مراجعة ليلة الامتحان

الصف الثاني الثانوي

في

الكيمياء

أ/ حسين المنياوي

كن مجد
https://cnmujed.com

الباب الثالث ((الروابط وشكل الجزيئات))

المفاهيم العلمية

المصطلح	المفهوم
جزيئاتها أحادية الذرة ولا تدخل في تفاعل كيميائي.	الغازات النبيلة
تدخل في تفاعل كيميائي ليكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها بأن تكتسب أو تفقد أو تشارك بعدد من الإلكترونات ليصبح تركيبها الإلكتروني مشابهاً لأقرب غاز خامل.	العناصر النشطة
عملية كسر الروابط في جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة بين الذرات.	التفاعل الكيميائي
زوج الإلكترونات الموجود في أحد أوربيتالات المستوى الخارجي والذي لم يشارك في تكوين الروابط.	زوج الإلكترونات الحرة
زوج الإلكترونات الذي يكون مرتبطاً من جهة بنواة الذرة المركزية ويكون منتشراً فراغياً من الجهة الأخرى.	زوج الإلكترونات الحرة
زوج الإلكترونات المسئول عن تكوين الرابطة.	زوج إلكترونات الارتباط
زوج الإلكترونات الذي يكون مرتبطاً من جهتيه بنواتي الذرتين المرتبطين.	زوج إلكترونات الارتباط
الرابطة بين ذرتين فرق السالبية بينهما أكبر من ١,٧	الرابطة الأيونية
رابطة تنشأ بين فلز ولا فلز غالباً	
الرابطة التي تنشأ بين ذرتين لهما نفس السالبية الكهربية.	رابطة تساهمية نقية
رابطة تساهمية يكون فرق السالبية بين العنصرين أكبر من الصفر ولا يزيد عن ٠,٤	رابطة تساهمية غير قطبية
الرابطة بين ذرتين فرق السالبية الكهربية بينهما أكبر من ٠,٤ أقل من ١,٧	رابطة تساهمية قطبية
تميل جميع ذرات العناصر (ماعدا الهيدروجين والليثيوم والبريليوم) للوصول إلى التركيب الثماني.	النظرية الإلكترونية للتكافؤ (الثمانيات)
تتكون الرابطة التساهمية بتداخل أوربيتال ذري به إلكترون مفرد مع أوربيتال ذري لذرة أخرى به إلكترون مفرد.	نظرية رابطة التكافؤ
ذرة كربون تحتوي على اربعة إلكترونات مفردة.	ذرة كربون مثارة
اتحاد أو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر في نفس الذرة.	التهجين
نوع التهجين الناشئ من تداخل أوربيتال ذري (s) مع أوربيتال ذري (p)	تهجين (sp)
التهجين الذي ينتج من خلط أوربيتال (s) مع أوربيتالين (p)	
نوع من التهجين ينتج عنه أوربيتالات متكافئة في الشكل والطاقة وتأخذ الأوربيتالات المهجنة شكل مثلث مسطح.	التهجين (sp^2)
اعتبرت الجزيء كوحدة واحدة أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فيها تداخل بين جميع الأوربيتالات الذرية.	نظرية الأوربيتالات الجزيئية
أوربيتال ينشأ من تداخل أو خلط الأوربيتالات الذرية لذرات مختلفة لجزيء.	الأوربيتال الجزيئي
رابطة تنشأ من تداخل أوربيتالين ذريين مع بعضهما بالرأس ويكون الأوربيتالان المتداخلان على خط واحد.	رابطة سيجما
رابطة تنشأ من تداخل أوربيتالان ذريين بالجنب ويكون الأوربيتالان المتداخلان متوازيان.	رابطة باي
تؤدي الزيادة في عدد أزواج الإلكترونات الحرة في الذرة المركزية للجزيء إلى زيادة قوى التنافر بينها ويكون ذلك على حساب نقص مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزيء.	نظرية تنافر أزواج

المصطلح	المفهوم
تتوزع الإلكترونات الحرة والمرتبطة المتواجدة فى أوربيتالات الذرة المركزية للجزئ فى الفراغ بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن لتكوين الشكل الأكثر ثباتاً للجزئ	إلكترونات التكافؤ
الرابطة التى يكون فيها زوج الإلكترونات المشارك يأتى من ذرة واحدة.	رابطة تناسقية
رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين مرتبطة رابطة قطبية مع زوج إلكترونات حر لذرة أخرى مرتبطة وسالبيتها الكهربية مرتفعة مثل (N, O, F)	الرابطة الهيدروجينية (القنطرة الهيدروجينية)
رابطة تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحرة التى تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة فى الشبكة البلورية.	الرابطة الفلزية
مقياس الصلابة	موهس

