الكيمياء

الصف الثاني الثانوي

الفصل الدراسي الأول

للعام ١٤٣٤/١٤٣٥ هـ

الفصل الرابع

الروابط التساهمية

اعداد المعلم / أحمد بن علي النجمي

الفصل الرابع	الروابط التساهمية الرابطة التساهمية 4.1	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | ما الرابطة التساهمية What Is a Covalent Bond

اسم الطالب	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 31

ما الرابطة التساهمية

- الرابطة التساهمية هي رابطة تنتج من ..... .
- عندما ترتبط ذرتان أو أكثر بواسطة رابطة تساهمية يتكون الجزيء .
- الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة التساهمية تعتبر جزأ من إلكترونات مستوى الطاقة ..... لكلتا الذرتين.
- عادة ما تحدث الروابط التساهمية بين الذرات ..... في الجدول الدوري.
- تتكون معظم الروابط التساهمية بين ذرات ..... في الجهة اليمنى من الجدول الدوري. مثل SiC ، CO ، HF ، SO_2 ، NO ، O_2
- الجزيئات الثنائية الذرات تتكون عندما تتشارك ذرتان من كل عنصر في الإلكترونات مثل H_2 و N_2 و O_2 و F_2 و Cl_2 و Br_2 و I_2
- الجزيء المكون من ذرتين أكثر استقرارا من الذرة في حالتها الفردية.

تكون الروابط التساهمية

- طريقة تكوين الرابطة التساهمية

١- إجراء توزيع إلكتروني للذرات لمعرفة عدد إلكترونات مجال التكافؤ لكل ذرة. و تحديد تركيب لويس (التمثيل النقطي للإلكترونات) .
٢- نحدد النقص في عدد الإلكترونات الذي يحقق القاعدة الثمانية لكل ذرة.
٣- تقترب الذرتان من بعضهما بمسافة مناسبة تكون فيها محصلة قوى التجاذب بين بروتونات إحدى الذرتين وإلكترونات الذرة الأخرى أكبر من قوى التنافر.
٤- تميل كل ذرة للمشاركة (المساهمة) بإلكترون أو أكثر لتحقيق التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الخاص للغاز النبيل المقابل في نفس الدورة.
٥- عندئذ ترتبط الذرتان برابطة تساهمية ويتكون الجزيء.

ملاحظات مهمة:

١- إذا اقتربت الذرتان إحداهما من الأخرى بمسافة أكثر من ذلك فسوف تتغلب قوى التنافر على قوى التجاذب. وتقل حالة الاستقرار ولا تتكون روابط تساهمية.
٢- الإلكترونات المشاركة فقط هي التي تكون زوج من الإلكترونات أو أكثر تقع بين الذرتين على شكل (:) وتسمى الأزواج المشتركة أو الرابطة.
٣- الإلكترونات الغير مشتركة في تكوين الرابطة التساهمية تسمى الأزواج غير المترابطة (الأزواج الحرة).

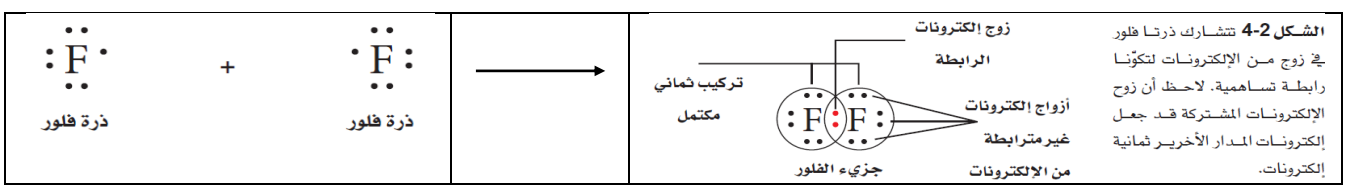
تركيب لويس

- نموذج يتم فيه تمثيل إلكترونات التكافؤ فقط على شكل ..... أو ..... للإلكترونات المرتبطة حيث يمثل كل خط أو زوج من النقاط العمودية رابطة تساهمية.
- فعلى سبيل المثال يمكن كتابة جزئ الهيدروجين هكذا (H - H) أو (H:H).

