ملخص أشكال الجزيئات–

الفكرة العامة : تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في إلكتروناتها

الفكرة الرئيسة : يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء

المفردات : **نموذج VSEPR ، التهجين**

الأهداف : **١– يلخص نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ**

٢– يتوقع الشكل وزاوية الرابطة في الجزيء

٣– يعرِّف التهجين

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR modle

يحدد شكل الجزيء الكثير من خواصه الكيميائية والفيزيائية ، وعادةً ما تحدد أشكال الجزيئات المتفاعلة ما إذا كان بعضها يستطيع الاقتراب من بعض للسماح بحدوث تفاعل أم لا ، وتحدد الكثافة الإلكترونية الناتجة عن تداخل مجالات الإلكترونات المشتركة معاً شكل الجزيء

وقد طُوِّرت أكثر من نظرية لشرح تداخل مجالات الترابط ، ويمكن استخدامها في توقع شكل الجزيء ، كما يمكن معرفة شكل الجزيء عندما نرسم تراكيب لويس له

ويسمى النموذج المستخدم في تحديد شكل الجزيء نموذج VSEPR أو نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (نموذج يعتمد على ترتيب الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية) ، ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة ، فعندما تتصل مجموعة من الذرات بالذرة المركزية فمن الطبيعي أن تأخذ هذه الذرات شكلاً يقلل من التصادم بينها

تتنافر أزواج الإلكترونات في الجزيء بطريقة مماثلة ، وتعمل قوى التنافر هذه على تثبيت مواقع الذرات في الجزيء بحيث تصنع زوايا ثابتة بعضها مع بعض ، وتعرف (الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية) بزاوية الرابطة

كما وتؤثر أزواج الإلكترونات غير المرتبطة أيضاً في تحديد شكل الجزيء إذ تحتل هذه الإلكترونات مجالات أكبر قليلاً مقارنةً بالإلكترونات المشتركة ، لذا تضغط أزواج الإلكترونات غير المرتبطة مجالات الربط المشتركة بين الذرات

التهجين hybridization

التهجين (خلط المجالات الفرعية لتكوين مجالات جديدة مهجنة ومتماثلة) ، ومن المعلوم لدينا سابقاً أن الرابطة التساهمية العديدة تتكون من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي أو أكثر

تحتل إلكترونات رابطة سيجما فقط مجالات مهجنة مثل sp و sp^2 ، أما بقية مجالات p غير المهجنة فتكوِّن روابط باي ، ومن المهم أن نعلم أن الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية تحتوي على مجال مهجن واحد

Spatial shapes of molecules الأشكال الفراغية للجزيئات

العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج الرابطة	الأزواج غير الرابطة	المجالات المهجنة	شكل الجزيء	زاوية الرابطة	مثال
2	2	0	sp	خطي	180°	$BeCl_2$
3	3	0	Sp^2	مثلث مستوٍ	120°	$AlCl_3$
4	4	0	Sp^3	رباعي الأوجه منتظم	109.5°	CH_4
4	3	1	Sp^3	مثلثي هرمي	107.3°	PH_3
4	2	2	Sp^3	منحنٍ	104.5°	H_2O
5	5	0	Sp^3d	ثنائي الهرم مثلثي (سداسي الأوجه)	120°	$NbBr_5$
6	6	0	Sp^3d^2	ثماني الأوجه منتظم	90°	SF_6

مثال : وضح شكل جزيء BH_3 في الفراغ وما نوع التهجين فيه وما مقدار زاوية الرابطة

١–كتابة التوزيع الإلكتروني لجميع ذرات الجزيء

$_5B: 1s^2\ 2s^2 2p^1$

$_1H: 1s^1$ ، $_1H: 1s^1$ ، $_1H: 1s^1$

٢–تحديد مجالات التكافؤ وحساب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة

$_5B: 1s^2\ 2s^2 2p^1$ عدد إلكترونات التكافؤ = ٣ إلكترونات

$_1H: 1s^1$ عدد إلكترونات التكافؤ = ١ إلكترون ، $_1H: 1s^1$ عدد إلكترونات التكافؤ = ١ إلكترون ،

$_1H: 1s^1$ عدد إلكترونات التكافؤ = ١ إلكترون

٣–رسم تمثيل لويس لكل ذرة

٤–تحديد الذرة المركزية في الجزيء

البورون B

٥–حساب عدد إلكترونات التكافؤ لجميع ذرات الجزيء = ٣+١+١+١=٦ إلكترونات

٦–حساب عدد أزواج الإلكترونات في الجزيء = مجموع عدد إلكترونات ذرات الجزيء / ٢

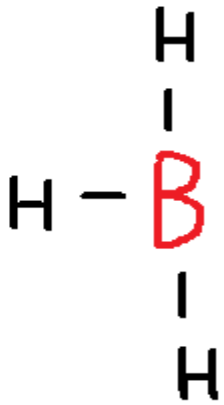
٦/٢=٣ أزواج إلكترونية

٧–حساب عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة للربط=٣ أزواج إلكترونية

٨–نتأكد من وصول الذرة المركزية للاستقرار (قاعدة الثمانية)

٩_حساب عدد الأزواج غير الرابطة=صفر زوج إلكتروني

١٠–تمثيل الروابط التساهمية



١١–تحديد المجال المهجن للجزيء

Sp^2

١٢–تحديد شكل الجزيء

مثلث مستوٍ

١٣–تحديد مقدار زاوية الرابطة

120°

انتهى