علل لما يأتى

١) **أيون الفلوريد السالب وأيون الصوديوم الموجب لهما نفس العدد من الإلكترونات:** لأن ذرة الفلور $_{9}F$ عندما تدخل فى تفاعل تكتسب إلكترون فيصبح عدد الإلكترونات بها عشرة بينما ذرة الصوديوم $_{11}Na$ عندما تدخل فى تفاعل تفقد إلكترون فيصبح عدد الإلكترونات بها عشرةوبذلك يصبح التركيب الإلكترونى لكليهما مشابهاً للتركيب الإلكترونى لغاز النيون $1s^2, 2s^2, 2p^6$.

٢) **كلوريد الصوديوم أيونى قوى:** لأن فرق السالبية بين الكلور والصوديوم أكبر من ١,٧

٣) **الرابطة الأيونية فى جزئ NaCl أقوى من تلك التى فى جزئ $MgCl_2$:** لأن الفرق فى السالبية الكهربية بين الصوديوم والكلور أكبر مما بين الماغنسيوم والكلور.

٤) **خواص مركب كلوريد الألومنيوم تميل لخواص المركبات التساهمية بالرغم من أن الكلور لافلز والألومنيوم فلز:** لأن فرق السالبية الكهربية بين ذرتى الألومنيوم والكلور أقل من ١,٧

٥) **الفرق فى السالبية الكهربية بين ذرتى الجزئ التساهمى النقى يساوى صفر:** لتساوى السالبية الكهربية لكل من الذرتين.

٦) **لا يمكن تطبيق نظرية الثمانيات على كل من جزئ ثالث فلوريد البورون وجزئ خامس كلوريد الفوسفور:** لأن ذرة البورون فى جزئ فلوريد البورون BF_3 تكون محاطة بستة إلكترونات فقط وذرة الفوسفور فى جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5 تكون محاطة بعشرة إلكترونات وليس ثمانية.

٧) **الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين تساهمية قطبية بينما فى جزئ الكلور تساهمية نقية:** لأنه فى جزئ كلوريد الهيدروجين يكون فرق السالبية بين الكلور والهيدروجين أكبر من ٠,٤ وأقل من ١,٧ فتقضى إلكترونات الرابطة وقت أطول فى حيازة الكلور وتظهر عليه شحنة سالبة جزئية ويظهر على الهيدروجين شحنة موجبة جزئية، بينما فى جزئ الكلور الذرتان متساويتان فى السالبية الكهربية تماماً فتقضى الإلكترونات وقتاً متساوياً بين الذرتين.

٨) **جزئ CO_2 غير قطبى بالرغم من أنه يتضمن رابطتين قطبيتين:** لأن الشكل الفراغى للجزئ يجعل كل رابطة تلاشى التأثير القطبى للرابطة الأخرى – محصلة عزم الازدواج القطبى تساوى صفر.

٩) **الأوربيتالات المهجنة أكثر قدرة على التداخل من الأوربيتالات النقية:** لأنها أكثر بروزاً للخارج.

١٠) **الرابطة سيجما أقوى من الرابطة باى:** لأن الرابطة سيجما تنتج من التداخل بالرأس بين الأوربيتالات الذرية حيث يكون الأوربيتالان على خط واحد فيحدث أقصى تداخل، بينما تنشأ الرابطة باى من تداخل الأوربيتالات الذرية بالجنب.

١١) **يحتوى أيون الهيدرونيوم على نوعين من الروابط بينما هيدروكسيد الأمونيوم يحتوى على ٣ أنواع من الروابط:** فى أيون الهيدرونيوم توجد رابطة تساهمية قطبية بين الأكسجين والهيدروجين ورابطة تناسقية بين الأكسجين وأيون الهيدروجين، بينما فى هيدروكسيد الأمونيوم توجد رابطة أيونية بين مجموعة الهيدروكسيد والأمونيوم ورابطة تساهمية قطبية بين النيتروجين والهيدروجين ورابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين والنيتروجين.

١٢) **ارتفاع درجة غليان الماء:** بسبب تجاذب جزيئات الماء مع بعضها بالروابط الهيدروجينية ولذلك تحتاج إلى طاقة تستغل فى تكسير الروابط الهيدروجينية.