كيفية رسم تركيب لويس

- نبدأ بالتمثيل النقطي للإلكترونات لكل ذرة حسب عدد الكترونات مجال التكافؤ.
- نعيد كتابة الرموز الكيميائية ونرسم خطا بينهما لتوضيح زوج الإلكترونات المشتركة وأخيرا نضيف النقط لتوضيح أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

مثال: - الرابطة التساهمية في جزي الفلور F_2



تطبيقات

س١- عرف الرابطة التساهمية .

.....
.....

مثال: س٢- بين طريقة تكوين الرابطة التساهمية في جزي الكلور Cl_2 ؟

.....
.....
.....
.....
.....
.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية الرابطة التساهمية 4.1	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس	الروابط التساهمية الأحادية	Single Covalent Bonds

اسم الطالب	الدرجة	
		١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 32

الروابط التساهمية الأحادية

- الرابطة التساهمية الأحادية هي رابطة تتكون عندما يشترك في تكوين الرابطة التساهمية ..... من الإلكترونات.
- يشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة ويمثل إليه بنقطتين عمودية أو خط .

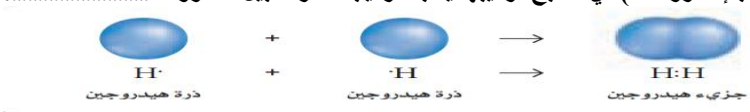
أمثلة على تكون الروابط التساهمية الأحادية

١ ـ كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ الهيدروجين (H_2).

التوزيع الإلكتروني للهيدروجين : .....$_1H$: ..... (يوجد في المجموعة .....)

تساهم كل ذرة هيدروجين ..... لتكون زوج رابط (رابطة تساهمية أحادية) بين الذرتين وبذلك تصل كل ذرة إلى حالة الاستقرار

لأن كل ذرة هيدروجين أصبحت محاطة ..... (مشبعة بالإلكترونات) أي أصبح تركيبها يشبه تركيب الغاز النبيل المعروف .....



الشكل 3-4 عندما تتشارك ذرتا هيدروجين في زوج من الإلكترونات تحصل كل ذرة على مستوى خارجي ممتلئ بالإلكترونات، وتحصل على الاستقرار.

المجموعة (17) والروابط التساهمية الأحادية :

- تعرف عناصر المجموعة 17 بعناصر الهالوجينات وتشمل على العناصر التالية (الفلور F و الكلور Cl و البروم Br واليود I).
- ولها تركيب التكافؤ الخارجي nS^2nP^5 أي تحوي على ..... إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى الكترون واحد للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات.
- لذا تكون عناصر المجموعة 17 رابطة تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى أو مع نفسها مثل F_2 أو Cl_2 أو Br_2 أو I_2

١ ـ كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ الكلور (Cl_2).

التوزيع الإلكتروني للكلور : .....$_{17}Cl$: ..... (يوجد في المجموعة .....)

تساهم كل ذرة كلور ..... لتكون زوج رابط (رابطة تساهمية أحادية) بين الذرتين وبذلك تصل كل ذرة إلى حالة الاستقرار

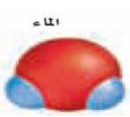
لأن كل ذرة كلور أصبحت محاطة ..... (مشبعة بالإلكترونات) أي أصبح تركيبها يشبه تركيب الغاز النبيل المعروف .....

..... ⟶ ..... ⟶ ..... + ...

المجموعة (16) والروابط التساهمية الأحادية :

- لها تركيب التكافؤ الخارجي nS^2nP^4 أي تحوي على ..... إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى الكترونين للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات.
- لذا تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 ومنها الأكسجين أن تشترك في إلكترونين وتكون رابطتين تساهميتين منفردة مع ذرات اللافلزات.

١ ـ كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ الماء (H_2O).



