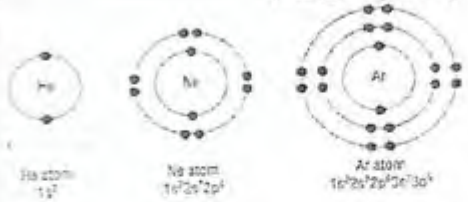
القسم (1)

ما الرابطة التساهمية

- **حالة الاستقرار** : هى الحالة التى يكون فيها مستوى الطاقة الخارجى للعنصر مكتمل بـ (ثمانية) الكترونات .

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



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

- طرق اكتساب حالة الاستقرار :
  - نقل (فقد- اكتساب) الكترونات التكافؤ .
  - مشاركة الكترونات 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 الكترونات التكافؤ ثمانية

ما المقصود بالرابطة التساهمية

- هى الرابطة الكيميائية التى تنتج عن طريق مشاركة الكترونات التكافؤ ، بين العناصر القريبة من بعضها البعض فى الجدول الدورى .
- **الجزئ** : يتكون عند ارتباط ذرتين أو أكثر برابطة تساهمية .
- تعتبر الالكترونات المشتركة فى تكوين الرابطة جزءاً من مستوى الطاقة الخارجى لكلا الذرتين المشتركتين .
- تتكون معظم الروابط التساهمية بين ذرات العناصر اللافلزية المتجاورة فى الجدول الدورى .

تكوّن الرابطة التساهمية

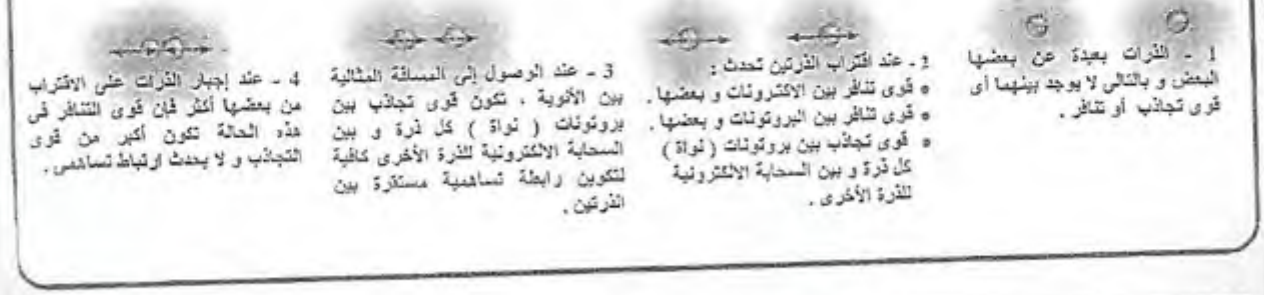
تتكون الجزيئات ثنائية الذرة ($Br_2 - Cl_2 - I_2 - F_2 - O_2 - H_2$) عندما تتشارك ذرتين من نفس العنصر فى بعض الكترونات التكافؤ .

علل : تكوّن الجزيئات ثنائية الذرة ؟	لأن جزيئات ذرتين تكون أكثر استقراراً من الذرات الفردية .

مثال : تكوّن جزئ الفلور F_2 ؟

- التوزيع الالكترونى لذرة الفلور $2p^5 2s^2 1s^2$ ، لكل ذرة فلور 7 الكترونات تكافؤ ، و تحتاج إلى الكترون آخر لتكون (ثمانية) .
- باقتراب ذرتا فلور من بعضهما البعض ، تتواجد العديد من القوى :
  - قوة التنافر بين الكترونات الذرتين المتقاربتين .
  - قوة التنافر بين بروتونات (نواتى) الذرتين المتقاربتين .
  - قوة تجاذب بين بروتونات احدى الذرتين و الكترونات الذرة الأخرى .
- كلما زاد اقتراب ذرتا الفلور من بعضهما البعض ، تزداد قوى التجاذب بين البروتونات و الالكترونات .
- 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 ثنائى الذرة F_2 .
- **لاحظ** : اذا 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 فى أى رابطة تساهمية يحدث عند (الوصول إلى المسافة المثالية بين الأنوية) حيث تكون محصلة قوى التجاذب عند هذه النقطة أكبر من قوى التنافر .

قوى التجاذب ⟵ ⟶ قوى التنافر



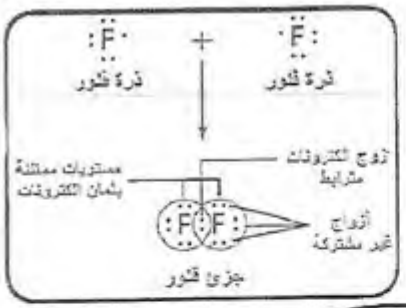
1 - الذرات بعيدة عن بعضها البعض و بالتالى لا يوجد بينهما أى قوى تجاذب أو تنافر .

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

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

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

F_2 و بالتالى يوجد الفلور فى صورة جزئ ثنائى الذرات ، لأن مشاركة زوج واحد من الالكترونات تمنح كل ذرة فلور التوزيع الالكترونى المستقر للغاز النبيل .



F_2 فى الشكل : تتشارك ذرتا الفلور زوجاً من الالكترونات لتكون رابطة تساهمية ، حيث تمتلك كل ذرة (زوجاً من الالكترونات المترابطة) و (ثلاثة أزواج من الالكترونات غير المشتركة) زوج الالكترونات المشتركة يمنح كل ذرة (مستوى تكافؤ ممتلأ بثمانية الكترونات)

تذكر

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

أنواع الروابط التساهمية

- روابط تساهمية أحادية
- روابط تساهمية متعددة
  - روابط ثنائية
  - روابط ثلاثية

الروابط التساهمية الاحادية : • هى الرابطة التى تتكون عند اشتراك زوج واحد من الإلكترونات فى تكوين رابطة تساهمية .

• يسمى زوج الالكترونات المشترك في تكوين الرابطة التساهمية الاحادية بـ [الزوج المرتبط] .

و تظهر الرابطة التساهمية الاحادية فى

① تكوين الجزيئات ثنائية الذرة لعنصر الهيدروجين H_2

• تجذب كل ذرة مرتبطة تساهميا زوج الالكترونات المشاركة بالتساوى لهذا ينتمى الالكترونان المتشاركان إلى كل ذرة بالتزامن .

• و بالتالى تحصل كل ذرة على التوزيع الالكترونى لأقرب غاز نبيل و هو غاز الهيليوم $1s^2$ ، و تصبح طاقتها أقل .

• لذلك يعتبر جزئ الهيدروجين H_2 أكثر استقرارا من ذرة الهيدروجين المفردة .

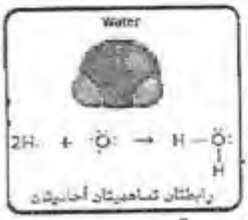
② عناصر المجموعة (17) مثل [$I^{53} - Br^{35} - Cl^{17} - F^{9}$]

تسمى عناصر هذه المجموعة بالهالوجينات ، و لكل منها 7 الكترونات تكافؤ ، و بالتالى فهى تحتاج إلى الكترون لتصل لقاعدة الثمانية .

لذلك فهى : • تكون روابط تساهمية أحادية عند تكوين الجزيئات ثنائية الذرة لعناصر المجموعة F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2

• تكون روابط تساهمية أحادية مع عناصر لافلزية أخرى ، مثل الكربون كما فى CCl_4

③ عناصر المجموعة 16 مثل [$Se^{34} - S^{16} - O^{8}$]



♦ يمكن لذرة من عناصر المجموعة 16 مشاركة إلكترونين و بالتالى يمكن لها تكوين رابطتين تساهميتين احاديتين

مثال الأكسجين مع الهيدروجين كما فى الماء .

• التوزيع الالكترونى للاكسجين هو $2p^4 2s^2 1s^2$ لذا فهو يحتاج الى الكترونين ليكمل ثمانية الكترونات تكافؤ .

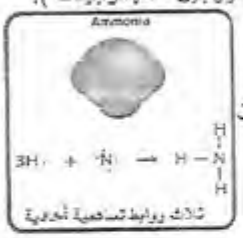
• لذلك فهو يتشارك الكترونين مع ذرتى هيدروجين و يكون رابطتين تساهميتين احاديتين .

• و بذلك يصل الأكسجين للتركيب الالكترونى للنيون $2p^6 2s^2 1s^2$ ، و يصل الهيدروجين للتركيب الالكترونى للهيليوم $1s^2$

• لاحظ : ذرة الاكسجين لها رابطتين تساهميتين أحاديتين ، و زوجين من الالكترونات الغير مشتركة

④ عناصر المجموعة 15 مثل [$P^{15} - N^{7}$]

♦ يمكن لعناصر المجموعة 15 و بالتالى يمكن تكوين 3 روابط تساهمية أحادية مع عناصر من الافلزات مثل (الهيدروجين - الهالوجينات).



مثال النيتروجين مع الهيدروجين كما في النشادر .

• التوزيع الالكترونى للنيتروجين هو $2p^3 2s^2 1s^2$ لذا فهو يحتاج إلى 3 الكترونات ليكمل 8 الكترونات تكافؤ .

