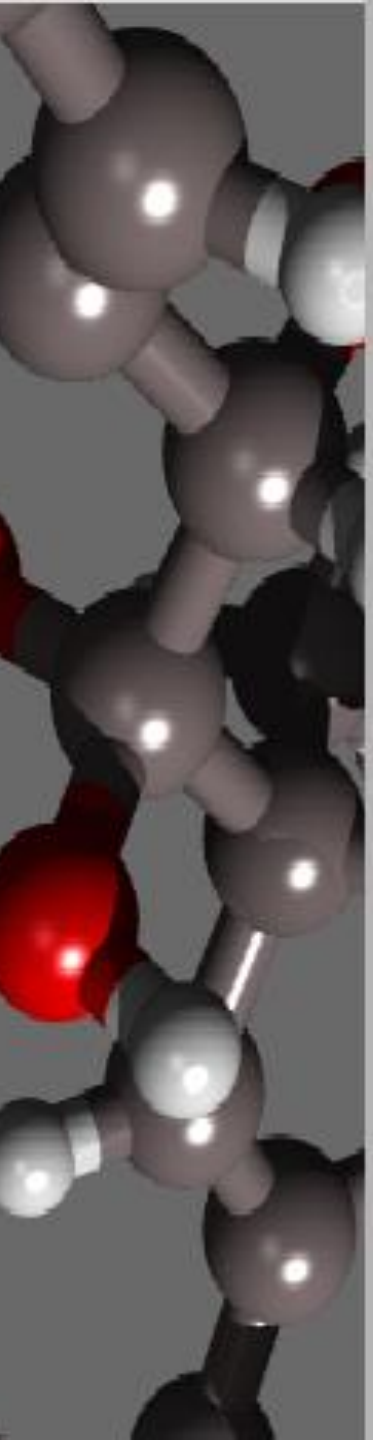


أ.د. عمر الزين



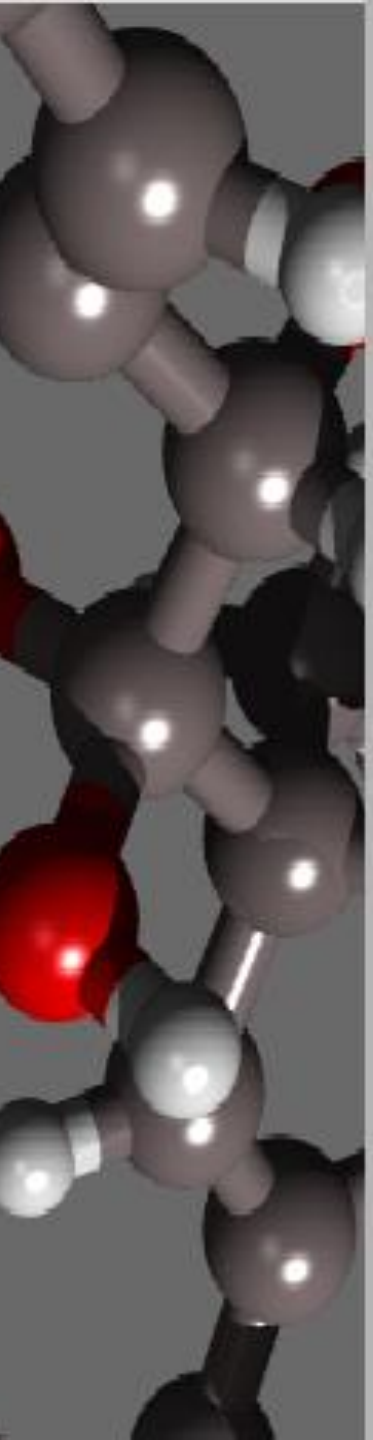
الرابطة الهيدروجينية
Hydrogen Bonding

أ.د. عمر الزين



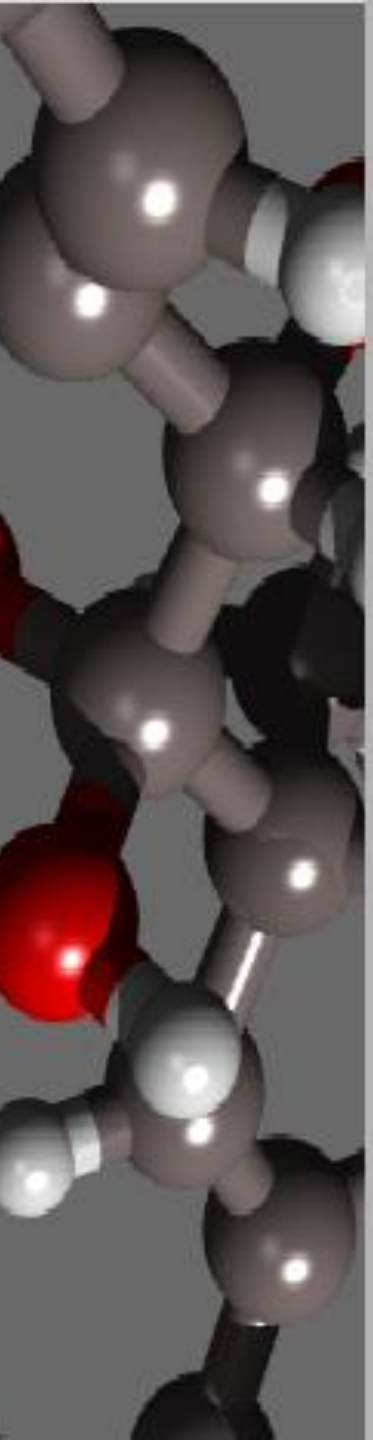
الرابطة الهيدروجينية
Hydrogen Bonding

- الرابطة الهيدروجينية:
  - ناتجة عن وجود شحنة موجبة جزئيا على ذرة الهيدروجين ووجود أزواج حرة على الذرة الأخرى
  - تكون أطول من الرابطة التساهمية
  - وطاقتها أقل

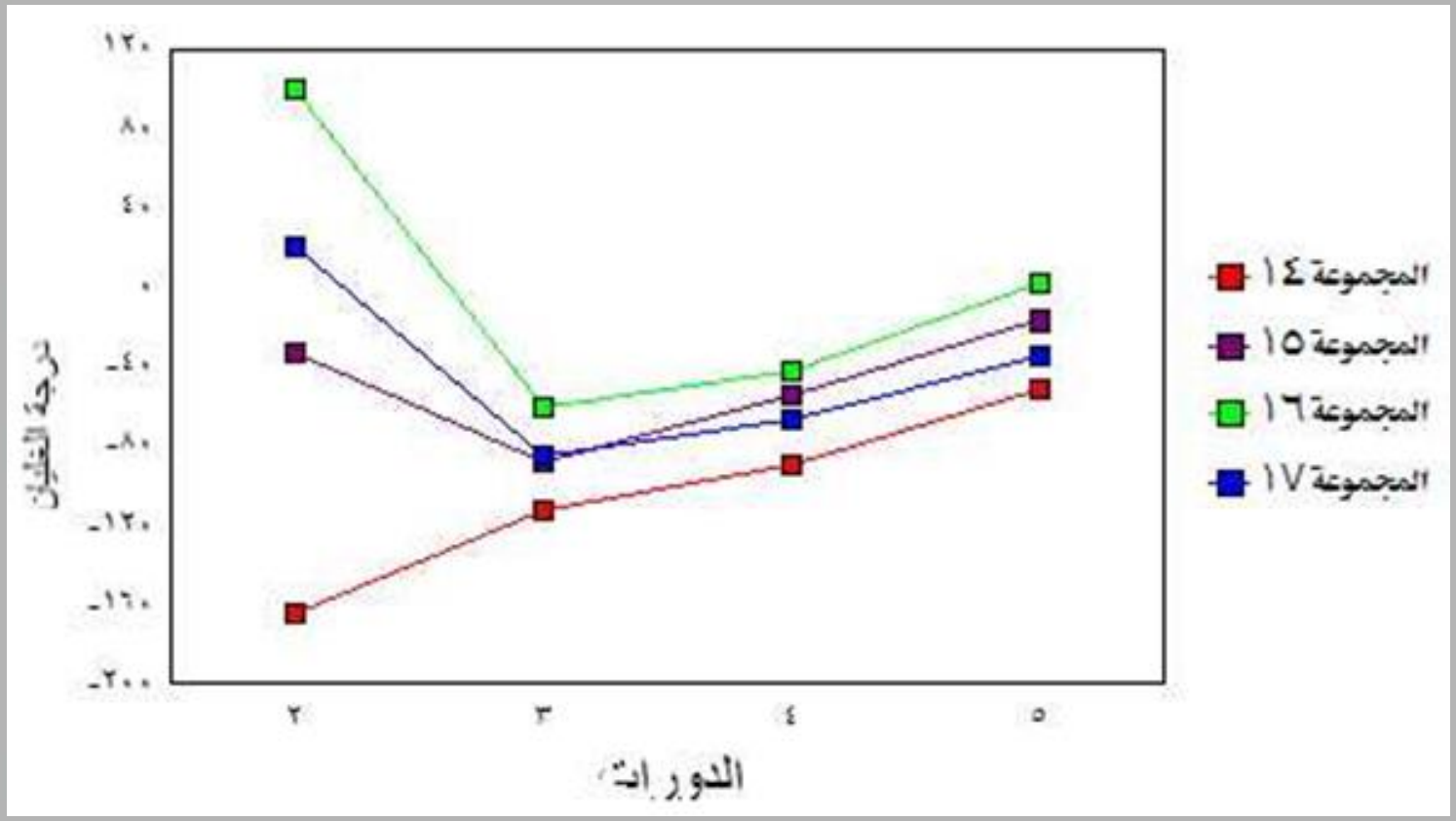


الرابطة الهيدروجينية
Hydrogen Bonding

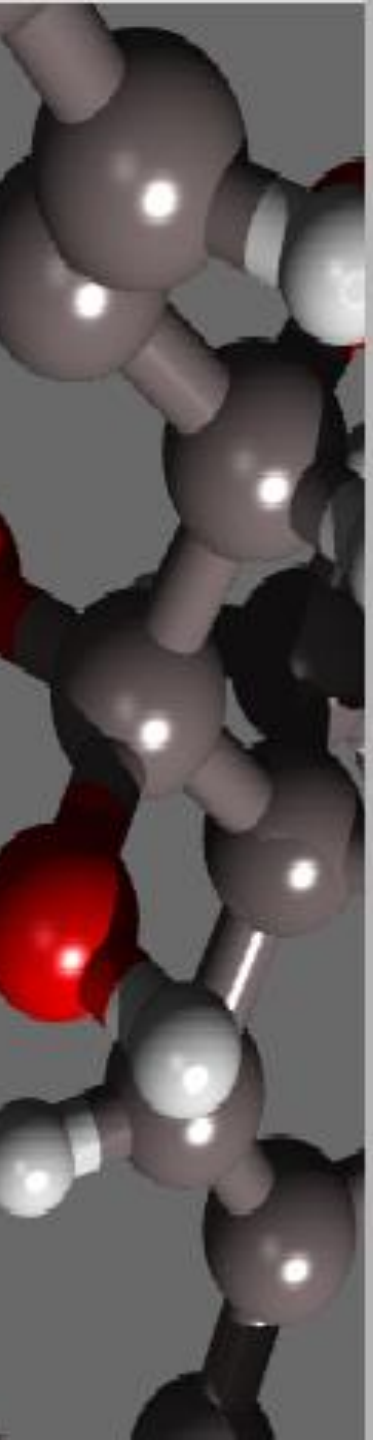
- لها دور كبير في إكساب بعض المركبات خواصا طبيعية وكيميائية مميزة وغير متوفرة لمركبات مثيلة
- أقرب مثال على ذلك ارتفاع درجة غليان بعض المركبات دون غيرها



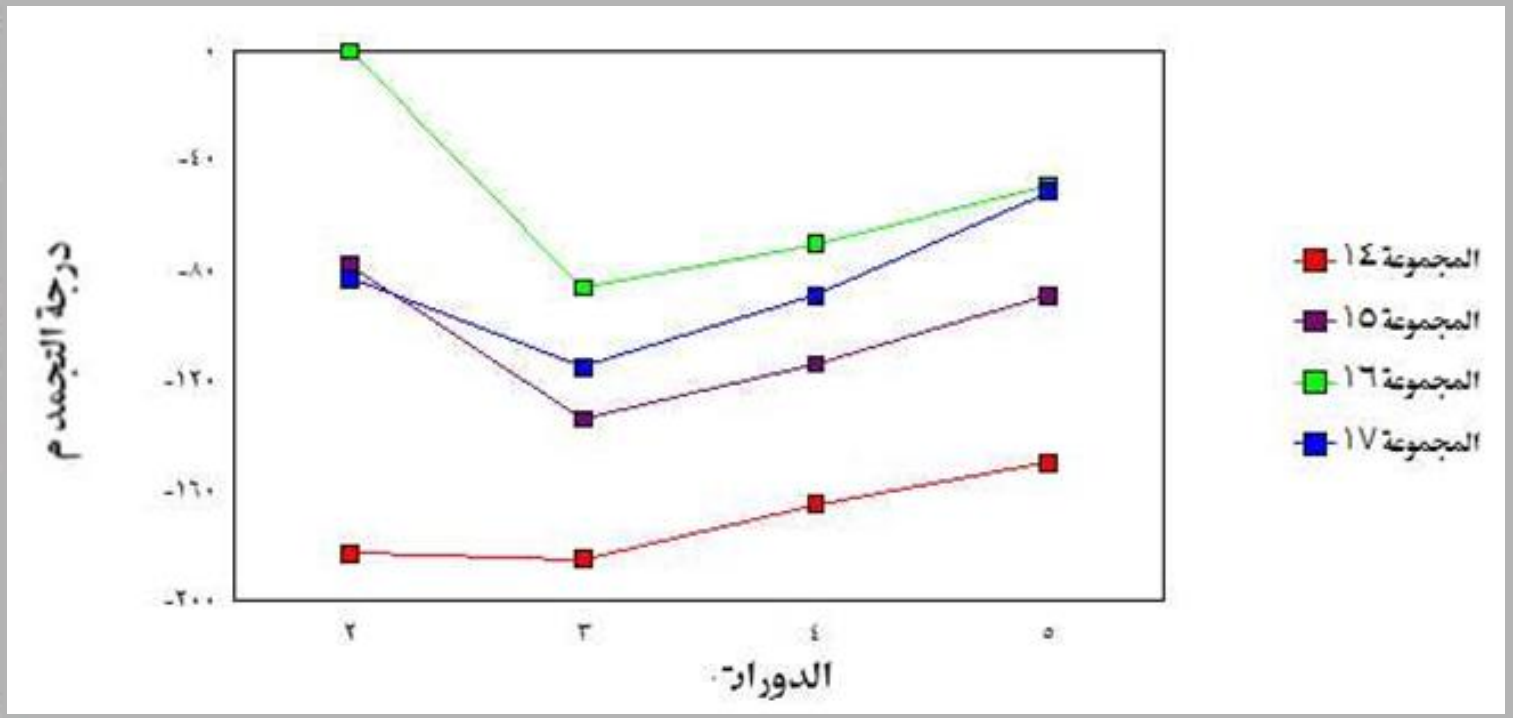
درجة غليان بعض المركبات الهيدروجينية للمجموعات 14،15،16،17 (مْ)



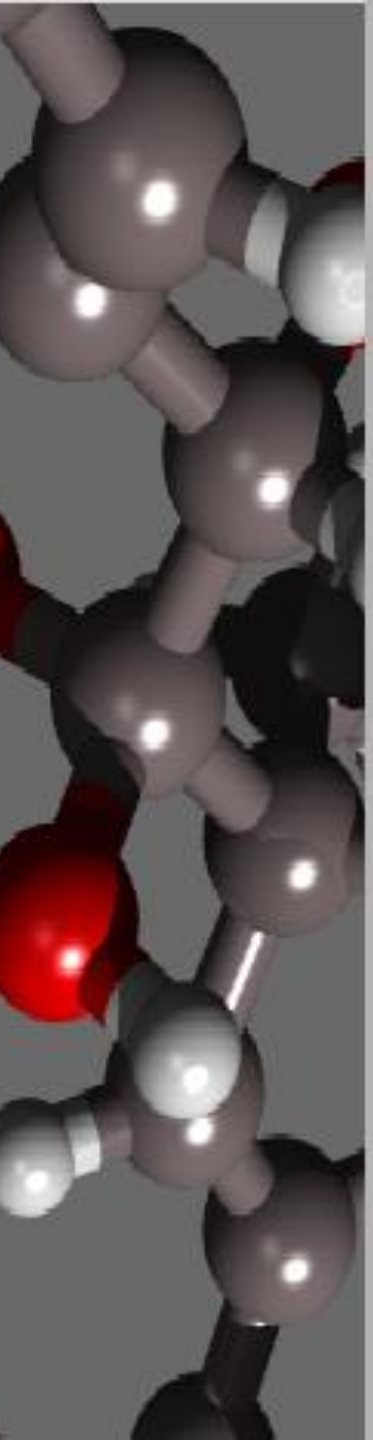
أ.د. عمر الزين



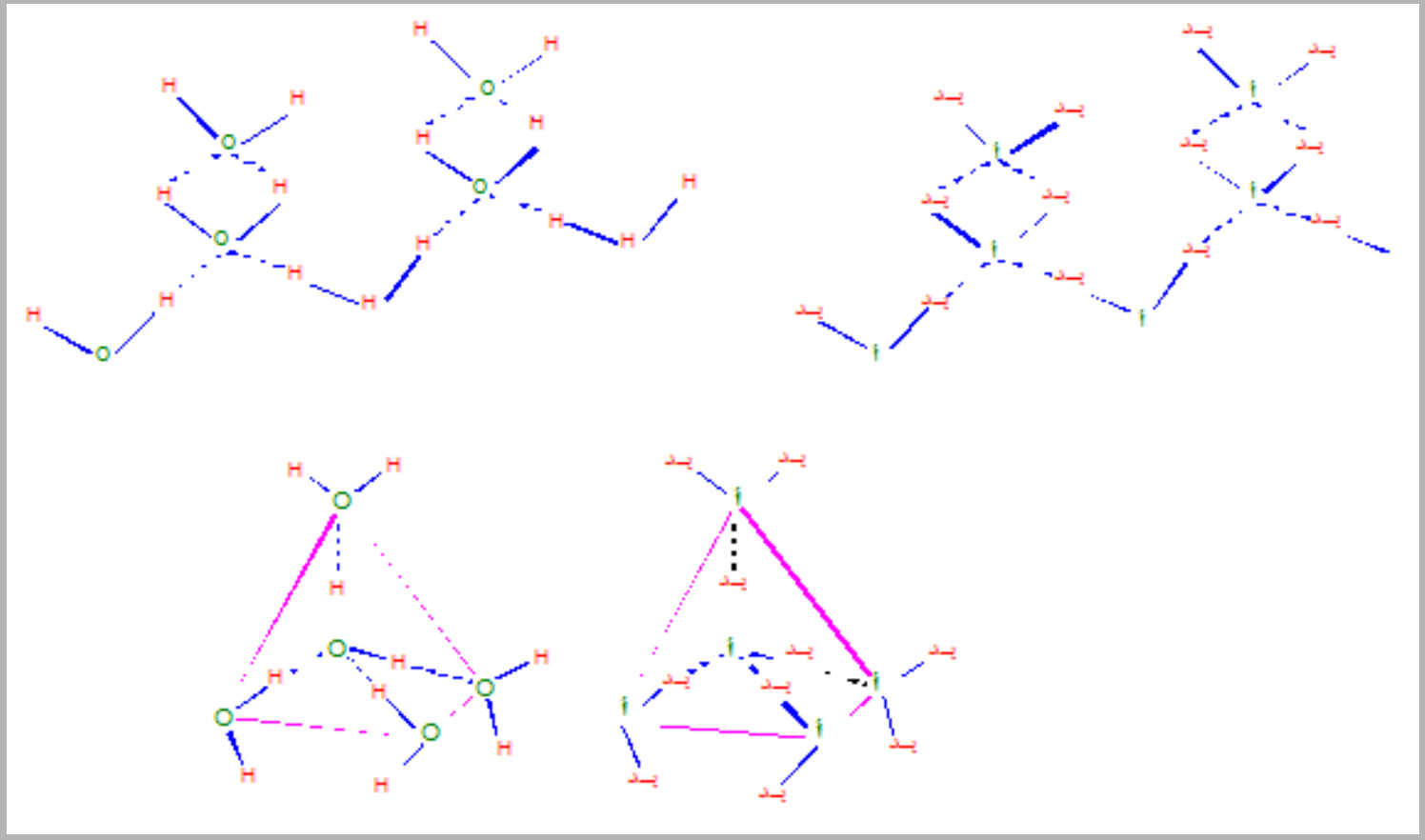
درجة تجمد بعض المركبات الهيدروجينية للمجموعات 14،15،16،17 (مْ)



