الفصل الرابع :

الفكره الرئيسه: تستقر بعض العناصر عندما تشارك في الإلكترونات التكافؤها لتكوين رابطة تساهميه .

الرابطه التساهميه : هي الرابطه الكيميائيه التي تنتج عن مشاركة كلاً من الذرتين الداخليتين في تكوين الرابطة بزوج إلكتروني واحد أو أكثر من الازواج الإلكترونية .

الجزيء : يتكون عندما ترتبط ذرتين أو أكثر برابطة تساهميه .

تركيب لويس : ترتيب الإلكترونات التكافؤ في الجزيء .

رابطه سيجما : تسمى الروابط التساهميه الاحادية روابط سيجما وتتكون رابطة سيجما عندما تشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مستويات تكافؤهما تداخلاً رأسياً .

التفاعل الماص للطاقه : يحدث عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعله اكبر من مقدار الطاقة الناتجة عن تكوّن روابط جديدة في المواد الناتجة .

التفاعل الطارد للطاقه : يحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكوّن روابط المواد الناتجة اكبر من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد ألمتفاعله .

كيف تتكون الروابط تساهميه؟

تتكون الجزيئات الثنائيه الذرات ومنها (الهيدروجين-والنيتروجين-والاكسجين-والفلور) عندما تتشارك ذرتان من نفس العنصر في الكترونات التكافؤ .

ماذا يسمى المركب الذي يحتوي على رابطه تساهميه ؟ يسمى جزيء

لماذا توجد بعض العناصر على شكل جزيئات ثنائيه؟ لان الجزيء المكون من ذرتين او اكثر يكون اكثر استقراراً من الذره في حالتها الفرديه .

المجموعة 17 و الروابط التساهميه الاحادية :

تضم الهالوجينات ومنها الفلور والكلور سبعة الكترونات تكافؤ وتحتاج إلى الكترون واحد للوصول إلى حالة الثمانية الكترونات .

المجموعه ١٦ والروابط التساهميه الاحاديه :

تكون رابطتين تساهميتين مثل الاكسجين .

المجموعه ١٥والروابط التساهميه الاحاديه :

تستطيع عناصر المجموعة 15 ان تكون ثلاث روابط تساهميه مع ذرات اللافلزات مثل النشادر .

المجموعه ١٤ والروابط التساهميه الاحاديه :

تستطيع عناصر المجموعة 14 أن تكون أربع روابط تساهميه، ويتكون جزي الميثان عندما ترتبط ذره كربون واحدة با أربع ذرات هيدروجين .

ماهي العلاقه بين طول الرابطه وطاقه التفكك ؟ جـ / طردية .

ماهي العلاقة بين طول الرابطة وقوتها ؟ جـ / عكسية .

ماهي انواع التفاعلات من حيث تغير الطاقه ؟

تفاعل ماص للطاقه . --- تفاعل طارد للطاقه .

الفكره الرئيسيه: تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزئية الثنائية الذرات و الأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية .

اسماء شائعة لبعض المركبات الجزئية :

اكسيد ثنائي الهدروجين = الماء

كلوريد الصوديوم = ملح الطعام

تسميه الاحماض :-

تتكون المحاليل المائية لبعض الجزيئات حمضية ،ويسمى المركب حمضاً إذا أنتج ايونات الهيدروجين في المحلول .

الحمض الاكسجيني: هو الحمض الذي يتألف من الهيدروجين و ايون أكسجيني .

الفكره الرئيسيه : تبين الصيغ البنائيه المواقع النسبيه للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطهما معاً .

الصيغه البنائيه : نموذج يستعمل الرموز والروابط لبيان موقع الذرات .

الرنين : حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم اكثر من تركيب لويس بشكل الجزيء أو الايون .

الرابطه التساهميه التناسقيه : عندما تقدم إحدى ذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو ايوناً آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكونا ترتيبا الكترونيا مستقرا بأقل طاقة .

ماهي اكثر النماذج قريبه من الواقع ؟ جـ / نموذج ملئ الفراغ الجزيئي

استثناءات القاعدة الثمانية :

1- العدد الفردي من الكترونات التكافؤ .

2- حالات الاستقرار بأقل من ثمانيه الكترونات والرابطة التساهميه التناسقيه .

3- حالات الاستقرار بأكثر من ثمانية الكترونات .

نموذج VSEPR (التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ) :

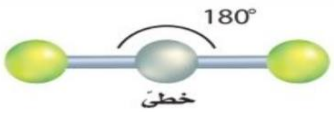
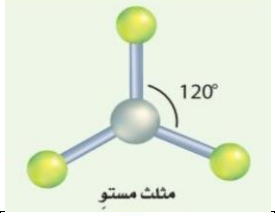
يعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين ازواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية إلى اقصى درجة ممكنة .