• لذلك فهو يتشارك 3 الكترونات مع 3 ذرات هيدروجين ويكون 3 روابط تساهمية أحادية ، وبذلك يصل النيتروجين للتركيب الالكترونى للنيون $2p^6 2s^2 1s^2$ ، و يصل الهيدروجين للتركيب الالكترونى للهيليوم $1s^2$

مثال النيتروجين مع الهالوجينات كما في $NF_3 - NCl_3 - NBr_3$

⑤ عناصر المجموعة 14 مثل [$C^{6} - Si^{14}$]

♦ يمكن لعناصر المجموعة 14 و بالتالى يمكن تكوين 4 روابط تساهمية أحادية مع عناصر من الافلزات مثل (الهيدروجين - الهالوجينات).

مثال الكربون مع الهيدروجين كما في الميثان .

• التوزيع الالكترونى للنيتروجين هو $2p^2 2s^2 1s^2$ لذا فهو يحتاج إلى 4 الكترونات ليكمل 8 الكترونات تكافؤ .

• لذلك فهو يتشارك 4 الكترونات مع 4 ذرات هيدروجين و يكون 4 روابط تساهمية أحادية ، و بذلك يصل الكربون للتركيب الالكترونى للنيون $2p^6 2s^2 1s^2$ ، و يصل الهيدروجين للتركيب الالكترونى للهيليوم $1s^2$

مثال الكربون مع الهالوجينات كما في $CF_4 - CCl_4 - CBr_4$

تدريب 1

ارسم بُنية لويس لكل جزئ مما يلي	
PH_3	
H_2S	
CCl_4	
SiH_4	
جزئ مكون من ذرات عناصر المجموعة 1 و المجموعة 16	
جزئ مكون من ذرات عناصر المجموعة 1 و المجموعة 17	

الروابط التساهمية المتعددة

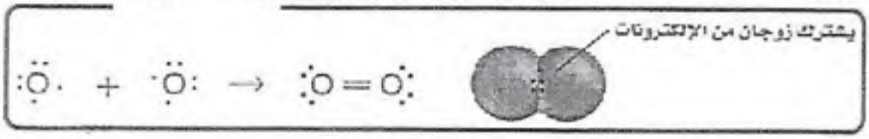
الروابط التساهمية المتعددة : هي روابط تساهمية تنتج عن مشاركة زوجين أو أكثر من الالكترونات .

- تتكون الروابط التساهمية المتعددة عادة بين ذرات الكربون و النيتروجين و الأكسجين و الكبريت 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 O_2

- تتواجد ذرات عنصر الأكسجين في الطبيعة على شكل جزئيات ثنائية .
- التوزيع الالكتروني للأكسجين هو $2p^4 2s^2 1s^2$ لذا فهو يحتاج إلى الكترونين ليكمل ثمانية الكترونات تكافؤ .
- لذلك فهو يتشارك بالكترونين مع ذرة أكسجين أخرى ليصل المجموع الى زوجين مشتركين من الإلكترونات بين الذرتين و تتكون رابطة تساهمية ثنائية ، و بذلك تصل كل ذرة أكسجين للتركيب الالكتروني للنيون $2p^6 2s^2 1s^2$ تصبح أكثر استقراراً .



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

مثال جزئ النيتروجين N_2

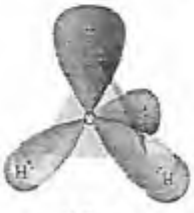
- تتواجد ذرات عنصر النيتروجين في الطبيعة على شكل جزئيات ثنائية .
- التوزيع الالكتروني للنيتروجين هو $2p^3 2s^2 1s^2$ لذا فهو يحتاج إلى ثلاث إلكترونات ليكمل ثمانية الكترونات تكافؤ .
- لذلك فهو يتشارك بثلاث إلكترونات مع ذرة نيتروجين أخرى ليصل المجموع الى ثلاثة ازواج مشتركة من الالكترونات بين الذرتين و تتكون رابطة تساهمية ثلاثية ، و بذلك تصل كل ذرة نيتروجين للتركيب الالكتروني للنيون $2p^6 2s^2 1s^2$ و تصبح أكثر استقراراً .

رابطة سيجما σ

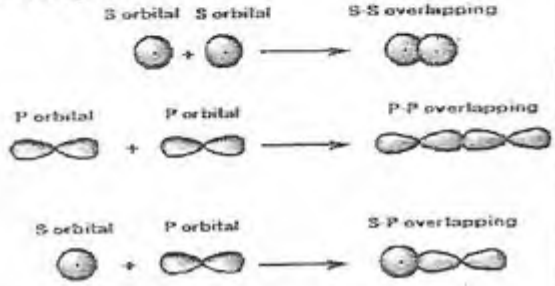
- **الرابطة سيجما [σ]** : هى الرابطة التساهمية الأحادية الناتجة عن اشتراك زوج من الالكترونات نتيجة التداخل المباشر رأساً مقابل رأس لأفلاك الذرات .
- **خصائصها :**
  - ❑ يرمز لها بالرمز الإغريقي [σ]
  - ❑ تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالرأس ، أى يكون الاوربيتالان المتداخلان على خط واحد .
  - ❑ 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 الالكترونات المشتركة في المنتصف (المنطقة المتوسطة) بين الذرتين .
  - ❑ عندما تتشارك ذرتان في الالكترونات وتتداخل مجالات تكافؤهما معا (رأسا مقابل رأس) فتزداد الكثافة الألكترونية في مجال الربط بين الذرتين (يقع مجال الربط في المنطقة التي يكون إحتمال وجود الكترونات الرابطة أكبر ما يمكن) .
- **موقعها :** تقع الرابطة سيجما فى مجال الربط بين الذرتين .
- **أمثلة الرابطة سيجما :** الرابطة H – H فى جزئ الهيدروجين H_2 .
  - ❑ الرابطة F – F فى جزئ الفلور F_2 .
  - الرابطة H – F فى جزئ فلوريد الهيدروجين HF
  - ❑ الرابطة H – O فى جزئ الماء OH_2 .
  - الرابطة N – F فى جزئ الأمونيا NH_3
  - ❑ الرابطة H – C فى جزئ الميثان CH_4 .

الميثان CH_4

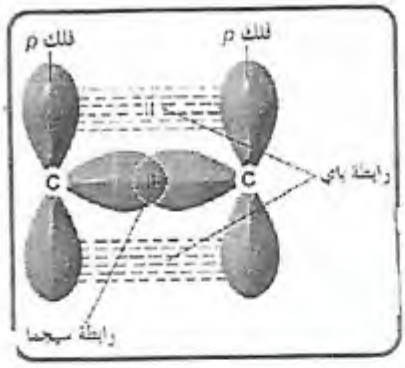
الأمونيا NH_3



الماء H_2O



رابطة باى π

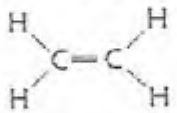


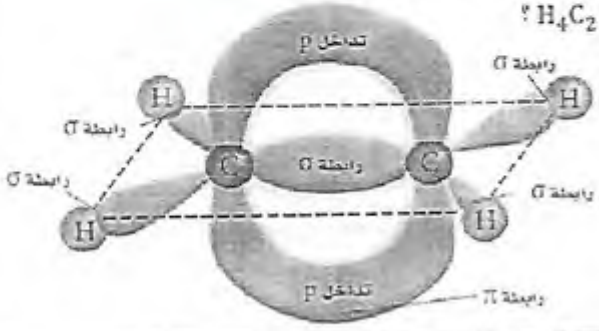
الرابطة باى [π] هى رابطة تساهمية متعددة تتكون عند التداخل الجانبى لفلكين من النوع P

- **خصائصها :**
  - ❑ يرمز لها بالرمز الإغريقى [π]
  - ❑ تنشأ من تداخل فلكين ذريين جنبا إلى جنب ، أى يكون الفلكان متوازيان
- **موقعها :** تشغل أزواج الإلكترونات المشاركة لرابطة باى المكان أو الفراغ أعلى و أسفل الخط الذى يمثل الموضع الذى ترتبط فيه الذرتين .

ملاحظات

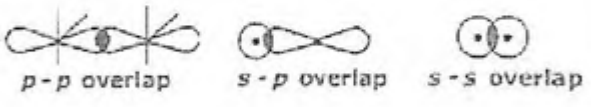
- ❑ الرابطة سيجما σ تكون أقصر و أقوى من الرابطة باى π .
- ❑ تتكون الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة من النوع سيجما σ فقط .
- ❑ تتكون الرابطة التساهمية الثنائية من رابطة واحدة من النوع سيجما σ و الأخرى من النوع باى π
- ❑ تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطة واحدة من النوع سيجما σ و رابطتين من النوع باى π .
- **أمثلة الرابطة باى :** الرابطة المتعددة بين ذرتى الكربون فى الإثيلين H_4C_2 ؟





- يوجد أربع روابط سيجما σ بين الهيدروجين H و ذرتى الكربون C
- الرابطة الثنائية بين ذرتى الكربون يكون واحدة من النوع سيجما σ و الاخرى من النوع باى π ، و هذا ينتج سحابة على شكل حلقة حول الرابطة سيجما σ .

مقارنة بين الرابطة سيجما σ و الرابطة باى π

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

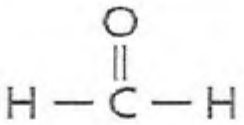
تدريب 2

□ علل : الرابطة سيجما تكون أقوى من الرابطة باى

.....

.....

