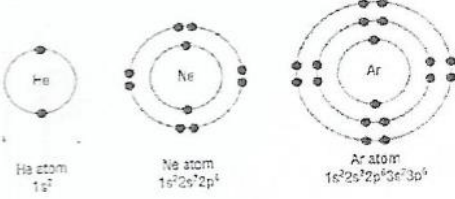


القسم (I)

ما الرابطة التساهمية

حالة الاستقرار : هي الحالة التي يكون فيها مستوى الطاقة الخارجى للعنصر مكتمل بـ (ثمانية) إلكترونات .

مثال : الغازات النبيلة : $\text{He}^2 - \text{Ne}^{10} - \text{Ar}^{18} - \text{Kr}^{36} - \text{Xe}^{54} - \text{Rn}^{86}$



قاعدة الثمانية : تميل الذرات لأن ترتبط بالطريقة التي تجعل فيها 8 إلكترونات تكافؤ حتى تصل للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل لها ، و بالتالى تصل لحالة الاستقرار .

طرق اكتساب حالة الاستقرار :
• نقل (فقد- اكتساب) الإلكترونات التكافؤ .
• مشاركة الإلكترونات التكافؤ .

علل : لا تميل الغازات النبيلة إلى تكوين مركبات جديدة ؟ لأن جميع الغازات النبيلة لها ترتيبات إلكترونية مستقرة .

علل : تميل الذرات المختلفة إلى تكوين مركبات جديدة ؟ من أجل الوصول إلى حالة الاستقرار ، بحيث تكون الإلكترونات التكافؤ ثمانية

ما المقصود بالرابطة التساهمية

هي الرابطة الكيميائية التي تنتج عن طريق مشاركة الإلكترونات التكافؤ ، بين العناصر القريبة من بعضها البعض في الجدول الدوري .
الجزئ : يتكون عند ارتباط ذرتين أو أكثر برابطة تساهمية .

تعتبر الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة جزءاً من مستوى الطاقة الخارجى لكلا الذرتين المشتركتين .

تتكون معظم الروابط التساهمية بين ذرات العناصر اللافلزية المتجاورة في الجدول الدوري .

تكون الرابطة التساهمية

تتكون الجزيئات ثنائية الذرة ($\text{H}_2 - \text{O}_2 - \text{F}_2 - \text{I}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2$) عندما تتشارك ذرتين من نفس العنصر في بعض الإلكترونات التكافؤ .

علل : تكون الجزيئات ثنائية الذرة ؟

لأن جزيئات ذرتين تكون أكثر استقراراً من الذرات الفردية .

مثال : تكون جزئ الفلور F_2 ؟

التوزيع الإلكتروني لذرة الفلور $2s^2 2p^5$ ، كل ذرة فلور 7 إلكترونات تكافؤ ، و تحتاج إلى إلكترون آخر لتكون (ثمانية) .

• قوة التنافر بين الإلكترونات الذرتين المتقاربتين .

• قوة التنافر بين بروتونات (نواتى) الذرتين المتقاربتين .

• قوة تجاذب بين بروتونات احدى الذرتين و إلكترونات الذرة الأخرى .

كلما زاد اقتراب ذرتا الفلور من بعضهما البعض ، تزداد قوى التجاذب بين البروتونات و الإلكترونات .

حتى نصل إلى أقصى قيمة لمحصلة قوى التجاذب بين الذرتين (أى يحدث توازن بين محصلة قوى التجاذب و محصلة قوى التنافر) .

عند هذه النقطة ترتبط الذرتان برابطة تساهمية و يتكون الجزئ ثنائي الذرة F_2 .

لاحظ : إذا ازداد تقارب الذرتين من بعضهما البعض بعد هذه النقطة المثالية ، فإن قوى التنافر تزداد و تفوق قوى التجاذب ، و لن يحدث ارتباط تساهمى .

و بالتالى فإن الترتيب الأكثر استقراراً في أى رابطة تساهمية يحدث عند (الوصول إلى المسافة المثالية بين الأنوية) حيث تكون محصلة قوى التجاذب عند هذه النقطة أكبر من قوى التنافر .

قوى التنافر ←

← قوى التجاذب

1 - الذرات بعيدة عن بعضها البعض و بالتالى لا يوجد بينهما أى قوى تجاذب أو تنافر .

2 - عند اقتراب الذرتين تحدث :
• قوى تنافر بين الإلكترونات و بعضها .
• قوى تنافر بين البروتونات و بعضها .
• قوى تجاذب بين بروتونات (نواة) كل ذرة و بين السحابة الإلكترونية للذرة الأخرى .

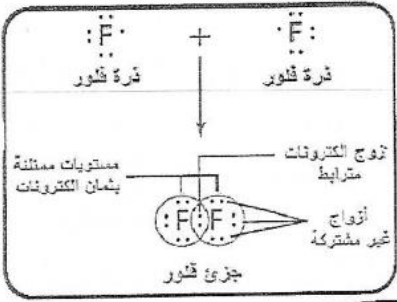
3 - عند الوصول إلى المسافة المثالية بين الأنوية ، تكون قوى تجاذب بين بروتونات (نواة) كل ذرة و بين السحابة الإلكترونية للذرة الأخرى كافية لتكوين رابطة تساهمية مستقرة بين الذرتين .

4 - عند إجبار الذرات على الاقتراب من بعضها أكثر فإن قوى التنافر في هذه الحالة تكون أكبر من قوى التجاذب و لا يحدث ارتباط تساهمى .

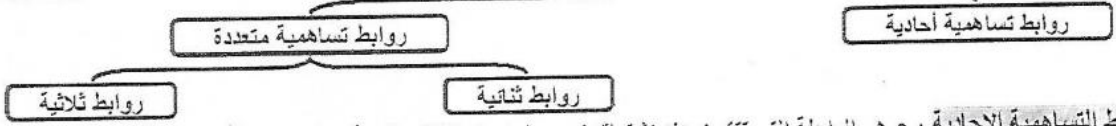
Fe و بالتالي يوجد الفلور في صورة جزي ثنائي الذرات ، لأن مشاركة زوج واحد من الإلكترونات تمنح كل ذرة فلور التوزيع الإلكتروني المستقر للغاز النبيل .

Fe في الشكل : تتشارك ذرتا الفلور زوجاً من الإلكترونات لتكوين رابطة تساهمية ، حيث تمتلك كل ذرة (زوجاً من الإلكترونات المترابطة) و (ثلاثة أزواج من الاكترونات غير المشتركة) زوج الإلكترونات المشتركة يمنح كل ذرة (مستوى تكافؤ مماثلاً بثمانية الكترونات)

بنية لويس : تعرف بأنها نموذج يتم فيه تمثيل الكترونات التكافؤ على شكل نقاط عمودية (:) أو خطوط (-) للإلكترونات المترابطة .



أنواع الروابط التساهمية



الروابط التساهمية الأحادية : هي الرابطة التي تتكون عند اشتراك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين رابطة تساهمية .
 • يسمى زوج الإلكترونات المشترك في تكوين الرابطة التساهمية الأحادية بـ [الزوج المرتبط] .
 وتظهر الرابطة التساهمية الأحادية في

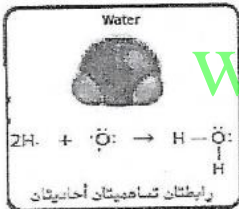
1 تكوين الجزيئات ثنائية الذرة لعنصر الهيدروجين H₂

• تجذب كل ذرة مرتبطة تساهمياً زوج الإلكترونات المشتركة بالتساوي لهذا ينتمي الإلكترونان المتشاركان إلى كل ذرة بالتزامن .
 • و بالتالي تحصل كل ذرة على التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل و هو غاز الهيليوم 1s² ، و تصبح طاقتها أقل .
 • لذلك يعتبر جزي الهيدروجين H₂ أكثر استقراراً من ذرة الهيدروجين المنفردة .

2 عناصر المجموعة (17) مثل [I⁵³ - Br³⁵ - Cl¹⁷ - F⁹]

تسمى عناصر هذه المجموعة بالهالوجينات ، و لكل منها 7 إلكترونات تكافؤ ، و بالتالي فهي تحتاج إلى إلكترون لتصل لقاعدة الثمانية .
 لذلك فهي : • تكون روابط تساهمية أحادية عند تكوين الجزيئات ثنائية الذرة لعناصر المجموعة F₂ , Cl₂ , Br₂ , I₂
 • تكون روابط تساهمية أحادية مع عناصر لافلزوية أخرى ، مثل الكربون كما في CCl₄

3 عناصر المجموعة 16 مثل [Se³⁴ - S¹⁶ - O⁸]

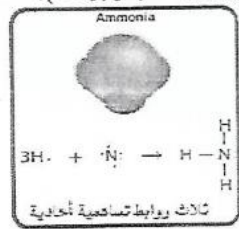


www.almanahj.com

• يمكن ذرة من عناصر المجموعة 16 مشاركة إلكترونين و بالتالي يمكنها تكوين رابطتين تساهميتين أحاديتين .
مثال الأكسجين مع الهيدروجين كما في الماء .
 • التوزيع الإلكتروني للاكسجين هو 2p⁴2s²1s² لذا فهو يحتاج إلى الكترونين ليكمل ثمانية الكترونات تكافؤ .
 • لذلك فهو يتشارك الكترونين مع ذرتي هيدروجين و يكون رابطتين تساهميتين أحاديتين .
 • و بذلك يصل الأكسجين للتركيب الإلكتروني للنيون 2p⁶2s²1s² ، و يصل الهيدروجين للتركيب الإلكتروني للهيليوم 1s²
 • لاحظ : ذرة الأكسجين لها رابطتين تساهميتين أحاديتين ، و زوجين من الإلكترونات الغير مشتركة

4 عناصر المجموعة 15 مثل [P¹⁵ - N⁷]

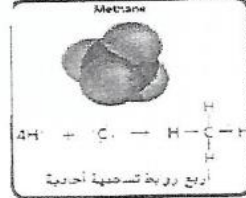
• يمكن لعناصر المجموعة 15 و بالتالي يمكن تكوين 3 روابط تساهمية أحادية مع عناصر من الالفزات مثل (الهيدروجين - الهالوجينات) .
مثال النيتروجين مع الهيدروجين كما في النشادر .