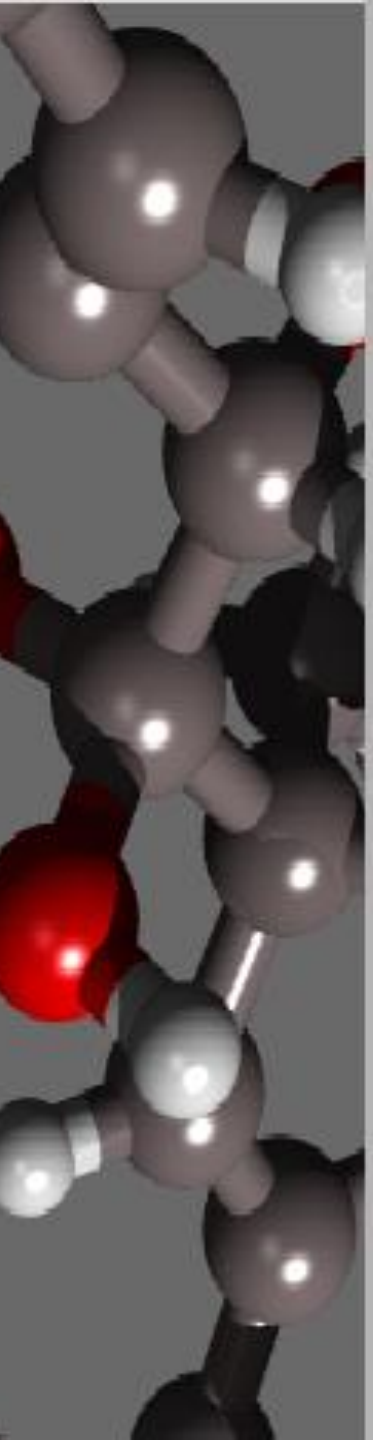
أ.د. عمر الزين



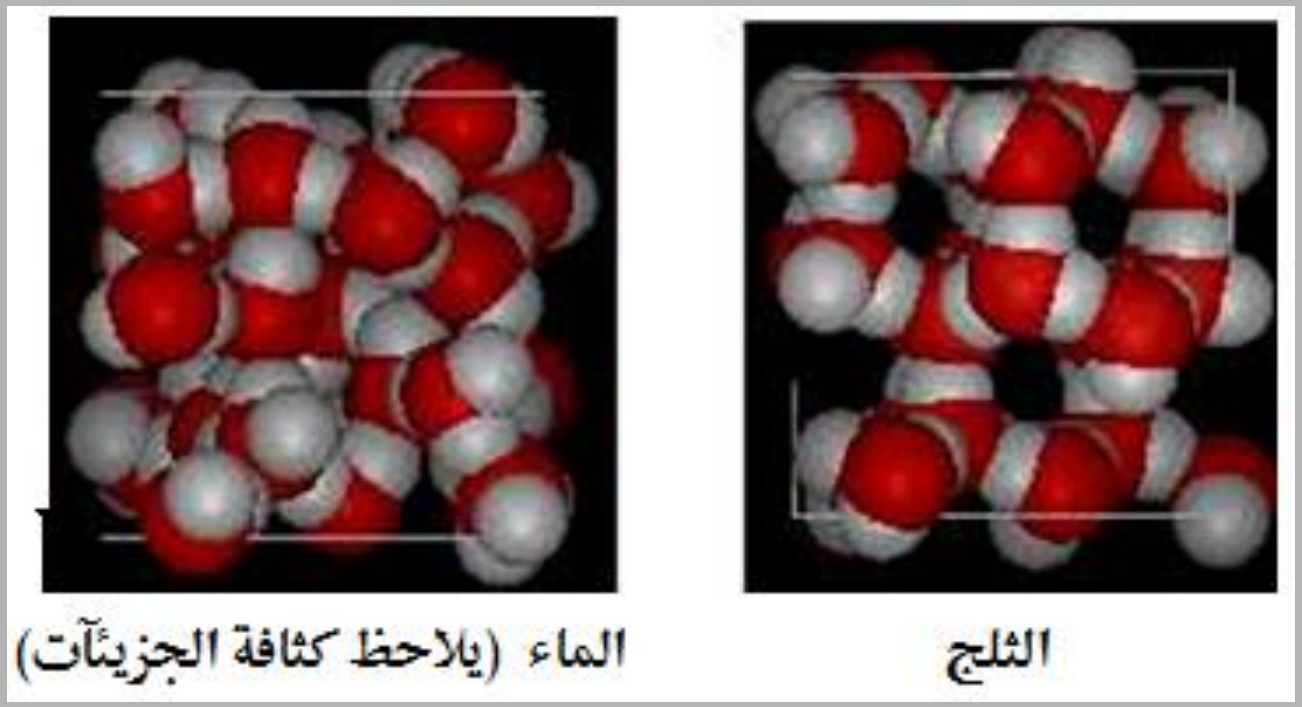
جزيئات الثلج

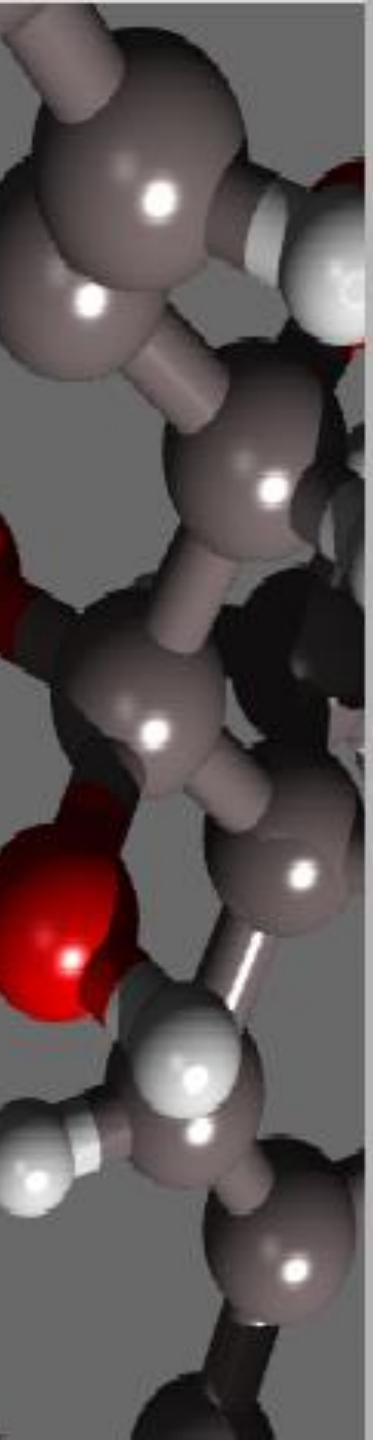


أ.د. عمر الزين

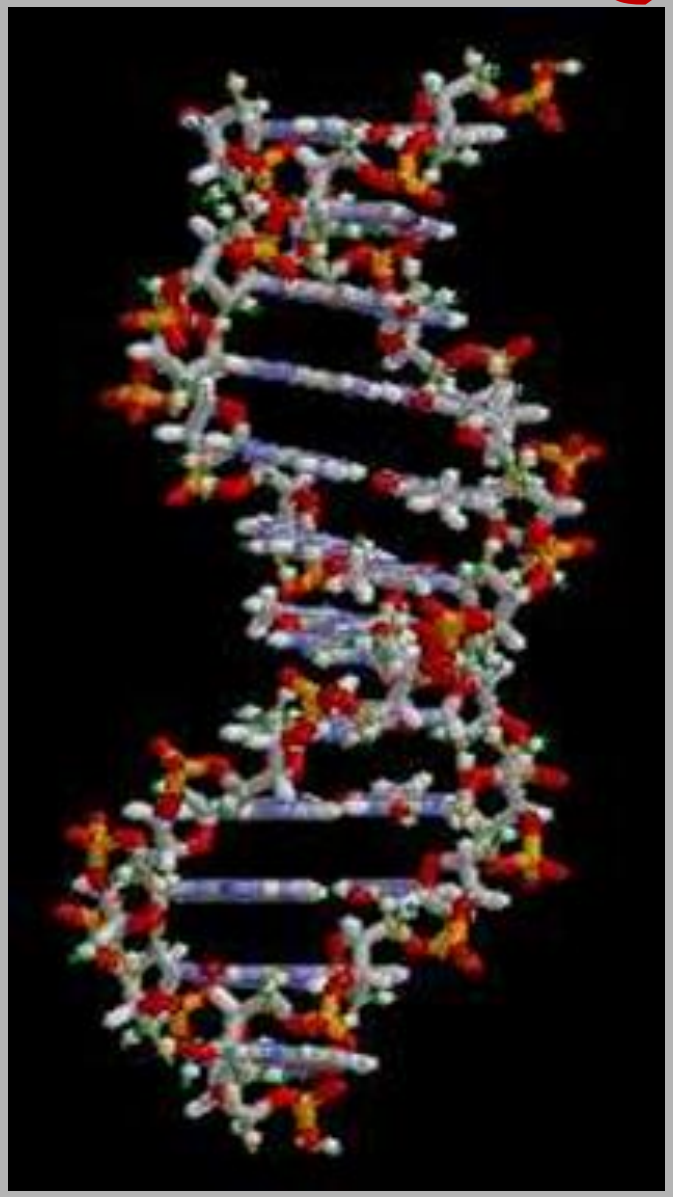


جزيئات الثلج

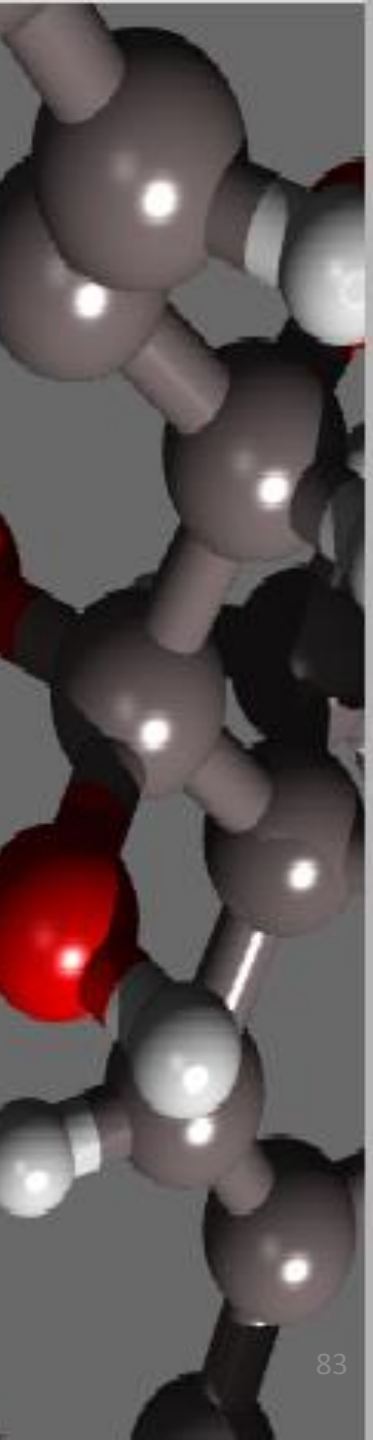




نموذج يمثل الحمض النووي

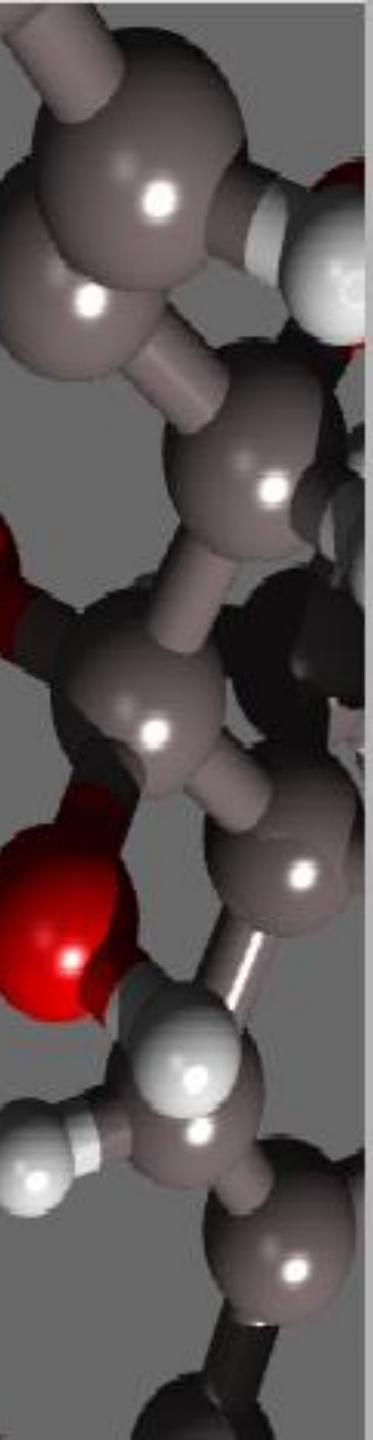


أ.د. عمر الزين



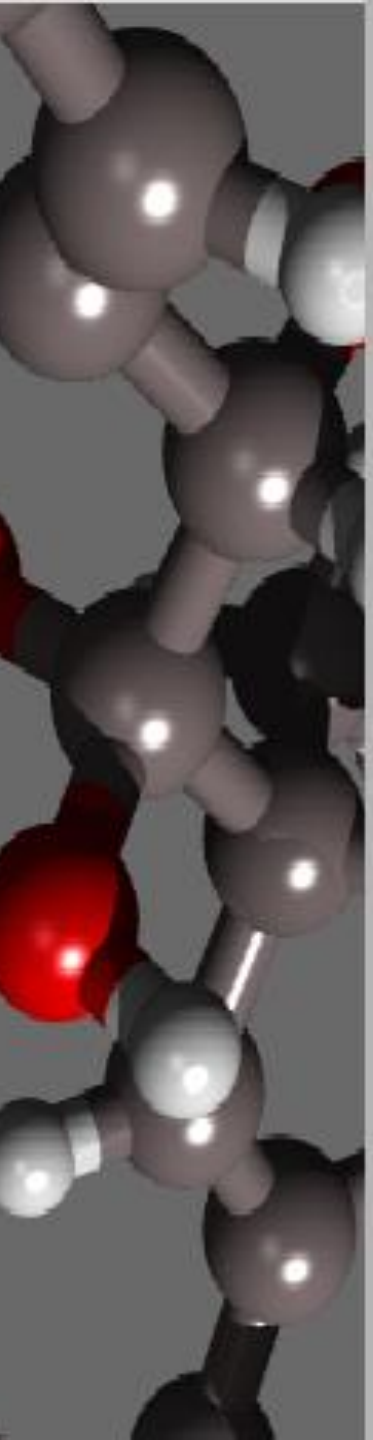
طاقة الروابط
Bond Energies

أ.د. عمر الزين



طاقة الروابط
Bond Energies

- إن الطاقة اللازمة لتفكيك جزيء مكون من ذرتين في الحالة الغازية إلى ذرتين في الحالة الغازية أيضا ما هي إلا عبارة عن قياس لقوة الرابطة التساهمية التي تربط بين ذرتي الجزيء



طاقة الروابط
Bond Energies

- يمتص جزيء واحد من غاز الأكسجين 118,3 كيلو سعر ليتفكك إلى ذرتين:

أ$_2$ (غ) ← 2 أ (غ) مح =+118,3 كيلو سعر

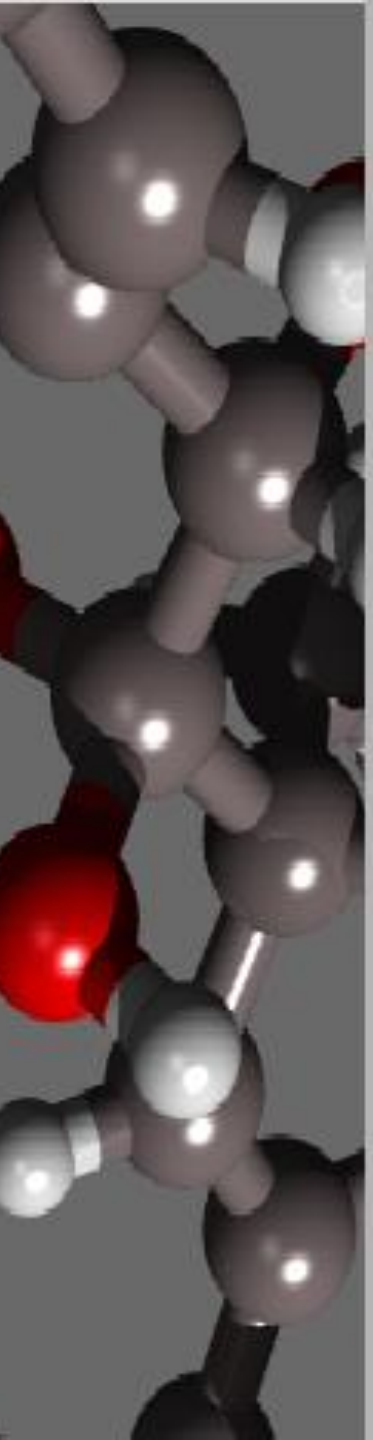
$O_{2(g)} \rightarrow 2\ O_{(g)} \quad \Delta H = +118{,}3$ kcal

طاقة الروابط
Bond Energies

- أما بالنسبة للجزيئات متعددة الذرات

Poly Atomic Molecules

فإن هناك أكثر من رابطة وعليه فإن طاقة التفكك المطلوبة أكبر ويتضح ذلك من جزيئي النشادر والماء:



طاقة الروابط
Bond Energies

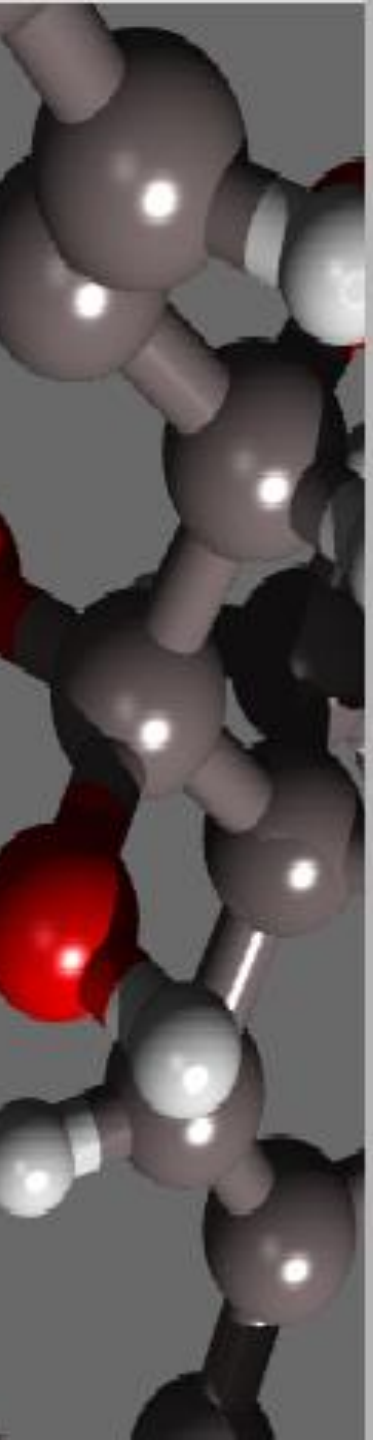
ن يد$_3$(غ) ← ن يد$_2$(غ) + يد (غ) Δمح$_1$ = 107,1 كيلو سعر

ن يد$_2$(غ) ← ن يد (غ) + يد (غ) Δ مح$_2$ = 88 كيلو سعر

ن يد (غ) ← ن (غ) + يد (غ) Δ مح$_3$ = 85,1 كيلو سعر

ن يد$_3$(غ) ← ن (غ) + 3 يد (غ)

Δمح = Δ مح$_1$ + Δ مح$_2$ + Δ مح$_3$ = 280,2 كيلو سعر



طاقة الروابط
Bond Energies

$NH_{3(g)} \rightarrow NH_{2(g)} + H_{(g)}$ $\Delta H_1 = 107{,}1$ kcal

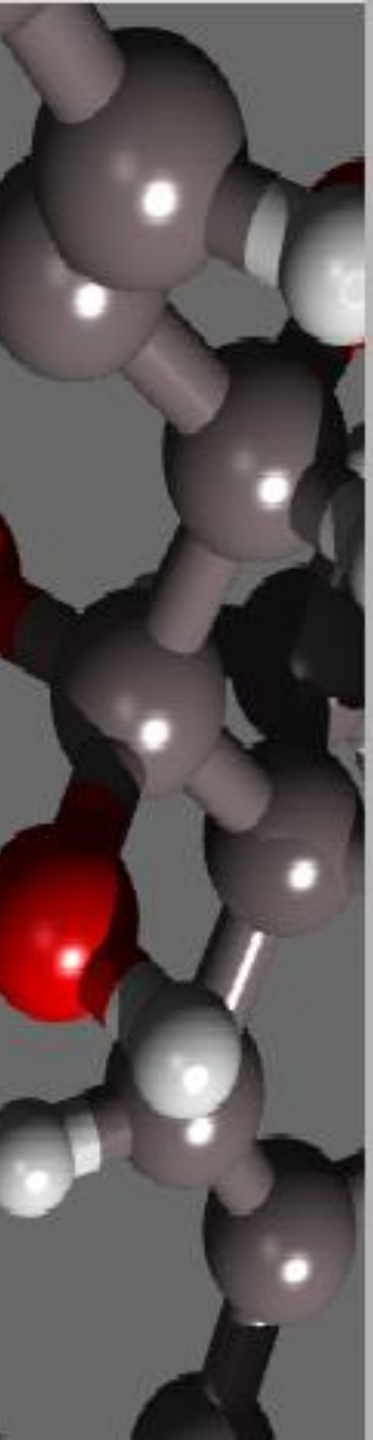
$NH_{2(g)} \rightarrow NH_{(g)} + H_{(g)}$ $\Delta H_2 = 88$ kcal

$NH_{(g)} \rightarrow N_{(g)} + H_{(g)}$ $\Delta H_3 = 85{,}1$ kcal

---

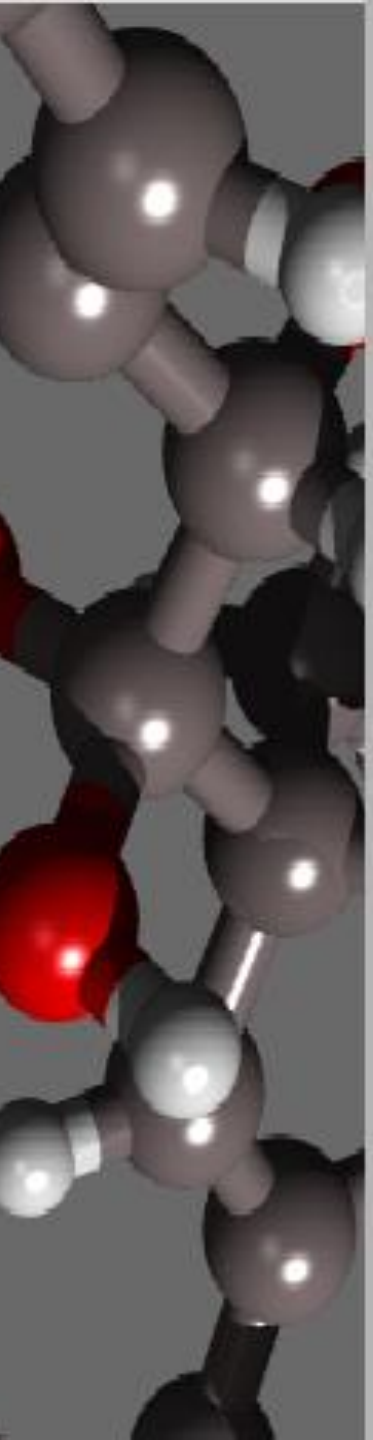
$NH_{3\,(g)} \rightarrow N_{(g)} + 3H_{(g)}$

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = 280{,}2$ kcal



طاقة الروابط
Bond Energies

- طاقة تفكك الرابطة بالنشادر تساوي 93,4 كيلو سعر وذلك بقسمة 280,2 ÷ 3 =93,4
- إذا ما حسبت طاقة كسررابطة من خلال مركب ما فإنه يمكن تطبيق تلك القيمة في مركبات أخرى تحتوي على نفس الرابطة



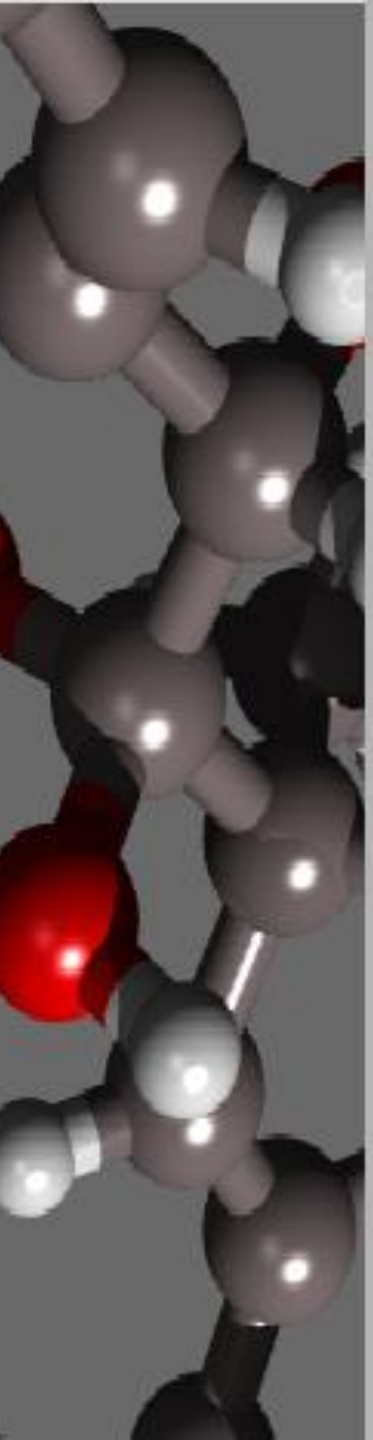
طاقة الروابط
Bond Energies

كب$_8$(غ) ← 8 كب (غ)