كن مجد https://cnmujed.com

١٣) **الصوديوم $_{11}Na$ لين بينما الألومنيوم $_{13}Al$ صلب رغم كونهما فلزان:** لوجود إلكترون واحد فى غلاف التكافؤ فى الصوديوم وثلاث إلكترونات فى الألومنيوم وتزداد الرابطة الفلزية قوة كلما زاد عدد إلكترونات التكافؤ.

١٤) **أيونات الهيدروجين لا توجد منفردة فى المحاليل المائية للأحماض:** لأن أيون الهيدروجين يوجد به أوربيتال فارغ ينجذب إلى زوج الإلكترونات الحرة الموجود فى ذرة أكسجين الماء ويرتبط معها برابطة تناسقية.

$$H^+ + :\ddot{O}(H)-H \longrightarrow \left[H \leftarrow \ddot{O}(H)-H\right]^+$$

١٥) **الزاوية بين الأوربيتالين المهجنين sp, sp فى جزئ C_2H_2 تساوى ١٨٠°:** لتلافى قوى التنافر بين الأوربيتالين المهجنين فإنهما يبتعدان عن بعضهما بقدر الإمكان.

١٦) **جزئ الإيثيلين أكثر نشاطاً من جزئ الميثان:** لأن جميع الروابط فى جزئ الميثان من النوع سيجما القوية صعبة الكسر، بينما فى جزئ الإيثيلين توجد رابطة باى الضعيفة سهلة الكسر.

١٧) **الأربع روابط فى جزئ الميثان تكون متكافئة تماماً:** لحدوث تهجين فى ذرة الكربون بين أوربيتال 2s مع ثلاث أوربيتالات 2p وتكوين أربعة أوربيتالات مهجنة متكافئة فى الطاقة من النوع sp^3

١٨) **جزئ الماء قطبى:** لفرق السالبية الكهربية بين الأكسجين (٣,٥) والهيدروجين (٢,١) تحمل ذرة الأكسجين شحنة سالبة جزئية وذرتا الهيدروجين شحنة موجبة جزئية.

١٩) **درجة انصهار فلز الألومنيوم ($_{13}Al$) أعلى من الصوديوم ($_{11}Na$):** لوجود إلكترون واحد فى غلاف التكافؤ فى الصوديوم وثلاث إلكترونات فى الألومنيوم وتزداد الرابطة الفلزية قوة كلما زاد عدد إلكترونات التكافؤ كلما أصبحت الذرات فى البلورة أكثر تماسكاً ويصبح الفلز أكثر صلابة وأعلى درجة انصهار.

٢٠) **فشل نظرية الثمانيات:** لأنه لم تفسر الترابط فى جزئ كلوريد الفوسفور على أساس قاعدة الثمانيات؛ حيث تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات، وكذلك فى جزئ ثالث فلوريد البورون حيث تكون ذرة البورن محاطة بستة إلكترونات فقط كما أنها غير كافية لتفسير الكثير من خواص الجزيئات مثل الشكل الفراغى والزوايا بين الروابط.

جزئ ثالث فلوريد البورن BF_3	جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5
تستقر ذرة البورون بعدد ٦ إلكترونات	تستقر ذرة الفوسفور بعدد ١٠ إلكترونات

غير كافية لتفسير كثير من خواص الجزيئات منها: (الشكل الفراغى للجزئ / الزوايا بين الروابط)

٢١) **الزوايا بين الروابط فى جزئ الميثان تساوى ٢٨ ١٠٩°:** لأن الأوربيتالات المهجنة كل منها عبارة إلكترون سالب فيتباعد كل منهما عن الآخر بأقصى درجة ممكنة لتقليل قوى التنافر بينها.

٢٢) **مقدار الزاوية بين الروابط فى جزئ النشادر أقل مما فى جزئ الميثان:** لأن ذرة النيتروجين فى جزئ النشادر تحمل زوج من الإلكترونات الحرة يتنافر مع أزواج الإرتباط ويودى ذلك إلى نقص الزوايا بينها، بينما فى الميثان لا يوجد أزواج إلكترونات حرة لذلك تكون الزوايا بين أزواج الإرتباط أكبر ما يمكن.

٢٣) **تعتبر الرابطة التناسقية نوعاً خاصاً من الرابطة التساهمية:** لأن زوج الإلكترونات المكون للرابطة التساهمية ينشأ من مساهمة كل ذرة من الذرتين المرتبطتين بالكترون واحد، بينما زوج الإلكترونات المكون للرابطة التناسقية من زوج من الإلكترونات الحرة الموجودة فى إحدى الذرتين المرتبطتين فقط وهى الذرة المانحة.