• التوزيع الإلكتروني للنيتروجين هو 2p³2s²1s² لذا فهو يحتاج إلى 3 إلكترونات ليكمل 8 الكترونات تكافؤ .
 • لذلك فهو يتشارك 3 إلكترونات مع 3 ذرات هيدروجين و يكون 3 روابط تساهمية أحادية ، و بذلك يصل النيتروجين للتركيب الإلكتروني للنيون 2p⁶2s²1s² ، و يصل الهيدروجين للتركيب الإلكتروني للهيليوم 1s²
مثال النيتروجين مع الهالوجينات كما في NBr₃ - NCl₃ - NF₃

5 عناصر المجموعة 14 مثل [Si¹⁴ - C⁶]

• يمكن لعناصر المجموعة 14 و بالتالي يمكن تكوين 4 روابط تساهمية أحادية مع عناصر من الالفزات مثل (الهيدروجين - الهالوجينات) .
مثال الكربون مع الهيدروجين كما في الميثان .



• التوزيع الإلكتروني للنيتروجين هو 2p²2s²1s² لذا فهو يحتاج إلى 4 إلكترونات ليكمل 8 الكترونات تكافؤ .
 • لذلك فهو يتشارك 4 إلكترونات مع 4 ذرات هيدروجين و يكون 4 روابط تساهمية أحادية ، و بذلك يصل الكربون للتركيب الإلكتروني للنيون 2p⁶2s²1s² ، و يصل الهيدروجين للتركيب الإلكتروني للهيليوم 1s²
مثال الكربون مع الهالوجينات كما في CBr₄ - CCl₄ - CF₄

تدريب I

ارسم بنية لويس لكل جزئ مما يلي

PH ₃	
H ₂ S	
CCl ₄	
SiH ₄	
جزئ مكون من ذرات عناصر المجموعة I و المجموعة 16	
جزئ مكون من ذرات عناصر المجموعة I و المجموعة 17	

الروابط التساهمية المتعددة

الروابط التساهمية المتعددة : هي روابط تساهمية تنتج عن مشاركة زوجين أو أكثر من الإلكترونات .

□ تتكون الروابط التساهمية المتعددة عادة بين ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت مع اللافلزات .

□ من أمثلة الروابط التساهمية المتعددة : • الروابط التساهمية الثنائية • الروابط التساهمية الثلاثية .

أولاً : الروابط التساهمية الثنائية : • هي الرابطة التي تحدث عندما تتم مشاركة زوجين من الإلكترونات بين ذرتين .

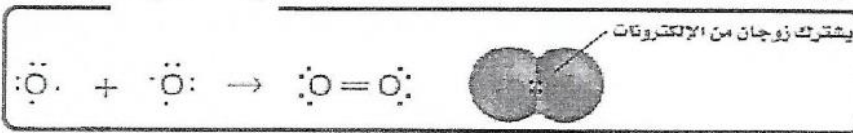
مثال جزئ الأكسجين O₂ .

• تتواجد ذرات عنصر الأكسجين في الطبيعة على شكل جزيئات ثنائية .

• التوزيع الإلكتروني للأكسجين هو 2p⁴2s²1s² لذا فهو يحتاج إلى إلكترونين ليكمل ثمانية إلكترونات تكافؤ .

• لذلك فهو يتشارك بالإلكترونين مع ذرة أكسجين أخرى ليصل المجموع إلى زوجين مشتركين من الإلكترونات بين الذرتين وتكون رابطة

تساهمية ثنائية ، و بذلك تصل كل ذرة أكسجين للتكوين الإلكتروني للنيون 2p⁶2s²1s² تصبح أكثر استقراراً .



ثانياً : الروابط التساهمية الثلاثية : • هي الرابطة التي تحدث عندما تتم مشاركة ثلاث أزواج من الإلكترونات بين ذرتين .

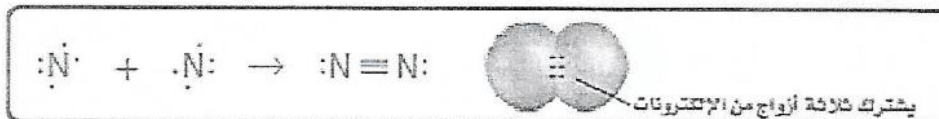
مثال جزئ النيتروجين N₂

• تتواجد ذرات عنصر النيتروجين في الطبيعة على شكل جزيئات ثنائية .

• التوزيع الإلكتروني للنيتروجين هو 2p³2s²1s² لذا فهو يحتاج إلى ثلاث إلكترونات ليكمل ثمانية إلكترونات تكافؤ .

• لذلك فهو يتشارك بثلاث إلكترونات مع ذرة نيتروجين أخرى ليصل المجموع إلى ثلاثة أزواج مشتركة من الإلكترونات بين الذرتين وتكون

رابطة تساهمية ثلاثية ، و بذلك تصل كل ذرة نيتروجين للتكوين الإلكتروني للنيون 2p⁶2s²1s² وتصبح أكثر استقراراً .



رابطة سيجما σ

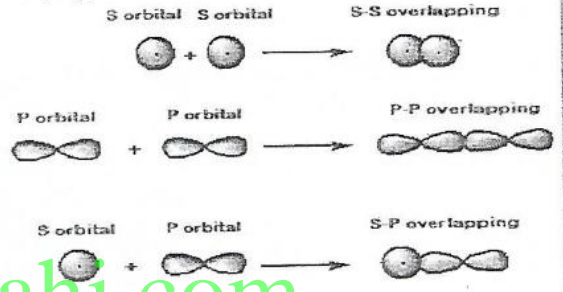
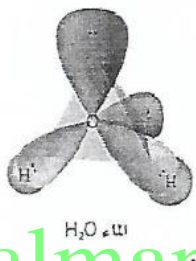
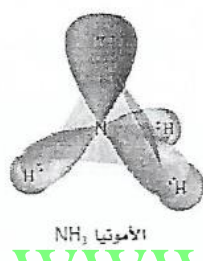
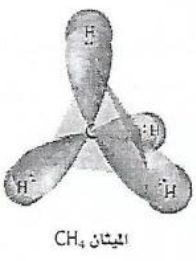
• الرابطة سيجما $[\sigma]$: هي الرابطة التساهمية الأحادية الناتجة عن اشتراك زوج من الإلكترونات نتيجة التداخل المباشر رأساً مقابل رأس لأفلاك الذرات .

• خصائصها : يرمز لها بالرمز الإغريقي $[\sigma]$

- تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالرأس ، أي يكون الأوربيتالات المتداخلان على خط واحد .
- تتكون الرابطة سيجما عندما يتداخل : فلك S مع فلك S آخر & أو فلك S مع فلك P أو فلك P مع فلك P آخر .
- تتكون الرابطة سيجما عندما يتواجد زوج الإلكترونات المشتركة في المنتصف (المنطقة المتوسطة) بين الذرتين .
- عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مجالات تكافؤهما معا (رأساً مقابل رأس) فتزداد الكثافة الإلكترونية في مجال الربط بين الذرتين (يقع مجال الربط في المنطقة التي يكون احتمال وجود الكثرونات الرابطة أكبر ما يمكن) .

• موقعها : تقع الرابطة سيجما في مجال الربط بين الذرتين .

- أمثلة الرابطة سيجما : الرابطة H - H في جزئ الهيدروجين H_2 .
- الرابطة F - F في جزئ الفلور F_2 .
- الرابطة H - F في جزئ فلوريد الهيدروجين HF
- الرابطة O - H في جزئ الماء OH_2 .
- الرابطة N - F في جزئ الأمونيا NH_3
- الرابطة C - H في جزئ الميثان CH_4 .



www.almanahj.com

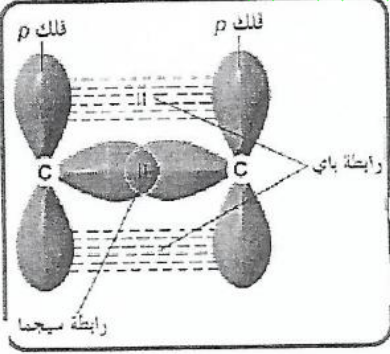
رابطة باي π

• الرابطة باي $[\pi]$ هي رابطة تساهمية متعددة تتكون عند التداخل الجانبي لفلكين من النوع P

• خصائصها : يرمز لها بالرمز الإغريقي $[\pi]$

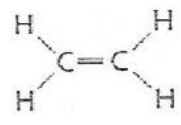
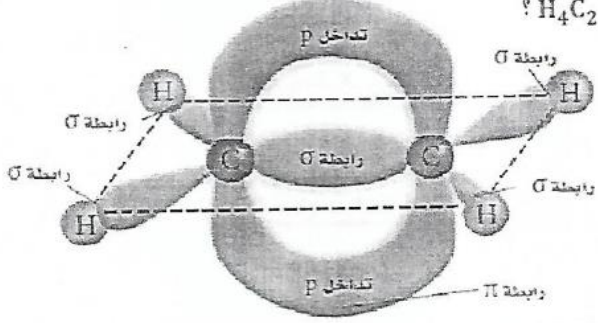
تنشأ من تداخل فلكين ذريين جنباً إلى جنب ، أي يكون الفلكان متوازيان

• موقعها : تشغل أزواج الإلكترونات المشاركة لرابطة باي المكان أو الفراغ أعلى وأسفل الخط الذي يمثل الموضع الذي ترتبط فيه الذرتين .



ملاحظات

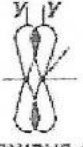
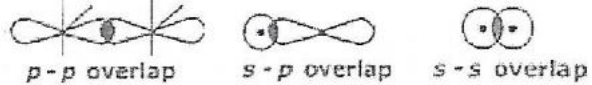
- الرابطة سيجما σ تكون أقصر وأقوى من الرابطة باي π .
- تتكون الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة من النوع سيجما σ فقط .
- تتكون الرابطة التساهمية الثنائية من رابطة واحدة من النوع سيجما σ و الأخرى من النوع باي π
- تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطة واحدة من النوع سيجما σ و رابطتين من النوع باي π .
- أمثلة الرابطة باي : الرابطة المتعددة بين ذرتي الكربون في الإثيلين H_4C_2 ؟



• يوجد أربع روابط سيجما σ بين الهيدروجين H و ذرتي الكربون C

• الرابطة الثنائية بين ذرتي الكربون يكون واحدة من النوع سيجما σ و الأخرى من النوع باي π ، و هذا ينتج سحابة على شكل حلقة حول الرابطة سيجما σ .