Δح تذرية = 508,4 كيلو سعر /جزيء

$S_8\,(g) \rightarrow 8S\,(g)$

$\Delta H^{o}_{atom}\,(S_8) = 508.4\ kcal\ mol^{-1}$



طاقة الروابط
Bond Energies

طاقة الرابطة كب - كب S – S تساوي

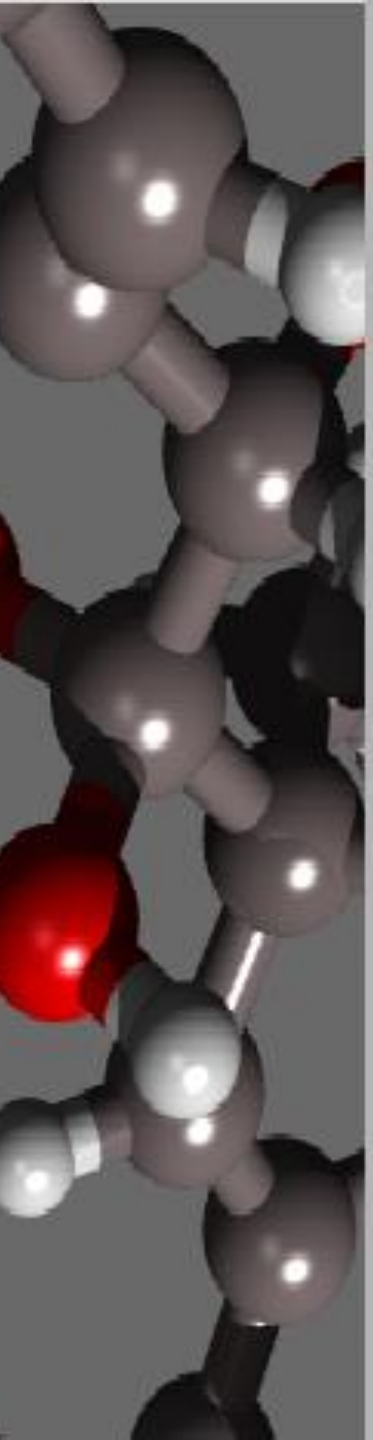
508,4 ÷ 8 = 63,6 كيلو سعر/جزيء

$يد_2$ كب (غ) ← 2 يد (غ) + كب (غ)

$\Delta ح_{تذرية}$ = 175,7 كيلو سعر/جزيء

طاقة الرابطة كب - يد S-H 175,7 ÷ 2

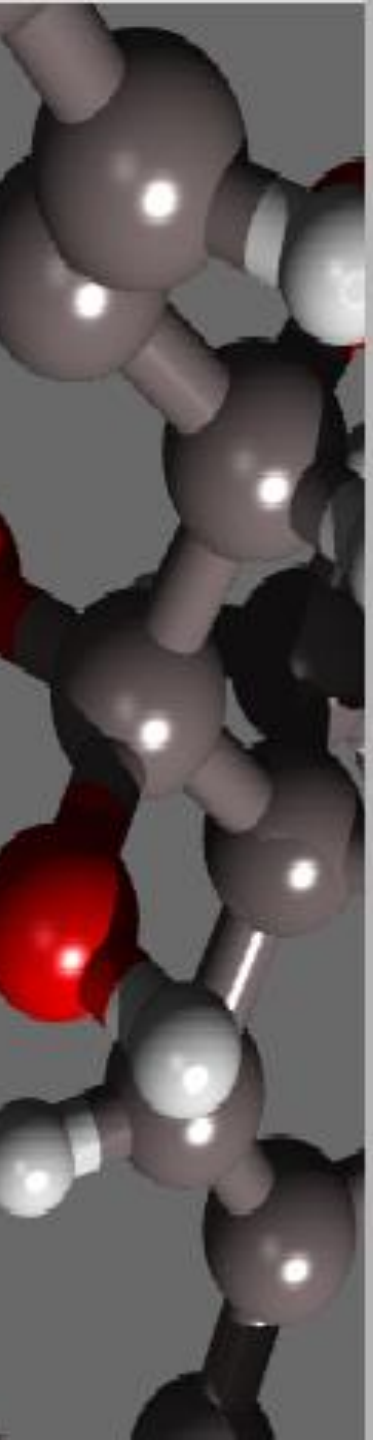
= 87,8 كيلو سعر/جزيء



طاقة الروابط
Bond Energies

- وباستخدام الطاقة المحسوبة أعلاه يمكننا حساب طاقة التذرية لمركب يد$_2$ كب$_2$، H_2S_2

239,2 = 87,8 × 2 + 63,6 كيلو سعر/جزيء



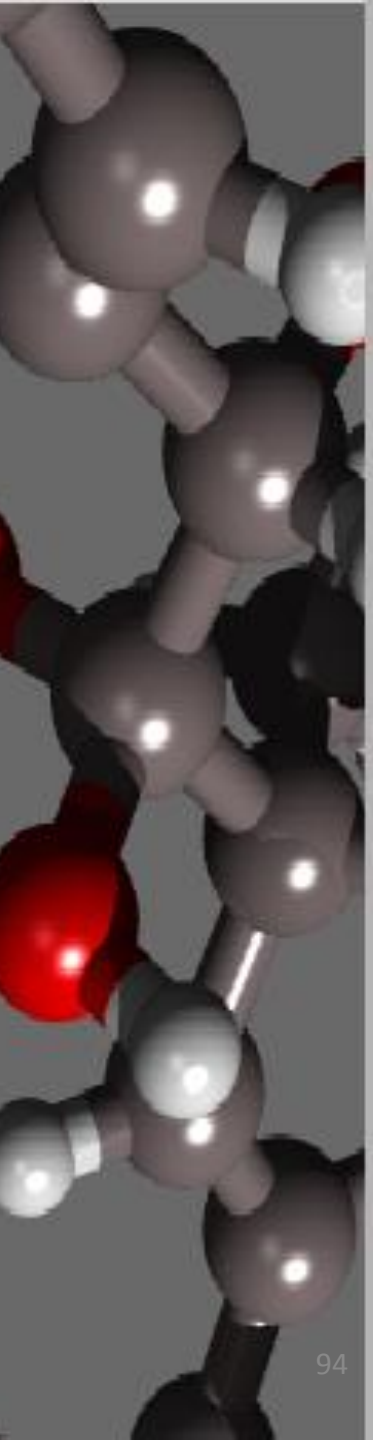
طاقة الروابط
Bond Energies

- أما طاقة الروابط للمركبات غير متجانسة الروابط Heteronuclear Bond فتحسب طبقا ل "معادلة بولنج":

$$ط (أ – ب) = 0,5 [ط (أ – أ) + ط (ب – ب)] + 23 (ش ك_{أ} – ش ك_{ب})^2$$

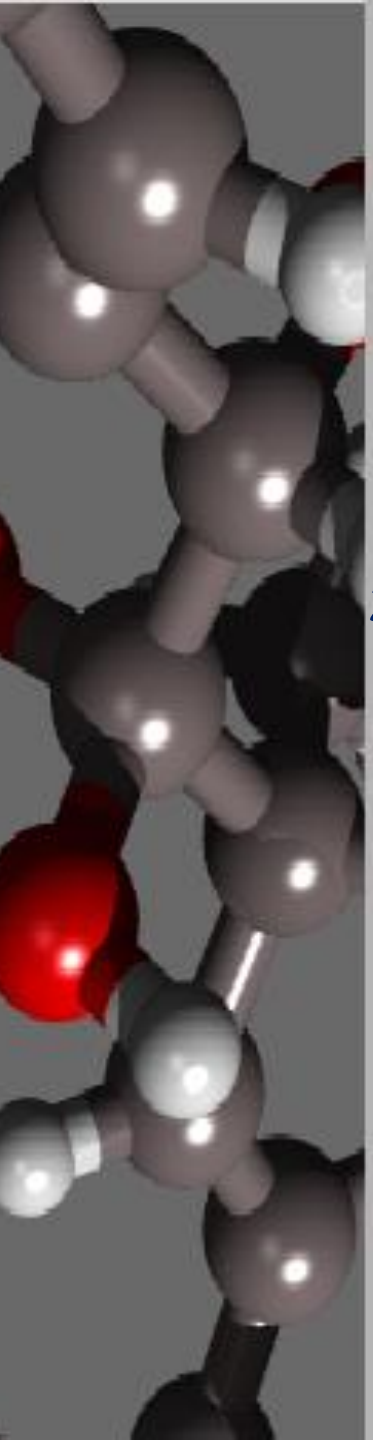
$$E (A – B) = 0,5 [E (A – A) + E (B – B)] + 23 (X_A – X_B)^2$$

- حيث أن (ش ك$_{أ}$ ، ش ك$_{ب}$) هي الشراهة الكهربية للعنصر (أ ، ب) على التوالي



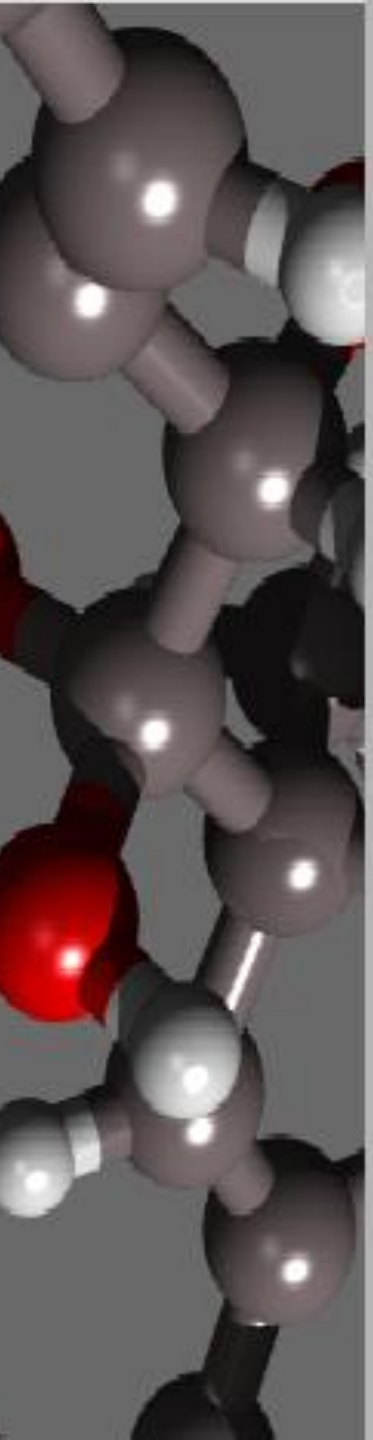
الرابطة التناسقية
Coordination Bond

أ.د. عمر الزين

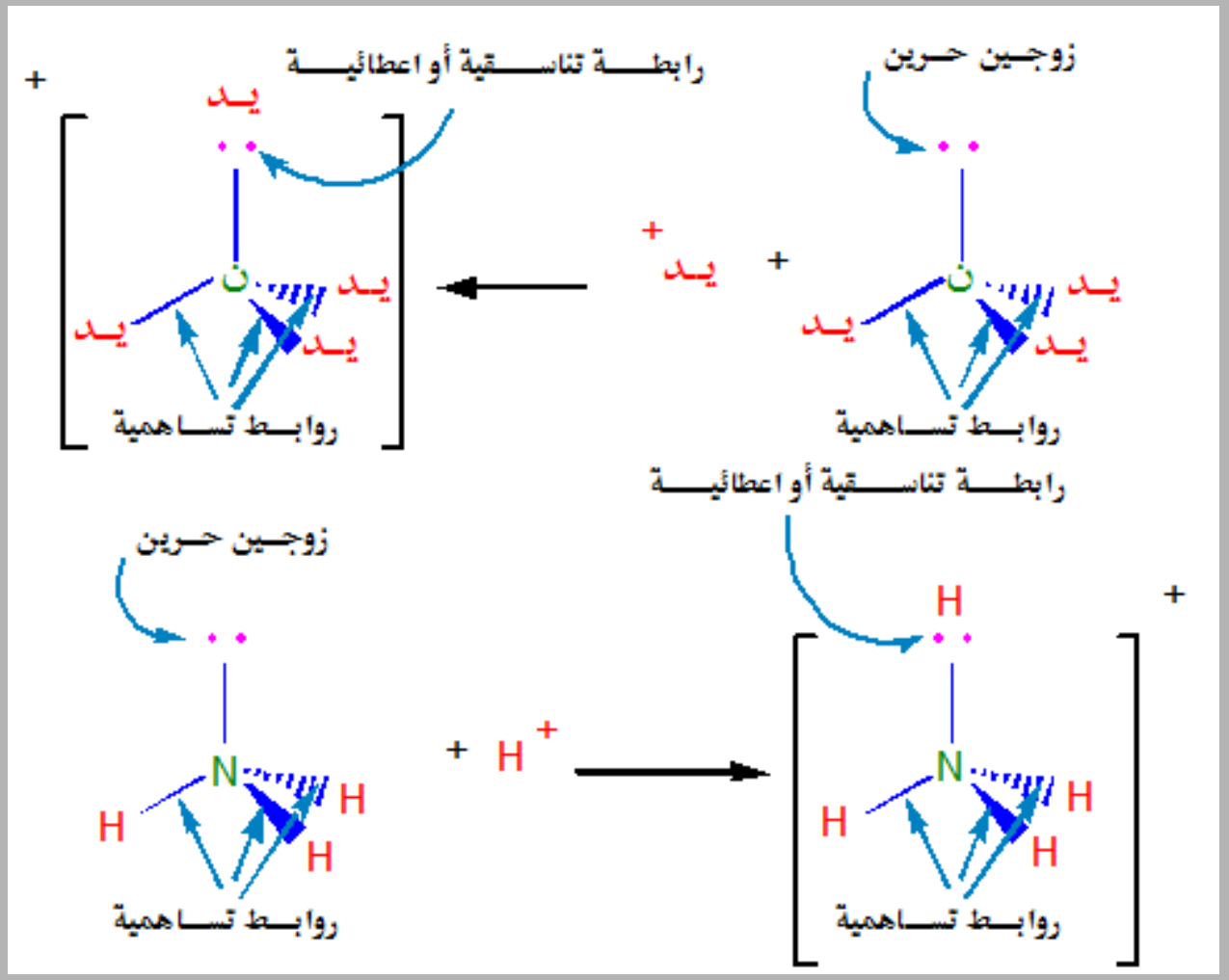


الرابطة التناسقية
Coordination Bond

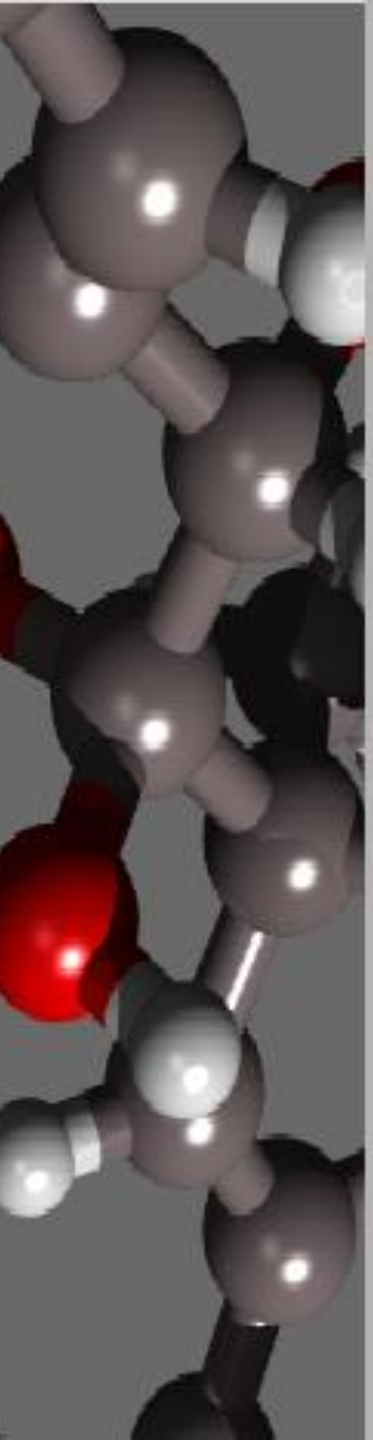
- يحدث أحيانا أن كلا الكهيربين يقدمان من ذرة واحدة وليس للذرة الأخرى أي فضل في أي شيء:
  - تسمى الذرة التي قدمت الكهيربين: الذرة المعطية أو المانحة Donor Atom
  - والذرة الأخرى تسمى: الذرة المستقبلة Acceptor Atom
  - يطلق على هذا النوع من الروابط: الروابط التناسقية أو الإعطائية Dative or Coordinate Covalent Bond