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

	$H-C\equiv C-H$

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

قوة الرابطة التساهمية

- تشتمل عليها الرابطة التساهمية عدة قوى ، هى :
  - ♦ قوى التجاذب بين الأنوية والسحب الألكترونية .
  - ♦ قوى التنافر بين الأنوية .
  - ♦ قوى التنافر بين السحب الإلكترونية
- تنكسر الرابطة التساهمية عند حدوث اضطراب فى توزان هذه القوى .
- تختلف الروابط التساهمية فيما بينها من حيث القوة ، و بالتالى تختلف قيمة الطاقة اللازمة لكسر كل رابطة .
- تعتمد قوة الرابطة التساهمية على طول الرابطة

- **طول الرابطة** : • هى المسافة من منتصف نواة إلى منتصف النواة الأخرى للذرتين المترابطتين .
  - • هى المسافة بين نواتين مترابطتين فى موضع الحد الأقصى للجذب .
- يتحدد طول الرابطة بـ
  - • أحجام الذرتين المرتبطتين .
  - • عدد أزواج الالكترونات المشتركة بين الذرتين المرتبطتين .
- زيادة عدد أزواج الالكترونات المتشاركة ← (يؤدى إلى) نقص طول الرابطة ← (يؤدى إلى) زيادة قوة الرابطة
- و بذلك يمكن ترتيب الروابط التساهمية من حيث قوتها كما يلى :

(الأطول والأضعف) الرابطة الإحادية ← الرابطة الثنائية ← الرابطة الثلاثية (الأقصر و الأقوى)

- **طاقة تفكك الرابطة** : هى مقدار الطاقة (kJ/mol) المطلوب لكسر رابطة تساهمية معينة .
- تكوين الرابطة يؤدى إلى إنبعاث طاقة اى عند تكسير الروابط فيحتاج إلى امتصاص طاقة .
- لهذا فإن طاقة تفكك الرابطة تكون دائما قيمه موجبة (لأنها طاقة ممتصة) .
- زيادة عدد أزواج الالكترونات المتشاركة ← (يؤدى إلى) نقص طول الرابطة ← (يؤدى إلى) زيادة قوة الرابطة ← (يؤدى إلى) زيادة طاقة تفكك الرابطة
- **لاحظ** :مجموع قيم طاقة تفكك الرابطة لجميع الروابط فى أى جزئ تساوى مقدار طاقة الوضع (الطاقة الكامنة) فى أى جزئ من ذلك المركب
- يتم تحديد التغير الإجمالى فى الطاقة لأى تفاعل كيميائى من [طاقة الروابط المتفككة و المتكونة] :
  - • إذا كانت الطاقة الناتجة عند تكوين روابط جديدة فى النواتج [أكبر] من الطاقة اللازمه لدسر الروابط الموجودة فى المتفاعلات يكون : التفاعل طارد للحرارة .
  - • إذا كانت الطاقة الناتجة عند تكوين روابط جديدة فى النواتج [أقل] من الطاقة اللازمه لكسر الروابط الموجودة فى المتفاعلات يكون : التفاعل ماص للحرارة .

علل : هناك علاقة طردية بين عدد أزواج الالكترونات المتشاركة فى الرابطة التساهمية و طاقة تفكك هذه الرابطة ؟	لأن زيادة عدد الأزواج المتشاركة يؤدى إلى نقص طول الرابطة مما يؤدى إلى زيادة قوة الرابطة و بالتالى زيادة طاقة التفكك لهذه الرابطة
علل : الرابطة فى نيتروجين N_2 اقوى من الرابطة فى الأكسجين O_2 ؟	لأن رابطة N_2 ثلاثية $N \equiv N$ و الرابطة O_2 ثنائية $O = O$ ، كلما زاد عدد الالكترونات المشتركة فى الرابطة ، يقل طول الرابطة و تزداد قوتها .
علل: تفاعل إحتراق الفحم تفاعل طارد للحرارة ؟	لأن الطاقة الناتجة عند تكوين روابط جديدة فى مرحب CO_2 الناتج من عملية الاحتراق (أكبر) من الطاقة اللازمة لكسر الرابطة $C - C$ الموجودة فى الفحم و الرابطة $O - O$ الموجودة فى الهواء .

تدريب 3

① فى الجزيئات CO و CO_2 و OCH_2 ، أى رابطة هى الأقصر و رابطة $C-O$ هى الأقوى ؟

← الرابطة الأقصر : ..... ← الرابطة الأقوى : .....

② رتب تصاعدياً الجزئيات التالية وفقا لطول رابطة الكبريت و الأكسجين [SO_2 / SO_3^{2-} / SO_4^{2-}]

الأقصر ..... ← ..... ← ..... الأطول

③ بالاستعانة بالجدول المقابل :

- أولا : ارسم بنى لويس الصحيحة لكل من :
  - C_2H_2
  - $HCOOH$
- ثانياً : حدد مقدار الطاقة اللازمة لتفكك كل جزئ من هذه الجزيئات ؟ .....

الرابطة	kJ/mol طاقة تفكك الرابطة	الرابطة	kJ/mol طاقة تفكك الرابطة
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

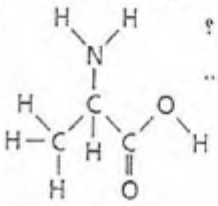
④ بالاستعانة بالجدول المقابل :

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		

- ما هو الغاز ثنائى الذرة الذى يوجد به أقصر رابطة بين ذرتين ؟ HI - Cl_2 - O_2 - N_2
- احسب مقدار الطاقة اللازمة لكسر كل الروابط الموجودة فى الجزئ التالى ؟

.....

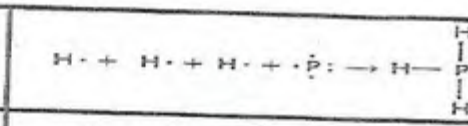
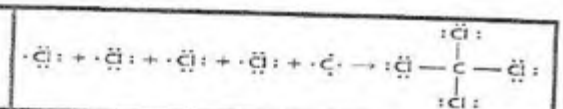
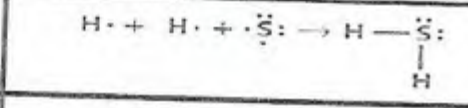
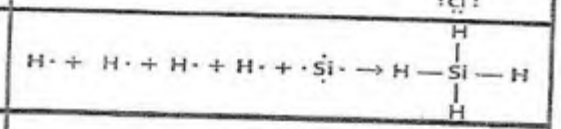
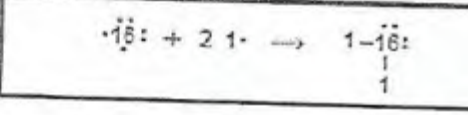
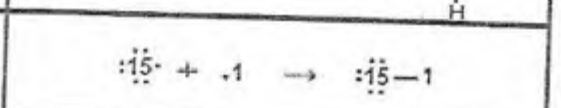


⑤ أكمل الجدول التالى الذى يبين عدد الالكترونات المشاركة فى الروابط التساهميه و حدد مجموعة الذرات التى ستكون هذه الروابط

نوع الرابطة التساهمية	عدد الالكترونات المشتركة	الذرات التى تكون الرابطة
أحادية		
ثنائية		
ثلاثية		

الإجابات القسم (1)

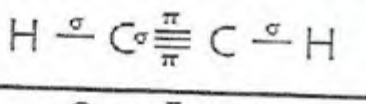
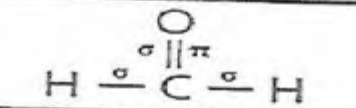
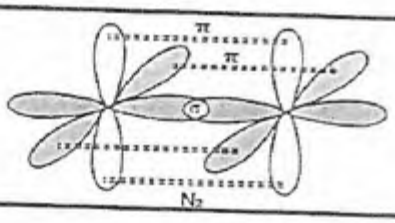
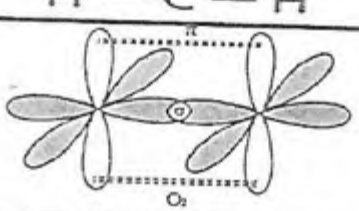
تدريب 1

PH_3		CCl_4	
H_2S		SiH_4	
المجموعة 1 و المجموعة 16		المجموعة 1 و المجموعة 17	

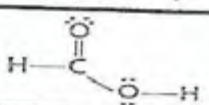
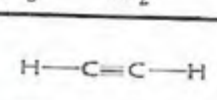
تدريب 2

□ 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 بالجنب فتكون أطول و الكثافة الإلكترونية حولها قليلة .

تدريب 3

CO	1
$SO_2 \quad \leftarrow SO_3^{2-} \quad \leftarrow SO_4^{2-}$	2
 	3
C_2H_2: (416 × 2) + 839 = 1671 kJ/mol HCOOH: 416 + 745 + 358 + 467 = 1986 kJ/mol	
5011 kJ/mol / N_2	4

نوع الرابطة التساهمية	عدد الالكترونات المشتركة	الذرات التي تكون الرابطة
أحادية	2 الكترون	عناصر المجموعة 17
ثنائية	4 الكترون	عناصر المجموعة 16
ثلاثية	6 الكترون	عناصر المجموعة 15

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 .

عدد 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 الكيميائى .
- طريقة تسمية المركبات الجزيئية ثنائية الذرات

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

1 - يكتب أولاً اسم العنصر الثانى فى الصيغة الجزيئية و يضاف له المقطع [يد]

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

3 - فى حالة وجود أكثر من ذرة نكتب أحد البادئات المقابلة :

- أمثلة :

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمى
N_2O	أحادى أكسيد ثنائى النيتروجين
P_2O_5	خماسى أكسيد ثنائى الفوسفور

- لاحظ : • لا تستخدم البادئة [أحادى - أول] مع العنصر الأول فى الصيغة الجزيئية (أى الأسم الثانى فى اللغة العربية) .