٢٤) **قدرة جزئ الماء على تكوين روابط تناسقية وأخرى هيدروجينية:** يكون روابط تناسقية لإحتواء ذرة الأكسجين على زوج من الإلكترونات الحرة والذى يمكن أن تمنحه للأوربيتال الفارغ فى أيون الهيدروجين الموجب. كما يمكن أن يكون روابط هيدروجينية مع الهيدروجين لارتفاع السالبية الكهربية للأكسجين عن الهيدروجين.

كُن مُجِد
https://cnmujed.com

الرابطة الأيونية	الرابطة التساهمية	الرابطة التناسقية	الرابطة الهيدروجينية	الرابطة الفلزية
• تتكون بين الفلزات واللافلزات • تتكون بين عناصر طرفى الجدول • ليس لها وجود مادى لأنها تتكون نتيجة تجاذب كهربى بين الأيونات • الفرق فى السالبية الكهربية للعنصرين المرتبطين أكبر من 1.7 NaCl	• تتكون بين اللافلزات وبعضها • تكون الرابطة تساهمية قطبية إذا كان الفرق فى السالبية الكهربية أقل من ١,٧ • HCl • وتكون الرابطة تساهمية نقية إذا كان الفرق فى السالبية = صفر Cl – Cl • وتكون الرابطة تساهمية غير قطبية إذا كان فرق السالبية أكبر من الصفر وأقل من 0.4 • زوج الإلكترونات المكون للرابطة مصدره ذرتين مختلفتين.	• نوع خاص من الرابطة التساهمية تتكون بين ذرتين أحداهما مانحة (تحتوى على زوج من الإلكترونات الحرة) وذرة مستقبلة (تحتوى على أوربيتال فارغ) • زوج الإلكترونات المكون للرابطة مصدره ذرة واحدة وهى المانحة مثال: أيونات الأمونيوم – الهيدرونيوم	• تتكون عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربية عالية وتكون مرتبطة مع إحدى الذرتين برابطة تساهمية ومع الذرة الأخرى برابطة هيدروجينية فتعمل ذرة الهيدروجين كقنطرة تربط الجزيئات معاً • أطول وأضعف من التساهمية أمثلة: جزيئات الماء - الكحولات	• تنتج من السحا الإلكترونيـ المكونة من تجم إلكترونات التكاف الحرة حو أيونات الفل الموجبة • تزداد قوة الرابط الفلزية بزياد عدد إلكترونات التكافؤ وبالتالى يكون الفلز أكثر صلابة وترتفع درجة انصهاره الألومنيوم أكثر صلابة من الصوديوم.

☜ **الرابطة الهيدروجينية أضعف كثيرا وأكثر طولاً من الرابطة التساهمية.**

☜ **تزداد قوة الرابطة الهيدروجينية عندما:**

• تقع الرابطة الهيدروجينية على استقامة واحدة مع الرابطة التساهمية القطبية	• يزداد الفرق فى السالبية الكهربية بين الهيدروجين والذرة الأخرى المرتبط بها بالرابطة القطبية.

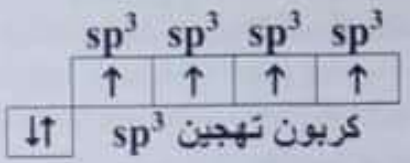
الرابطة سيجما σ	الرابطة باى π
تنشأ من تداخل الأوربيتالات بالرأس	تنشأ من تداخل الأوربيتالات بالجنب
الأوربيتال المتداخلة تكون على خط واحد	الأوربيتالات المتداخلة تكون متوازية
قوية	ضعيفة
تنشأ بين الأوربيتالات المهجنة او الغير مهجنة	تنشأ بين الأوربيتالات الغير مهجنة

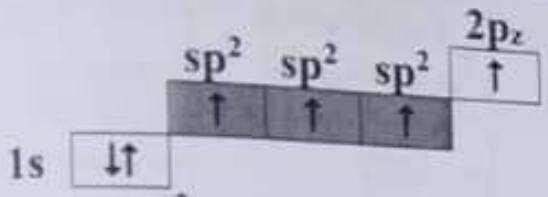
نظرية رابطة التكافؤ	نظرية الأوربيتالات الجزيئية
اعتبرت أن الجزئ عبارة عن ذرتين أو أكثر	اعتبرت الجزئ ذرة كبيرة متعددة الأنوية
تنشأ الرابطة التساهمية من تداخل الأوربيتالات	تنشأ الرابطة التساهمية من تداخل جميع