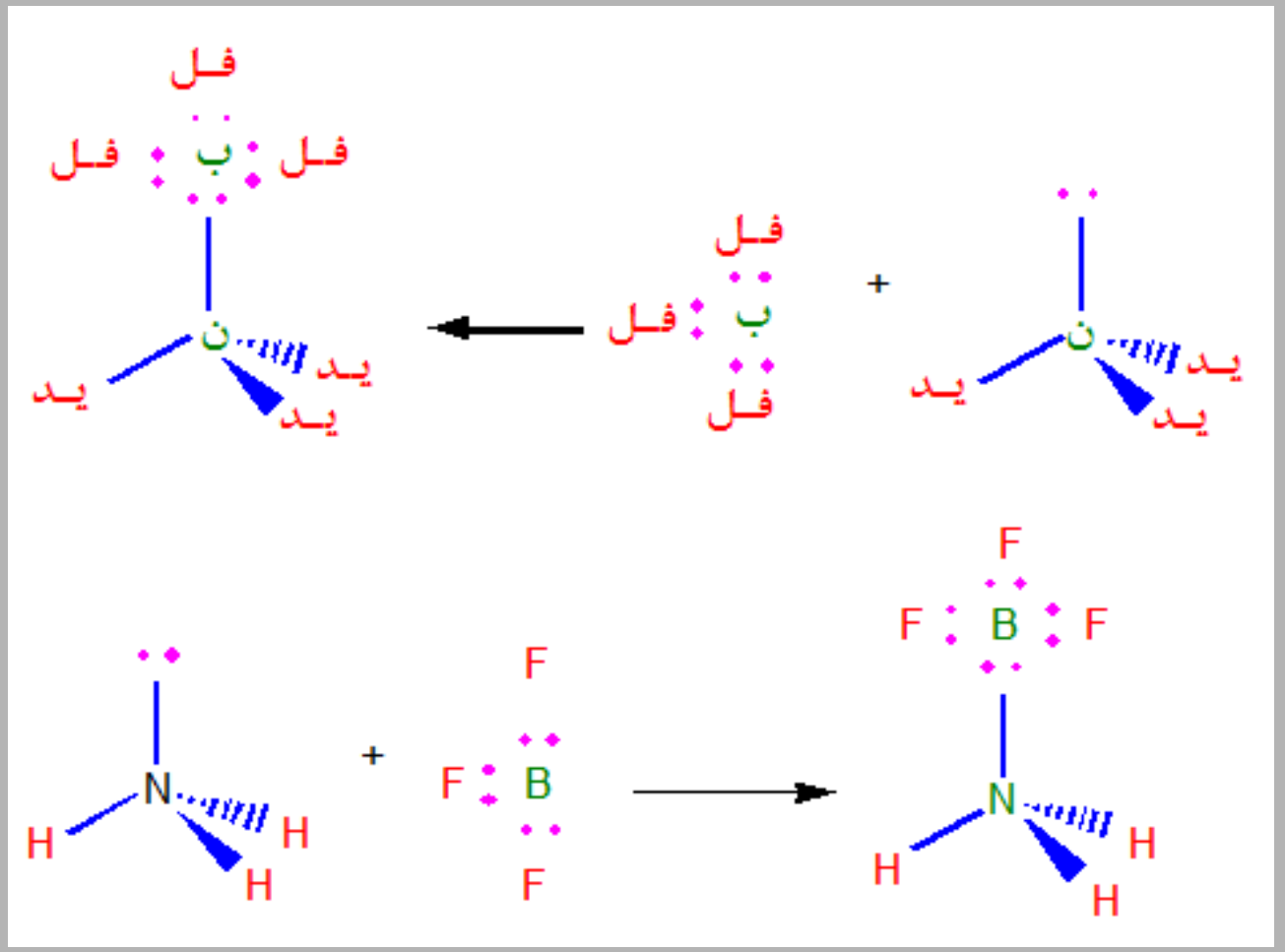
الرابطة التناسقية
Coordination Bond



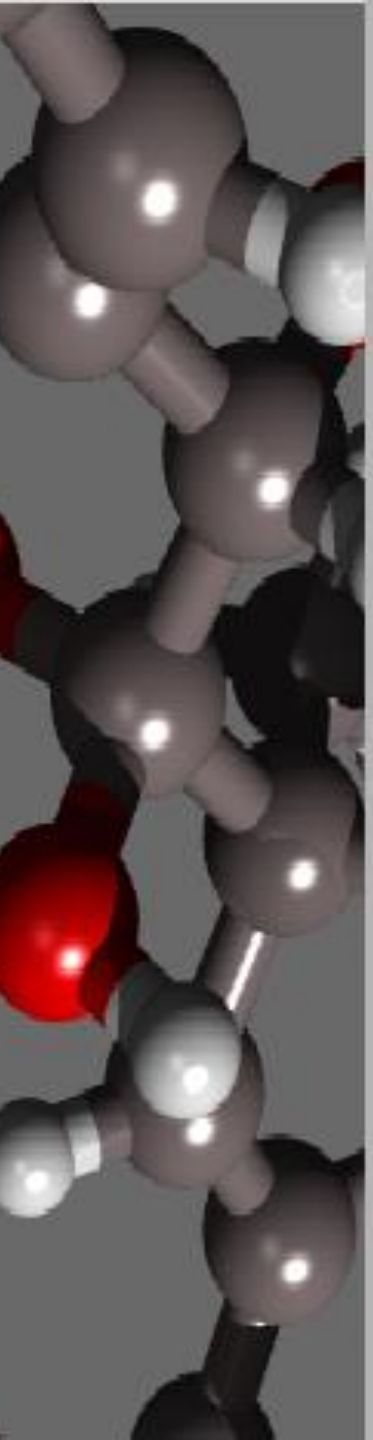
أ.د. عمر الزين



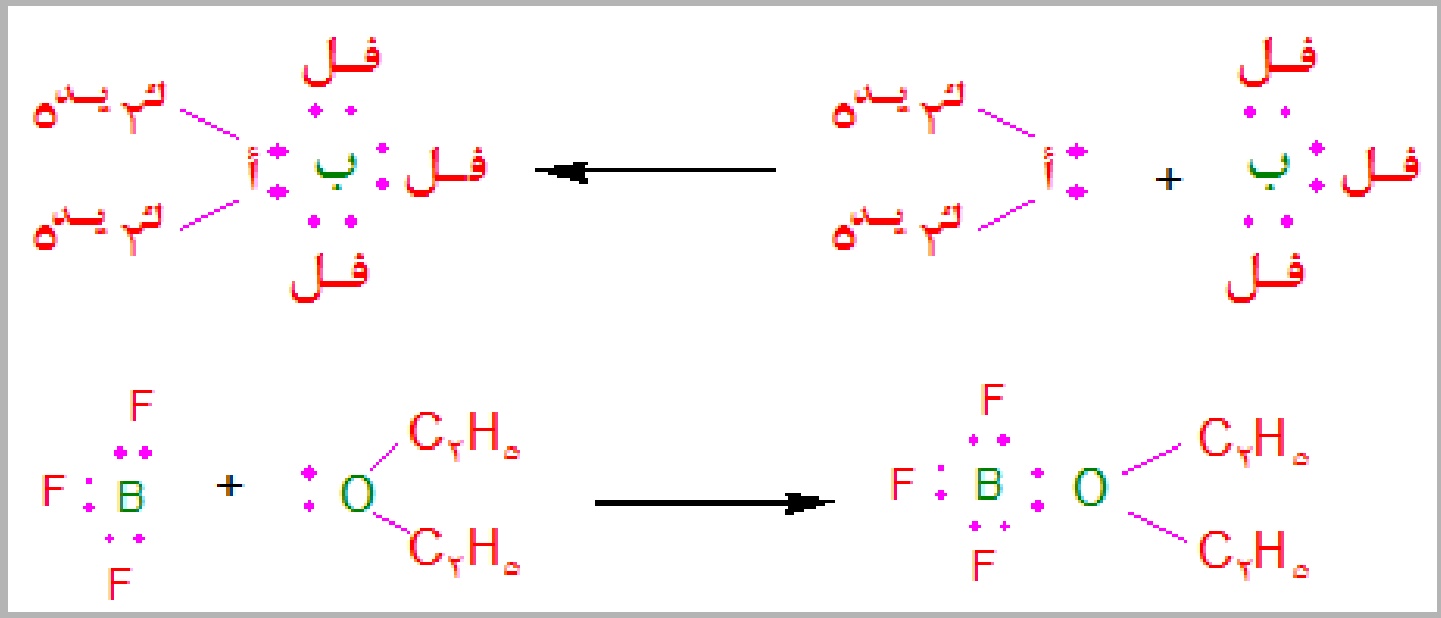
الرابطة التناسقية
Coordination Bond

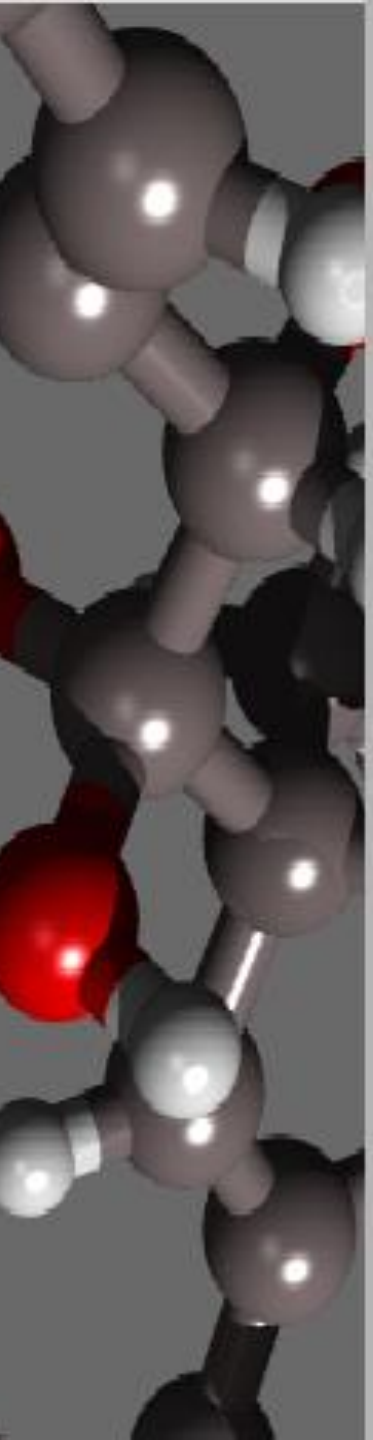


أ.د. عمر الزين

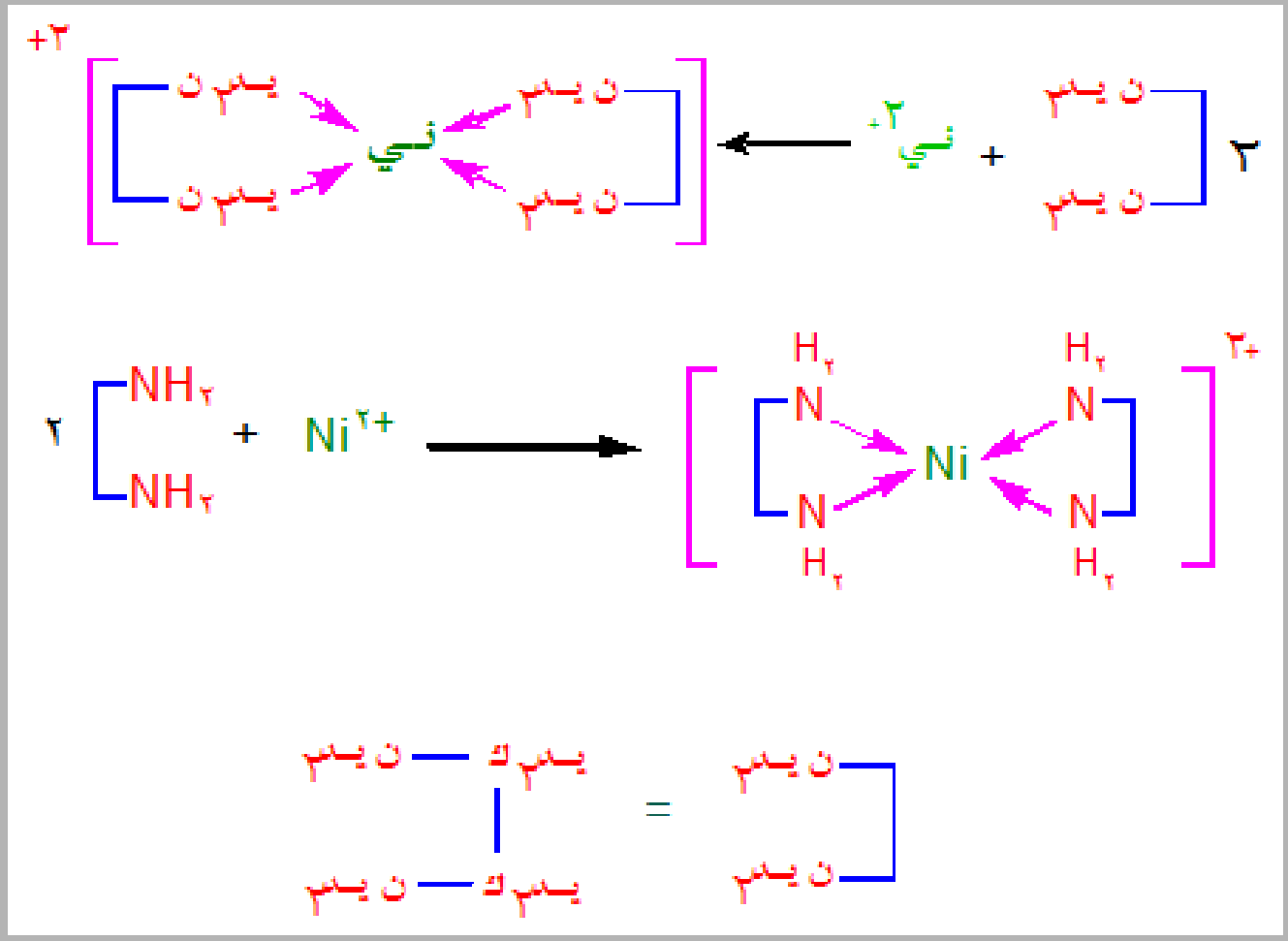


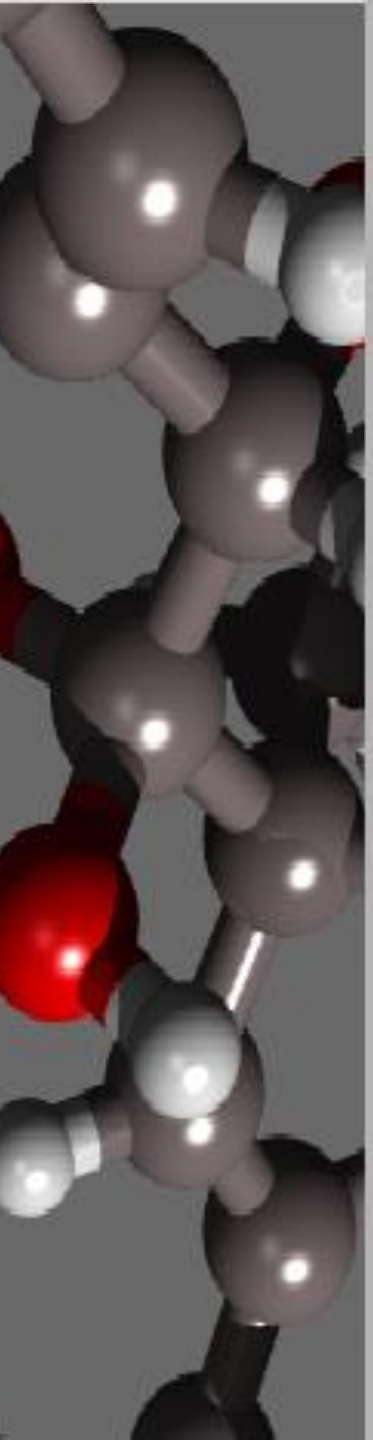
الرابطة التناسقية
Coordination Bond





الرابطة التناسقية
Coordination Bond

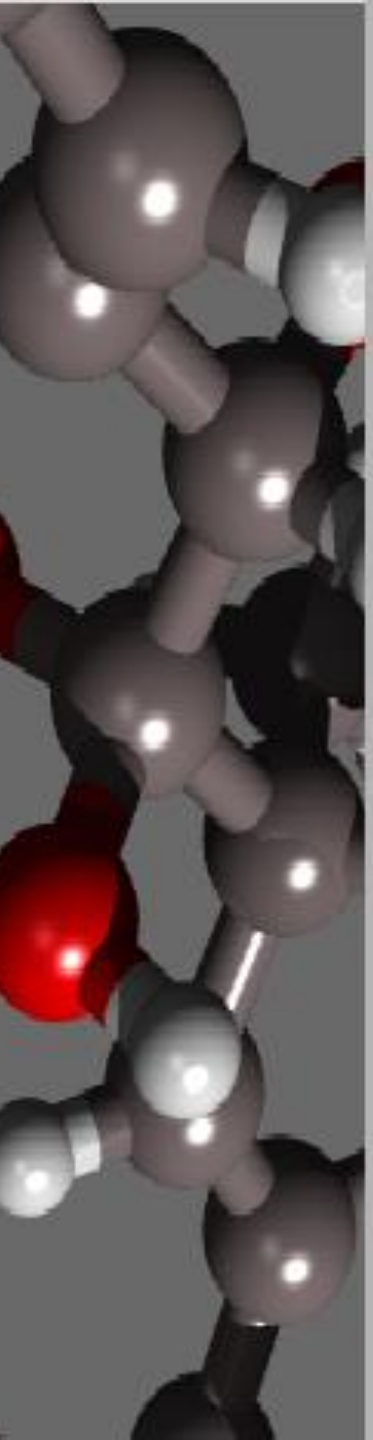




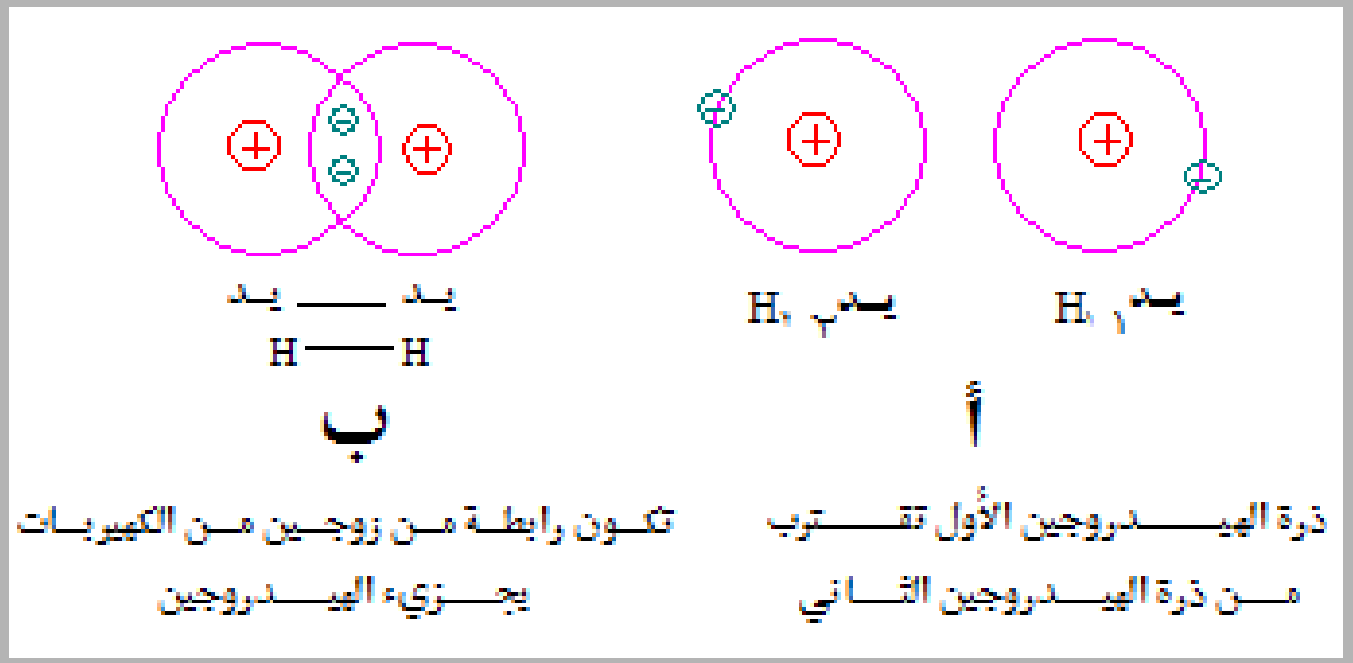
ملخص الباب الرابع

الروابط التساهمية

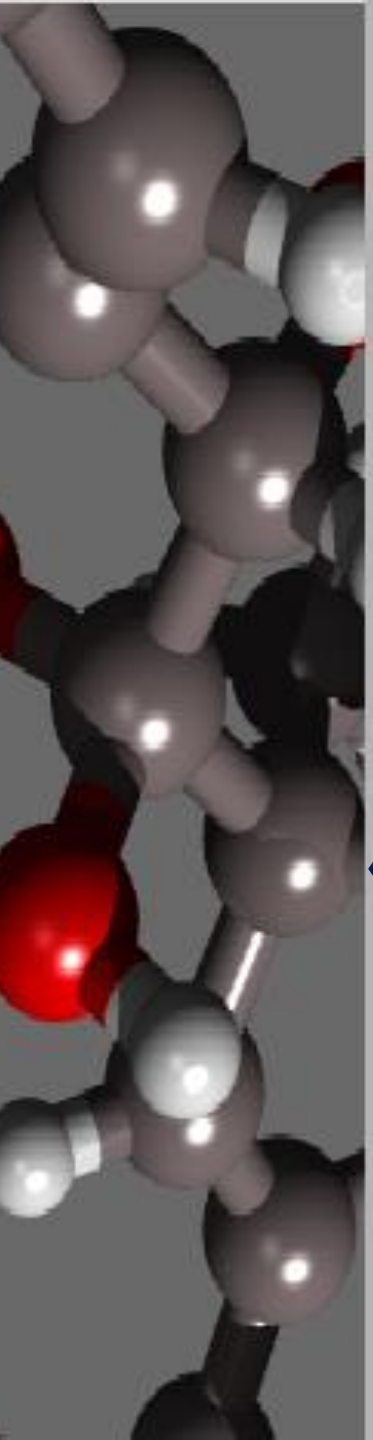
أ.د. عمر الزين



ملخص الباب الرابع



أ.د. عمر الزين



ملخص الباب الرابع

قواعد تراكيب لويس

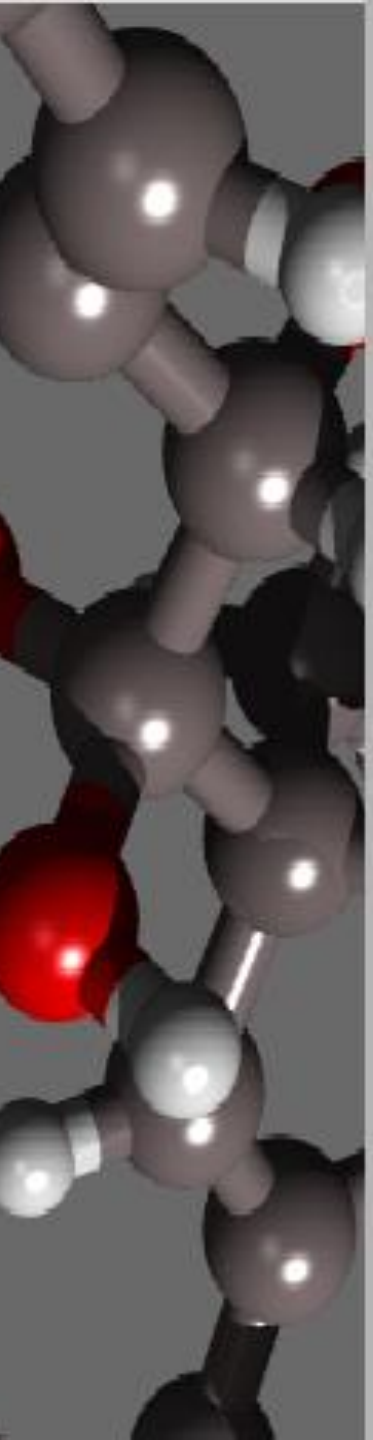
- تحسب عدد الكهيربات اللازمة لكل ذرة

تحسب عدد الكهيربات الموجودة فعلا «ب»

نحسب الفرق بين (أ ، ب) ويكون هو عدد الكهيربات المشاركة (أو المساهمة) في الترابط «ج»

عدد الروابط «د» = جـ ÷ 2

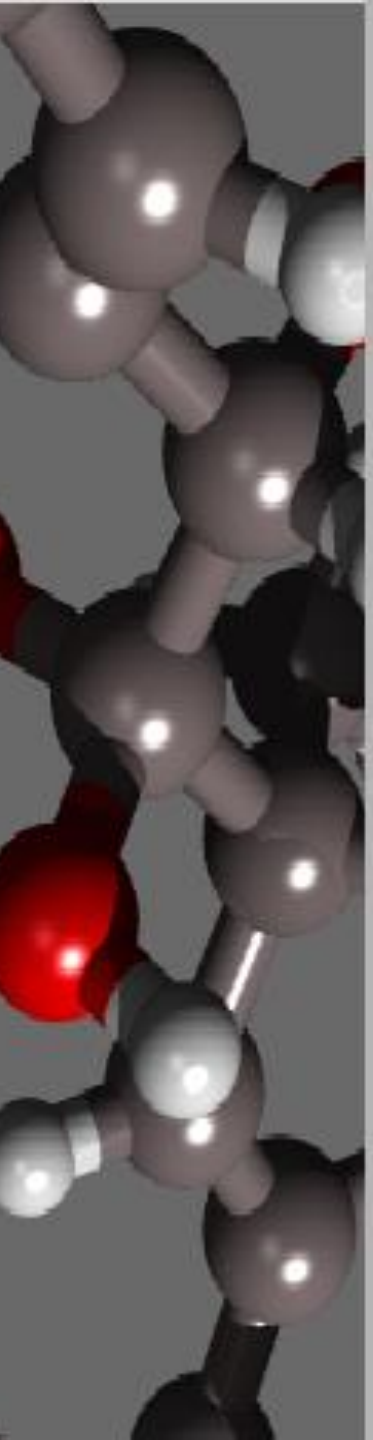
الأزواج الحرة (هـ) = ب – جـ



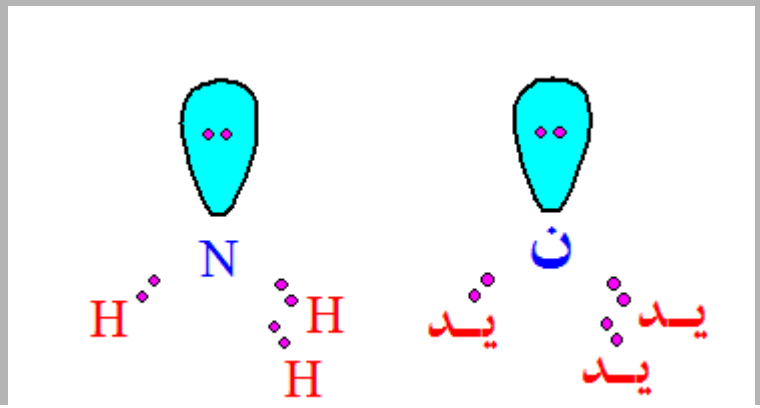
ملخص الباب الرابع

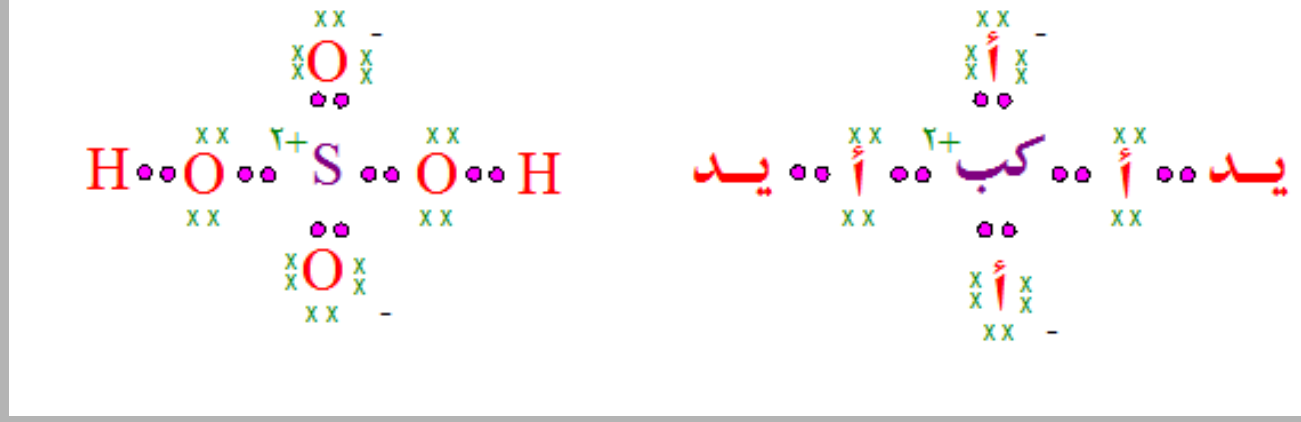
إذا كان عدد أزواج الروابط يزيد عن أقل عدد للروابط التى يحتاجها الجزيء بين ذراته فإنه في هذه الحالة تستخدم الروابط الثنائية أو الثلاثية

في حالة ما إذا كانت قيمة "جـ" تحوي على كهيربات ترابـط أقـل من عـدد الـذرات الـمحيـطـة بالذرة المركزية فإننا نمدد قاعدة الثمانيات للذرة المركزية