الصيغة الجزيئية	يُكتب	لا يُكتب
CO_2	ثانى أكسيد الكربون	ثانى أكسيد أول الكربون
NF_3	ثلاثى فلوريد النيتروجين	ثلاثى فلوريد أحادى النيتروجين

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

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمى	الاسم الشائع
H_2O	أول أكسيد ثنائى الهيدروجين	الماء
NH_3	ثلاثى هيدريد النيتروجين	الأمونيا
N_2H_4	رباعى هيدريد ثنائى النيتروجين	الهيدرازين
NO	أول أكسيد النيتروجين	أكسيد النيتريك

تدريب 1

اذكر اسم المركبات التساهمية الواردة أدناه :

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمى
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

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمى
SF_6	سداسي فلوريد الكبريت
$SiCl_4$	رباعي كلوريد السيليكون
CI_4	رباعي يوديد الكربون
SeO_3	ثلاثي أكسيد السيلينيوم
As_2O_3	ثنائي أكسيد ثنائي الزرنيخ

□ 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

أكمل الجدول التالى : بكتابة الصيغة الجزيئية و الاسم :

	Br	F	Cl
C			CCl_4 رباعي كلوريد الكربون
P			
S			

تسمية الأحماض

□ الحمض : هو المركب الذى ينتج أيونات H^+ فى المحلول المائى .

الأحماض نوعان

حمض ثنائي العنصر (حمض هيدروجيني)
♦ هو الحمض الذى يتكون من عنصرين :
الهيدروجين وعنصر اكثر ساليه كهربائية (لا فلز).

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

أولا : الأحماض الثنائية

تسمية الأحماض الثنائية [هيدروجين + لافلز]

✓ اسم الحمض : حمض + هيدرو + اسم اللافلز + يك

✓ اسم الأنيون : اسم اللافلز + يد

صيغة الأنيون	اسم الأنيون	صيغة الحمض	اسم الحمض
Cl^-	كلور + يد (كلوريد)	HCl	حمض+ هيدرو+ كلور+ يك
Br^-	بروم + يد (بروميد)	HBr	حمض + هيدرو + بروم + يك
I^-	يوديد	HI	حمض هيدرو يود يك
S^{2-}	كبرتيد	H_2S	حمض هيدرو كبريتيك

□ لاحظ : ♦ بعض الأحماض تحتوى على أكثر من عنصرين و لا يوجد بها أكسجين هذه الأحماض تسمى بنفس طريقه الأحماض الثنائية .

♦ مثل : حمض HCN الذى 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 الأكسجينى ليس جزءاً من الاسم .

تسمية الأحماض الأكسجينية [هيدروجين + اكسجين + لا فلز (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 :

S	N	P
SO_4^{2-} SO_3^{2-}	NO_3^- NO_2^-	PO_4^{3-} PO_3^{3-}

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

H_2SO_4	HNO_3	H_3PO_4
حمض كبريتيك	حمض نيتريك	حمض فوسفوريك

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

H_2SO_3	HNO_2	H_3PO_3
حمض كبريتوز	حمض نيتروز	حمض فوسفوروز

لاحظ تسمية الأنيونات	نهاية الأنيون	مثال	نهاية الحمض	مثال
	يت (الأقل أكسجين)	NO_2^- (نيتريت)	وز (الأقل أكسجين)	HNO2 (حمض نيتروز)
	ات (الأكثر أكسجين)	NO_3^- (نيترات)	يك (الأكثر أكسجين)	HNO3 (حمض نيتريك)

③ إذا كان العنصر اللافلز له 4 أيونات مثل : I ، Br ، Cl ، F (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 برومیك	$HBrO_4$ حمض بيربروميك

تدريب 3

☒ اختر من العمود B ما يناسب العمود A ؟

العمود A		العمود B
( ) حمض الفوسفوروز	-1	$HClO_2$
( ) حمض النيتروز	-2	HIO_3
( ) حمض الأسيتيل سالسيليك	-3	$H_9C_8O_4$
( ) حمض الفوسفوريك	-4	H_2CrO_4
( ) حمض اليوديك	-5	H_2S
( )حمض الكروميك	-6	$HClO$
( )حمض الكربونيك	-7	H_3PO_4
( )حمض الأسيتيك	-8	HIO_4
( )حمض الهيدرويوديك	-9	H_2SO_4
( )حمض الهيدروسيانيك	-10	HCN
( ) حمض الهيدروكبريتيك	-11	CH_3COOH
( ) حمض الهيبوكلوروز	-12	H_2CO_3
( ) حمض الكبريتيك	- 13	HI
( ) حمض البيريوديك	- 14	H_3PO_3
( ) حمض الكلوروز	– 15	HNO_2

تدريب 4

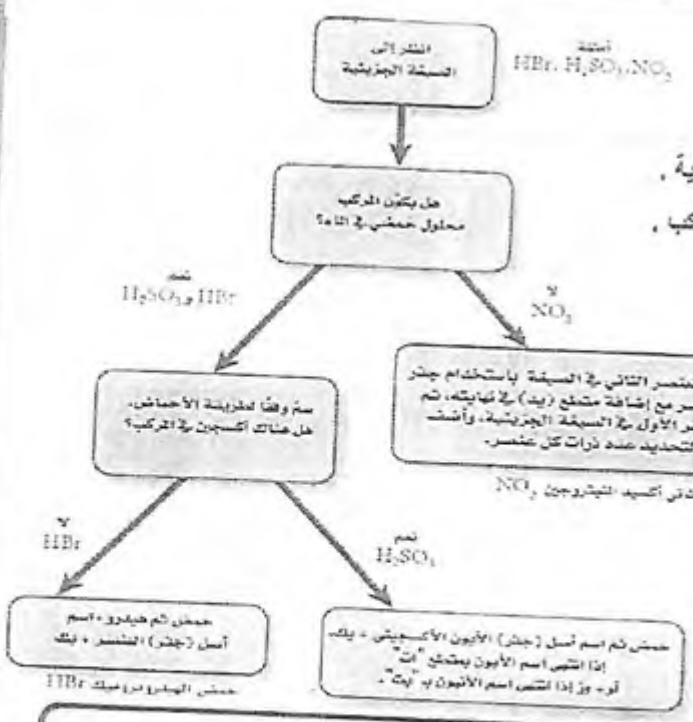
أكمل الجداول التالية :

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
.....	أول أكسيد ثنائي الهيدروجين
ClF_3	ثالث فلوريد الكلور
P_2O_3	.....
S_2O_{10}	.....
SF_6	.....
	رباعي كلوريد ثنائي الكبريت
.....	ثنائي أكسيد النيتروجين
.....	حمض البروموز
.....	حمض الهيدروبروميك
SiO_2	.....

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
.....	حمض الكربونيك
HIO_4	.....
N_2O_3	.....
.....	حمض الكلوريك
.....	حمض الهيدروكلوريك
H_2SO_4	.....
H_2SO_3	.....
	ثنائي فلوريد الكبريت
SeO_3	.....
S_4N_4	.....

كتابة الصيغ انطلاقاً من الأسماء

- يجب على الطالب أن يُتقن العمليتين العكسيتين :
  - كتابة اسم المركب إذا كان معلوماً لديه صيغته الجزيئية .
  - كتابة الصيغه 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
PBr_5	(خامس) خماسي بروميد الفسفور
S_4N_4	رابع نيتريد رابع الكبريت
PF_5	(خامس) خماسي فلوريد الفوسفور
XeF_4	(رابع) رباعي فلوريد الزينون
ICl_3	(ثالث) ثلاثي كلوريد اليود

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
SF_6	سادس فلوريد الكبريت
$SiCl_4$	رباعي كلوريد السليكون
CI_4	رابع يوديد الكربون
SeO_3	خامسي أكسيد السيلينيوم
As_2O_3	ثالث اكسيد ثنائي الزرنيخات

تدريب 2

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

تدريب 3

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

تدريب 4

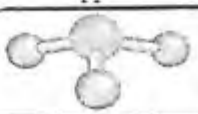
الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
H_2O	اول اكسيد ثنائي الهيدروجين
ClF_3	ثلث فلوريد الكلور
P_2O_3	ثلث أكسيد ثنائي الفوسفور
S_2O_{10}	عاشر اكسيد ثنائي الكبريت
SF_6	سداسي فلوريد الكبريت
S_2F_4	رباعي كلوريد ثنائي الكبريت
NO_2	ثاني اكسيد النيتروجين
$HBrO_2$	حمض البروموز
HBr	حمض الهيدروبروميك
SiO_2	ثاني اكسيد السيليكون

الصيغة الجزيئية	الاسم العلمي
H_2CO_3	حمض الكربونيك
HIO_4	حمض البيريوديك
N_2O_3	ثالث اكسيد 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

القسم (3)

التركيب البنائى للجزيئات

- الصيغة الجزيئية : عبارة عن رموز العناصر و اللواحق السفلية الرقمية (الأرقام السفلية) . مثل : NH_3 - CO_2
- لذلك فإن الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية تُبين فقط أنواع و أعداد الذرات فى الجزئ .
- أما لمعرفة التراكيب الجزيئية فإننا نستعمل (النماذج) فى تمثيل الجزئ .
- الصيغة البنائية : هى النموذج الذى 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 الجزيئى] و [نموذج ملء الفراغ الجزيئى] .