التوزيع الإلكتروني للأكسجين : .....$_8O$: ..... (يوجد في المجموعة .....)

والتوزيع الإلكتروني للهيدروجين : .....$_1H$: ..... (يوجد في المجموعة .....)

أ ـ لاحظ من التوزيع الإلكتروني أن ذرة الهيدروجين تحتاج إلى إلكترون ليصبح تركيبها يشبه تركيب الهيليوم He.

ب ـ وذرة الأكسجين تحتاج إلى إلكترونين ليصبح تركيبها يشبه تركيب النيون Ne المقابل في نفس الدورة.

ج ـ تساهم كل ذرة هيدروجين ..... وتساهم ذرة الأكسجين..... ليتكون زوجين رابطين (رابطتين تساهميتين أحاديتين)

..... ⟶ ..... ⟶ ..... + ...

ملاحظة : يوجد في جزيء الماء (H_2O) زوجين رابطين وزوجين غير رابطين.

المجموعة (15) والروابط التساهمية الأحادية :

- لها تركيب التكافؤ الخارجي nS^2nP^3 أي تحوي على ..... إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى ثلاثة إلكترونات للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات.
- لذا تستطيع ذرات عناصر المجموعة 15 ومنها النتروجين أن تشترك في ثلاثة إلكترونات وتكون ثلاث روابط تساهمية منفردة مع ذرات اللافلزات.

١ ـ كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ النشادر (الأمونيا) (NH_3).

التوزيع الإلكتروني للنتروجين : .....$_7N$: ..... (يوجد في المجموعة .....)

والتوزيع الإلكتروني للهيدروجين : .....$_1H$: ..... (يوجد في المجموعة .....)

أ ـ لاحظ من التوزيع الإلكتروني أن ذرة الهيدروجين تحتاج إلى إلكترون ليصبح تركيبها يشبه تركيب الهيليوم He.

ب ـ وذرة النتروجين تحتاج إلى ثلاث إلكترونات ليصبح تركيبها يشبه تركيب النيون Ne المقابل في نفس الدورة.

ج ـ تساهم كل ذرة هيدروجين ..... وتساهم ذرة النتروجين.....إلكترونات ليتكون ثلاث أزواج رابطة (ثلاث روابط تساهمية أحادية)

..... ⟶ ..... ⟶ ..... + ...

ملاحظة : يوجد في جزيء النشادر (NH_3) ثلاث أزواج رابطة وزوج حر واحد غير رابط .

المجموعة (14) والروابط التساهمية الأحادية :

- لها تركيب التكافؤ الخارجي nS^2nP^2 أي تحوي على ..... إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى أربعة إلكترونات للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات.
- لذا تستطيع ذرات عناصر المجموعة 14 ومنها الكربون أن تشترك في أربعة إلكترونات وتكون أربع روابط تساهمية منفردة مع ذرات اللافلزات.

١- كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ الميثان (CH_4).

التوزيع الإلكتروني للكربون : ..... $_6C$: ..... (يوجد في المجموعة .....)
والتوزيع الإلكتروني للهيدروجين : ..... $_1H$: ..... (يوجد في المجموعة .....)

أ - لاحظ من التوزيع الإلكتروني أن ذرة الهيدروجين تحتاج إلى إلكترون ليصبح تركيبها يشبه تركيب الهيليوم He.
ب - وذرة الكربون تحتاج إلى أربع إلكترونات ليصبح تركيبها يشبه تركيب النيون Ne المقابل في نفس الدورة.
ج - تساهم كل ذرة هيدروجين ..... وتساهم ذرة الكربون ..... إلكترونات ليتكون أربع أزواج رابطة (أربع روابط تساهمية أحادية)

..... ⟶ ..... ⟶ ..... + ...

ملاحظة : يوجد في جزيء الميثان (CH_4) أربع أزواج رابطة ولا يوجد أزواج غير رابطة حرة.

مثال 4.1 س١- ارسم تركيب لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين HF.