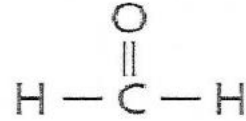
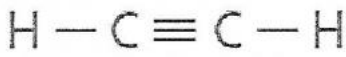
مقارنة بين الرابطة سيجما σ و الرابطة باى π

الرابطة باى	الرابطة سيجما
يرمز لها بالرمز الإغريقي π	يرمز لها بالرمز الإغريقي σ
هى الرابطة التساهمية المتعددة بعد رابطة سيجما واحدة	هى الرابطة التساهمية الأحادية
التداخل جنب بجنب (متوازي)	التداخل رأس برأس
الأفلاك المتداخلة [P - P]	الأفلاك المتداخلة [S - S] و [S - P] و [P - P]
تقع أعلى و أسفل الخط الذى يمثل الموضع الذى ترتبط فيه الذرتين	تقع فى مجال الربط بين الذرتين
أطول و أضعف	أقصر و أقوى
 <p>p - p Sideways overlap</p>	 <p>p - p overlap s - p overlap s - s overlap</p>

تدريب 2

□ علل : الرابطة سيجما تكون أقوى من الرابطة باى

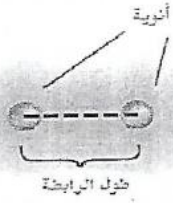
□ حدد مكان روابط سيجما و باى فى كل جزيء من الجزيئات الموضحة أدناه :



□ بين بالرسم التداخل الموجود بين الأفلاك فى جزيء O_2 و جزيء N_2 مبيناً أماكن كل من الروابط سيجما و باى على الرسم ؟

قوة الرابطة التساهمية

- تشتمل عليها الرابطة التساهمية عدة قوى ، هي :
 - قوى التجاذب بين الأنوية والسحب الإلكترونية .
 - قوى التنافر بين الأنوية .
 - قوى التنافر بين السحب الإلكترونية
- تتكسر الرابطة التساهمية عند حدوث اضطراب في توازن هذه القوى .
- تختلف الروابط التساهمية فيما بينها من حيث القوة ، و بالتالي تختلف قيمة الطاقة اللازمة لكسر كل رابطة .
- تعتمد قوة الرابطة التساهمية على طول الرابطة
- طول الرابطة : • هي المسافة من منتصف نواة إلى منتصف النواة الأخرى للذرتين المترابطتين .
- هي المسافة بين نواتين مترابطتين في موضع الحد الأقصى للجذب .
- أحجام الذرتين المترابطتين .
- يتحدد طول الرابطة بـ :
 - عدد أزواج الإلكترونات المشتركة بين الذرتين المترابطتين .



- زيادة عدد أزواج الإلكترونات المشاركة يؤدي إلى نقص طول الرابطة
- نقص طول الرابطة يؤدي إلى زيادة قوة الرابطة
- و بذلك يمكن ترتيب الروابط التساهمية من حيث قوتها كما يلي :

(الأطول والأضعف) الرابطة الأحادية ← الرابطة الثنائية ← الرابطة الثلاثية (الأقصر والأقوى)

- طاقة تفكك الرابطة : هي مقدار الطاقة (kJ/mol) المطلوب لكسر رابطة تساهمية معينة .
- تكوين الروابط يؤدي إلى انبعاث طاقة أما عند تكسير الروابط فيحتاج إلى امتصاص طاقة .
- لهذا فإن طاقة تفكك الرابطة تكون دائما قيمة موجبة (لأنها طاقة ممتصة) .

- زيادة عدد أزواج الإلكترونات المشاركة يؤدي إلى نقص طول الرابطة
- نقص طول الرابطة يؤدي إلى زيادة قوة الرابطة
- زيادة قوة الرابطة يؤدي إلى زيادة طاقة تفكك الرابطة

- لاحظ : مجموع قيم طاقة تفكك الرابطة لجميع الروابط في أي جزيء تساوي مقدار طاقة الوضع (الطاقة الكامنة) في أي جزيء من ذلك المركب
- يتم تحديد التغير الإجمالي في الطاقة لأي تفاعل كيميائي من [طاقة الروابط المتفككة و المتكونة] :
- إذا كانت الطاقة الناتجة عند تكوين روابط جديدة في النواتج [أكبر] من الطاقة اللازمة لكسر الروابط الموجودة في المتفاعلات يكون : التفاعل طارد للحرارة .
- إذا كانت الطاقة الناتجة عند تكوين روابط جديدة في النواتج [أقل] من الطاقة اللازمة لكسر الروابط الموجودة في المتفاعلات يكون : التفاعل ماص للحرارة .

عزل : هناك علاقة طردية بين عدد أزواج الإلكترونات المشاركة في الرابطة التساهمية و طاقة تفكك هذه الرابطة ؟	لأن زيادة عدد الأزواج المشاركة يؤدي إلى نقص طول الرابطة مما يؤدي إلى زيادة قوة الرابطة و بالتالي زيادة طاقة التفكك لهذه الرابطة
عزل : الرابطة في نيتروجين N_2 أقوى من الرابطة في الأكسجين O_2 ؟	لأن رابطة N_2 ثلاثية $N \equiv N$ و الرابطة O_2 ثنائية $O = O$ ، كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة في الرابطة ، يقل طول الرابطة و تزداد قوتها .
عزل : تفاعل احتراق الفحم تفاعل طارد للحرارة ؟	لأن الطاقة الناتجة عند تكوين روابط جديدة في مرهب CO_2 الناتج من عملية الاحتراق (أكبر) من الطاقة اللازمة لكسر الرابطة $C - C$ الموجودة في الفحم و الرابطة $O - O$ الموجودة في الهواء .

تدريب 3

① في الجزيئات CO و CO₂ و OCH₂ ، أي رابطة هي الأقصر و رابطة C-O هي الأقوى ؟

← الرابطة الأقصر : ← الرابطة الأقوى :

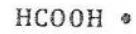
② رتب تصاعدياً الجزيئات التالية وفقاً لطول رابطة الكبريت و الأوكسجين [SO₄²⁻ / SO₃²⁻ / SO₂]

الأقصر ← ← الأطول

الرابطة	طاقة تفكك الرابطة kJ/mol	الرابطة	طاقة تفكك الرابطة kJ/mol
C—C	348	O—H	467
C=C	614	C—N	305
C≡C	839	O=O	498
N—N	163	C—H	416
N=N	418	C—O	358
N≡N	945	C=O	745

③ بالاستعانة بالجدول المقابل :

♦ أولاً : ارسم بنى لويس الصحيحة لكل من :



♦ ثانياً : حدد مقدار الطاقة اللازمة لتفكك كل جزئ

من هذه الجزيئات ؟

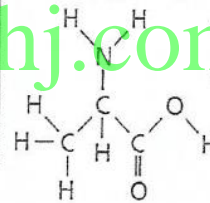
④ بالاستعانة بالجدول المقابل :

♦ ما هو الغاز ثنائي الذرة الذي يوجد به أقصر رابطة

بين ذرتين ؟ N₂ - O₂ - Cl₂ - HI

♦ احسب مقدار الطاقة اللازمة لكسر كل الروابط

الموجودة في الجزئ التالي ؟



Bond Dissociation Energies at 298 K			
الرابطة	kJ/mol	الرابطة	kJ/mol
Cl—Cl	242	N≡N	945
C—C	345	O—H	467
C—H	416	C—O	358
C—N	305	C=O	745
H—I	299	O=O	498
H—N	391		

⑤ أكمل الجدول التالي الذي يبين عدد الإلكترونات المشاركة في الروابط التساهمية و حدد مجموعة الذرات التي ستكون هذه الروابط

نوع الرابطة التساهمية	عدد الإلكترونات المشاركة	الذرات التي تكون الرابطة
أحادية		
ثنائية		
ثلاثية		

الإجابات القسم (1)

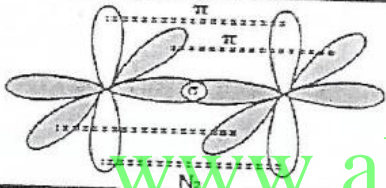
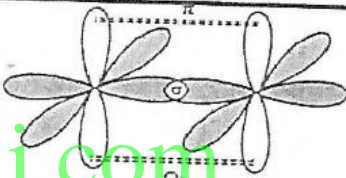
تدريب 1

PH ₃	$H \cdot + H \cdot + H \cdot + \cdot \ddot{P} \cdot \rightarrow H - \begin{array}{c} H \\ \\ P \\ \\ H \end{array}$	CCl ₄	$\cdot \ddot{C} \cdot + \cdot \ddot{C} \cdot + \cdot \ddot{C} \cdot + \cdot \ddot{C} \cdot + \cdot \ddot{C} \cdot \rightarrow \begin{array}{c} \cdot \ddot{C} \cdot \\ \\ \ddot{C} - C - \ddot{C} \cdot \\ \\ \cdot \ddot{C} \cdot \end{array}$
H ₂ S	$H \cdot + H \cdot + \cdot \ddot{S} \cdot \rightarrow H - \begin{array}{c} \ddot{S} \\ \\ H \end{array}$	SiH ₄	$H \cdot + H \cdot + H \cdot + H \cdot + \cdot \ddot{Si} \cdot \rightarrow H - \begin{array}{c} H \\ \\ Si \\ \\ H \end{array}$
المجموعة 1 و المجموعة 16	$\cdot \ddot{16} \cdot + 2 \cdot 1 \cdot \rightarrow \begin{array}{c} \ddot{16} \\ \\ 1 \end{array}$	المجموعة 1 و المجموعة 17	$\cdot \ddot{15} \cdot + \cdot 1 \cdot \rightarrow \begin{array}{c} \ddot{15} \\ \\ 1 \end{array}$

تدريب 2

□ علل : الرابطة سيجما تكون أقوى من الرابطة باي ؟

- الرابطة سيجما قوية لأنها تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالرأس فتكون أقصر و الكثافة الإلكترونية حولها كبيرة .
- الرابطة باي ضعيفة لأنها تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية المتوازية بالجانب فتكون أطول و الكثافة الإلكترونية حولها قليلة .

$H - \sigma - C \equiv C - \sigma - H$	$H - \sigma - C \equiv \begin{array}{c} O \\ \parallel \\ \pi \end{array} - \sigma - H$
	

تدريب 3

CO		1
$\leftarrow SO_4^{2-} \leftarrow SO_3^{2-} \quad SO_2$		2
$H - \begin{array}{c} \ddot{O} \\ \\ C \\ \\ \ddot{O} - H \end{array}$	$H - C \equiv C - H$	3
C ₂ H ₂ : (416 × 2) + 839 = 1671 kJ/mol HCOOH: 416 + 745 + 358 + 467 = 1986 kJ/mol		
5011 kJ/mol	N ₂	4
الذرات التي تتكون الرابطة	عدد الإلكترونات المتحركة	نوع الرابطة التساهمية
عناصر المجموعة 17	2 إلكترون	أحادية
عناصر المجموعة 16	4 إلكترون	ثنائية
عناصر المجموعة 15	6 إلكترون	ثلاثية

القسم 2

تسمية الجزيئات

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية

لاحظ أن
المركبات الجزيئية ثنائية الذرات
تتكون من : لافلزات فقط ،
لا من ذرات الفلز أو أيونات الفلز .

العدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثماني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

□ هناك العديد من الأسماء الشائعة للمركبات الجزيئية (التساهمية) .

□ كذلك فإن لها أسماء علمية تبين تركيبها الكيميائي .

□ طريقة تسمية المركبات الجزيئية ثنائية الذرات

• عربياً : يجب مراعاة كتابة التسمية من اليمين إلى اليسار .

1 - يكتب أولاً اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية و يضاف له المقطع [يد]

2 - ثم يكتب اسم العنصر الأول في الصيغة الجزيئية كاملاً كما هو .

3 - في حالة وجود أكثر من ذرة تكتب أحد البادئات المقابلة :

الاسم العلمي	الصيغة الجزيئية
أحادي أكسيد ثنائي النيتروجين	N_2O
خماسي أكسيد ثنائي الفوسفور	P_2O_5

□ لاحظ : • لا تستخدم البادئة [أحادي - أول] مع العنصر الأول في الصيغة الجزيئية (أي الاسم الثاني في اللغة العربية) .

الصيغة الجزيئية	يُكتب	لا يُكتب
CO_2	ثنائي أكسيد الكربون	ثاني أكسيد أول الكربون
NF_3	ثلاثي فلوريد النيتروجين	ثلاثي فلوريد أحادي النيتروجين

□ بعض المركبات الجزيئية لها أسماء شائعة سميت بها قبل ظهور نظام الأسماء الحديث :

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي	الاسم الشائع
H_2O	أول أكسيد ثنائي الهيدروجين	الماء
NH_3	ثلاثي هيدريد النيتروجين	الأمونيا
N_2H_4	رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين	الهيدرازين
NO	أول أكسيد النيتروجين	أكسيد النيتريك

تدريب 1

اذكر اسم المركبات التساهمية الواردة أدناه :

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
SF_6	سداسي فلوريد الكبريت
$SiCl_4$	رباعي كلوريد السيلينيوم
Cl_4	رباعي يوديد الكبريت
SeO_3	ثلاثي أكسيد السيلينيوم
As_2O_3	ثنائي أكسيد الزرنيخ

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
PBr_5	خماسي بروميد الفوسفور
S_4N_4	رباعي نيتريد رباعي الكبريت
PF_5	خماسي فلوريد الفوسفور
XeF_4	رباعي فلوريد الزينون
ICl_3	ثلاثي كلوريد اليود

- لاحظ : • عند كتابة الصيغة الجزيئية ، فإن العنصر الأقل سالبية كهربائية يكتب على اليسار و الأعلى سالبية كهربائية يكتب على اليمين .
• ترتيب اللافلزات حسب السالبية الكهربائية من الأقل سالبية إلى الأعلى سالبية .

كربون C ← فوسفور P ← نيتروجين N ← هيدروجين H ← كبريت S ← يود I ← بروم Br ← كلور Cl ← أكسجين O ← فلور F

تدريب 2

Cl	F	Br	
CCl ₄			C
			P
			S

أكمل الجدول التالي :
بكتابة الصيغة الجزيئية
و الاسم :

تسمية الأحماض

□ الحمض : هو المركب الذي ينتج أيونات H⁺ في المحلول المائي .

الأحماض نوعان

حمض ثلاثي العنصر (حمض أكسجيني)
♦ هو الحمض الذي يتكون ثلاثة عناصر :
هيدروجين + أكسجين + عنصر ثالث (لا فلز) .

حمض ثنائي العنصر (حمض هيدروجيني)
♦ هو الحمض الذي يتكون من عنصرين :
الهيدروجين وعنصر أكثر سالبيه كهربائية (لا فلز) .

www.almanahj.com

أولاً : الأحماض الثنائية

تسمية الأحماض الثنائية [هيدروجين + لا فلز]

- ✓ اسم الحمض : حمض + هيدرو + اسم اللافلز + يك
✓ اسم الأنيون : اسم اللافلز + يد

اسم الحمض	صيغة الحمض	اسم الأنيون	صيغة الأنيون
حمض + هيدرو + كلور + يك	HCl	كلور + يد (كلوريد)	Cl ⁻
حمض + هيدرو + بروم + يك	HBr	بروم + يد (بروميد)	Br ⁻
حمض هيدرو يود يك	HI	يوديد	I ⁻
حمض هيدرو كبريتيك	H ₂ S	كبريتيد	S ²⁻

- لاحظ : ♦ بعض الأحماض تحتوي على أكثر من عنصرين و لا يوجد بها أكسجين هذه الأحماض تسمى بنفس طريقة الأحماض الثنائية .
♦ مثل : حمض HCN الذي يتكون من الهيدروجين و أيون السيانيد فإنه يسمى [حمض الهيدروسيانيك] .

ثانياً : الأحماض الأكسجينية

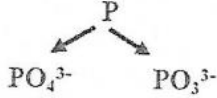
- الحمض الأكسجيني : هو الحمض الذى يتكون من هيدروجين و أنيون أكسجيني .
- الأنيون الأكسجيني : هو أيون سالب متعدد الذرات يحتوى على ذرات أكسجين .
- لاحظ أن : الهيدروجين فى الحمض الأكسجيني ليس جزءاً من الاسم .

تسمية الأحماض الأكسجينية [هيدروجين + أكسجين + لافلز (ذرة مركزية)]

① إذا كان العنصر اللافلزي له أيون واحد : [حمض + اسم اللافلز + يك]

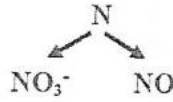
- ◆ مثل الكربون : له أيون واحد فقط CO_3^{2-} فيكون H_2CO_3 حمض + كربون + يك (حمض كربونيك)
- ◆ مثل البورون : له أيون واحد فقط BO_3^{3-} فيكون H_3BO_3 حمض البوريك

② إذا كان العنصر اللافلزي له أيونان مثل :



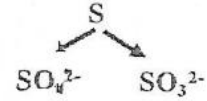
H_3PO_4
حمض فوسفوريك

H_3PO_3
حمض فوسفوروز



HNO_3
حمض نيتريك

HNO_2
حمض نيتروز



H_2SO_4
حمض كبريتيك

H_2SO_3
حمض كبريتوز

✓ يسمى حمض الأيون الأكثر أكسجين [حمض + اسم اللافلز + يك]

✓ يسمى حمض الأيون الأقل أكسجين [حمض + اسم اللافلز + وز]

مثال	نهاية الحمض	مثال	نهاية الأنيون	لاحظ تسمية الأنيونات
HNO_2 (حمض نيتروز)	وز (الأقل أكسجين)	NO_2^- (نيتريت)	يت (الأقل أكسجين)	
HNO_3 (حمض نيتريك)	يك (الأكثر أكسجين)	NO_3^- (نترات)	ات (الأكثر أكسجين)	

③ إذا كان العنصر اللافلز له 4 أيونات مثل : F , Cl , Br , I (الهالوجينات)

✓ الحمض الذى يحتوى على 1 ذرة أكسجين [حمض + هيبو + اسم اللافلز + وز]

✓ الحمض الذى يحتوى على 2 ذرة أكسجين [حمض + اسم اللافلز + وز]

✓ الحمض الذى يحتوى على 3 ذرات أكسجين [حمض + اسم اللافلز + يك]

✓ الحمض الذى يحتوى على 4 ذرات أكسجين [حمض + بير + اسم اللافلز + يك]

الأول	الثانى	الثالث	الأخير (الرابع)
$HClO$ حمض + هيبو + كلور + وز	$HClO_2$ حمض + كلور + وز	$HClO_3$ حمض + كلور + يك	$HClO_4$ حمض + بير + كلور + يك
$HBrO$ حمض هيبوبروموز	$HBrO_2$ حمض بروموز	$HBrO_3$ حمض بروميك	$HBrO_4$ حمض بيربروميك

تدريب 3

اختر من العمود B ما يناسب العمود A ؟

العمود B	العمود A
HClO ₂ -1	() حمض الفوسفوروز
HIO ₃ -2	() حمض النيتروز
H ₉ C ₈ O ₄ -3	() حمض الأسيتيل سالسيليك
H ₂ CrO ₄ -4	() حمض الفوسفوريك
H ₂ S -5	() حمض اليوديك
HClO -6	() حمض الكروميك
H ₃ PO ₄ -7	() حمض الكربونيك
HIO ₄ -8	() حمض الأسيتيك
H ₂ SO ₄ -9	() حمض الهيدرويوديك
HCN -10	() حمض، الهيدروسيانك
CH ₃ COOH -11	() حمض الهيدروكبريتك
H ₂ CO ₃ -12	() حمض الهيبوكلوروز
HI -13	() حمض الكيزيبيك
H ₃ PO ₃ -14	() حمض البيريوديك
HNO ₂ -15	() حمض الكلوروز

تدريب 4

www.almanahj.com

أكمل الجداول التالية :

الاسم العلمي	الصيغة الجزيئية
حمض الكربونيك
.....	HIO ₄
.....	N ₂ O ₃
حمض الكلوريك
حمض الهيدروكلوريك
.....	H ₂ SO ₄
.....	H ₂ SO ₃
ثنائي فلوريد الكبريت
.....	SeO ₃
.....	S ₄ N ₄

الاسم العلمي	الصيغة الجزيئية
أول أكسيد ثنائي الهيدروجين
ثالث فلوريد الكلور	ClF ₃
.....	P ₂ O ₃
.....	S ₂ O ₁₀
.....	SF ₆
رباعي كلوريد ثنائي الكبريت
ثنائي أكسيد النيتروجين
حمض البروموز
حمض الهيدروبروميك
.....	SiO ₂

كتابة الصيغ انطلاقاً من الأسماء

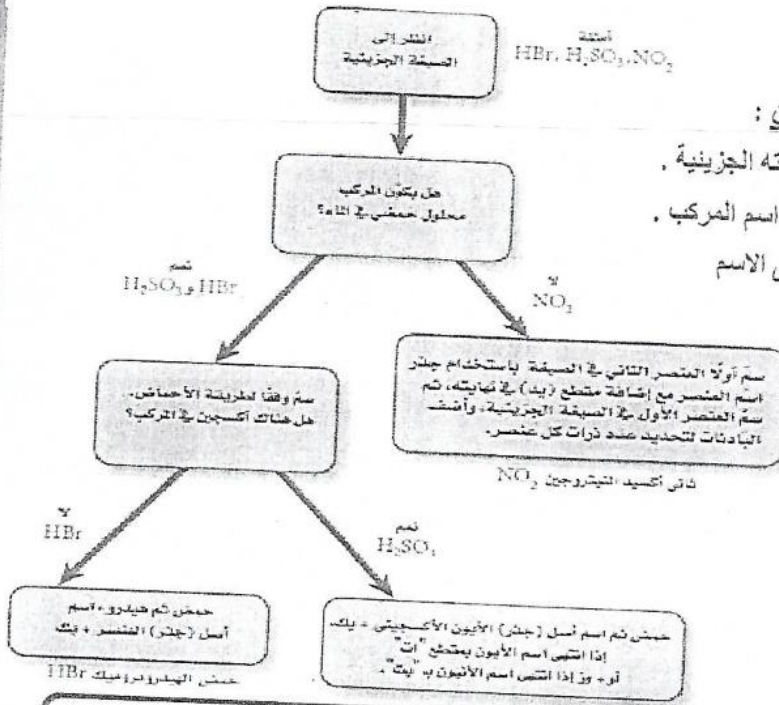
□ يحب على الطالب أن يُقنّ العمليتين العكسيتين :

• كتابة اسم المركب إذا كان معلوماً لديه صيغته الجزيئية .