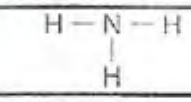
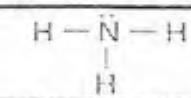
الصيغة الجزيئية	PH_3	• هى عبارة عن رموز العناصر و اللواحق السفلية الرقمية (الأرقام السفلية) • الصيغة الجزيئية لا توضح الشكل الهندسى للجزئ و إنما تُبين فقط أنواع و أعداد الذرات .
الصيغة البنائية	$H-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\underset{|}{\overset{|}{P}}}}-H$	• نموذج يستعمل الرموز و الروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات . • الصيغة البنائية توضح الشكل الهندسى للجزئ .
بُنية لويس	$H-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\underset{|}{\overset{|}{\ddot{P}}}}}-H$	• نموذج يوضح الكترونات التكافؤ فى صورة أزواج من الالكترونات المترابطة و أزواج من الالكترونات الغير مترابطة . • بُنية لويس توضح الشكل الهندسى للجزئ .
نموذج الكرة و العصا الجزيئى		• هو نموذج يستخدم الكرات للتعبير عن الذرات ، و العُصى للتعبير عن الروابط . • نموذج الكرة و العصا يوضح الشكل الهندسى للجزئ .
نموذج ملء الفراغ الجزيئى		• هو نموذج يبين الحجم النسبى للذرات . • نموذج ملء الفراغ الجزيئى يوضح الشكل الهندسى للجزئ .

خطوات رسم بُنية لويس

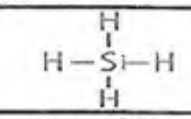
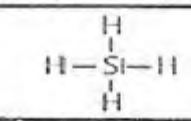
1	تحديد الذرة المركزية	◆ الذرة المركزية هى أقل الذرات جذباً للإلكترونات (الأقل سالبية كهربائية) ◆ توضع الذرة المركزية فى وسط الجزئ و تُصبح جميع الذرات الأخرى طرفية ◆ لاحظ : • الذرة المركزية تقع أقرب إلى الطرف الأيسر من الجدول الدورى . • ذرات الهيدروجين تكون دائماً جانبية ،لأنها تشارك زوج واحد فقط من الإلكترونات و بالتالى فإنها تتصل بذرة واحدة فقط .
2	حساب العدد الإجمالى الإلكترونات المتوفرة للربط	◆ و هو يساوى إجمالى عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات ◆ لاحظ : نضرب عدد الكترونات التكافؤ لكل ذرة فى عدد تلك الذرة فى الصيغة الجزيئية ثم نجمع جميع الذرات معاً لنحصل على الإجمالى الكلى
3	حساب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	◆ و هو يساوى $\frac{\text{عدد الالكترونات المتوفر الربط}}{2}$
4	وضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	◆ حيث يتم وضع زوج ربط واحد (رابطة احادية) بين الذرة المركزية و جميع الذرات الطرفية
5	حساب الأزواج المتبقية	◆ عدد الأزواج المتبقية = العدد فى الخطوة 3 ــ العدد فى الخطوة 4 ◆ تشمل هذه الأزواج أزواجاً غير رابطة أو أزواجاً مستخدمة فى الرابطة الثنائية و الثلاثية .
6	توزيع الأزواج المتبقية	◆ يتم توزيع ما تبقى من الأزواج الالكترونية على الذرات الجانبية لتحقيق قاعدة الثمانية (ما عدا ذرات الهيدروجين) . ◆ اذا وجدت زيادة فى الأزواج توضع على الذرة المركزية لتحقيق قاعدة الثمانية . ◆ اذا كان عدد الإلكترونات حول الذرة المركزية أقل من 8 يتم تحويل زوج إلكترونى غير رابط أو أكثر من الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية . ◆ تذكر : [الكربون - النيتروجين - الأكسجين - الكبريت] غالباً تكون روابط ثنائية و ثلاثية .

أولاً : بُنية لويس لمركب تساهمى له روابط أحادية

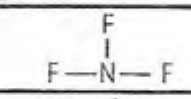
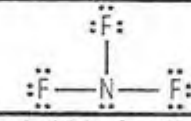
ارسم بُنية لويس لجزئ الأمونيا NH_3

حدد الذرة المركزية	حيث أن جميع ذرات الهيدروجين تكون طرفية و بالتالى لابد أن تكون ذرة النيتروجين هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(N)\ 1x5 + (H)\ 3x1 = 8$
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{8}{2} = 4$ أزواج إلكترونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	4 أزواج إجمالية — 3 أزواج مرتبطة = 1 (يوجد زوج واحد غير مرتبط)
وزع الأزواج المتبقية	
تأكد من اجابتك	تشارك ذرة الهيدروجين بزوج واحد من الالكترونات ، أى أن كل ذرة تملك الكترونين . تشارك ذرة النيتروجين بثلاث أزواج من الالكترونات و لديها زوج غير رابط ، أى تمتلك 8 الاكترونات .

ارسم بُنية لويس لجزئ رباعى هيدريد السيلكون SiH_4

حدد الذرة المركزية	حيث إن جميع درات الهيدروجين تكون طرفية و بالتالى لابد أن تكون ذرة السيلكون هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(Si)\ 1x4 + (H)\ 4x1 = 8$
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{8}{2} = 4$ أزواج إلكترونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	4 أزواج إجمالية — 4 أزواج مرتبطة = 0 (لا يوجد أى أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية (إذا وجدت !!)	
تأكد من اجابتك	تشارك ذرة الهيدروجين بزوج واحد من الالكترونات أى أن كل ذرة تملك الكترونين . تشارك ذرة السيليكون بأربع أزواج من الالكترونات ، أى تمتلك 8 الاكترونات تكافؤ .

ارسم بُنية لويس لجزئ ثلاثى فلوريد النيتروجين NF_3

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الفلور هى الأعلى سالبية و بالتالى تكون ذرة النيتروجين الأقل سالبية هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(N)\ 1x5 + (F)\ 3x7 = 26$
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{26}{2} = 13$ أزواج إلكترونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	13 أزواج إجمالية — 3 أزواج مرتبطة = 10 (يوجد 10 أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية	
تأكد من اجابتك	تشارك كل ذرة فلور بزوج واحد من الالكترونات و لديها 3 ازواج رابطة إذن كل ذرة تمتلك 8 الكترونات تشارك ذرة النيتروجين بثلاث أزواج من الالكترونات و لديها زوج غير رابط ، أى تمتلك 8 الاكترونات

ثانياً : بُنية لويس لمركب تساهمى له روابط متعددة

ارسم بُنية لويس لجزئ ثانى أكسيد الكربون CO_2

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الأكسجين هى الأعلى سالبية و بالتالى تكون ذرة الكربون الأقل سالبية هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(C)\ 1x4 + (O)\ 2x6 = 16$
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{16}{2} = 8$ أزواج إلكترونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	O – C – O
احسب الأزواج المتبقية	8 أزواج إجمالية — 2 أزواج مرتبطة = 6 (يوجد 6 أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية	:Ö — C — Ö:
لاحظ !!!!!!	• كل ذرة أكسجين يوجد حولها 8 الكترونات تكافؤ لكن ذرة الكربون يوجد حولها 4 الكترونات تكافؤ فقط • لحصول ذرة الكربون على 8 الكترونات يتم بتحويل بعض الأزواج حول ذرة الأكسجين إلى روابط ثنائية
وزع الأزواج المتبقية بحيث تحقق قاعدة الثمانية لكل الذرات	:Ö = C = Ö:
تأكد من اجابتك	تشارك كل ذرة O بزوجين من الالكترونات و لديها زوجين غير مرتبطين إذن كل ذرة تمتلك 8 الكترونات تشارك ذرة الكربون C بأربع أزواج من الالكترونات ، أى تمتلك 8 الاكترونات

ارسم بُنية لويس لجزئ أول أكسيد الكربون CO

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الأكسجين هى الأعلى سالبية و بالتالى تكون ذرة الكربون الأقل سالبية هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(C)\ 1x4 + (O)\ 1x6 = 10$
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{10}{2} = 5$ أزواج إلكترونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	C – O
احسب الأزواج المتبقية	5 أزواج إجمالية — 1 زوج مرتبط = 4 (يوجد 4 أزواج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية	:C — Ö:
لاحظ !!!!!!	• ذرة الأكسجين يوجد حولها 8 الكترونات تكافؤ لكن ذرة الكربون يوجد حولها 4 الكترونات تكافؤ فقط • لحصول ذرة الكربون على 8 الكترونات يتم بتحويل بعض الأزواج حول ذرة الأكسجين إلى روابط ثنائية
وزع الأزواج المتبقية بحيث تحقق قاعدة الثمانية لكل الذرات	:C ≡ O:
تأكد من اجابتك	تشارك ذرة الأكسجين بثلاث أزواج من الالكترونات و لديها زوج غير رابط أى أنها تمتلك 8 الكترونات تشارك ذرة الكربون C بثلاث أزواج من الالكترونات و لديها زوج غير رابط أى تمتلك 8 الاكترونات

ثالثاً : بُنية لويس للأيونات المتعددة الذرات

1- خطوات رسم تركيب لويس للأيونات متعددة الذرات مشابهة لخطوات رسم المركبات التساهمية .

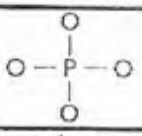
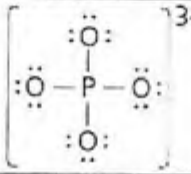
2 - لكن هناك اختلاف فى حساب العدد الكلى للإلكترونات المتوفرة للترابط ، لأن :

- الأيون الموجب يحدث به فـقـد للإلكترونات مما يعنى عدد أقل من الالكترونات .
- الأيون السالب يحدث به اكتساب للإلكترونات مما يعنى عدد أكبر من الالكترونات .