زاوية الرابطة : الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية .

تؤثر أزواج الإلكترونات غير الرابطة أيضًا في تحديد شكل الجزيء .

تحدد أشكال جزيئات الطعام اعتمادًا على تركيبها الكيميائي .

التهجين : الطريقة التي تختلط المستويات الفرعية لتكون مستويات مهجنة جديدة متماثلة .

الجزيء	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	sp	
$AlCl_3$	sp2 تربيع	
CH_4	sp3 تكعيب	
PH_3	sp3 تكعيب	
H_2O	sp3 تكعيب	

الفكرة الرئيسية : يعتمد نوع الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة .

الميل الإلكتروني : مقياس لقابلية الذرة على استقبال الإلكترون .

تذكر أن الكهروسالبية تشير إلى القدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

الرابطة التساهمية الغير قطبية (تساهمية نقية) : الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين .

الرابطة التساهمية القطبية : عندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى ، مما يؤدي إلى تكون رابطة أيونية .

تتكون الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات لإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها .

تكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية القطبية أو غير القطبية ، ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء

ومن الخواص المميزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تجذب للمجال الكهربائي ، الا أن الجزيئات القطبية تجذب للمجال الكهربائي .

وعاده ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الايونية قابلة للذوبان في المواد القطبية، اما الجزيئات غير القطبية في تذوب فقط في المواد غير القطبية .

خواص المركبات التساهمية :-

درجات الانصهار والغليان منخفضة .

الكثير منها في الحالة الفلزية .

في حالة الصلابة الكثير منها لين .

الصلبة تترتب في بلوريه .

وتعرف قوى التجاذب الضعيفة هذه بالقوى بين الجزيئات أو قوى فاندرفال (قوى التشتت) .

القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية والتي تسمى قوى ثنائية القطب . وكلما زادت القطبية الجزيء زادت هذه القوى . اما القوة الثالثة فهي الرابطة الهيدروجينية، وهي أقواها . وتتكون بين ذرة هيدروجين وذرة نيتروجين ذات كهروسالبية عالية او أكسجين أو فلور في جزيء آخر .

المواد الصلبة التساهمية الشبكية :-

ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية .

غير موصلة للحرارة والكهرباء .

شديدة الصلابة و هشة .

يشكل نظاما بلوريا شديد الترابط .

درجة انصهار عالية جدا .

مسائل الفصل الرابع :-

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

1. PH_3

2. H_2S

سمِّ كلًّا من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية: **16.** NF_3 ثلاثي فلوريد النيتروجين

سمّ كلًّا من الأحماض الآتية مفترضًا أن جميعها تذوب في الماء.

19. HI حمض الهيدرويوديك

21. $HClO_2$ حمض الكلوروز

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية:

25. كلوريد الفضة. $AgCl$

ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

45. O_3

ما شكل الجزيء؟ ثلاثي هيدريد الفوسفور غاز عديم اللون ينتج عن تعفن المواد العضوية، ومنها السمك. ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور؟ حدّد مقدار زاوية الرابطة والمستويات المهجنة فيه.

1 تحليل المسألة

نعلم من المعطيات أن الجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور، وله 3 ذرات هيدروجين جانبية متصلة بذرة فوسفور مركزية.

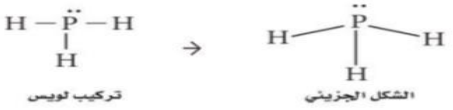
2 حساب المطلوب

$$1\,\text{atom P} \times \frac{5\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\,\text{atom P}} + 3\,\text{atom H} \times \frac{1\ \text{إلكترون تكافؤ}}{1\,\text{atom H}} = 8\ \text{إلكترونات تكافؤ.}$$

حدد العدد الكلي للأزواج المرتبطة

$$\frac{8\ \text{الكترونات}}{2\ \text{إلكترون/ زوج}} = 4\ \text{أزواج}$$

ارسم شكل لويس باستخدام زوج من الإلكترونات بين كل ذرة هيدروجين وذرة فوسفور مركزية، وضع الزوج غير الرابط على ذرة الفوسفور.



الشكل الجزيئي مثلث هرمي ويكون مقدار زاوية الرابطة 107°، ونوع التهجين sp^3 في المستويات المهجنة.

3 تقويم الإجابة

كل أزواج الإلكترونات مستخدمة، وكل ذرة لها التوزيع الإلكتروني المستقر.