.....
.....
.....

مسائل تدريبية س١- ارسم تركيب لويس لكل جزي مما يأتي .

1- PH_3

.....
.....

2- H_2S

.....
.....

3- HCl

.....
.....

4- CCl_4

.....
.....

5- SiH_4

.....
.....

الرابطة سيجما σ.

- تسمى الروابط التساهمية الأحادية روابط سيجما . ويرمز لها بالرمز الإغريقي σ .
- ..... هي الرابطة التساهمية الأحادية الناتجة عن اشتراك زوج من الإلكترونات نتيجة التداخل المباشر رأسا مقابل رأس لمجالات الذرات.

موقع الرابطة سيجما.

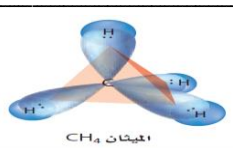
- تقع في ..... بين الذرتين ويقع مجالها في المنطقة التي بين الذرتين التي يكون احتمال وجود إلكترونات الرابطة فيها أكثر ما يكون.

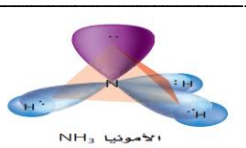
تكوين الرابطة سيجما.

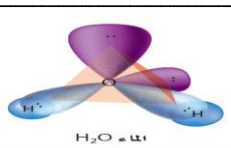
- تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل :
١- يتداخل رأسا مقابل رأس المجال ..... مع المجال ..... .
٢- يتداخل رأسا مقابل رأس المجال ..... مع المجال ..... .
٣- يتداخل رأسا مقابل رأس المجال ..... مع المجال ..... .

أمثلة الرابطة سيجما.

١- الرابطة بين H و H في جزئ الهيدروجين H_2
٢- الرابطة بين F و F في جزئ الفلور F_2
٣- الرابطة بين H و F في جزئ فلوريد الهيدروجين HF
٤- الرابطة بين H و O في جزئ الماء H_2O
٥- الرابطة بين H و N في جزئ النشادر NH_3
٦- الرابطة بين H و C في جزئ الميثان CH_4







س١- عرف الرابطة سيجما .

.....
.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية الرابطة التساهمية 4.1	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | الروابط التساهمية المتعددة | Multiple Covalent Bonds

اسم الطالب	الدرجة	
		١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 34

الروابط التساهمية المتعددة

- الروابط التساهمية المتعددة هي روابط تساهمية تنتج عن المشاركة .....
- ومن أمثلة الروابط التساهمية المتعددة الروابط التساهمية ..... و ..... .
- تتكون الروابط التساهمية المتعددة عادة بين ذرات الكربون والنتروجين والأكسجين والكبريت مع اللافلزات.

الروابط الثنائية

- تتكون الروابط التساهمية الثنائية عندما تشترك ذرتان ..... فيما بينها.

مثال: - يوجد الأكسجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات يعرف بجزيء الأكسجين O_2 .

- كل ذرة أكسجين لها ..... إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل المقابل لها في نفس الدورة.
- لذا تتكون الرابطة التساهمية ..... عندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بإلكترونين ليصل المجموع إلى زوجين من الإلكترونات المشتركة بين الذرتين.
- لاحظ أن كل ذرة تحتوي على زوجين إلكترونيين غير رابطين (حرين) ويوجد بين الذرتين زوجين إلكترونين رابطين .
- أيضا لاحظ أن عدد إلكترونات التكافؤ حول كل ذرة ثمانية إلكترونات وهذا يعني أن الأكسجين وصل إلى حالة الاستقرار باتحاده مع ذرة أكسجين أخرى.

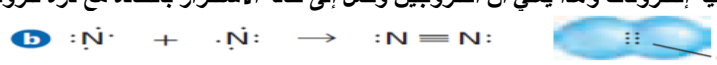
a

الروابط الثلاثية

- تتكون الروابط التساهمية الثلاثية عندما تشترك ذرتان ..... فيما بينها.