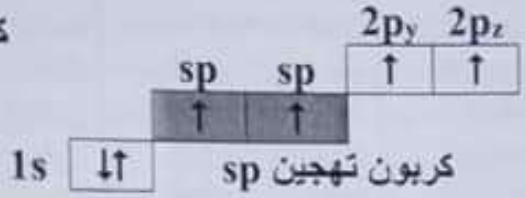
كن مجد https://cnmujed.com

الذرية التى تحتوى على الإلكترونات المفردة	الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية

نوع التهجين	الأوربيتالات الداخلة فى التهجين	مثال	الزاوية بين الأوربيتالات	الأوربيتالات المهجنة	الشكل
sp^3	أوربيتال s + ٣ أوربيتالات p	CH_4	١٠٩ ٢٨	sp^3	هرم رباعى
sp^2	أوربيتال s + ٢ أوربيتال p	C_2H_4	١٢٠	sp^2	مثلث مستوى
sp	أوربيتال s + أوربيتال p	C_2H_2	١٨٠	sp	خطى







الرابطة التساهمية النقية	الرابطة التساهمية القطبية
تتم بالمشاركة بزوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين متشابهتين لعنصر لافلزى	تتم بالمشاركة بزوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين لعنصرين مختلفين.
فرق السالبية الكهربية بين العنصرين يساوى صفر.	الفرق فى السالبية كبير ولكن أقل من ١,٧
H_2 / Cl_2 / O_2	NH_3 / HF / H_2O

الرابطة التساهمية الغير قطبية:
فيها يكون فرق السالبية تساوى ٠,٤

الرابطة التساهمية المزدوجه (=) فى الإثيلين	الرابطة التساهمية الثلاثية (≡) فى الأسيتيلين
تتكون من رابطة واحدة سيجما ورابطة باى	تتكون من رابطة واحد سيجما ورابطتين باى

دور العلماء واسهامهم فى تقدم العلم

العالم	أهم أعماله
كوسل ولويس	وضعا النظرية الإلكترونية للتكافؤ (نظرية الثمانيات).
لويس	وضع طريقة مبسطة استخدم فيها النقاط فى تمثيل إلكترونات التكافؤ

تذكر أن

تفسير نظرية رابطة التكافؤ لتركيب جزئ الميثان:
فى ذرة الكربون تحدث إثارة إلكترون من الأوربيتال (2s) لينتقل إلى أوربيتال المستوى الفرعى (2p) الفارغ وتتم الإثارة عن طريق اكتساب قدر قليل من الطاقة.

كن مجد
https://cnmujed.com

تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزيئات التساهمية حيث يكون التنافر بين
(زوج حر وزوج حر) > (زوج حر وزوج ارتباط) > (زوج ارتباط وزوج ارتباط)

ولذلك فإن قيم الزوايا بين الروابط التساهمية فى:

جزئ الماء	جزئ النشادر	جزئ الميثان
105°	107°	109.5°
زوج حر وزوج حر	زوج حر وزوج ارتباط	زوج ارتباط وزوج ارتباط

وضح بالرسم التخطيطى بطريقة لويس النقطية ارتباط كل من:

[١] **الصوديوم مع الكلور:** لتكوين وحدة الصيغة NaCl

$$Na^{+}\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^{-}$$

[٢] **النيتروجين مع الهيدروجين:** لتكوين جزئ NH_3

$$H\cdot\cdot\ddot{\underset{\cdot}{N}}\cdot\cdot H$$
$$\overset{\cdot}{H}$$

[٣] **النيتروجين مع الهيدروجين:** لتكوين جزئ الهيدرازين N_2H_4

$$H\cdot\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{H}{\underset{\cdot}{N}}}}\cdot\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{H}{\underset{\cdot}{N}}}}\cdot\cdot H$$

أمثلة متنوعة

[١] ما نوع الروابط فى جزئ هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH

الحل: ثلاثة أنواع هى:

(أ) تساهمية قطبية بين النيتروجين والهيدروجين. (ب) تناسقية بين النيتروجين وأيون الهيدروجين.

(ج) أيونية بين مجموعة الهيدروكسيد ومجموعة الأمونيوم.

[٢] ما عدد وأنواع الروابط فى جزئ كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

الحل: ثلاثة أنواع هى:

(أ) تساهمية قطبية بين النيتروجين والهيدروجين. (ب) تناسقية بين النيتروجين وأيون الهيدروجين الموجب.

(ج) أيونية بين مجموعة الهيدروكسيد وأيون الكلوريد.

(أ) ثلاثة تساهمية قطبية. (ب) واحدة تناسقية

كُن مُجِد
https://enmujed.com