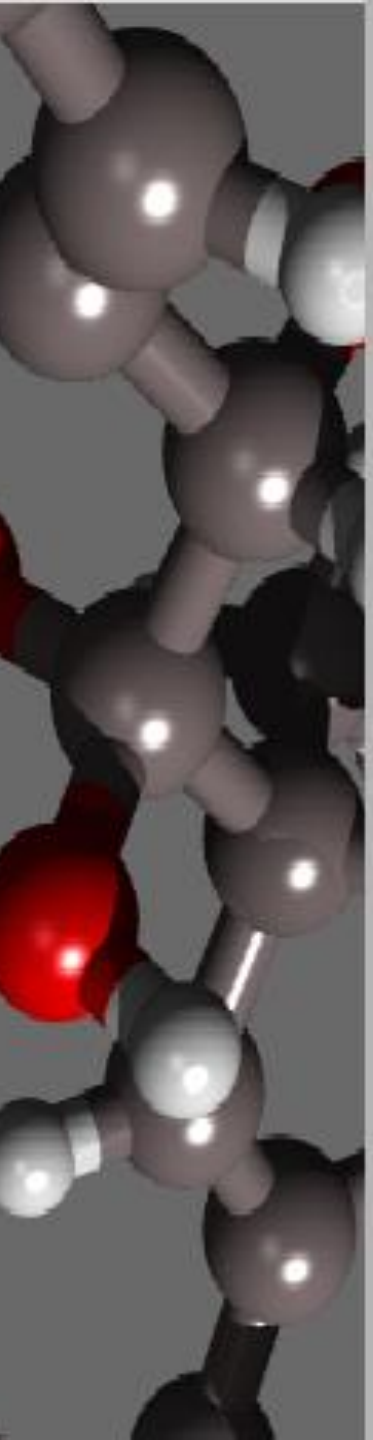


ملخص الباب الرابع

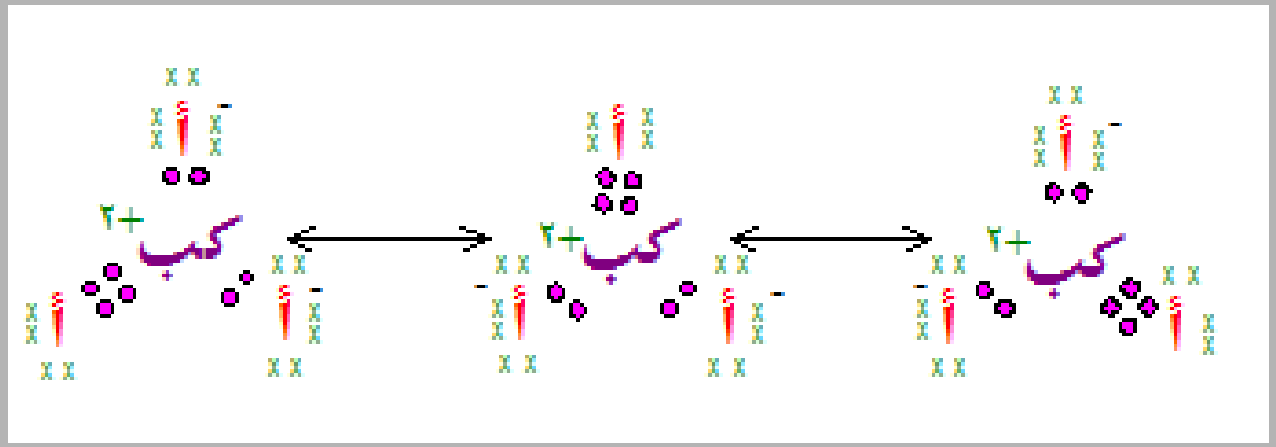




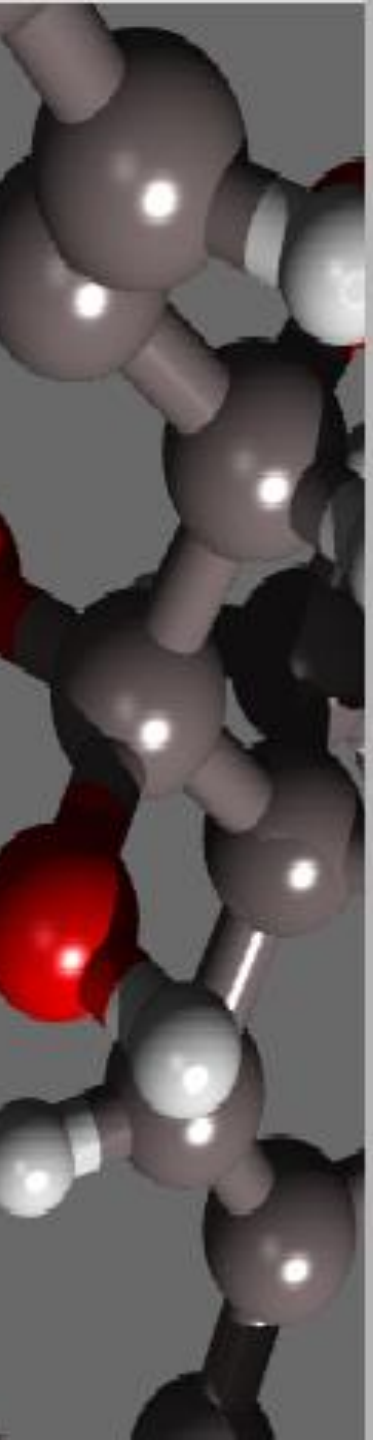
أ.د. عمر الزين



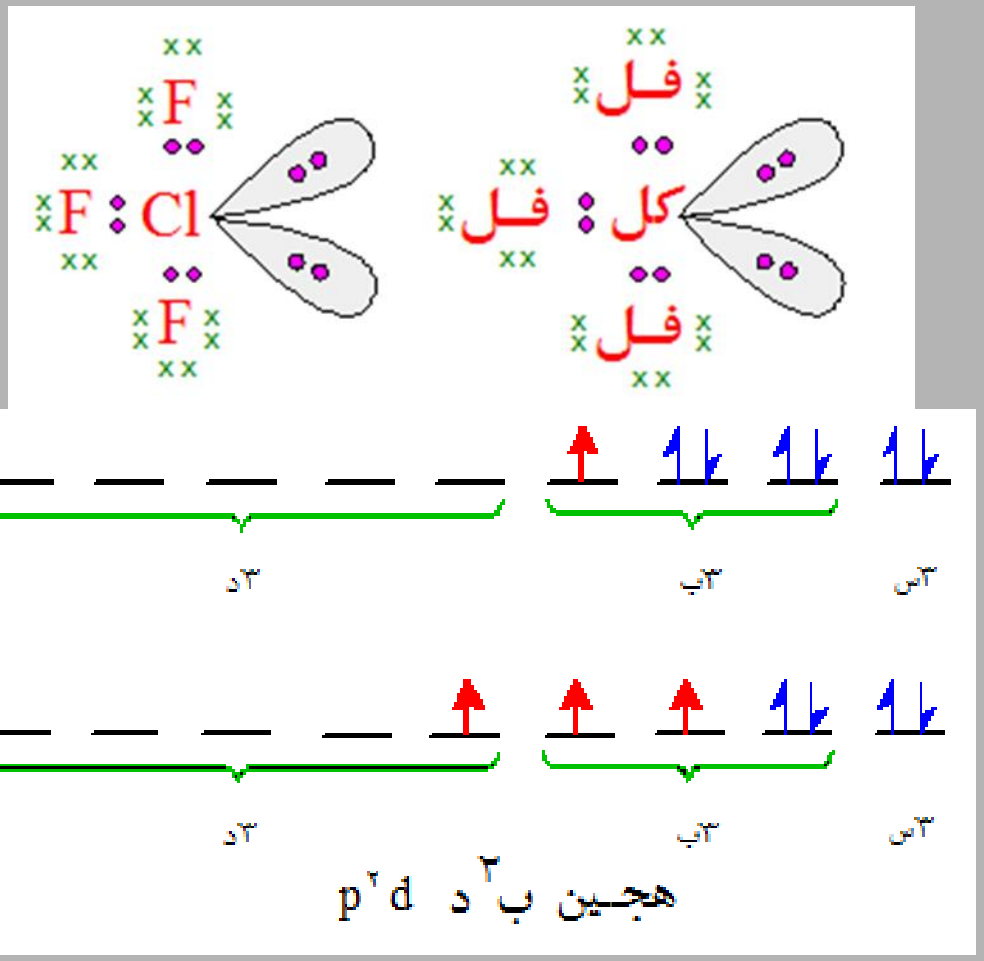
ملخص الباب الرابع



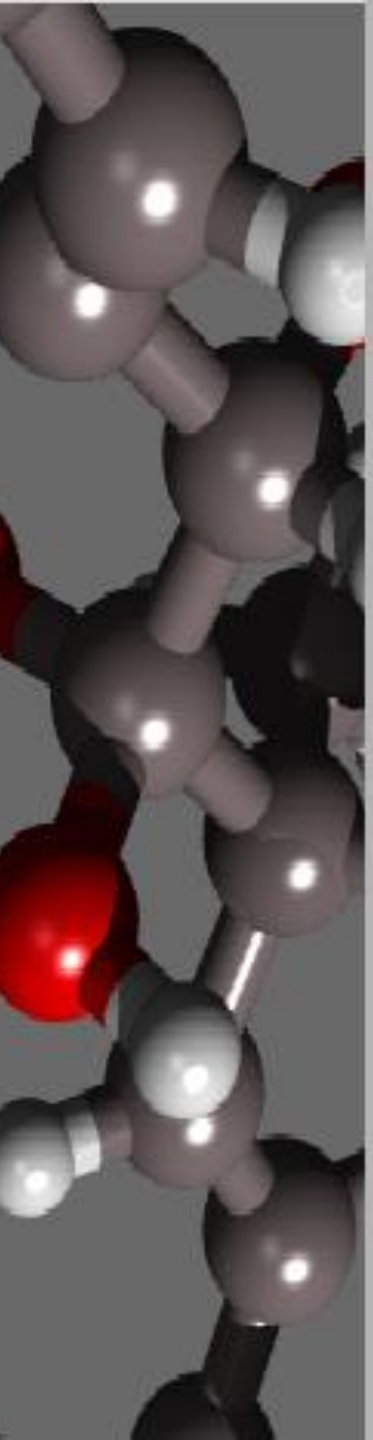
الشحنة الاسمية = عدد كهيربات التكافؤ للذرة - عدد الكهيربات الحرة - ½ عدد كهيربات الترابط للذرة