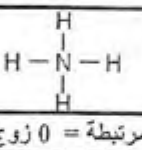
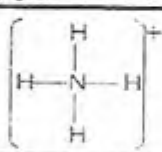
3 - لذلك تكون قاعدة حساب العدد الكلى للإلكترونات كالتالى :

- عدد الكترونات التكافؤ الكلى للأيون الموجب متعدد الذرات = عدد ألكترونات التكافؤ لكل الذرات ــ شحنة الأيون
- عدد الكترونات التكافؤ الكلى للأيون السالب متعدد الذرات = عدد ألكترونات التكافؤ لكل الذرات + شحنة الأيون

ارسم بُنية لويس لأيون PO_4^{3-}

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الأكسجين هى الأعلى سالبية و بالتالى تكون ذرة الفوسفور الأقل سالبية هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(P)\ 1x5 + (O)\ 4x6 = 29$ عدد الكترونات التكافؤ الكلى للأيون السالب = 3 + 29 = 32 الكترون تكافؤ
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{32}{2} = 16$ أزواج إلكترونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	16 أزواج إجمالية ــ 4 أزواج مرتبطة = 12 زوج
وزع الأزواج المتبقية و ضع شحنة الأيون	
تأكد من اجابتك	تشارك كل ذرة الأكسجين بزوج من الالكترونات و لديها 3 أزواج غير رابطة أى انها تمتلك 8 الكترونات تشارك ذرة الفسفور بأربع أزواج من الالكترونات أى تمتلك 8 الاكترونات

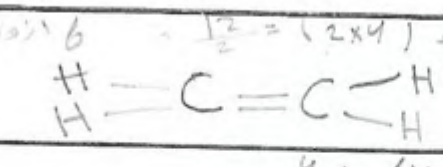
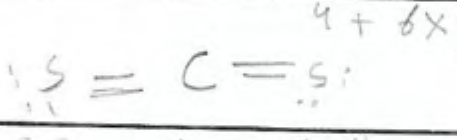
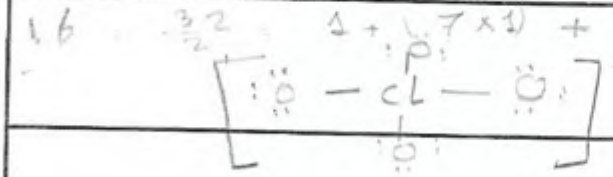
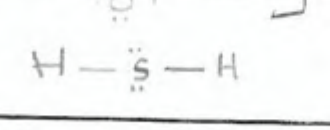
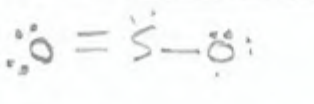
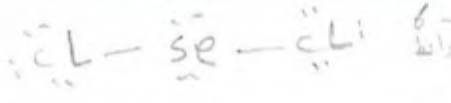
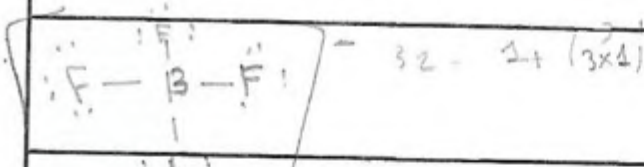
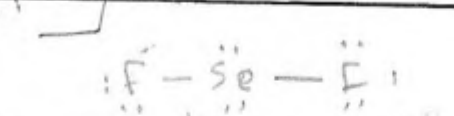
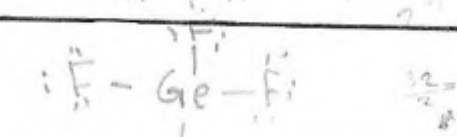
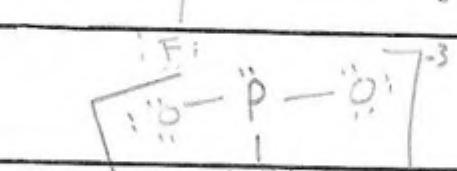
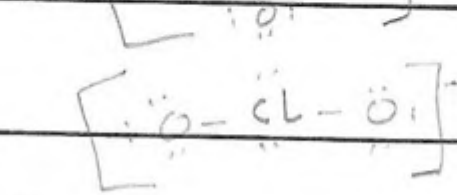
ارسم بُنية لويس لأيون NH_4^+

حدد الذرة المركزية	حيث أن جميع ذرات الهيدروجين تكون طرفية و بالتالى لابد أن تكون ذرة النيتروجين هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(N)\ 1x5 + (H)\ 4x1 = 9$ عدد الكترونات التكافؤ الكلى للأيون الموجب = 9 ــ 1 = 8 الكترون تكافؤ
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	$\frac{8}{2} = 4$ أزواج إلكترونية
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	4 أزواج إجمالية ــ 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 بزوج من الالكترونات أى أنها تمتلك الكترونين . تشارك ذرة النيتروجين بأربع أزواج من الالكترونات أى تمتلك 8 الاكترونات .

تدريب 1

1 ما الواجب معرفتة لنتمكن من رسم بُنية لويس لجزئ ما ؟

2 ارسم بنية لويس للمركبات التالية :

1	الإيثيلين H_4C_2	
2	ثانى كبريتيد الكربون CS_2	
3	أيون البيركلورات ClO_4^-	
4	حمض الهيدوركبريتيك SH_2	
5	ثانى أكسيد الكبريت SO_2	
6	ثانى كلوريد السيلينيوم $SeCl_2$	
7	أيون رباعى فلوريد البورون BF_4^-	
8	ثانى فلوريد السيلينيوم SeF_2	
9	رابع فلوريد الجرمانيوم GeF_4	
10	أيون الفوسفيت PO_3^{3-}	
11	أيون الكلوريت ClO_2^-	

3

3 اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلى :

التمثيل النقطي للإلكترونات (تراكيب لويس)

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

1 اعتمادا على تراكيب لويس فى الجدول ، أي الأزواج الآتية ترتبط بنسبة 3 : 2 ؟

A - ليثيوم وكربون
B - بورون وأكسجين
C - بورون وكربون
D - بيريليوم وكلور
E- بيريليوم ونيتروجين

2 اعتمادا على تراكيب لويس فى الجدول أعلاه ، ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير فى عنصر البريليوم إذا أصبح أيونا موجباً ؟

A - 0
B - 2
C - 4
D - 6

3 أي مما يأتي يمثل تركيب لويس لثنائي كبريتيد السليكون ؟

A - :S::Si::S:
B - ·S··Si··S·
C - ·S·:Si:·S·
D - :S:·Si·:S:

4 أي المركبات الآتية يحتوي على رابطة باي واحدة على الأقل ؟

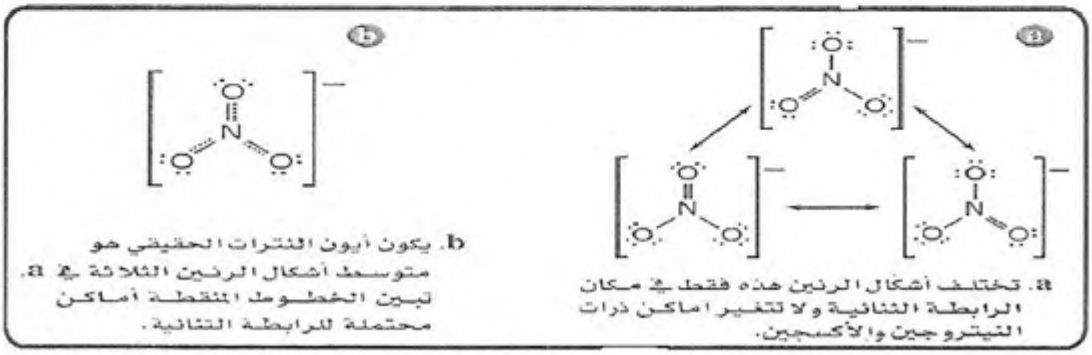
A - CO_2
B - I_3CHC
C - I_3AS
D - PF_2

4 ارسم بُنية لويس للمركبات التالية

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

تراكيب الرنين

- الرنين : حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من بُنية لويس صحيحة لشكل الجزئ أوالأيون .
- تراكيب الرنين : بُنيتين أو أكثر من بُنى لويس التى تمثل نفس الجزئ المفرد أو نفس الأيون .
- تختلف تراكيب الرنين فى موقع أزواج الالكترونات ، و ليس فى موقع الذرات .
- فى تراكيب الرنين يحدث الاختلاف فى مواقع الأزواج الغير رابطة ، و أزواج الربط .
- أمثلة على جزيئات و أيونات لها تراكيب رنين : جزئ O_3 و أيونات : NO_2^- / NO_3^- / SO_3^{2-} / CO_3^{2-}
- لاحظ : • كل جزئ أو أيون له رنين خاص به (يعرض شكلا من أشكال الرنين) يظهر كأن له تركيب رنين واحد فقط .
  - الرابطة المقاسة تجريبيا فى الرنين متطابقة مع بعضها البعض و تكون أقصر من الروابط الأحادية و أطول من الروابط الثنائية
  - طول الرابطة الفعلية : هى متوسط الروابط فى تراكيب الرنين .
- مهم : • المركبات الثنائية التى تحتوى على روابط سيجما σ فقط لا يمكنها أظهار الرنين ، حيث يجب أن يحتوى المركب الثنائى على روابط سيجما σ و روابط باى π لكى يُظهر الرنين .
  - المركبات التى تتكون من ذرتين فقط لا يوجد لها رنين .



a. تختلف أشكال الرنين هذه فقط في مكان الرابطة الثنائية ولا تتغير اماكن ذرات النيتروجين والأكسجين.

b. يكون أيون النترات الحقيقي هو متوسط أشكال الرنين الثلاثة في a. تبين الخطوط المنقطة أماكن محتملة للرابطة الثنائية.