• كتابة الصيغة الجزيئية إذا كان معلوماً لديه اسم المركب .

□ يمكن الاستعانة بالمخطط المقابل للوصول إلى الاسم

الصحيح للمركبات .



الإجابات القسم (2)

تدريب 1

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
SF_6	سادس فلوريد الكبريت
$SiCl_4$	رباعي كلوريد السليكون
C_4	رابع يوريد الكربون
SeO_3	خامس أكسيد السيلينيوم
As_2O_3	ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخات

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
PBr_5	(خامس) خماسي بروميد الفسفور
S_4N_4	رابع نيتريد رابع الكبريت
PF_5	خامس (خامس) فلوريد الفوسفور
XeF_4	(رابع) رباعي فلوريد الزينون
ICl_3	(ثالث) ثلاثي كلوريد اليود

تدريب 2

Cl	F	Br	
CCl_4	CF_4	CBr_4	C
رباعي كلوريد الكربون	رباعي فلوريد الكربون	رباعي بروميد الكربون	
PCl_3	PF_3	PBr_3	P
ثلاثي كلوريد الفوسفور	ثلاثي فلوريد الفوسفور	ثلاثي بروميد الفوسفور	
SCl_2	SF_2	SBr_2	S
ثنائي كلوريد الكبريت	ثنائي فلوريد الكبريت	ثنائي بروميد الكبريت	

تدريب 3

1 - 8 - 9 - 6 - 5 - 10 - 13 - 11 - 12 - 4 - 2 - 7 - 3 - 15 - 14

تدريب 4

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
H_2CO_3	حمض الكربونيك
HIO_4	حمض البيريديك
N_2O_3	ثالث أكسيد ثنائي النيتروجين
$HClO_3$	حمض الكلوريك
HCl	حمض الهيدروكلوريك
H_2SO_4	حمض الكبريتيك
H_2SO_3	حمض الكبريتوز
SF_2	ثنائي فلوريد الكبريت
SeO_3	رابع فلوريد السيلينيوم
S_4N_4	رابع نيتريد رابع الكبريت

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
H_2O	أول أكسيد ثنائي الهيدروجين
ClF_3	ثالث فلوريد الكلور
P_2O_3	ثالث أكسيد ثنائي الفوسفور
S_2O_{10}	عاشر أكسيد ثنائي الكبريت
SF_6	مُداسي فلوريد الكبريت
S_2F_4	رباعي كلوريد ثنائي الكبريت
NO_2	ثنائي أكسيد النيتروجين
$HBrO_2$	حمض البروموز
HBr	حمض الهيدروبروميك
SiO_2	ثنائي أكسيد السيليكون

القسم (3)

التركيب البنائي للجزيئات

- الصيغة الجزيئية : عبارة عن رموز العناصر و اللواحق السفلية الرقمية (الأرقام السفلية) . مثل : $\text{NH}_3 - \text{CO}_2$
- ذلك فإن الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية تُبين فقط أنواع و أعداد الذرات في الجزيء .
- أما لمعرفة التراكيب الجزيئية فإننا نستعمل (النماذج) في تمثيل الجزيء .
- الصيغة البنائية : هي النموذج الذي يستعمل الرموز و الروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات .
- و يمكن توقع الصيغة البنائية من خلال رسم [بُنية لويس] .
- أيضاً يمكن تمثيل الصيغة البنائية باستخدام [نموذج الكرة و العصا الجزيئي] و [نموذج ملء الفراغ الجزيئي] .

<ul style="list-style-type: none"> • هي عبارة عن رموز العناصر و اللواحق السفلية الرقمية (الأرقام السفلية) • الصيغة الجزيئية لا توضح الشكل الهندسي للجزيء و إنما تُبين فقط أنواع و أعداد الذرات . 	PH_3	الصيغة الجزيئية
<ul style="list-style-type: none"> • نموذج يستعمل الرموز و الروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات . • الصيغة البنائية توضح الشكل الهندسي للجزيء . 	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{P} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	الصيغة البنائية
<ul style="list-style-type: none"> • نموذج يوضح الكتلونات التكافؤ في صورة أزواج من الالكترونات المترابطة و أزواج من الالكترونات الغير مترابطة . • بُنية لويس توضح الشكل الهندسي للجزيء . 	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{P}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	بُنية لويس
<ul style="list-style-type: none"> • هو نموذج يستخدم الكرات للتعبير عن الذرات ، و العُصي للتعبير عن الروابط . • نموذج الكرة و العصا يوضح الشكل الهندسي للجزيء . 		نموذج الكرة و العصا الجزيئي
<ul style="list-style-type: none"> • هو نموذج يبين الحجم النسبي للذرات . • نموذج ملء الفراغ الجزيئي يوضح الشكل الهندسي للجزيء . 		نموذج ملء الفراغ الجزيئي

www.almanahj.com

خطوات رسم بُنية لويس

<ul style="list-style-type: none"> ♦ الذرة المركزية هي أقل الذرات حذباً للإلكترونات (الأقل سالبية كهربائية) ♦ توضع الذرة المركزية في وسط الجزيء و تُصبح جميع الذرات الأخرى طرفية ♦ لاحظ : • الذرة المركزية تقع أقرب إلى الطرف الأيسر من الجدول الدوري . • ذرات الهيدروجين تكون دائماً جانبية ، لأنها تشارك زوج واحد فقط من الإلكترونات و بالتالي فإنها تتصل بذرة واحدة فقط . 	تحديد الذرة المركزية	1
<ul style="list-style-type: none"> ♦ و هو يساوي إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات ♦ لاحظ : نضرب عدد الكتلونات التكافؤ لكل ذرة في عدد تلك الذرة في الصيغة الجزيئية ثم نجمع جميع الذرات معاً لنحصل على الإجمالي الكلي 	حساب العدد الإجمالي للإلكترونات المتوفرة للربط	2
<ul style="list-style-type: none"> ♦ و هو يساوي $\frac{\text{عدد الإلكترونات المتوفرة للربط}}{2}$ 	حساب إجمالي عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	3
<ul style="list-style-type: none"> ♦ حيث يتم وضع زوج ربط واحد (رابطة أحادية) بين الذرة المركزية و جميع الذرات الطرفية 	وضع أزواج الإلكترونات الرابطة بين الذرات	4
<ul style="list-style-type: none"> ♦ عدد الأزواج المتبقية = العدد في الخطوة 3 - العدد في الخطوة 4 ♦ تشمل هذه الأزواج أزواجاً غير رابطة أو أزواجاً مستخدمة في الرابطة الثنائية و الثلاثية . 	حساب الأزواج المتبقية	5
<ul style="list-style-type: none"> ♦ يتم توزيع ما تبقى من الأزواج الإلكترونية على الذرات الجانبية لتحقيق قاعدة الثمانية (ما عدا ذرات الهيدروجين) . ♦ إذا وجدت زيادة في الأزواج توضع على الذرة المركزية لتحقيق قاعدة الثمانية . ♦ إذا كان عدد الإلكترونات حول الذرة المركزية أقل من 8 يتم تحويل زوج إلكتروني غير رابط أو أكثر من الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية . ♦ تذكر : [الكربون - النيتروجين - الأكسجين - الكبريت] غالباً تكون روابط ثنائية و ثلاثية . 	توزيع الأزواج المتبقية	6

أولاً : بُنية لويس لمركب تساهمي له روابط أحادية

ارسم بُنية لويس لجزئ الأمونيا NH_3

حدد الذرة المركزية	حيث أن جميع ذرات الهيدروجين تكون طرفية و بالتالي لابد أن تكون ذرة النيتروجين هي الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(N) 1 \times 5 + (H) 3 \times 1 = 8$
احسب إجمالي عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	أزواج إلكترونات = $\frac{8}{2} = 4$
ضع أزواج الإلكترونات الرابطة بين الذرات	$\begin{array}{c} H - N - H \\ \\ H \end{array}$
احسب الأزواج المتبقية	4 أزواج إجمالية - 3 أزواج مرتبطة = 1 (يوجد زوج واحد غير مرتبط)
وزع الأزواج المتبقية	$\begin{array}{c} H - \ddot{N} - H \\ \\ H \end{array}$
تأكد من اجابتك	تشارك ذرة الهيدروجين بزواج واحد من الإلكترونات ، أي أن كل ذرة تمتلك إلكترونين . تشارك ذرة النيتروجين بثلاث أزواج من الإلكترونات و لديها زوج غير رابط ، أي تمتلك 8 إلكترونات .

ارسم بُنية لويس لجزئ رباعي هيدريد السيلكون SiH_4

حدد الذرة المركزية	حيث أن جميع ذرات الهيدروجين تكون طرفية و بالتالي لابد أن تكون ذرة السيلكون هي الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(Si) 1 \times 4 + (H) 4 \times 1 = 8$
احسب إجمالي عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	أزواج إلكترونات = $\frac{8}{2} = 4$
ضع أزواج الإلكترونات الرابطة بين الذرات	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - Si - H \\ \\ H \end{array}$
احسب الأزواج المتبقية	4 أزواج إجمالية - 4 أزواج مرتبطة = 0 (لا يوجد أي أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية (إذا وجدت !!)	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - Si - H \\ \\ H \end{array}$
تأكد من اجابتك	تشارك ذرة الهيدروجين بزواج واحد من الإلكترونات أي أن كل ذرة تمتلك إلكترونين . تشارك ذرة السيلكون بأربع أزواج من الإلكترونات ، أي تمتلك 8 إلكترونات تكافؤ .