مثال: - يوجد النتروجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات يعرف بجزيء النتروجين N_2 .

- كل ذرة نتروجين لها ..... إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى ثلاثة الكترونات لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل.
- لذا تتكون الرابطة التساهمية ..... عندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بثلاثة الكترونات ليصل المجموع إلى ثلاثة أزواج من الإلكترونات المشتركة بين الذرتين.
- لاحظ أن كل ذرة تحتوي على زوج إلكتروني غير رابط (حر) ويوجد بين الذرتين ثلاثة أزواج من الإلكترونات الرابطة.
- أيضا لاحظ أن عدد إلكترونات التكافؤ حول كل ذرة ثمانية إلكترونات وهذا يعني أن النتروجين وصل إلى حالة الاستقرار باتحاده مع ذرة نتروجين أخرى.

b 

تطبيقات:

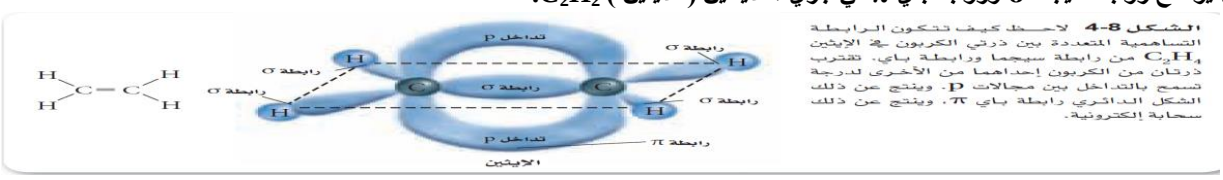
س ١- قارن بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية ؟

.....
.....
.....

الرابطة باي π

- الرابطة باي هي الرابطة التي تتكون عندما .....
- يرمز للرابط باي بالرمز الإغريقي π .
- **موقع الرابطة باي :** تشغل أزواج الإلكترونات المشاركة لرابطة باي المكان أو الفراغ أعلى وأسفل الخط الذي يمثل اتحاد الذرتين.
- الجزيئات التي لها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما و باي. **فمثلا**
- ١- الرابطة التساهمية الثنائية تتكون من رابطة سيجما σ ورابطة باي π.
- ٢- الرابطة التساهمية الثلاثية تتكون من رابطة سيجما σ ورابطتين باي π.

مثال: يوضح روابط سيجما σ وروابط باي π في جزيء الايثلين (الايثين) C_2H_2.



تطبيقات:

س ١- قارن بين الروابط سيجما والروابط باي ؟

.....
.....
.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية الرابطة التساهمية 4.1	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | قوة الروابط التساهمية | The strength of Covalent Bonds

اسم الطالب	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 35

قوة الروابط التساهمية

- الرابطة التساهمية تتضمن قوى تجاذب وقوى تنافر.
- وفي الجزيء تتجاذب النوى مع الإلكترونات وتتنافر النوى مع النوى الأخرى كما تتنافر الإلكترونات مع الإلكترونات الأخرى أيضا .
- ويمكن كسر الرابطة التساهمية عندما يختل التوازن بين قوى التجاذب والتنافر.
- ولاختلاف الروابط التساهمية في قوتها يسهل كسر بعض الروابط أكثر من غيرها.

العوامل المؤثرة في قوة الرابطة التساهمية

- تعتمد قوة الرابطة التساهمية على ١- ..... ٢- .....

طول الرابطة

- طول الرابطة هي المسافة .....
- ويحدد طول الرابطة كلا من : ١- حجم الذرتين المترابطتين ٢- عدد أزواج الإلكترونات المشتركة.