تدريب 2

ارسم أشكال الرنين للجزيئات التالية :

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

استثناءات قاعدة الثمانية

- عادة ما تحصل الذرات على ثمانية الكترونات عندما تتحد بذرات أخرى لتحقيق حالة الاستقرار .
- و لكن هناك بعض الجزيئات و الأيونات لا تتبع قاعدة الثمانية .
- أسباب وجود استثناءات لقاعدة الثمانية:
  1- عندما يكون مجموع الكترونات التكافؤ عدد فردى .
  2 - عندما يكون مجموع الكترونات التكافؤ أقل من ثمانية حول الذرة المركزية .
  3 - عندما يكون مجموع الكترونات التكافؤ أكثر من ثمانية حول الذرة المركزية .

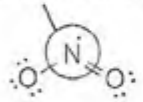
أسباب ان بعض الجزيئات أو الأيونات لا تتبع قاعدة الثمانية

1 - عندما يكون مجموع الكترونات التكافؤ عدد فردى :

- مجموعة قليلة من الجزيئات يكون لها عدد فردى من الكترونات التكافؤ و بالتالى تكون غير قادرة على تكوين ثمانية الكترونات حول كل ذرة .
- و من هذه الجزيئات : NO_2 / NO / ClO_2
- مثال جزئ NO_2

لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في جزيء NO_2 قاعدة الثمانية فهي تحتوي سبعة إلكترونات فقط في مستوى الطاقة الخارجي.

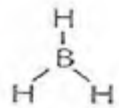
قاعدة الثمانية غير مكتملة



- هذا الجزئ له 5 الكترونات تكافؤ من ذرة N ، 12 الكترونات تكافؤ من ذرتى O فيكون المجموع 17
- لذا لايمكن لهذا الجزئ أن يحون عدد صحيح من إزواج الالكترونات

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

- الثمانيات الفرعية Subоctets : المقصود بها ان يكون عدد الكترونات التكافؤ حول الذرة المركزية أقل من ثمانية الكترونات .
- بعض المركبات تصل إلى حالة الاستقرار بأقل من ثمانية الكترونات حول الذرة ، و هذه المجموعة نادرة الوجود .
- مثال جزئ BH_3 (ثلاثى هيدريد البورون)



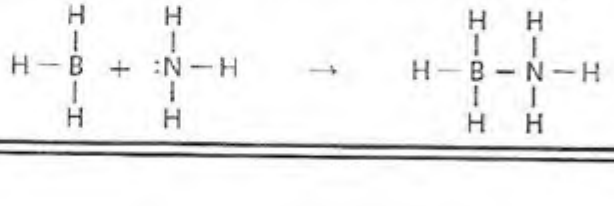
- البورون B عنصر شبه فلزى يوجد فى المجموعة 13 و يكون ثلاث روابط تساهمية أحادية من ذرات لافلزية أخرى .
- و بالتالى تشارك ذرة البورون ستة الكترونات فقط ، أى لا تتبع قاعدة الثمانية

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

الرابطة التساهمية التناسقية

- الرابطة التساهمية التناسقية : هى رابطة تتكون عندما تمنح احدى الذرات الكترونين لتشارك بها ذرة أخرى أو أيونا آخر بحاجة إلى الكترونين ، ليكونا ترتيباً الكترونياً مستقراً بأقل طاقة وضع .
- عادة ما تتكون هذه الرابطة بين
  - الجزيئات أو الأيونات ذات الأزواج الغير مرتبطة .
  - و
  - الجزيئات أو الأيونات التى لها ثمانيات فرعية أى التى تحتاج إلى الكترونين
- و عندما تتكون الرابطة التساهمية التناسقية فإن ذلك يؤدى إلى وجود ثمانية الكترونات حول كل ذرة .
- مثال على ذلك الرابطة التساهمية التناسقية التى تتكون أثناء تفاعل ثلاثى هيدريد البورون BH_3 مع الأمونيا NH_3

في تفاعل BH_3 مع NH_3 تتقدم ذرة النيتروجين إلكترونين يتم مشاركتهما بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تناسقية



ليس لذرة البورون إلكترونات لتشارك بها، في حين أن لذرة النيتروجين الكترونان للمشاركة.

تشارك ذرة النيتروجين بالكترونيها لتكون رابطة تساهمية تناسقية.

- عندما يكون مجموع الكترونات التكافؤ أكثر من ثمانية حول الذرة المركزية

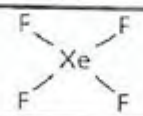
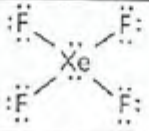
♦ الثمانيات الموسعة Expanded Octets : المقصود بها ان بعض المركبات تصل إلى الاستقرار بأكثر من 8 الكترونات حول الذرة المركزية

♦ و يمكن تفسير ذلك اذا اخذنا فى الاعتبار الفلك d الذى يوجد فى مستويات طاقة عناصر الدورة الثالثة و ما بعدها .

♦ و عندما نرسم بُنية لويس لهذه المركبات فإما أن :
- نضيف أزواج الكترونات غير رابطة للذرة المركزية
- يكون هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط فى الجزئ .

الحالة الأولى : إضافة أزواج الكترونات غير رابطة للذرة المركزية

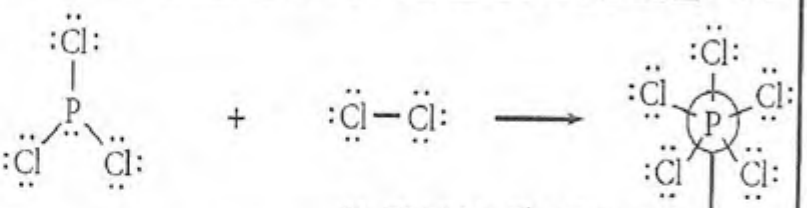
رسم بُنية لويس لجزئ رابع فلوريد الزينون XeF_4

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الفلور هى الأعلى سالبية و بالتالى تكون ذرة الزينون الأقل سالبية هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	(Xe) 1x8 + (F) 7x4 = 36
احسب إجمالى عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة و غير الرابطة	زوج الكترونية $\frac{36}{2} = 18$
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	18 أزواج إجمالية — 4 زوج مرتبط = 14 (يوجد 14 زوج غير مرتبطة)
وزع الأزواج المتبقية	
لاحظ !!!!!!	• تم توزيع 3 أزواج حول كل ذرة F لتحقق كل ذرة قاعدة الثمانية (3 أزواج x 4 ذرات F = 12 زوج) • يتبقى هناك زوجين من الالكترونات الغير رابطة يتم توزيعهم على ذرة Xe . • يعطى هذا التركيب ذرة الزينون 12 الكترون . • لذلك تكون مركبات الزينون و منها XeF_4 سامة لأنها نشطة كيميائيا و لديها قدرة عالية على التفاعل

الحالة الثانية : وجود أكثر من أربع ذرات ترتبط فى الجزئ

♦ مثال جزئ PCl_5 (خماسى كلوريد الفسفور)

لاحظ : تتكون 5 روابط من 10 الكترونات مشتركة فى (فلك واحد s) و (ثلاث أفلاك p) و (فلك واحد d) .



قبل تفاعل PCl_5 و Cl_2 تتبع كل ذرة فى المادة المتفاعلة القاعدة الثمانية.
وبعد التفاعل ينتج PCl_5 الذي لا تتبع ذرة الفوسفور فيه القاعدة الثمانية.

تصل إلى الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات

♦ مثال جزئ SF_6 (سداسى فلوريد الكبريت)

لاحظ : تتكون 6 روابط من 12 الكترونات مشتركة فى (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 .فسر لماذا يكون BH_3 روابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى ؟

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

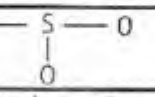
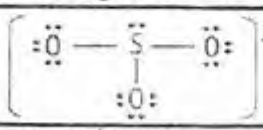
Formal Charge (FC)

هذه القاعدة لم تذكر فى الكتاب المدرسى لكن يجب الانتباه لها خصوصاً فى اسئلة الرنين

- هى الشحنة التى تكون موجودة على الذرة فى الجزيئات .
- عند وضع بُنية لويس للجزئ يجب أن تحدد البُنية التى يكون بها (Formal Charge) لكل الذرات أقرب ما يمكن من الصفر .
- و يمكن حساب (Formal Charge) من المعادلة التالية :

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

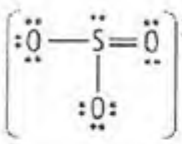
- مثال : ارسم أشكال الرنين لـ SO_3^{2-} : (سؤال 46 صفحة 120 من الكتاب المدرسى الجديد)

حدد الذرة المركزية	حيث أن ذرات الأكسجين هى الأعلى سالبية و بالتالى تكون ذرة الكبريت الأقل سالبية هى الذرة المركزية
احسب عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط	$(S)1x6 + (O)3x6 = 24$ عدد الكترونات التكافؤ الكلى للأيون السالب = 24 + 2 = 26 الكترون تكافؤ
احسب إجمالى عدد الأزواج الالكترونية الرابطة و غير الرابطة	أزواج إلكترونية $\frac{26}{2} = 13$
ضع أزواج الإلكترونية الرابطة بين الذرات	
احسب الأزواج المتبقية	13 أزواج إجمالية — 3 أزواج مرتبطة = 10 زوج
وزع الأزواج المتبقية و ضع شحنة الأيون	
تأكد من اجابتك	تشارك كل ذرة الأكسجين بزوج من الالكترونات و لديها 3 أزواج غير رابطة أى أنها تمتلك 8 الكترونات . تشارك ذرة الكبريت بثلاث أزواج من الالكترونات و لديها زوج غير مرتبط أى تمتلك 8 الاكترونات .