ارسم بُنية لويس لجزئ ثلاثي فلوريد النيتروجين NF_3

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الفلور هي الأعلى سالبة و بالتالي تكون ذرة النيتروجين الأقل سالبة هي الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(N) 1 \times 5 + (F) 3 \times 7 = 26$
احسب إجمالي عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	أزواج إلكترونات = $\frac{26}{2} = 13$
ضع أزواج الإلكترونات الرابطة بين الذرات	$\begin{array}{c} F \\ \\ F - N - F \end{array}$
احسب الأزواج المتبقية	13 أزواج إجمالية - 3 أزواج مرتبطة = 10 (يوجد 10 أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية	$\begin{array}{c} \ddot{F} \\ \\ \ddot{F} - \ddot{N} - \ddot{F} \\ \vdots \end{array}$
تأكد من اجابتك	تشارك كل ذرة فلور بزواج واحد من الإلكترونات و لديها 3 أزواج رابطة إذن كل ذرة تمتلك 8 إلكترونات تشارك ذرة النيتروجين بثلاث أزواج من الإلكترونات و لديها زوج غير رابط ، أي تمتلك 8 إلكترونات

ثانياً : بُنية لويس لمركب تساهمي له روابط متعددة

ارسم بُنية لويس لجزئ ثاني أكسيد الكربون CO₂

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الأكسجين هي الأعلى سالبية و بالتالي تكون ذرة الكربون الأقل سالبية هي الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(C) 1 \times 4 + (O) 2 \times 6 = 16$
احسب إجمالي عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	أزواج الإلكترونية = $\frac{16}{2} = 8$
ضع أزواج الإلكترونات الرابطة بين الذرات	O - C - O
احسب الأزواج المتبقية	8 أزواج إجمالية - 2 أزواج مرتبطة = 6 (يوجد 6 أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية	$:\ddot{O} - C - \ddot{O}:$
لاحظ !!!!!	• كل ذرة أكسجين يوجد حولها 8 إلكترونات تكافؤ لكن ذرة الكربون يوجد حولها 4 إلكترونات تكافؤ فقط • لحصول ذرة الكربون على 8 إلكترونات يتم تحويل بعض الأزواج حول ذرة الأكسجين إلى روابط ثنائية
وزع الأزواج المتبقية بحيث تحقق قاعدة الثمانية لكل الذرات	$:\ddot{O} = C = \ddot{O}:$
تأكد من اجابته	تشارك كل ذرة O بزوجين من الإلكترونات و لديها زوجين غير مرتبطين إذن كل ذرة تمتلك 8 إلكترونات تشارك ذرة الكربون C بأربع أزواج من الإلكترونات ، أي تمتلك 8 إلكترونات

ارسم بُنية لويس لجزئ أول أكسيد الكربون CO

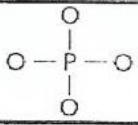
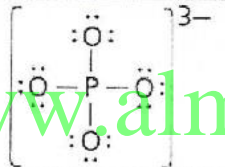
حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الأكسجين هي الأعلى سالبية و بالتالي تكون ذرة الكربون الأقل سالبية هي الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(C) 1 \times 4 + (O) 1 \times 6 = 10$
احسب إجمالي عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	أزواج الإلكترونية = $\frac{10}{2} = 5$
ضع أزواج الإلكترونات الرابطة بين الذرات	C - O
احسب الأزواج المتبقية	5 أزواج إجمالية - 1 زوج مرتبط = 4 (يوجد 4 أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية	$:C - \ddot{O}:$
لاحظ !!!!!	• ذرة الأكسجين يوجد حولها 8 إلكترونات تكافؤ لكن ذرة الكربون يوجد حولها 4 إلكترونات تكافؤ فقط • لحصول ذرة الكربون على 8 إلكترونات يتم تحويل بعض الأزواج حول ذرة الأكسجين إلى روابط ثنائية
وزع الأزواج المتبقية بحيث تحقق قاعدة الثمانية لكل الذرات	$:C \equiv O:$
تأكد من اجابته	تشارك ذرة الأكسجين بثلاث أزواج من الإلكترونات و لديها زوج غير رابط أي أنها تمتلك 8 إلكترونات تشارك ذرة الكربون C بثلاث أزواج من الإلكترونات و لديها زوج غير رابط أي تمتلك 8 إلكترونات

ثالثاً : بُنية لويس للأيونات المتعددة الذرات

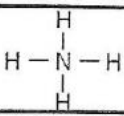
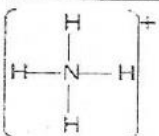
- 1- خطوات رسم تركيب لويس للأيونات متعددة الذرات مشابهة لخطوات رسم المركبات التساهمية .
- 2 - لكن هناك اختلاف في حساب العدد الكلي للإلكترونات المتوفرة للترابط ، لأن :
 - ♦ الأيون الموجب يحدث به فقد للإلكترونات مما يعنى عدد أقل من الالكترونات .
 - ♦ الأيون السالب يحدث به اكتساب للإلكترونات مما يعنى عدد أكبر من الالكترونات .
- 3 - لذلك تكون قاعدة حساب العدد الكلي للإلكترونات كالتالى :

- عدد الكثرونات التكافؤ الكلى للأيون الموجب متعدد الذرات = عدد الكثرونات التكافؤ لكل الذرات - شحنة الأيون
- عدد الكثرونات التكافؤ الكلى للأيون السالب متعدد الذرات = عدد الكثرونات التكافؤ لكل الذرات + شحنة الأيون

ارسم بُنية لويس لأيون PO_4^{3-}

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الأكسجين هى الأعلى سالبة و بالتالى تكون ذرة الفوسفور الأقل سالبة هى الذرة المركزية
احسب عدد الكثرونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(P) 1 \times 5 + (O) 4 \times 6 = 29$ عدد الكثرونات التكافؤ الكلى للأيون السالب = $3 + 29 = 32$ الكثرون تكافؤ
احسب اجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{32}{2} = 16$ أزواج الكثرونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	16 أزواج إجمالية — 4 أزواج مرتبطة = 12 زوج
وزع الأزواج المتبقية و ضع شحنة الأيون	
تأكد من اجابتك	تشارك كل ذرة الأكسجين بزواج من الالكترونات و لديها 3 أزواج غير رابطة أى انها تمتلك 8 الكثرونات تشارك ذرة الفسفور بأربع أزواج من الالكترونات أى تمتلك 8 الكثرونات

ارسم بُنية لويس لأيون NH_4^+

حدد الذرة المركزية	حيث أن جميع ذرات الهيدروجين تكون طرفية و بالتالى لابد أن تكون ذرة النيتروجين هى الذرة المركزية
احسب عدد الكثرونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(N) 1 \times 5 + (H) 4 \times 1 = 9$ عدد الكثرونات التكافؤ الكلى للأيون الموجب = $1 - 9 = 8$ الكثرون تكافؤ
احسب اجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{8}{2} = 4$ أزواج الكثرونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	4 أزواج إجمالية — 4 أزواج مرتبطة = 0 زوج (لا يوجد أى أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية و ضع شحنة الأيون	
تأكد من اجابتك	تشارك كل ذرة هيدروجين بزواج من الالكترونات أى انها تمتلك الكثرينين . تشارك ذرة النيتروجين بأربع أزواج من الالكترونات أى تمتلك 8 الكثرونات .

تدريب 1

1 ما الواجب معرفة لتتمكن من رسم بنية لويس لجزئ ما ؟

2 ارسم بنية لويس للمركبات التالية :

$6 = \frac{12}{2} = (2 \times 4) + (2 \times 4)$ $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} = \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	الإيثيلين H_2C_2 C_2H_4	1
$4 + 6 \times 2 = 16$ $\text{:S} = \text{C} = \text{S:}$	ثاني كبريتيد الكبريت CS_2	2
$16 = \frac{32}{2} = 4 + (7 \times 4) + (6 \times 4)$ $\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}} - \text{Cl} - \ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^-$	أيون البيركلورات ClO_4^-	3
$6 + 2 \times 1 = 8$ $\text{H} - \ddot{\text{S}} - \text{H}$	حمض الهيدوركبريتيك SH_2 H_2S	4
$\text{:}\ddot{\text{O}} = \text{S} - \ddot{\text{O}}\text{:}$	ثاني أكسيد الكبريت SO_2	5
SeCl_2	ثاني كلوريد السيلينيوم SeCl_2	6
$32 = 4 + (3 \times 4) + (4 \times 7)$ $\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{F}} - \text{B} - \ddot{\text{F}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array} \right]^-$	أيون رباعي فلوريد البورون BF_4^-	7
$6 + 14 = 20$ $\text{:}\ddot{\text{F}} - \text{Se} - \ddot{\text{F}}\text{:}$	ثاني فلوريد السيلينيوم SeF_2	8
$\frac{32}{8} = 4 + 28$ 16 $\text{:}\ddot{\text{F}} - \text{Ge} - \ddot{\text{F}}\text{:}$	رابع فلوريد الجرمانيوم GeF_4	9
$5 + 3 \times 6 = 23$ 26 13 $\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}} - \text{P} - \ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{3-}$	أيون الفوسفيت PO_3^{3-}	10
$8 + 12 = 20$ $\frac{20}{10}$ $\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}} - \text{Cl} - \ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^-$	أيون الكلوريت ClO_2^-	11

3 اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي :

التمثيل المنتظم للكبريتات (تركيب لويس)

18	17	16	15	14	13	2	1	العدد الذري
Ne	F	O	N	C	B	Be	Li	

- 1 اعتمادا على تراكيب لويس في الجدول ، أي الأزواج الأتية ترتبط بنسبة 3 : 2 ؟
A - ليثيوم وكربون
B - بورون وأكسجين
C - بورون وكربون
D - بيريليوم وكلور
E - بيريليوم ونيتروجين

- 2 اعتمادا على تراكيب لويس في الجدول أعلاه ، ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير في عنصر البيريليوم إذا أصبح أيونا موجبا ؟
A - 0
B - 2
C - 4
D - 6

3 أي مما يأتي يمثل تركيب لويس لثنائي كبريتيد السليكون ؟



- 4 أي المركبات الأتية يحتوي على رابطة باي واحدة على الأقل ؟
A - CO_2
B - I_3CHC
C - I_3AS
D - PF_2