الجدول 1-4 نوع وطول الرابطة التساهمية

الجزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	$1.43 \times 10^{-10}\,m$
O_2	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10}\,m$
N_2	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10}\,m$

الجدول 2-4 طاقة تفكك الرابطة

الجزيء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	159kJ /mol
O_2	498kJ /mol
N_2	945kJ /mol

- من الجدول نستنتج ما يلي :
١- كلما زاد طول الرابطة تقل قوتها (تقل الطاقة اللازمة لكسرها) أي أن طول الرابطة وقوتها مرتبطان معا.
٢- كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة في الرابطة تقل طول الرابطة و تزداد قوتها.
- وبذلك فإن الرابطة الثلاثية للنتروجين N_2 أقوى من الرابطة الثنائية للأكسجين O_2 والرابطة الثنائية للأكسجين أقوى من الرابطة الأحادية للفلور F_2

الطاقة والروابط

- عند تكون أو تكسير الروابط بين ذرات الجزيئات يحدث .....
- تفكك (كسر) الرابطة ..... إلى طاقة وتكوين الرابطة ..... عنه طاقة.
- طاقة تفكك الرابطة هي الطاقة اللازمة ..... رابطة تساهمية معينة.
- طاقة تفكك الرابطة تكون مقدارا موجبا .
- الطاقة الكيميائية الكامنة في الجزيء هي مجموع طاقات الروابط في الجزيء.
- العلاقة بين طول الرابطة وطاقتها علاقة ..... أي أنه كلما قل طول الرابطة زادت طاقة تفكك الرابطة.
- يحدد إجمالي طاقة التفاعل الكيميائي بمقدار طاقة تفكك الروابط ومقدار طاقة تكونها.
- لذا يكون التفاعل ماصا للحرارة عندما تكون :
الطاقة اللازمة لتفكيك الروابط ..... الطاقة الناتجة عن تكوين الروابط.
- و يكون التفاعل طاردا للحرارة عندما تكون :
الطاقة اللازمة لتفكيك الروابط ..... الطاقة الناتجة عن تكوين الروابط.

تطبيقات:

س١- ماهي العوامل المؤثرة في قوة الرابطة التساهمية ؟

.....
.....
.....

س٢- قارن بين التفاعل الماص للحرارة والتفاعل الطارد للحرارة ؟

.....
.....
.....

س٣- قارن بين C - C و C = C و C ≡ C من حيث قوة الرابطة مع ذكر السبب ؟

.....
.....
.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية تسمية الجزيئات 4.2	الصف	٢ث
		المادة	كيمياء

تقويم ختامي للدرس	تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات Naming binary Molecules Compounds

اسم الطالب	.....	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 36

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات

- هناك العديد من الأسماء الشائعة للمركبات الجزيئية .
- وكذلك فإن لها أسماء علمية أيضا تبين تركيبها الكيميائي.
- لاحظ أن المركبات الجزيئية الثنائية الذرات تتكون من ..... فقط . لا من ذرات الفلز أو أيونات الفلز.

طريقة تسمية المركبات الجزيئية ثنائية الذرات

يجب مراعاة كتابة التسمية من اليمين إلى اليسار عربيا و ظهور الاسم الثاني الذي يقع يمين الصيغة الجزيئية أولا.

١- يكتب اسم العنصر الثاني باستخدام الجذر ويضاف له المقطع (يد).

٢- يكتب اسم العنصر الأول كاملا.

٣- في حالة وجود أكثر من ذرة تكتب أحد البادئات التالية:

الجدول 3-4 بادئات أسماء المركبات التساهمية

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)

مثال 4.2 - ما اسم المركب P_2O_5 الذي يستخدم مادة مجففة تمتص الماء ؟

.....

.....

.....

مسائل تدريبية صـ 125 - سم كلا من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية :

14- CO_2

.....

15- SO_2

.....

16- NF_3

.....

17- CCl_4

.....

أسماء شائعة لبعض المركبات الجزيئية

- تذكر أن الكثير من المركبات التساهمية والأيونية لها أسماء شائعة بالإضافة إلى الاسم العلمي فمثلا:

الصيغة	الاسم الشائع	الاسم العلمي
H_2O	الماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
NaCl	ملح الطعام	كلوريد الصوديوم
$NaHCO_3$	صودا الخبز	كربونات الصوديوم الهيدروجينية

تطبيقات

س١- ما الاسم العلمي لكل من الأسماء الشائعة التالية :

الصيغة	الاسم الشائع	الاسم العلمي
NO	أكسيد النيتريك	
NH_3	الأمونيا	
N_2H_4	الهيدرازين	

الفصل الرابع	الروابط التساهمية تسمية الجزيئات 2. 4	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس	تسمية الأحماض	Naming Acids

اسم الطالب	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 37

تسمية الأحماض.