الكبريت يقع فى الدورة الثالثة من الجدول الدورى ، لذا فإنه من الممكن أن يكون هناك أكثر من 8 الكترونات حول ذرة الكبريت ، لذا يجب علينا التأكد من Formal Charge من أجل الوصول إلى أفضل بُنية لويس للمركب .

Formal Charge	الكترونات التكافؤ	−	الإلكترونات الغير مرتبطة	−	2 / الإلكترونات الغير مرتبطة		
S	6	−	2	−	6/2	=	+ 1
O	6	−	6	−	2/2	=	− 1

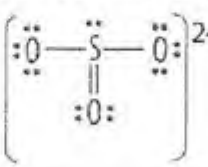
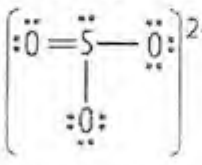
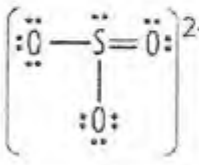
- نلاحظ هنا وجود شحنة (+1) على ذرة الكبريت ، و شحنة (-1) على ذرة الأكسجين لذا فإنه الشحنة الكلية للمركب تكون : [$-2(3x-1)+(+1)$ =] و هو ما يتفق تماما مع صيغة الأيون SO_3^{2-} .



- لكن !! للوصول إلى أفضل بُنية لويس علينا ان نحاول أن نجعل الشحنة على الذرات أقرب ما يمكن من الصفر
- لذلك فإننا نقوم بتحويل زوج من الالكترونات الغير مرتبطة حول أحد ذرات الأكسجين إلى زوج مرتبط بينها و بين الكبريت ثم نقوم بحساب Formal Charge مرة أخرى للأيون :

Formal Charge	الكترونات التكافؤ	−	الإلكترونات الغير مرتبطة	−	2 / الإلكترونات الغير مرتبطة		
S	6	−	2	−	8/2	=	0
O	6	−	4	−	2/2	=	0
O	6	−	6	−	2/2	=	− 1

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

- لاحظ : ان البُنية الأولى ليس لها أشكال رنين لأن كل الروابط بها احادية .

أسئلة مهارية

ارسم بُنية لويس للمركبات التالية :

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

ارسم أشكال الرنين للجزيئات التالية :

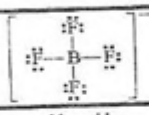
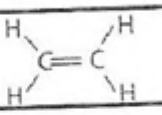
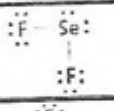
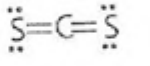
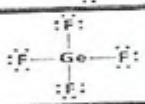
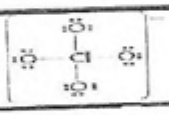
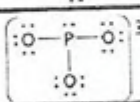
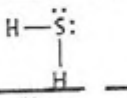
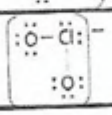
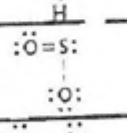
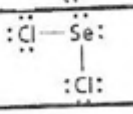
1	CO_3^{2-}	
2	PO_4^{3-}	
3	ClO_3^-	
4	ClO_4^-	
5	ClO_2^-	

إجابات القسم 3

تدريب 1

1 عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة عنصر في الجزيء.

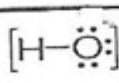
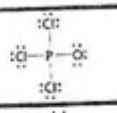
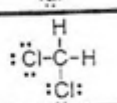
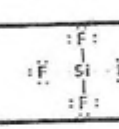
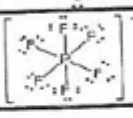
2 ارسم بنية لويس للمركبات التالية :

	7		1
	8		2
	9		3
	10		4
	11		5
			6

3 اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي :

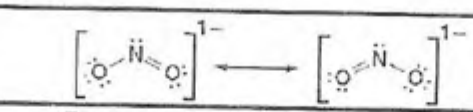
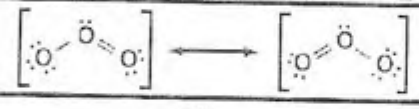
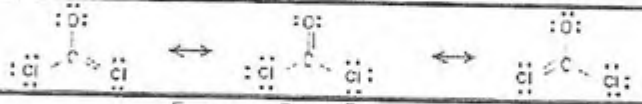
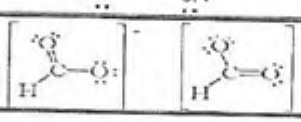
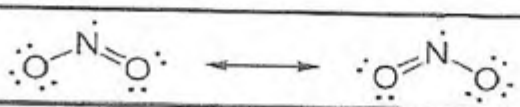
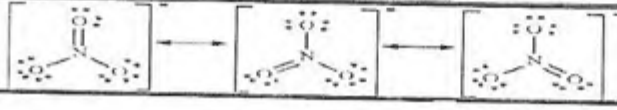
4	3	2	1
A	B	A	D

4 ارسم بُنية لويس للمركبات التالية

	4		1
	5		2
	6		3

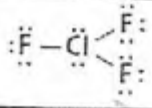
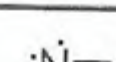
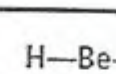
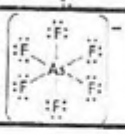
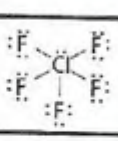
تدريب 2

1 - ارسم أشكال الرنين للجزيئات التالية :

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

تدريب 3

1- ارسم بنية لويس للمركبات التالية :

	4		1
	5		2
	6		3

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

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

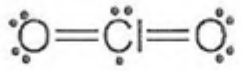
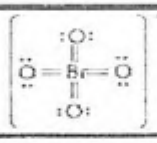
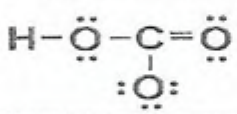
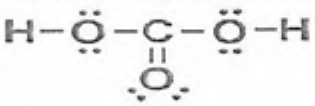
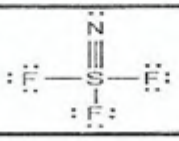
3 - للزرنيخ خمسة أماكن للترابط ، أي 10 إلكترونات للمشاركة . وهذا أكثر من ثمانية إلكترونات التي تلزم لتحقيق قاعدة الثمانية

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.

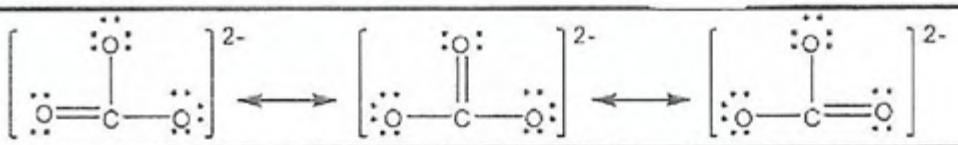
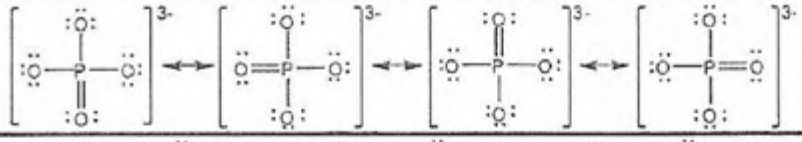
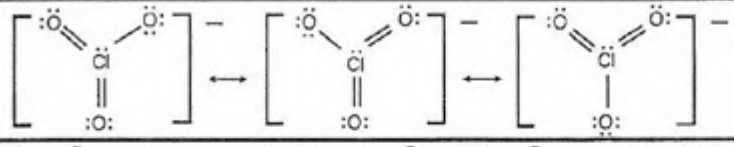
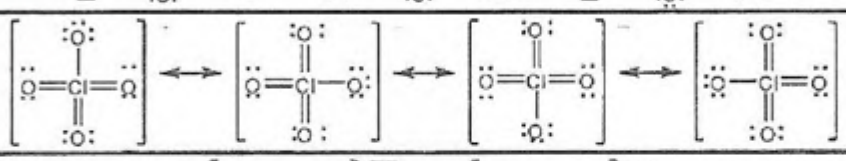
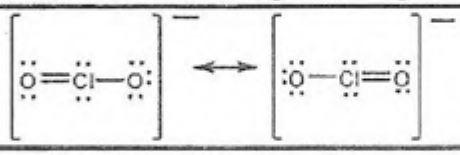
5 - لعنصر الأنتيمون خمسة إلكترونات تكافؤ، و زوج وحيد، وثلاثة أماكن يستطيع من خلالها الارتباط مع ثلاث ذرات كلور بالكترون واحد مع كل ذرة مما يشكل $SbCl_3$ ، و بما ان الانتيمون يقع في الدورة الخامسة إذن فهو يستطيع أن يشارك بأكثر من ثمانية إلكترونات أيضا ويكون $SbCl_5$.

أسئلة مهارية

ارسم بُنية 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