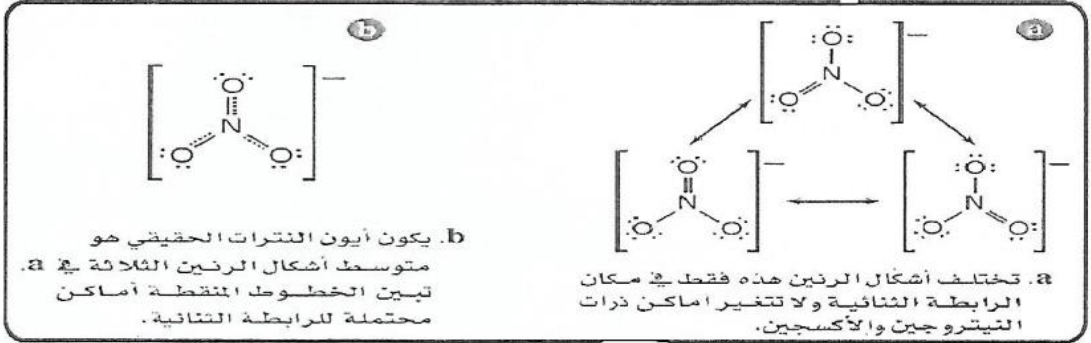
4 ارسم بنية لويس للمركبات التالية

	$POCl_3$	1
	CH_2Cl_2	2
	PF_6^-	3
	OH^-	4
	CN^-	5
	SiF_4	6

www.almanahj.com

تراكيب الرنين

- الرنين : حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من بنية لويس صحيحة لشكل الجزيء أو الأيون .
- تراكيب الرنين : بُنيتين أو أكثر من بُنى لويس التي تمثل نفس الجزيء المفرد أو نفس الأيون .
- تختلف تراكيب الرنين في موقع أزواج الإلكترونات ، و ليس في موقع الذرات .
- في تراكيب الرنين يحدث الاختلاف في مواقع الأزواج الغير رابطة ، و أزواج الربط .
- أمثلة على جزيئات و أيونات لها تراكيب رنين : جزيء O_3 و أيونات : $CO_3^{2-} / SO_3^{2-} / NO_3^- / NO_2^-$
- لاحظ : • كل جزيء أو أيون له رنين خاص به (يعرض شكلاً من أشكال الرنين) يظهر كأن له تركيب رنين واحد فقط .
- الرابطة المقاسة تجريبياً في الرنين متطابقة مع بعضها البعض و تكون أقصر من الروابط الأحادية و أطول من الروابط الثنائية
- طول الرابطة الفعلية : هي متوسط الروابط في تراكيب الرنين .
- مهم : • المركبات الثنائية التي تحتوى على روابط سيجما σ فقط لا يمكنها اظهار الرنين ، حيث يجب أن يحتوى المركب الثنائي على روابط سيجما σ و روابط باي π لكي يُظهر الرنين .
- المركبات التي تتكون من ذرتين فقط لا يوجد لها رنين .



تدريب 2

ارسم أشكال الرنين للجزيئات التالية : www.almanahj.com

	NO_2^-	1
	SO_2	2
	O_3	3
	CCl_2O	4
	HCO_2^-	5
	N_2O	6
	NO_2	7
	NO_3^-	8

استثناءات قاعدة الثمانية

- عادة ما تحصل الذرات على ثمانية الكترولونات عندما تتحد بذرات أخرى لتحقيق حالة الاستقرار .
- ولكن هناك بعض الجزيئات و الأيونات لا تتبع قاعدة الثمانية .

1- عندما يكون مجموع الكترولونات التكافؤ عدد فردى .

- أسباب وجود استثناءات لقاعدة الثمانية
- 2 - عندما يكون مجموع الكترولونات التكافؤ أقل من ثمانية حول الذرة المركزية .
- 3 - عندما يكون مجموع الكترولونات التكافؤ أكثر من ثمانية حول الذرة المركزية .

أسباب أن بعض الجزيئات أو الأيونات لا تتبع قاعدة الثمانية

1 - عندما يكون مجموع الكترولونات التكافؤ عدد فردى :

- ◆ مجموعة قليلة من الجزيئات يكون لها عدد فردى من الكترولونات التكافؤ و بالتالى تكون غير قادرة على تكوين ثمانية الكترولونات حول كل ذرة .

◆ و من هذه الجزيئات : NO_2 / NO / ClO_2

◆ مثال جزي NO_2

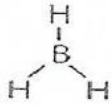
◆ هذا الجزي له 5 الكترولونات تكافؤ من ذرة N + 12 الكترولونات تكافؤ من ذرتي O فيكون المجموع 17
لذا لا يمكن لهذا الجزي أن يكون عدد صحيح من أزواج الالكترولونات

2 - عندما يكون مجموع الكترولونات التكافؤ أقل من ثمانية حول الذرة المركزية

- ◆ الثمانيات الفرعية Suboctets : المقصود بها ان يكون عدد الكترولونات التكافؤ حول الذرة المركزية أقل من ثمانية الكترولونات .
- ◆ بعض المركبات تصل إلى حالة الاستقرار بأقل من ثمانية الكترولونات حول الذرة ، و هذه المجموعة نادرة الوجود .

◆ مثال جزي BH_3 (ثلاثى هيدريد البورون)

◆ البورون B عنصر شبه فلزى يوجد فى المجموعة 13 و يكون ثلاث روابط تساهمية أحادية من ذرات لافلزية أخرى .
و بالتالى تشارك ذرة البورون ستة الكترولونات فقط ، أى لا تتبع قاعدة الثمانية



علل : تميل المركبات التى بها ثمانيات فرعية لأن تكون نشطة كيميائياً ؟ لان لها القابلية لاستقبال زوج من الالكترولونات من ذرة أخرى .

الرابطة التساهمية التناسقية

□ الرابطة التساهمية التناسقية : هى رابطة تتكون عندما تمنح احدى الذرات الكترولونين لتشارك بها ذرة أخرى أو أيونا آخر بحاجة إلى الكترولونين ، ليكونا ترتيباً إلكترونياً مستقراً بأقل طاقة وضع .

• الجزيئات أو الأيونات ذات الأزواج الغير مرتبطة .

□ عادة ما تتكون هذه الرابطة بين

• الجزيئات أو الأيونات التى لها ثمانيات فرعية أى التى تحتاج إلى الكترولونين

□ و عندما تتكون الرابطة التساهمية التناسقية فإن ذلك يودى إلى وجود ثمانية الكترولونات حول كل ذرة .

□ مثال على ذلك الرابطة التساهمية التناسقية التى تتكون أثناء تفاعل ثلاثى هيدريد البورون BH_3 مع الأمونيا NH_3

◆ فى تفاعل NH_3 مع BH_3 تتدمر ذرة النيتروجين الكترولونين يتسم مشاركتهما بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تناسقية

ليس ذرة البورون الكترولونات تشارك بها،
فى حين أن ذرة النيتروجين الكترولونين
المشاركة.

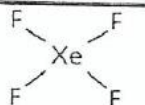
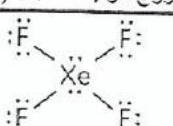


تشارك ذرة النيتروجين بالكتروناتها
لتكون رابطة تساهمية تناسقية .

- عندما يكون مجموع الكترولونات التكافؤ أكثر من ثمانية حول الذرة المركزية
- الثمانيات الموسعة Expanded Octets : المقصود بها ان بعض المركبات تصل إلى الاستقرار بأكثر من 8 الكترولونات حول الذرة المركزية ويمكن تفسير ذلك اذا اخذنا في الاعتبار الفلك d الذي يوجد في مستويات طاقة عناصر الدورة الثالثة وما بعدها .
- تضيف أزواج الكترولونات غير رابطة للذرة المركزية
- وعندما نرسم بنية لويس لهذه المركبات فإما أن : \rightarrow يكون هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزئ .

الحالة الأولى : إضافة أزواج الكترولونات غير رابطة للذرة المركزية

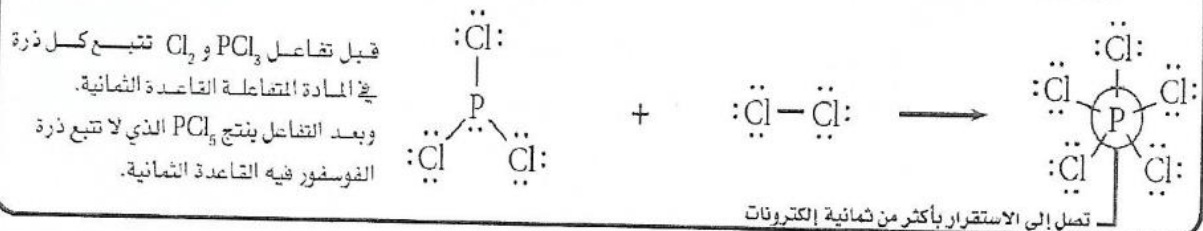
رسم بنية لويس لجزئ رابع فلوريد الزينون XeF_4

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الفلور هي الأعلى سالبية وبالتالى تكون ذرة الزينون الأقل سالبية هي الذرة المركزية
احسب عدد الكترولونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(Xe) 1 \times 8 + (F) 7 \times 4 = 36$
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة	زوج إلكترونية $18 = \frac{36}{2}$
ضع أزواج الإلكترونات الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	18 أزواج إجمالية — 4 زوج مرتبط = 14 (يوجد 14 زوج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية	
لاحظ !!!!!	<ul style="list-style-type: none"> • تم توزيع 3 أزواج حول كل ذرة F تحقق كل ذرة قاعدة الثمانية (3 أزواج x 4 ذرات F = 12 زوج) • يتبقى هناك زوجين من الإلكترونات الغير رابطة وتم توزيعهم على ذرة Xe . • يعطى هذا التركيب ذرة الزينون 12 إلكترونات . • لذلك تكون مركبات الزينون ومنها XeF_4 سامة لأنها نشطة كيميائيا ولديها قدرة عالية على التفاعل

الحالة الثانية : وجود أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزئ

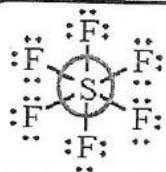
مثال جزئ PCl_5 (خماسى كلوريد الفسفور)

ملاحظ : تتكون 5 روابط من 10 الكترولونات مشتركة في (فلك واحد s) و (ثلاث أفلاك p) و (فلك واحد d) .



مثال جزئ SF_6 (سداسى فلوريد الكبريت)

ملاحظ : تتكون 6 روابط من 12 الكترولونات مشتركة في (فلك واحد s) و (ثلاث أفلاك p) و (فلكين d) .