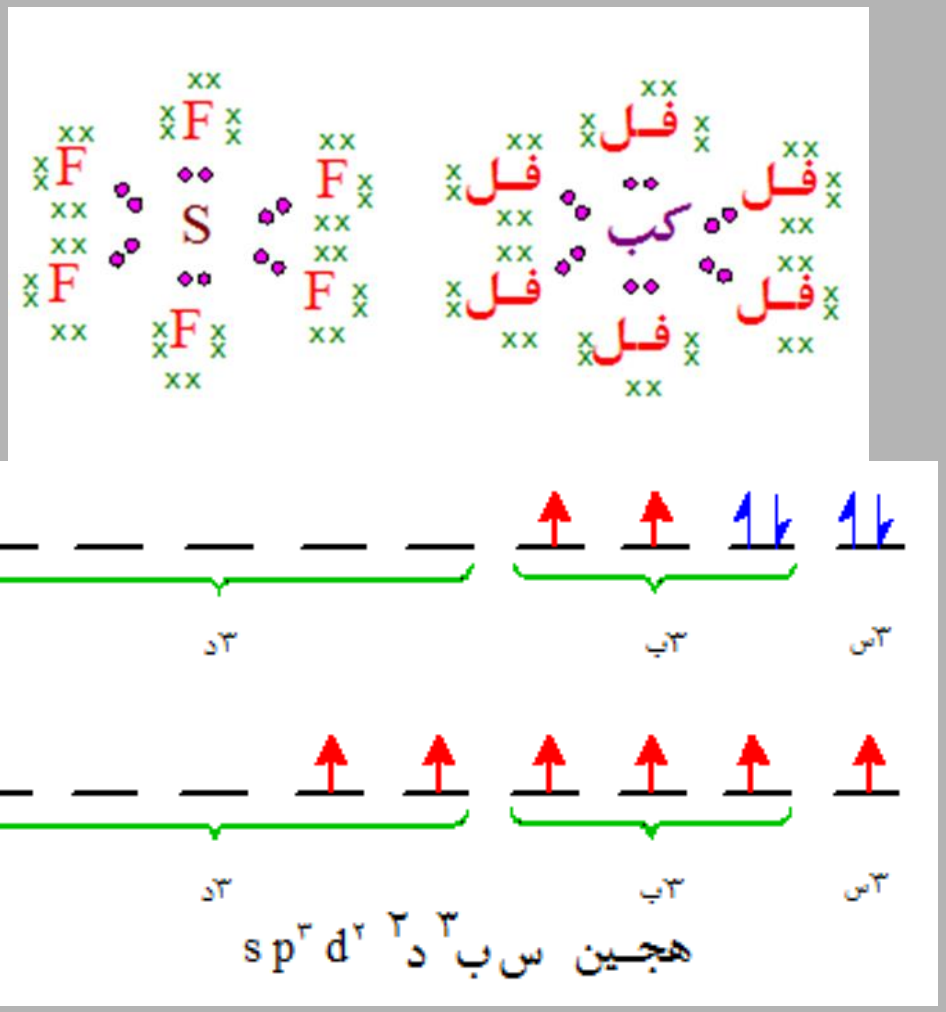
ملخص الباب الرابع



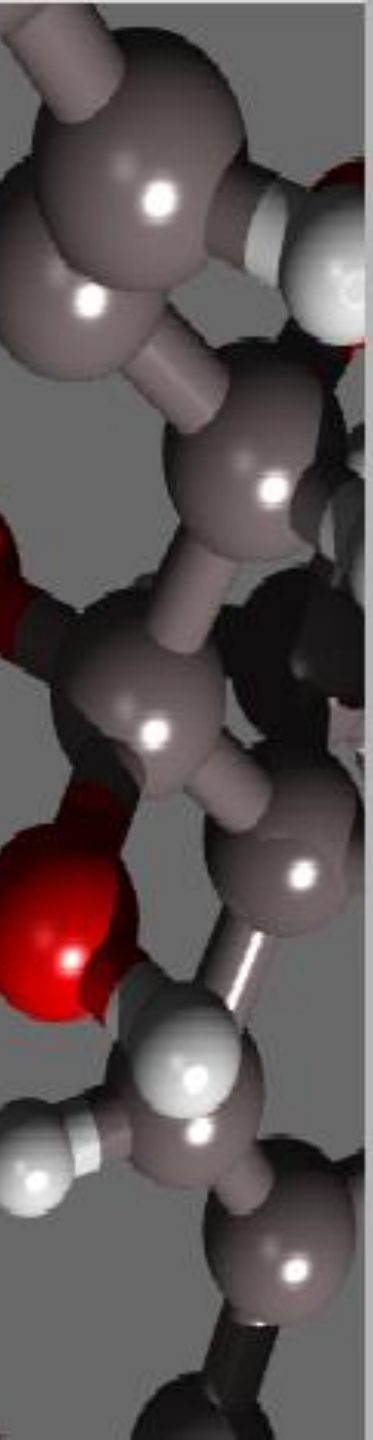
أ.د. عمر الزين



ملخص الباب الرابع

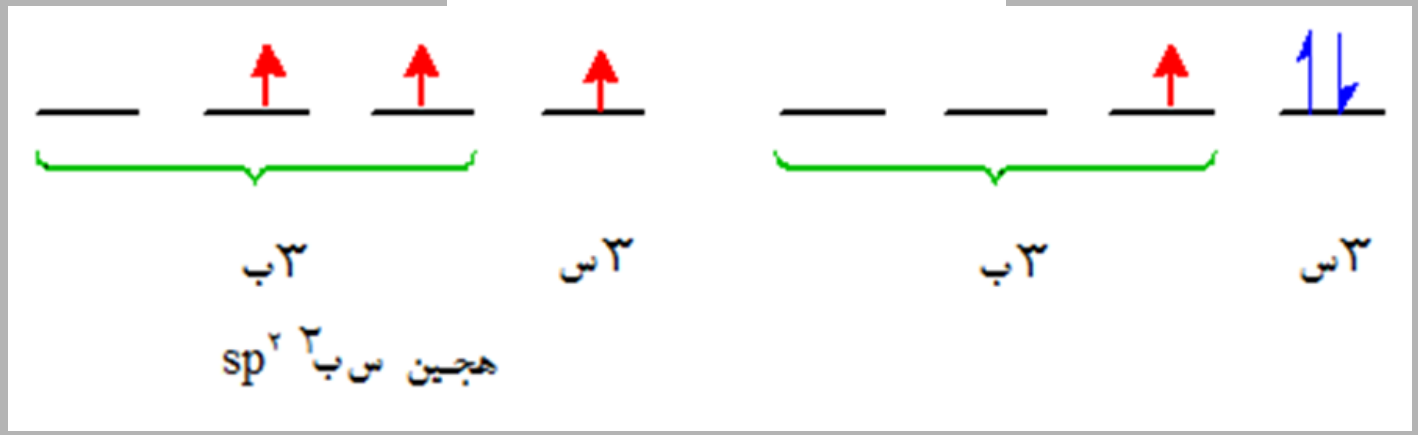


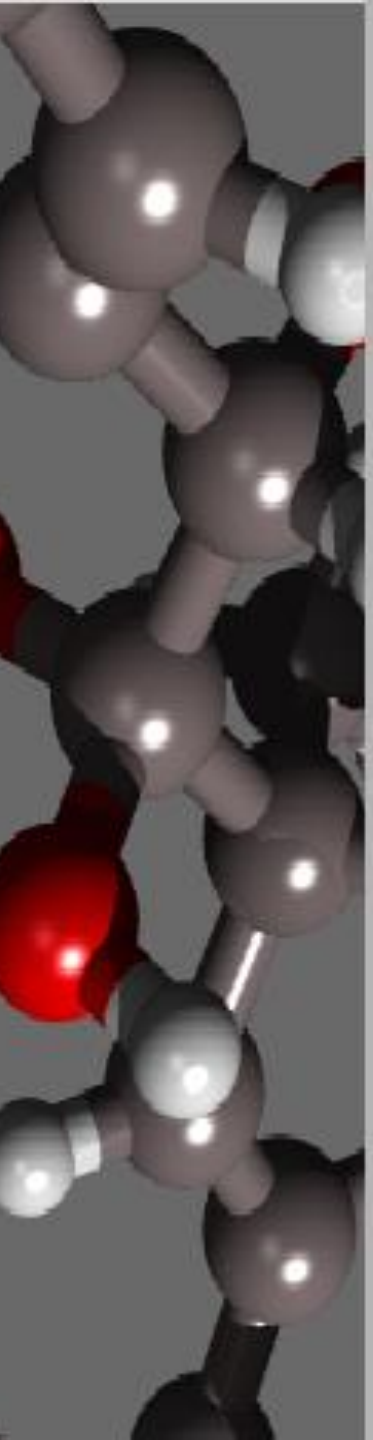
أ.د. عمر الزين



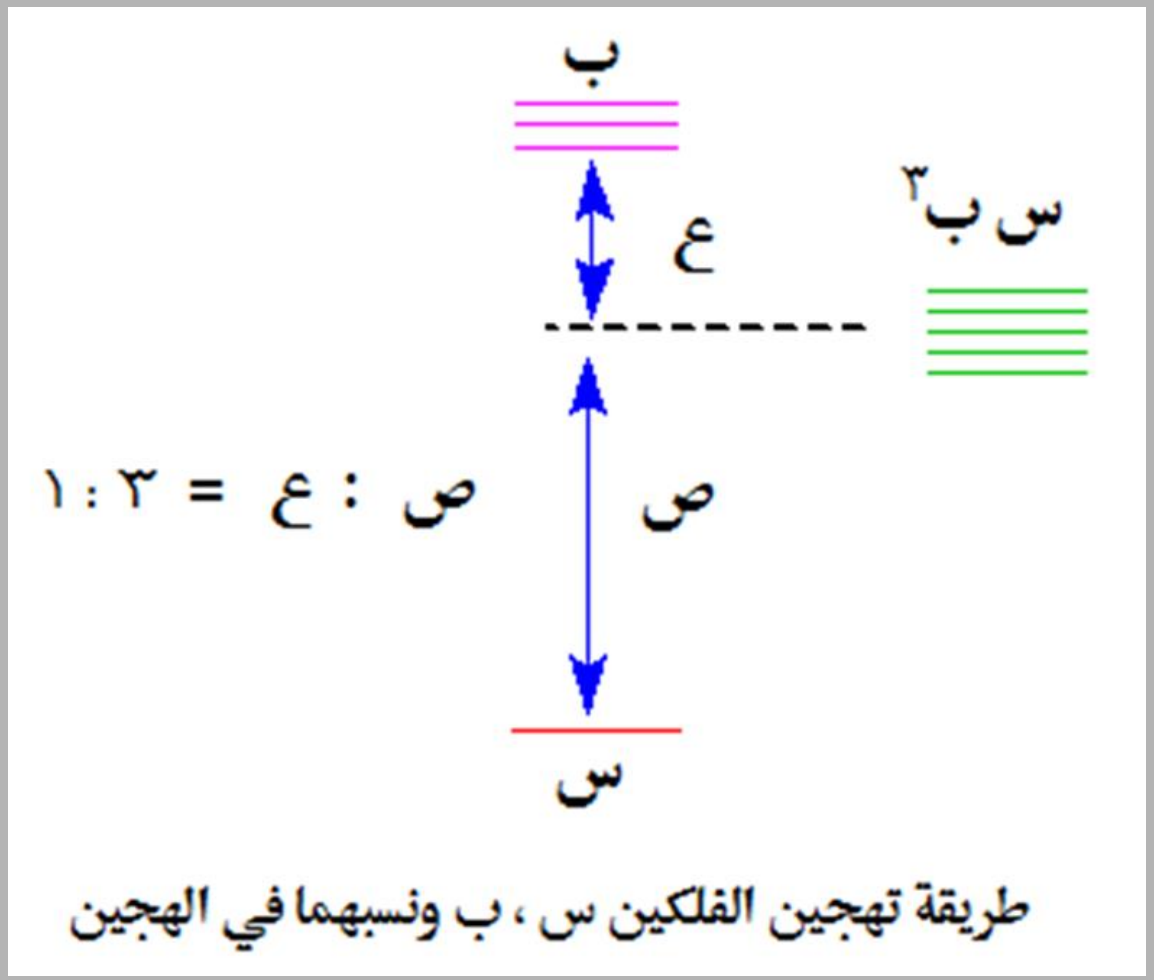
ملخص الباب الرابع

BCl_3 ب كل٣

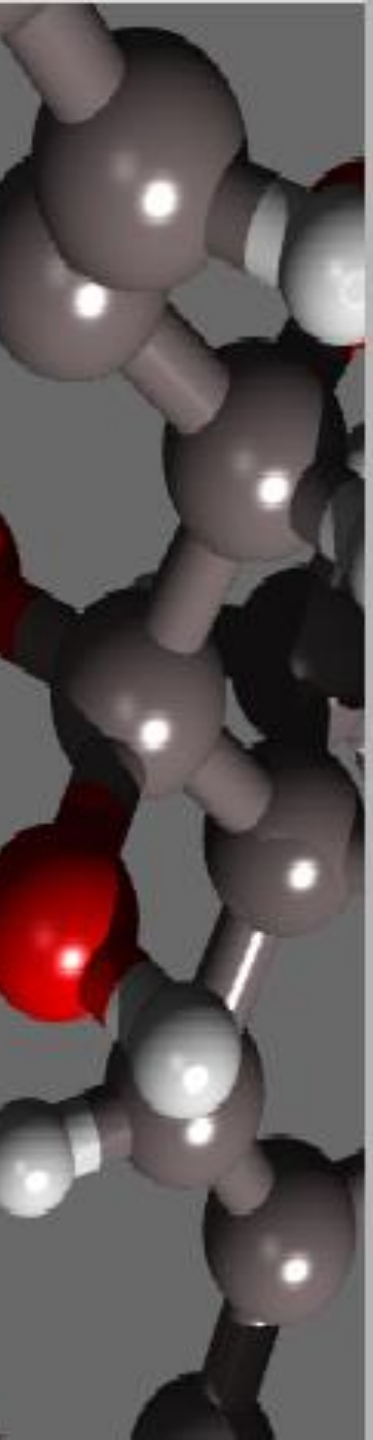




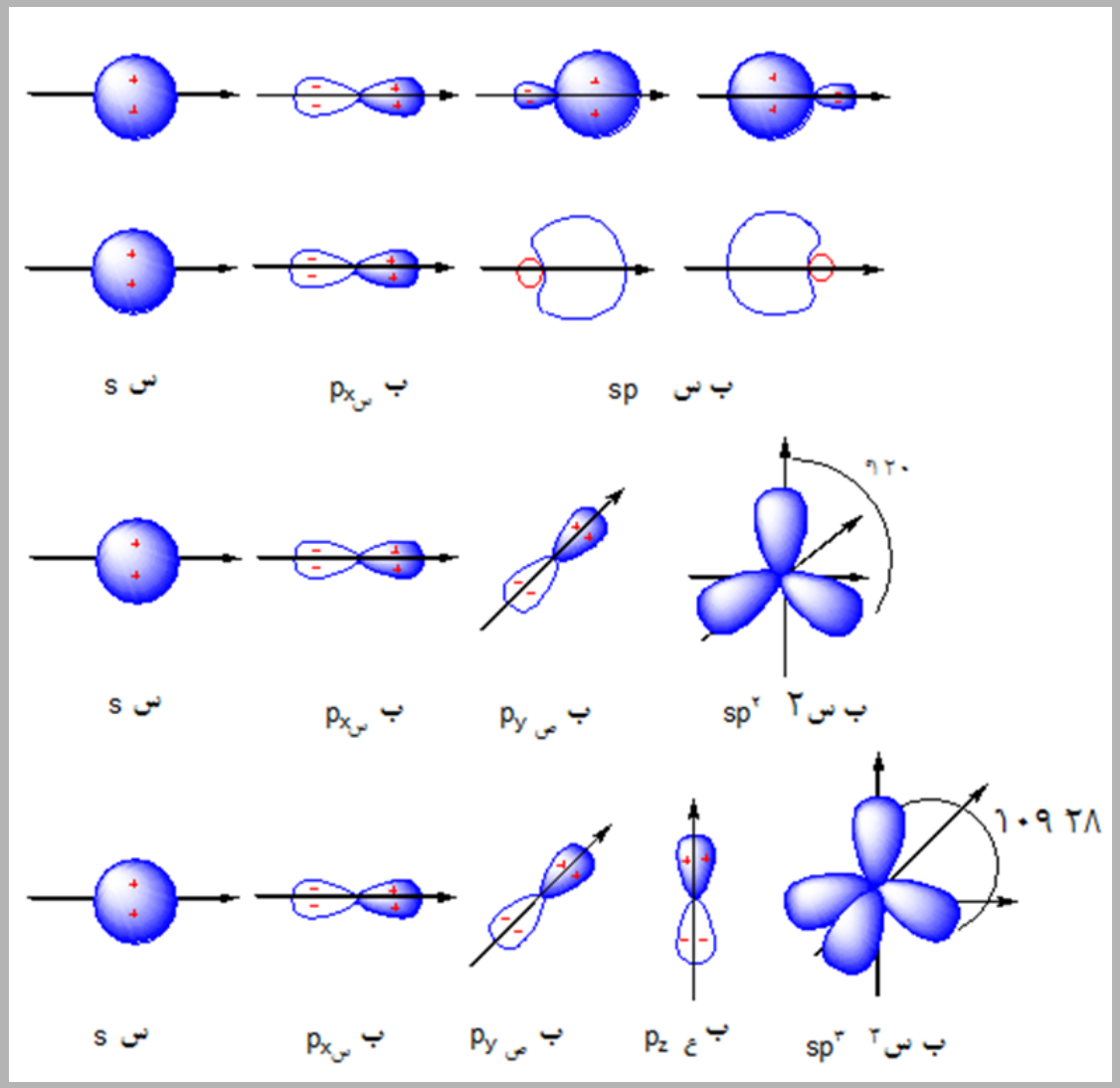
ملخص الباب الرابع



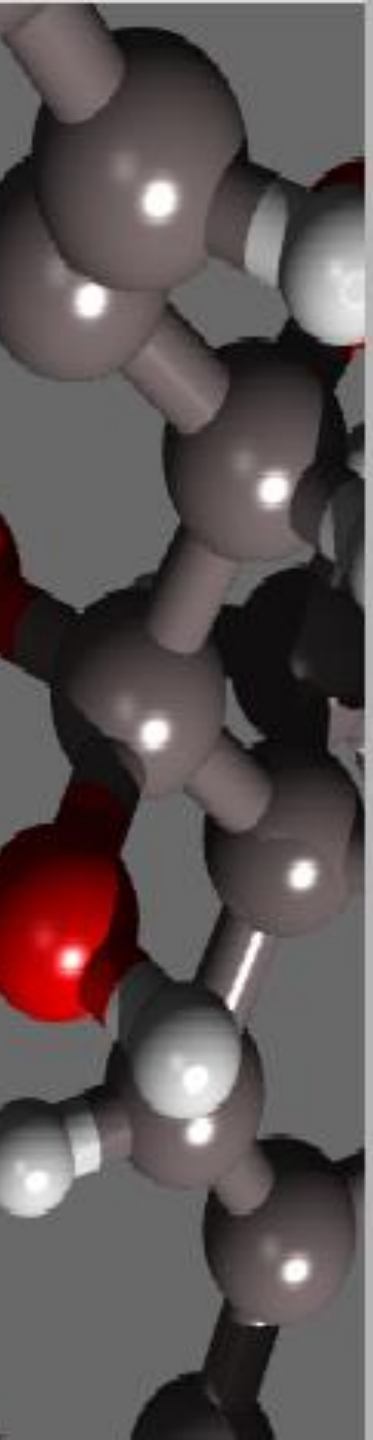
طريقة تهجين الفلكين س ، ب ونسبهما في الهجين



ملخص الباب الرابع



أ.د. عمر الزين

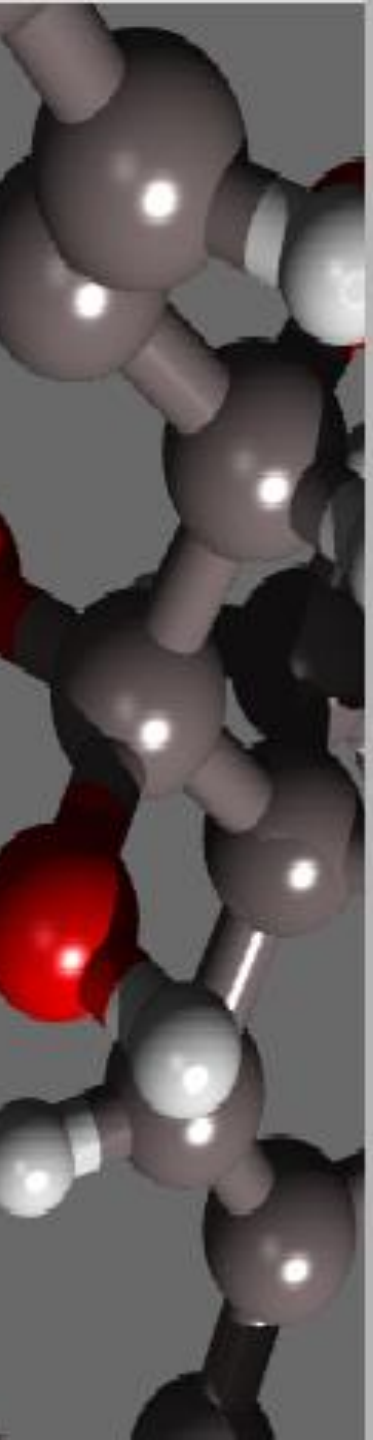


ملخص الباب الرابع

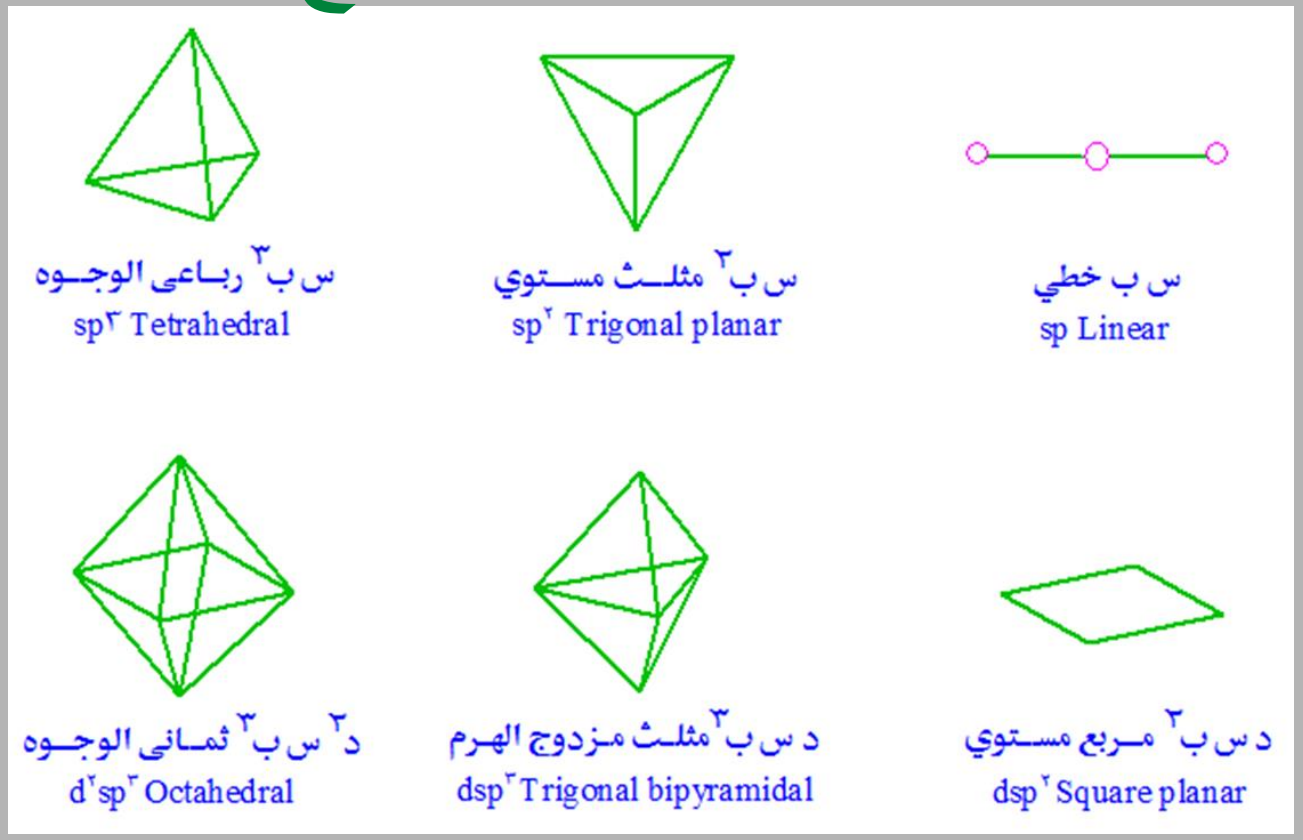
جدول[1]: طرائق التهجين وأشكاله وزواياه

التهجين	الشكل الهندسي	زوايا الروابط	الرسم الفراغي
س ب	خطي	°١٨٠	
س ب$_{٢}$	مثلث مستوي	١٢٠	
س ب$_{٣}$	رباعي الوجوه	١٠٩,٢٨	
د س ب$_{٣}$	مثلث مزدوج الهرم أو مربع هرمي	°٩٠ , °١٢٠ , °٩٠ , °٩٠	
د$_{٢}$ س ب$_{٣}$	ثماني الوجوه	°٩٠	
د س ب$_{٢}$	مربع مستوي	°٩٠	

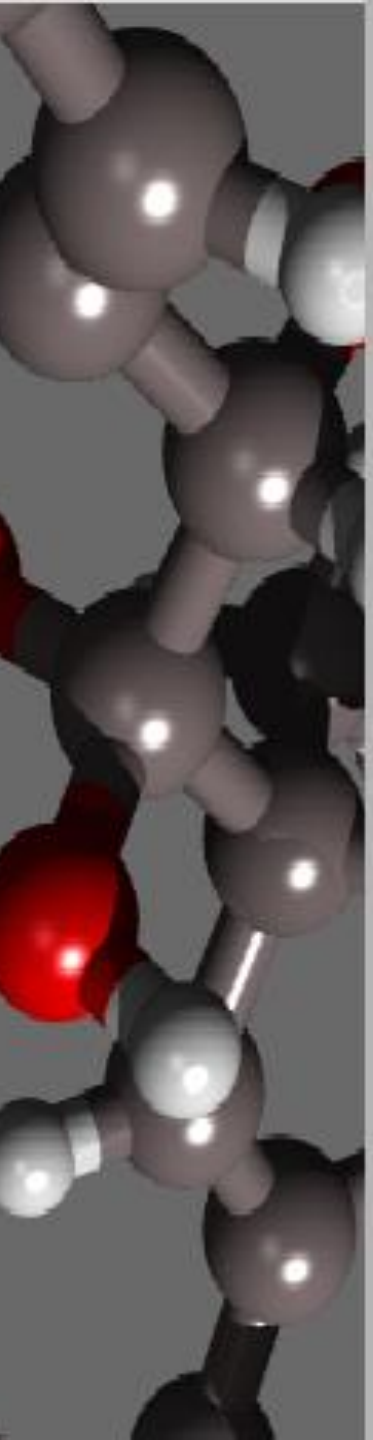
أ.د. عمر الزين



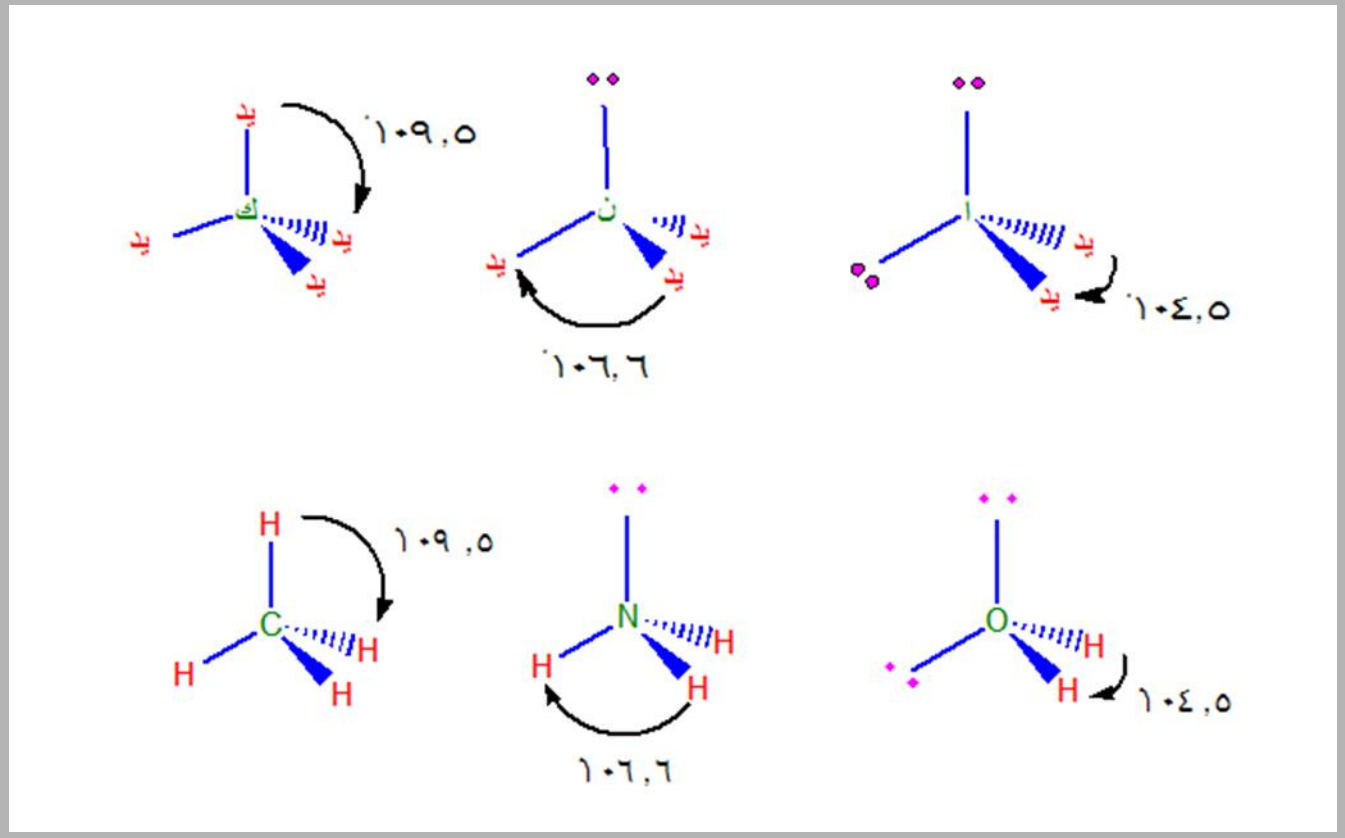
ملخص الباب الرابع



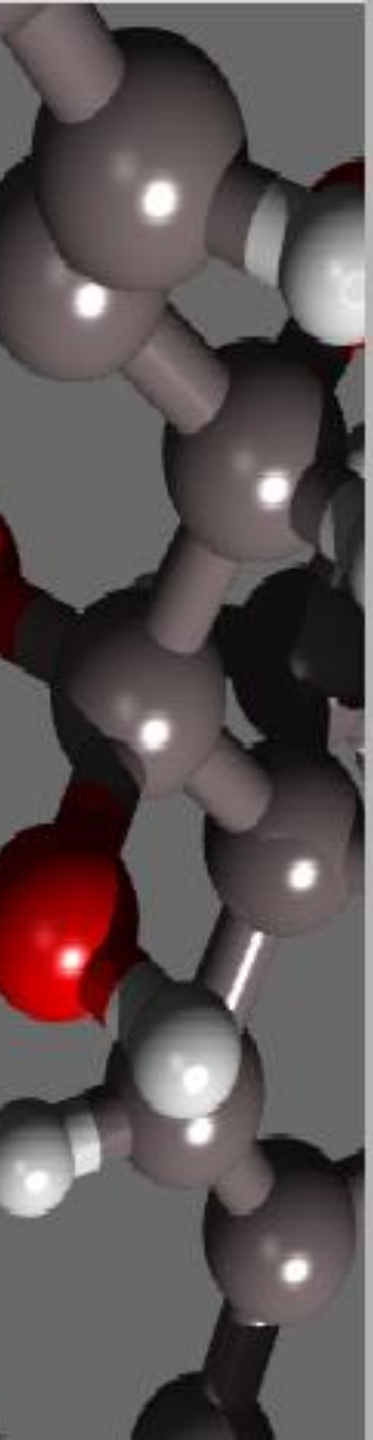
- يمكن ترتيب قدرة الأفلاك المهجنة على التداخل بالترتيب التنازلي:
  - س ب > س ب ^{2} > س ب ^{3} >> ب