تدريب 3

1- ارسم بنية لويس للمركبات التالية :

	NO	1
	BeH ₂	2
	ClF ₅	3
	ClF ₃	4
	SCl ₆	5
	AsF ₆ ⁻	6

2- حدد سبب وجود استثناء من قاعدة الثمانية لكل مركب من المركبات التالية :

	PI ₅	1
	ClO ₂	2
	BF ₃	3

3- يدرس علماء المواد خواص البوليمرات عندما يتم معالجتها بمادة AsF_5 اشرح لماذا يخالف المركب AsF_5 قاعدة الثمانية ؟

4 - العامل المختزل يستخدم ثلاثي هيدريد البورون BH_3 عاملا مختزلا في الكيمياء العضوية. فسّر لماذا يكون BH_3 روابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى ؟

5 - يمكن أن يكون عنصرا الأنتيمون Sb والكور Cl مركب ثلاثي كلوريد الأنتيمون وخماسي كلوريد الأنتيمون ، اشرح كيف يمكن لهذين العنصرين أن يكونا مركبات مختلفة؟

Formal Charge (FC)

هذه القاعدة لم تذكر في الكتاب المدرسي لكن يجب الانتباه لها خصوصاً في أسئلة الرنين

- ♦ هي الشحنة التي تكون موجودة على الذرة في الجزئيات .
- ♦ عند وضع بنية لويس للجزئ يجب أن نحدد البنية التي يكون بها (Formal Charge) لكل الذرات أقرب ما يمكن من الصفر .
- ♦ ويمكن حساب (Formal Charge) من المعادلة التالية :

$$\text{Formal Charge} = \frac{\text{الإلكترونات المرتبطة حول الذرة} - \text{الإلكترونات الغير مرتبطة حول الذرة} - \text{الكثرونات التكافؤ للذرة}}{2}$$

♦ مثال : ارسم أشكال الرنين لـ SO_3^{2-} : (سؤال 46 صفحة 120 من الكتاب المدرسي الجديد)

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الأكسجين هي الأعلى سالبية و بالتالي تكون ذرة الكبريت الأقل سالبية هي الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(S) 1 \times 6 + (O) 3 \times 6 = 24$ عدد الكثرونات التكافؤ الكلي للأيون السالب = $24 + 2 = 26$ الكثرون تكافؤ
احسب إجمالي عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	أزواج الإلكترونية $\frac{26}{2} = 13$
ضع أزواج الإلكترونات الرابطة بين الذرات	$\begin{array}{c} O - S - O \\ \\ O \end{array}$
احسب الأزواج المتبقية	13 أزواج إجمالية - 3 أزواج مرتبطة = 10 زوج
وزع الأزواج المتبقية و ضع شحنة الأيون	$\left[\begin{array}{c} \ddot{O} - \ddot{S} - \ddot{O} \\ \\ \ddot{O} \end{array} \right]^{2-}$
تأكد من اجابتك	تشارك كل ذرة الأكسجين بزواج من الالكثرونات و لديها 3 أزواج غير رابطة أي أنها تمتلك 8 الكثرونات . تشارك ذرة الكبريت بثلاث أزواج من الالكثرونات و لديها زوج غير مرتبط أي تمتلك 8 الكثرونات .

الكبريت يقع في الدورة الثالثة من الجدول الدوري ، لذا فإنه من الممكن أن يكون هناك أكثر من 8 الكثرونات حول ذرة الكبريت ، لذا يجب علينا التأكد من Formal Charge من أجل الوصول إلى أفضل بنية لويس للمركب .

Formal Charge	2 / الإلكترونات الغير مرتبطة - الإلكترونات الغير مرتبطة - الكثرونات التكافؤ
S	$6/2 = +1$
O	$2/2 = -1$

♦ نلاحظ هنا وجود شحنة (+1) على ذرة الكبريت ، و شحنة (-1) على ذرة الأكسجين لذا فإنه الشحنة الكلية

للمركب تكون : $[(+1) + (-2 \times 3)] = -5$ و هو ما يتفق تماما مع صيغة الأيون SO_3^{2-} .
لكن !! للوصول إلى أفضل بنية لويس علينا ان نحاول أن نجعل الشحنة على الذرات أقرب ما يمكن من الصفر
لذلك فإننا نقوم بنحويل زوج من الالكثرونات الغير مرتبطة حول أحد ذرات الأكسجين إلى زوج مرتبط بينها و بين الكبريت ثم نقوم بحساب Formal Charge مرة أخرى للأيون :

Formal Charge	2 / الإلكترونات الغير مرتبطة - الإلكترونات الغير مرتبطة - الكثرونات التكافؤ
S	$8/2 = 0$
O	$2/2 = 0$
O	$2/2 = -1$

♦ نلاحظ هنا وجود شحنة (0) على ذرة الكبريت ، و شحنة (0) على أحد ذرات الأكسجين و شحنة (-1) على ذرتي الأكسجين الأخرتين
لذا فإنه الشحنة الكلية للمركب تكون : $[(+0) + (+0) + (-2 \times 2)] = -2$ و هو ما يتفق تماما مع صيغة الأيون SO_3^{2-}
و لكن هذه البنية أفضل من البنية الأولى لأن Formal Charge الموجودة على الذرات أقرب ما يكون للصفر .

♦ ويمكننا الآن وضع الرنين للأيون SO_3^{2-}
♦ لاحظ : أن البنية الأولى ليس لها أشكال رنين لأن كل الروابط بها احادية .

أسئلة مهارة

ارسم بنية لويس للمركبات التالية :

	ClO_2	1
	BrO_4^-	2
	HCO_3^-	3
	H_2CO_3	4
	NF_3S	5

ارسم أشكال الرنين للجزيئات التالية :

	CO_3^{2-}	1
	PO_4^{3-}	2
	ClO_3^-	3
	ClO_4^-	4
	ClO_2^-	5

إجابات القسم 3

تدريب 1

1 عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة عنصر في الجزيء.

2 ارسم بنية لويس للمركبات التالية :

$\left[\begin{array}{c} \text{:F:} \\ \\ \text{:F:}-\text{B}-\text{:F:} \\ \\ \text{:F:} \end{array} \right]^-$	7	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \backslash & / \\ & \text{C}=\text{C} \\ & / & \backslash \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	1
$\begin{array}{c} \text{:F:}-\text{Se:} \\ \\ \text{:F:} \end{array}$	8	$\begin{array}{c} \text{:S:}=\text{C}=\text{:S:} \\ \\ \text{:S:} \end{array}$	2
$\begin{array}{c} \text{:F:} \\ \\ \text{:F:}-\text{Ge}-\text{:F:} \\ \\ \text{:F:} \end{array}$	9	$\left[\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ \text{:O:}-\text{Cl}-\text{:O:} \\ \\ \text{:O:} \end{array} \right]^-$	3
$\left[\begin{array}{c} \text{:O:}-\text{P}-\text{:O:} \\ \\ \text{:O:} \end{array} \right]^{3-}$	10	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{S:} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4
$\left[\begin{array}{c} \text{:O:}-\text{Cl:} \\ \\ \text{:O:} \end{array} \right]^-$	11	$\begin{array}{c} \text{:O:}=\text{S:} \\ \\ \text{:O:} \end{array}$	5
		$\begin{array}{c} \text{:Cl:}-\text{Se:} \\ \\ \text{:Cl:} \end{array}$	6

3 اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي :

4	3	2	1
A	B	A	D

4 ارسم بنية لويس للمركبات التالية

$\left[\text{H}-\text{O:} \right]^-$	4	$\begin{array}{c} \text{:Cl:} \\ \\ \text{:Cl:}-\text{P}-\text{:O:} \\ \\ \text{:Cl:} \end{array}$	1
$[\text{:C}=\text{N:}]^-$	5	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{:Cl:}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{:Cl:} \end{array}$	2
$\begin{array}{c} \text{:F:} \\ \\ \text{:F:}-\text{Si}-\text{:F:} \\ \\ \text{:F:} \end{array}$	6	$\left[\begin{array}{c} \text{:F:} \\ \\ \text{:F:}-\text{P}-\text{:F:} \\ \\ \text{:F:} \end{array} \right]^-$	3

تكريب 2

1 - ارسم أشكال الرنين للجزيئات التالية :

$[\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:]^{1-} \longleftrightarrow [\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}:]^{1-}$	NO_2^-	1
$[\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{S}}=\ddot{\text{O}}:] \longleftrightarrow [\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{O}}:]$	SO_2	2
$[\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}:] \longleftrightarrow [\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}:]$	O_3	3
$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \ddot{\text{O}} \end{array} \longleftrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \ddot{\text{O}} \end{array} \longleftrightarrow \begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \\ \text{Cl}=\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \ddot{\text{O}} \end{array}$	CCl_2O	4
$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\ddot{\text{O}} \\ \\ \ddot{\text{O}} \end{array} \longleftrightarrow \begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \\ \text{H}-\text{C}=\ddot{\text{O}} \\ \\ \ddot{\text{O}} \end{array}$	HCO_2^-	5
$\ddot{\text{N}}=\text{N}=\ddot{\text{O}}:$ $:\text{N}\equiv\text{N}-\ddot{\text{O}}:$	N_2O	6
$\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$ $:\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}:$	NO_2	7
$[\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}(\ddot{\text{O}})-\ddot{\text{O}}:] \longleftrightarrow [\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}(\ddot{\text{O}})-\ddot{\text{O}}:] \longleftrightarrow [\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}(\ddot{\text{O}})=\ddot{\text{O}}:]$	NO_3^-	8

www.almanahj.com

تكريب 3

1- ارسم بنية لويس للمركبات التالية :

$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \\ \\ \text{F}-\text{Cl}-\text{F} \\ \\ \ddot{\text{F}} \end{array}$	4	$:\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$	1
$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \\ \\ \text{F}-\text{S}-\text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	5	$\text{H}-\text{Be}-\text{H}$	2
$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \\ \\ \text{F}-\text{As}-\text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	6	$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \\ \\ \text{F}-\text{Cl}-\text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	3

2- حدد سبب وجود استثناء من قاعدة الثمانية لكل مركب من المركبات التالية :

أكثر من ثمان إلكترونات تكافؤ (قاعدة الثمانية الموسعة)	PI_5	1
عدد فردي من إلكترونات التكافؤ	ClO_2	2
أقل من ثمان إلكترونات تكافؤ (قاعدة الثمانية الفرعية)	BF_3	3

3- للزرنيخ خمسة أماكن للترابط ، أي 10 إلكترونات للمشاركة . وهذا أكثر من ثمانية إلكترونات التي تلزم لتحقيق قاعدة الثمانية

4- تحاط ذرة B بستة إلكترونات BH_3 مما يجعله قادر على استقبال زوجا وحيدا من الإلكترونات من جزيء آخر ليحصل على توزيع إلكتروني مستقر.

5- لعنصر الأنثيمون خمسة إلكترونات تكافؤ ، و زوج وحيد ، وثلاثة أماكن يستطيع من خلالها الارتباط مع ثلاث ذرات كلور بالكترون واحد مع كل ذرة مما يشكل SbCl_5 ، و بما ان الأنثيمون يقع في الدورة الخامسة إذن فهو يستطيع أن يشارك بأكثر من ثمانية إلكترونات أيضا ويكون SbCl_5 .