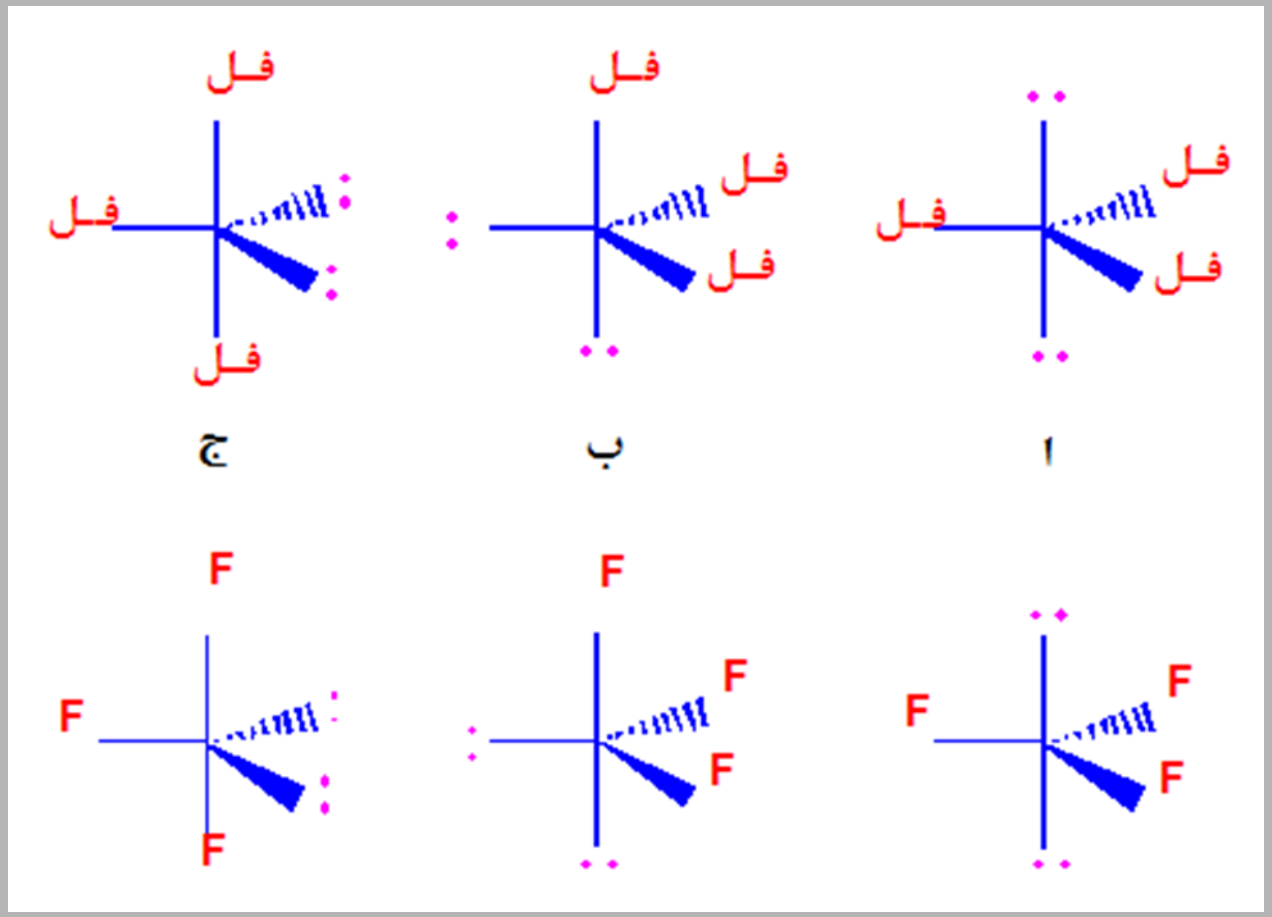
ملخص الباب الرابع



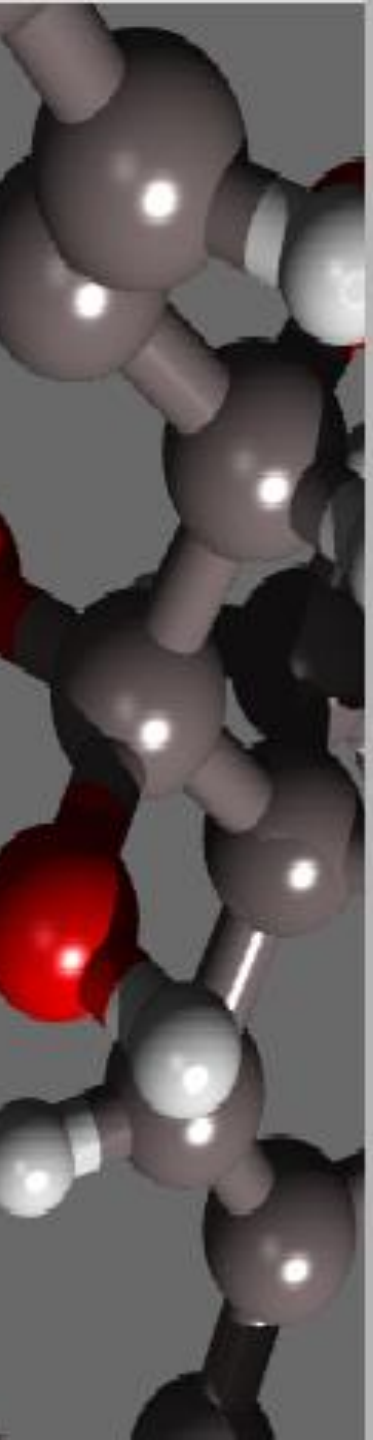
أ.د. عمر الزين



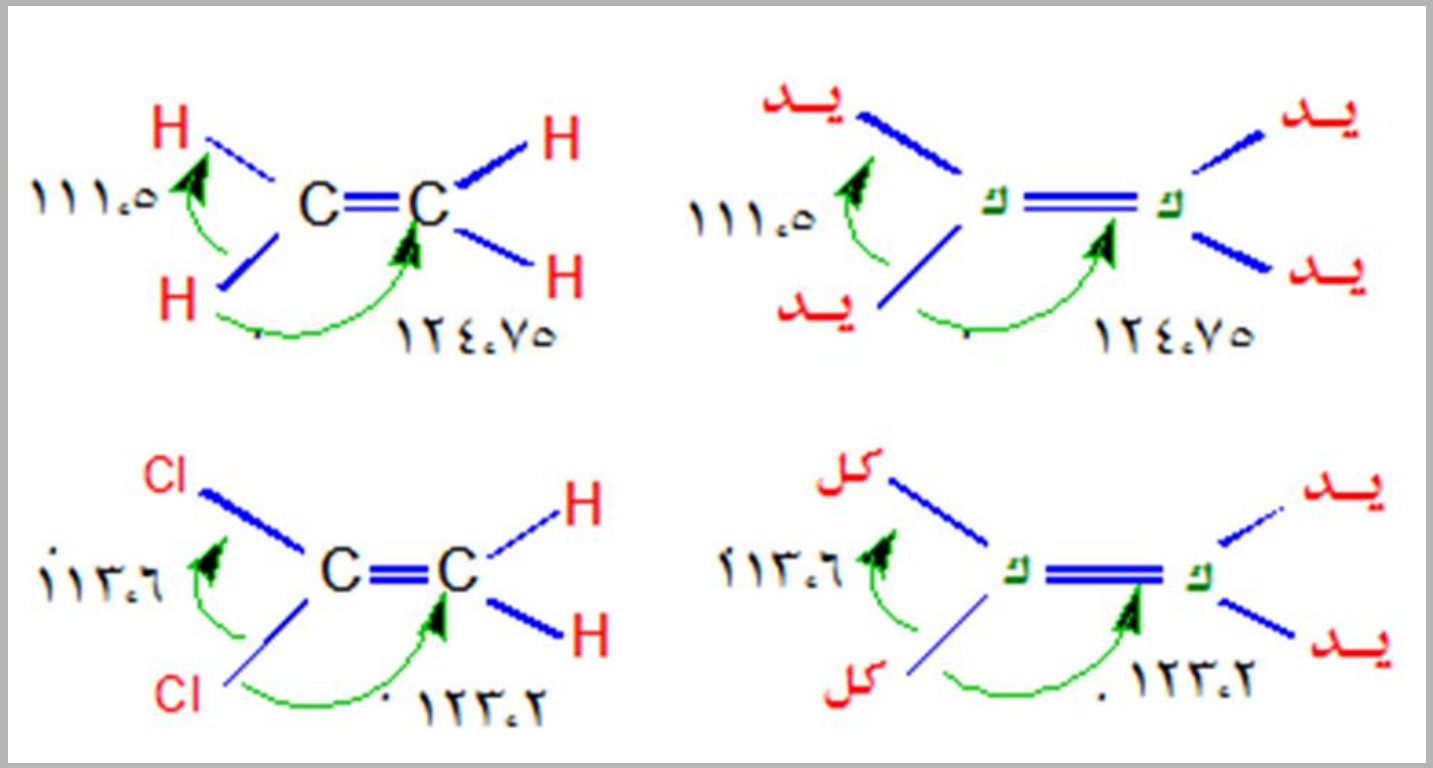
ملخص الباب الرابع



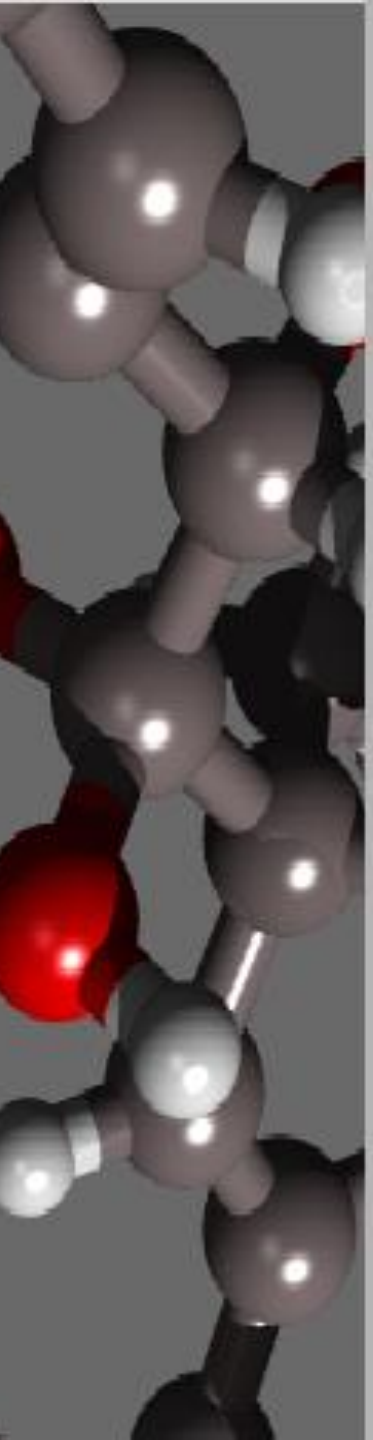
أ.د. عمر الزين



ملخص الباب الرابع

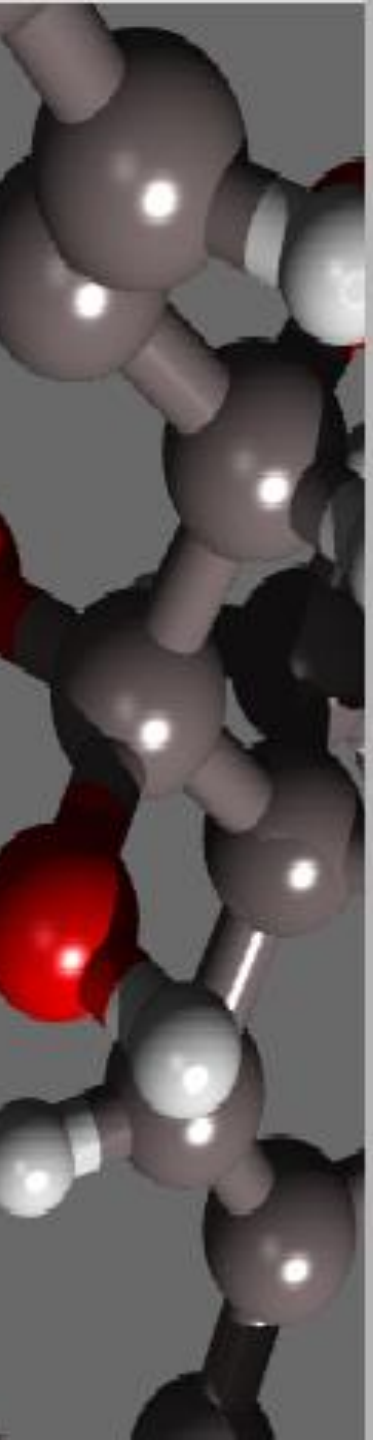


أ.د. عمر الزين

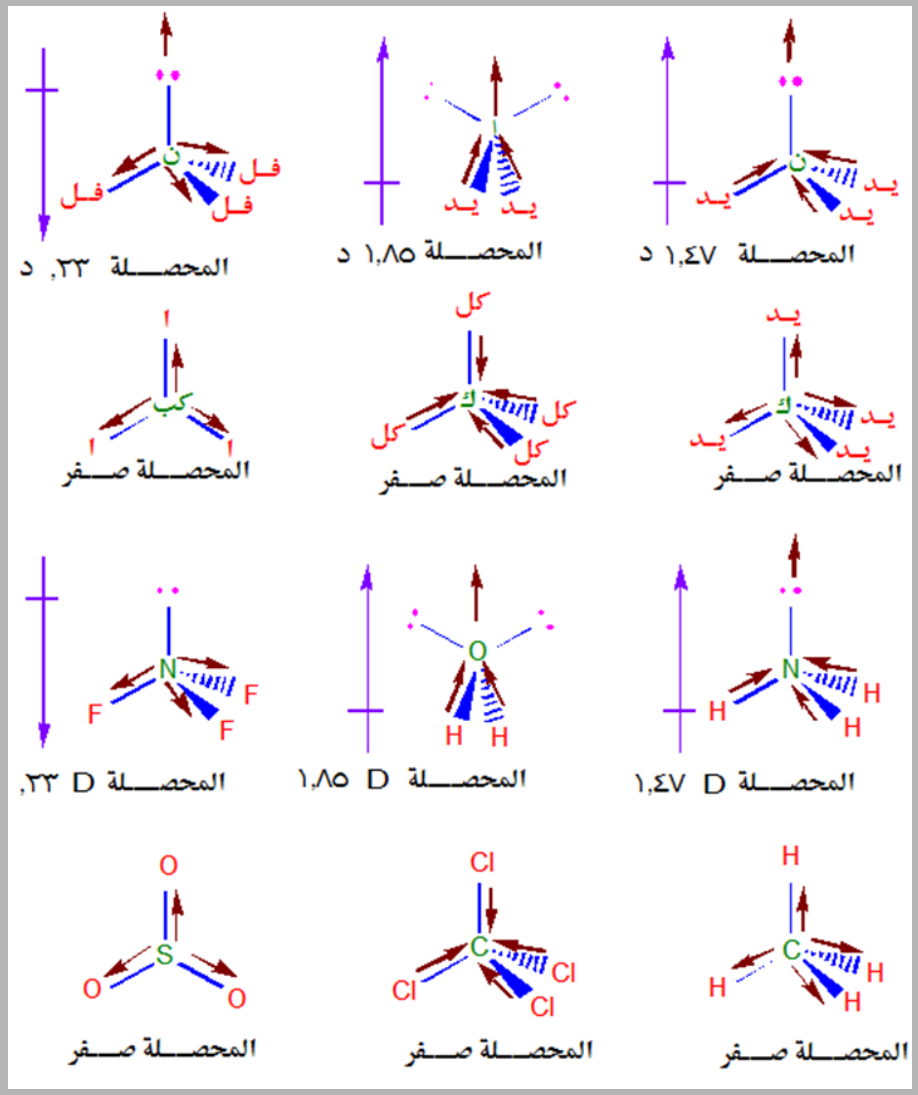


ملخص الباب الرابع

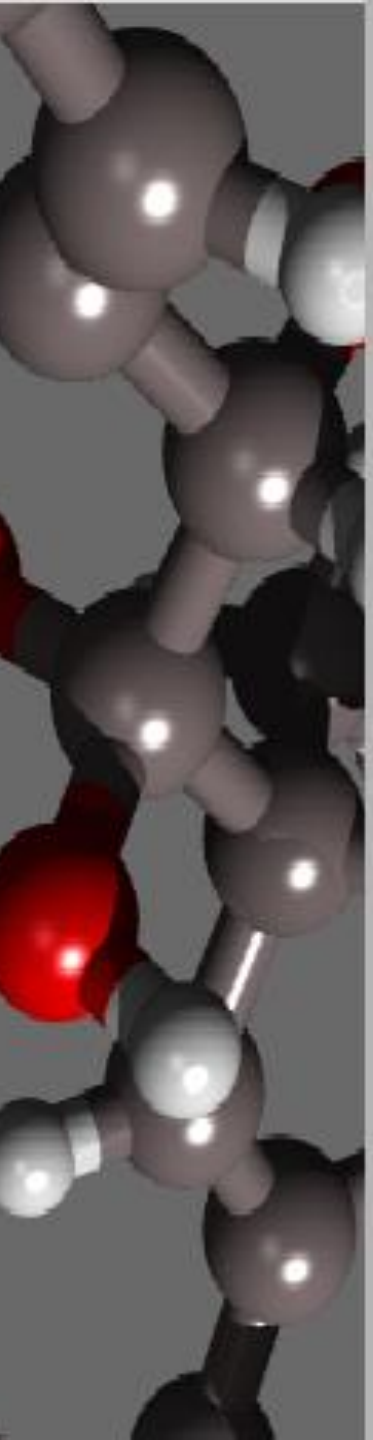
- كثيرا من الخواص الطبيعية للمركبات القطبية تنعكس نتيجة تأثير قطبيتها عليها مثل:
  - درجة الانصهار Melting Point
  - والتوتر السطحي Surface Tension
  - وطاقة التبخر Heat of Vaporization
  - وطاقة الرابطة Bond Energy
  - وغير ذلك



ملخص الباب الرابع

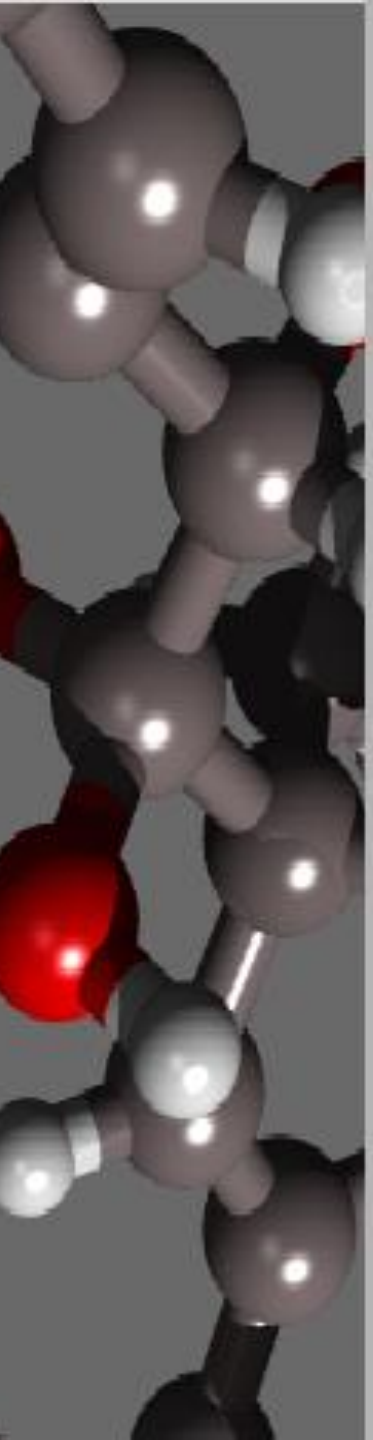


أ.د. عمر الزين

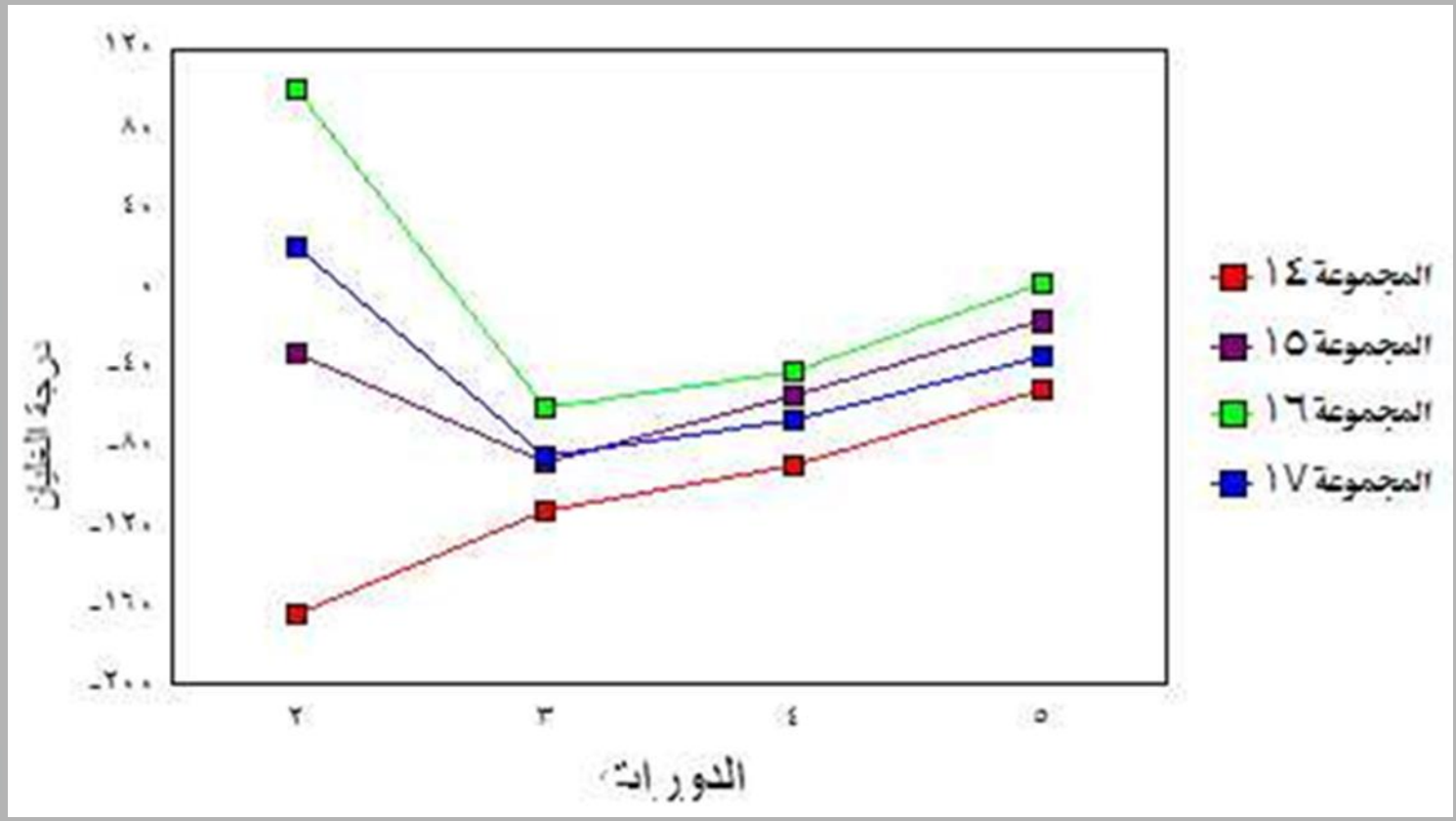


ملخص الباب الرابع

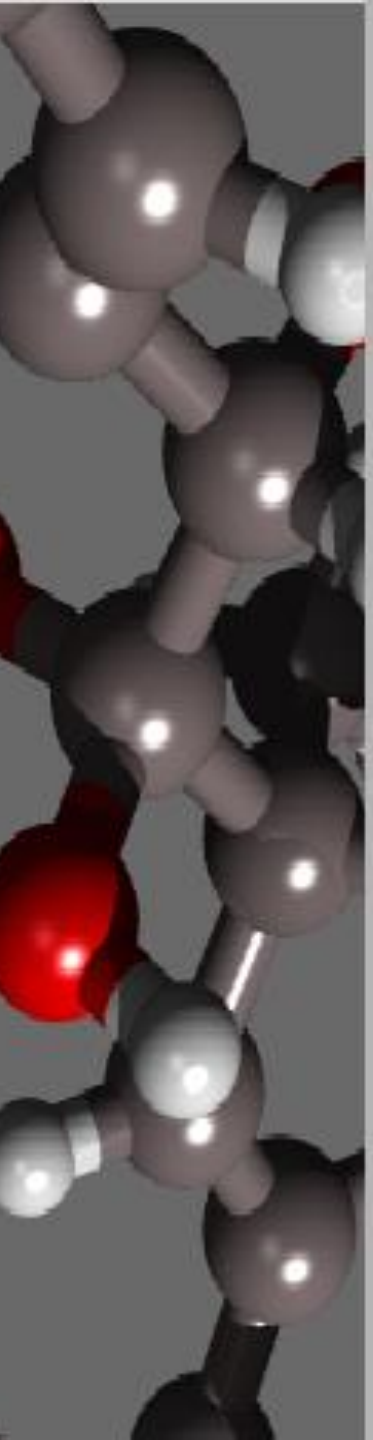
- الرابطة الهيدروجينية:
  - ناتجة عن وجود شحنة موجبة جزئيا على ذرة الهيدروجين ووجود أزواج حرة على الذرة الأخرى
  - تكون أطول من الرابطة التساهمية
  - وطاقتها أقل



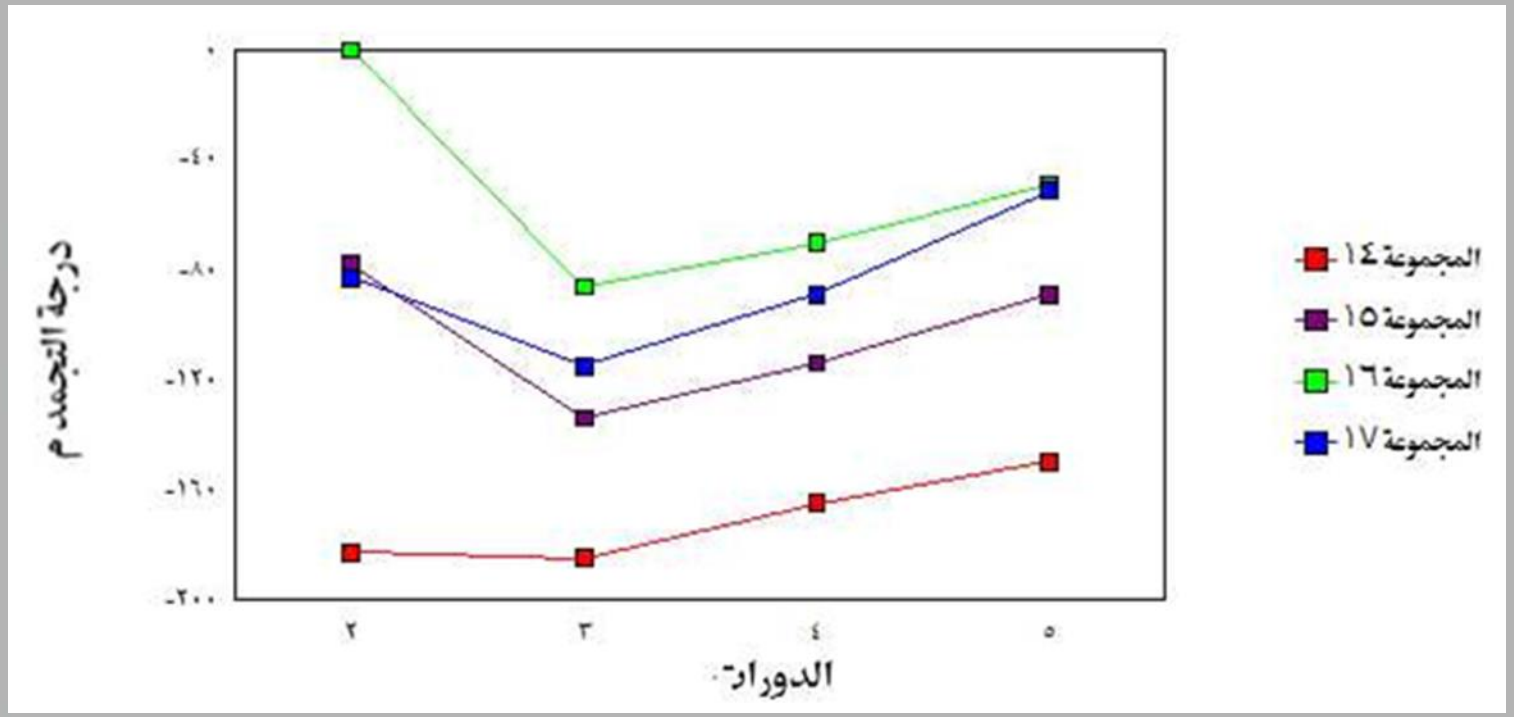
ملخص الباب الرابع



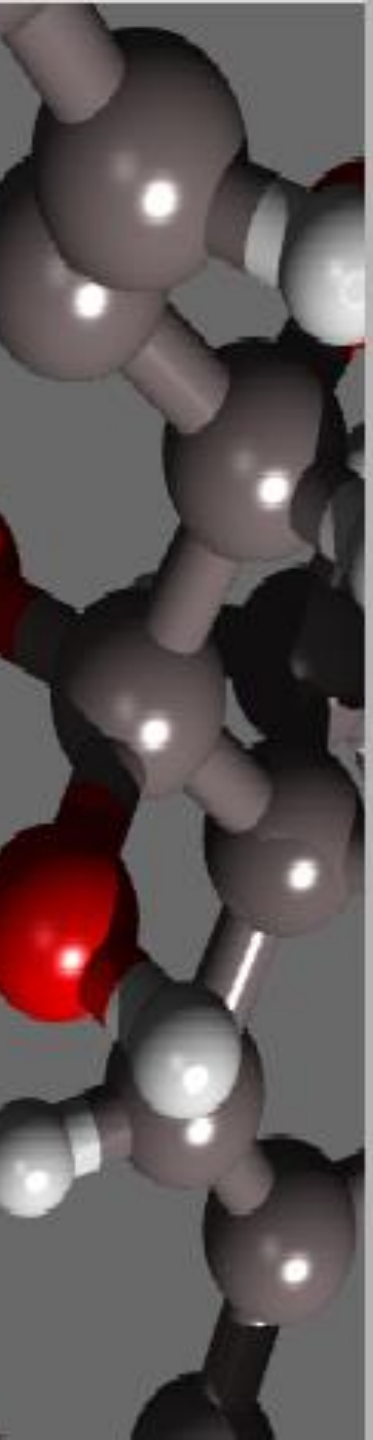
أ.د. عمر الزين



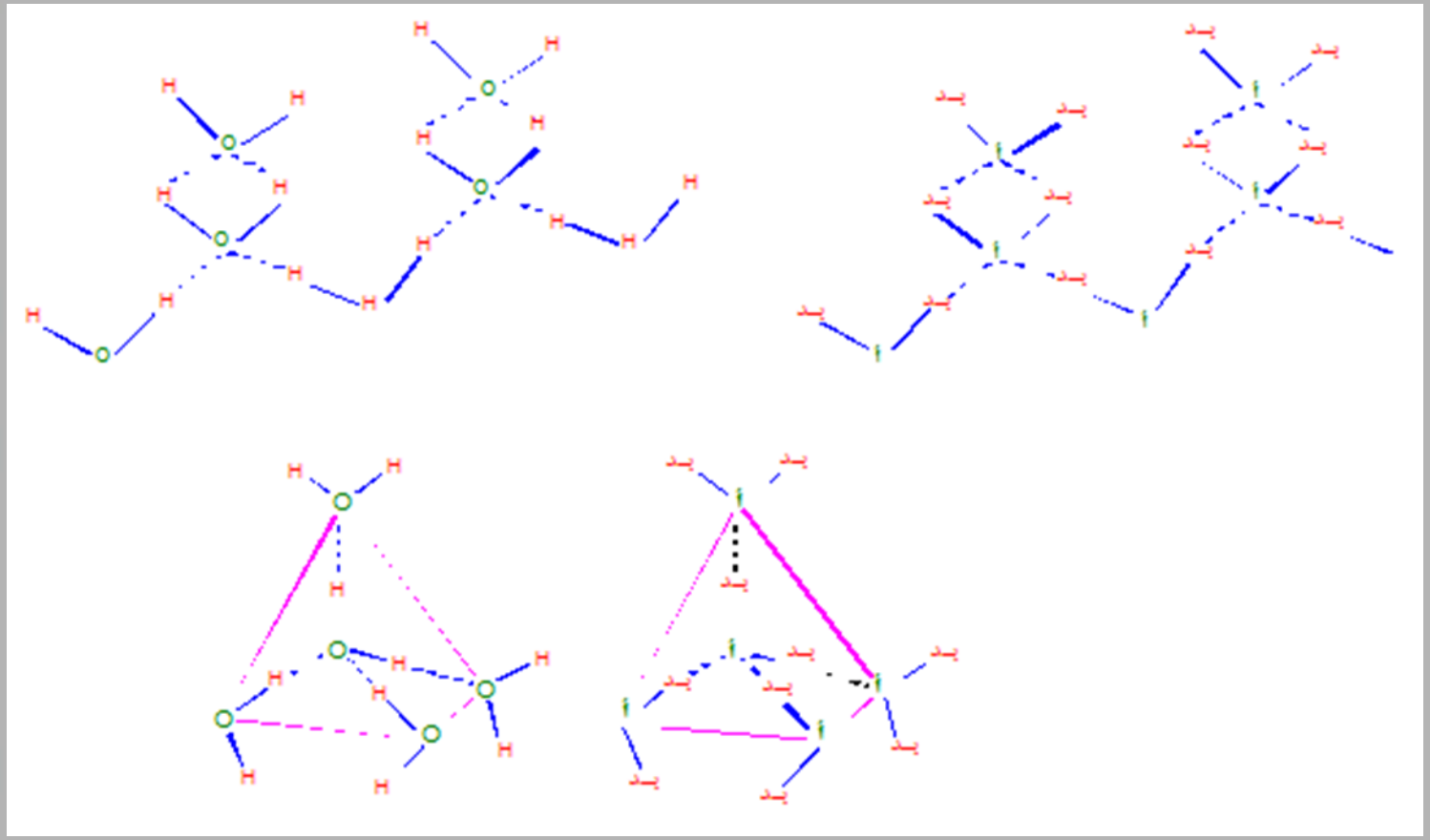
ملخص الباب الرابع



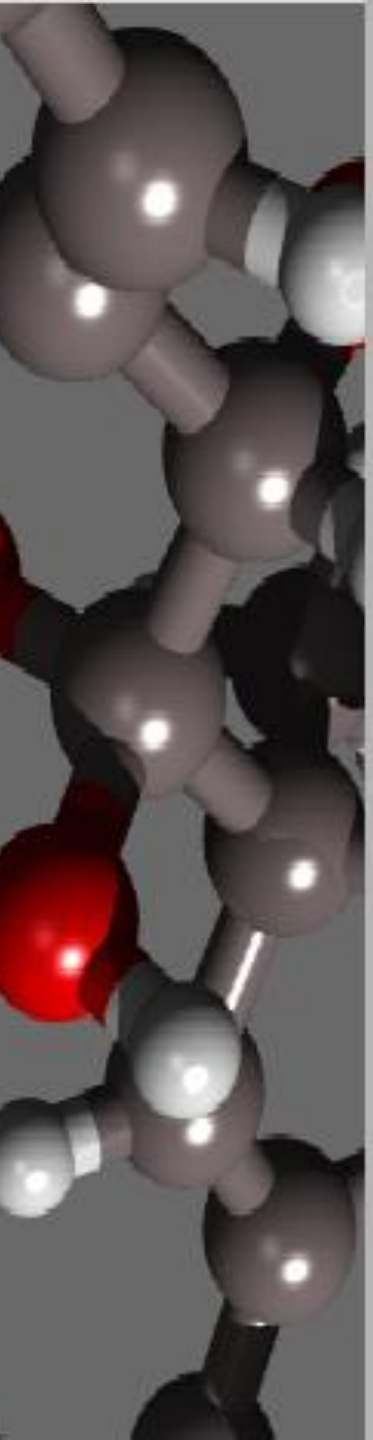
أ.د. عمر الزين



ملخص الباب الرابع

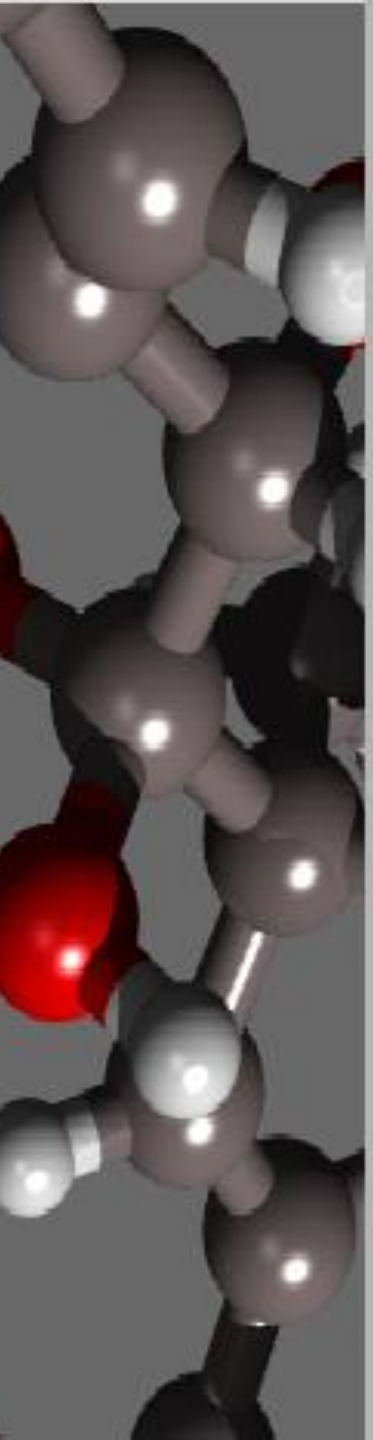


أ.د. عمر الزين



ملخص الباب الرابع

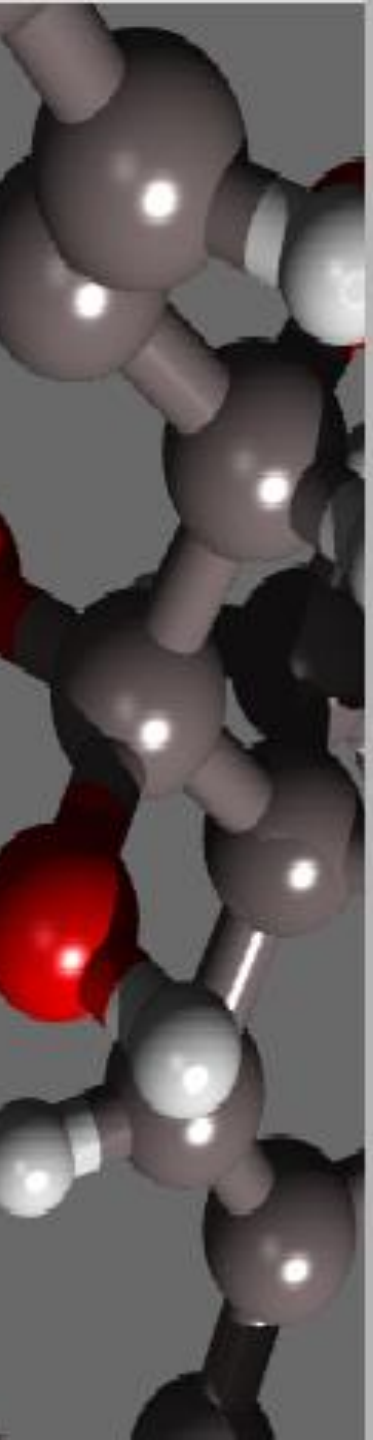
أ.د. عمر الزين



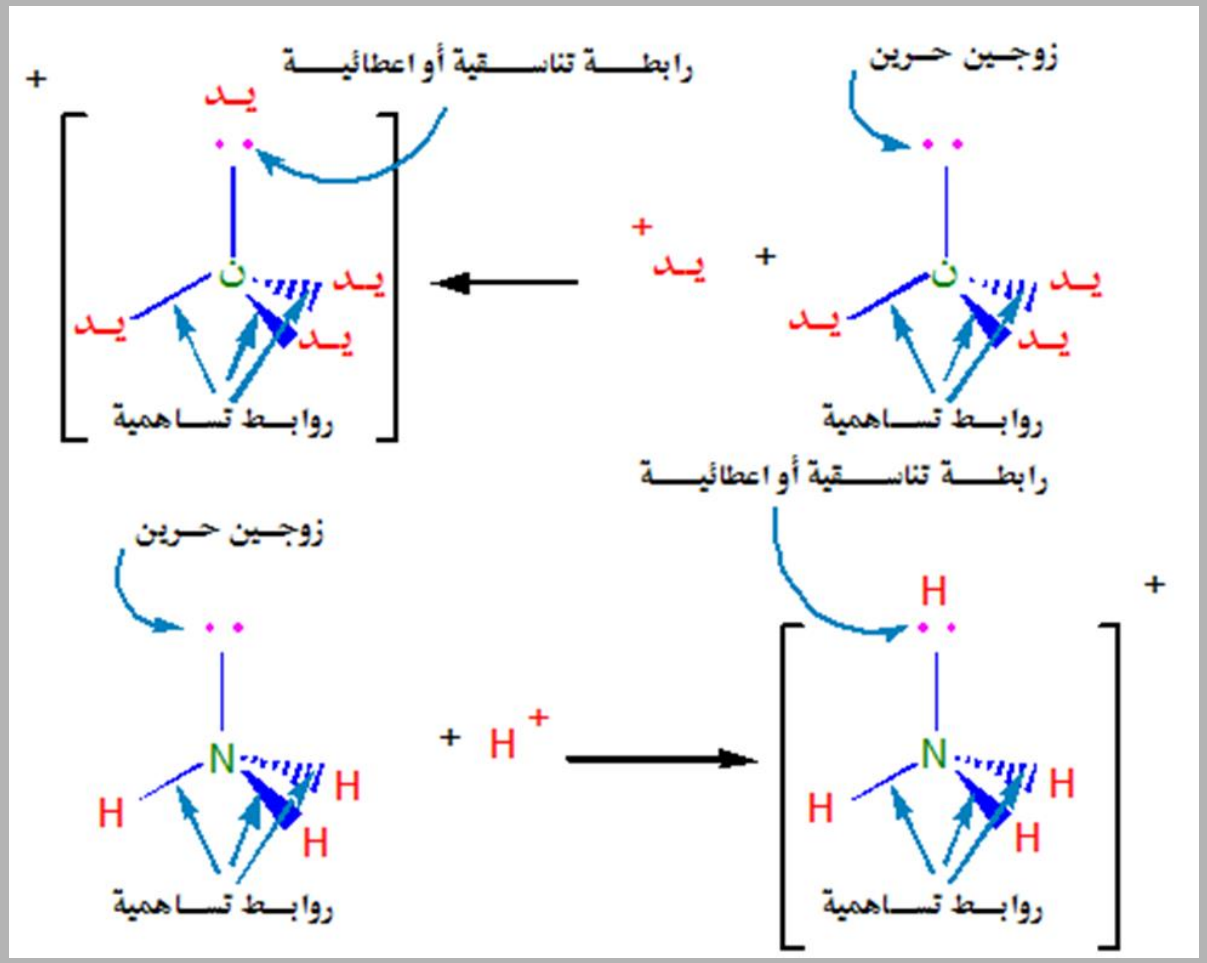
ملخص الباب الرابع

الرابطة التناسقية

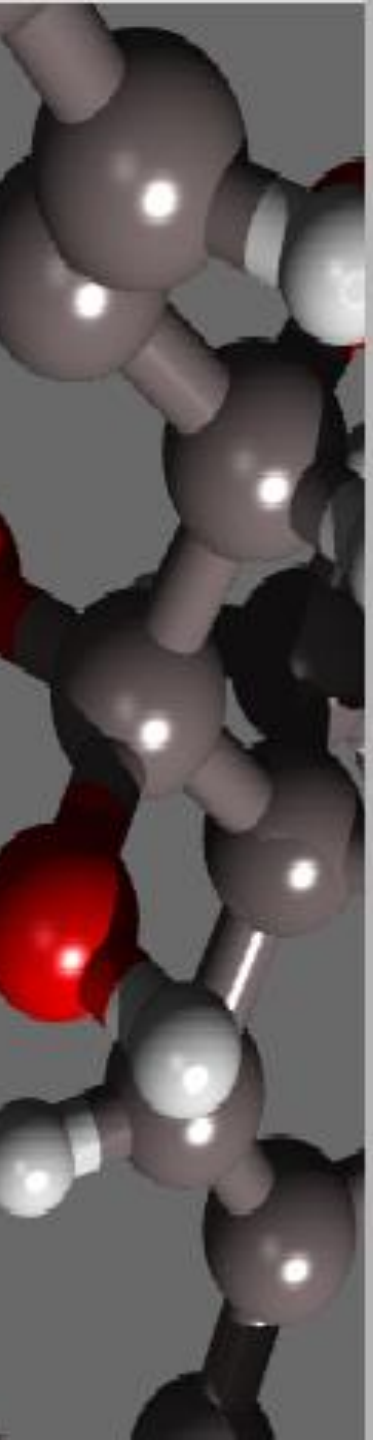
- يحدث أحيانا أن كلا الكهيربين يقدمان من ذرة واحدة وليس للذرة الأخرى أي فضل في أي شيء



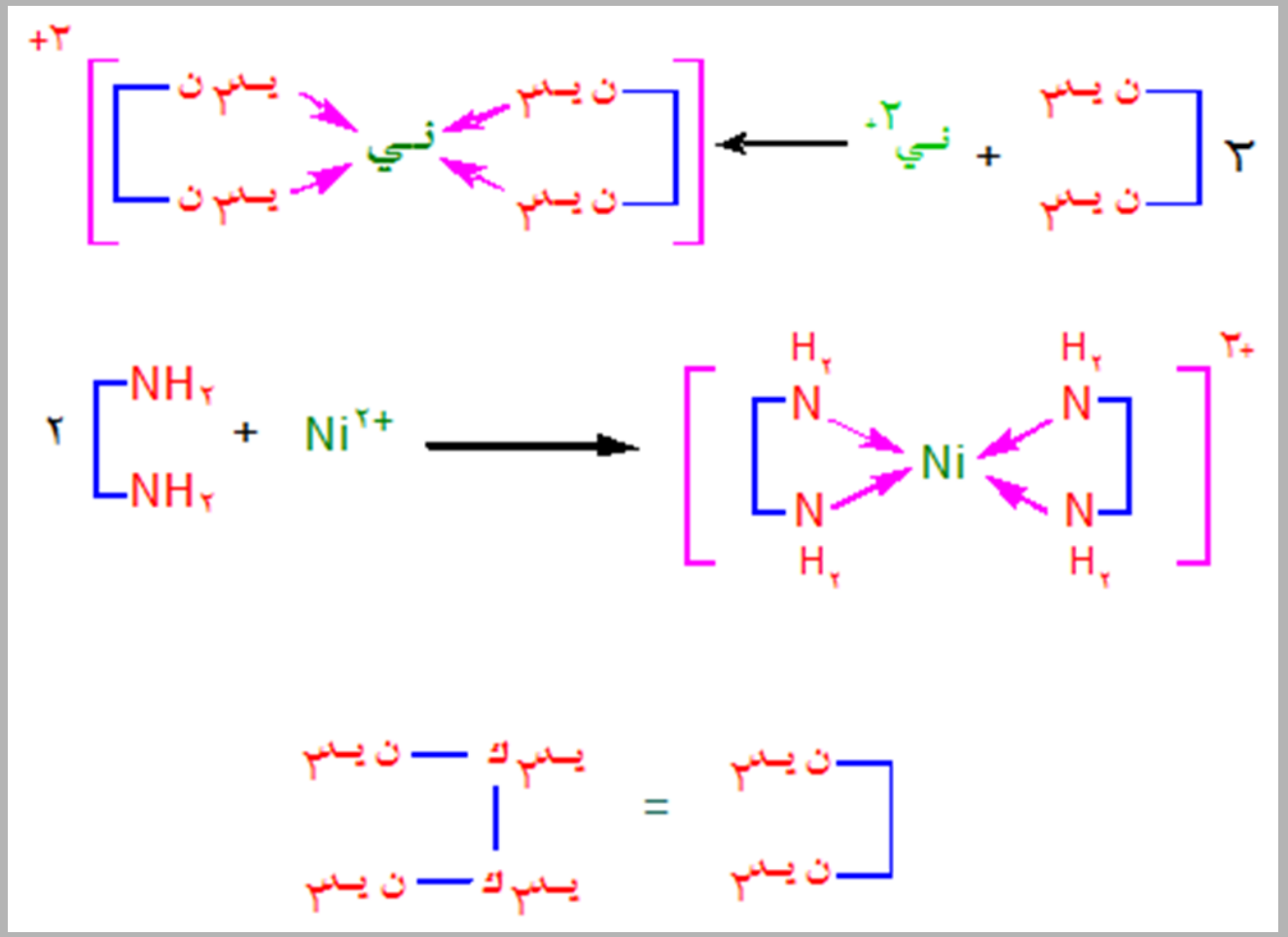
ملخص الباب الرابع



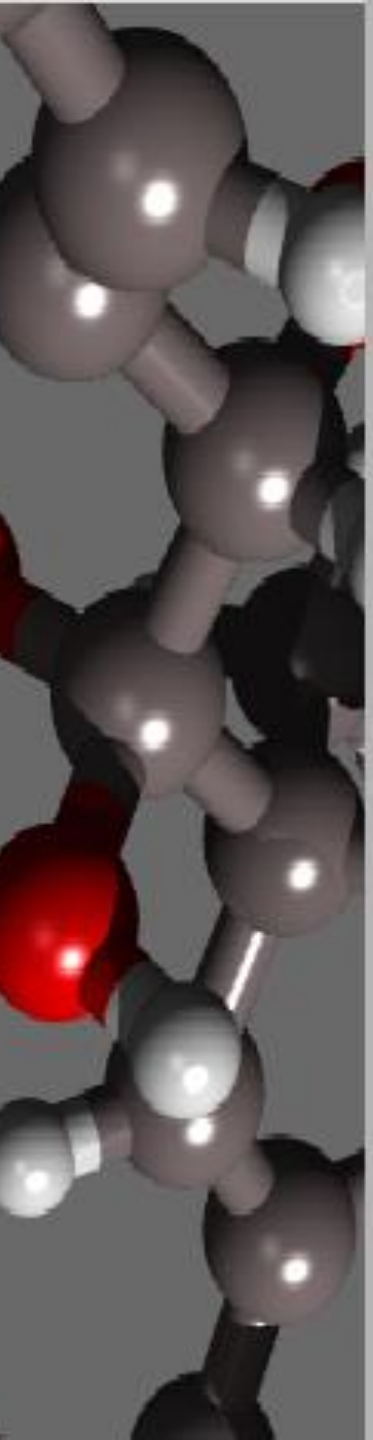
أ.د. عمر الزين



ملخص الباب الرابع



أ.د. عمر الزين



أي سؤال؟