- الحمض هو المركب الكيميائي الذي ينتج في المحلول المائي .....
- هناك نوعان من الحموض هما : ١- ..... ٢- .....

تسمية الأحماض الثنائية

- الحمض الثنائي هو الحمض الذي يحتوي على .....

طريقة تسمية الأحماض الثنائية (يجب مراعاة كتابة التسمية من اليسار إلى اليمين من خلال الصيغة للحمض الثنائي).

١- تكون الكلمة الأولى في التسمية دائما (حمض)
٢- تكون الكلمة الثانية (هيدرو) لتسمية الجزء الهيدروجيني.
٣- يكتب بعد ذلك جذر اسم العنصر مضافا إليه المقطع (يك).

[حمض + الهيدرو + جذر العنصر + يـك = اسم الحمض الثنائي]

مثال- ١- سمي الحمض الثنائي HCl ؟ ٢- سمي الحمض الثنائي HF ؟

.....

ملاحظة : - هناك بعض الأحماض تحتوي على أكثر من عنصرين ولا يوجد بها أكسجين وفي هذه الحالة يؤخذ اسم الجذر من الأيون المتعدد الذرات.

مثال- ١- HCN يعرف باسم .....

تسمية الأحماض الأكسجينية

- الحمض الأكسجيني هو الحمض الذي يتكون من .....
- تذكر أن الأيون الأكسجيني عبارة عن أيون عديد الذرات يحتوي على ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين. مثل NO_3^- أيون النترات

طريقة تسمية الأحماض الأكسجينية (يجب مراعاة كتابة التسمية من اليسار إلى اليمين عربيا) .

١- تكون الكلمة الأولى في التسمية دائما (حمض).
٢- في الكلمة الثانية يكتب مصدر الأيون الأكسجيني ومعه مقطع (بير) أو (هيبو) إن وجدت.
٣- إذا انتهى الأيون الأكسجيني بالمقطع (آت) يستبدل بـ (يك).
٤- إذا انتهى الأيون الأكسجيني بالمقطع (يت) يستبدل بـ (وز).

[حمض + مصدر الأيون الأكسجيني + (يـك أو وز) حسب نهايته بـ آت أو يت من المصدر = اسم الحمض الأكسجيني]

مثال- HNO_3 يعرف باسم .....

الجدول 4.4 يوضح تسمية الأحماض الأكسجينية لبعض المركبات

الجدول 4-4	تسمية الأحماض الأكسجينية		
المركب	الأنيون الأكسجيني	المقطع	اسم الحمض
$HClO_3$	كلورات	– يك	حمض الكلوريك
$HClO_2$	كلوريت	– وز	حمض الكلوروز
HNO_3	نترات	– يك	حمض النيتريك
HNO_2	نيتريت	– وز	حمض النيتروز

مسائل تدريبية

س١- سم كلا من الأحماض الآتية مفترضا أن جميعها تذوب في الماء.

صيغة الحمض	الاسم العلمي	صيغة الحمض	الاسم العلمي
HI		H_2SO_4	
$HClO_3$		H_2S	
$HClO_2$			حمض البيريوديك

الفصل الرابع	الروابط التساهمية تسمية الجزيئات 4.2	المادة	كيمياء	الصف	٢ث

تقويم ختامي للدرس | كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات Writing Chemical Formulas from Nam

اسم الطالب	.....	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 38

كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات.

- يظهر اسم المركب الجزيئي تركيبه.
- فعند إعطائك اسم أي جزئ ثنائي ينبغي أن تعرف كيف تكتب صيغته الجزيئية.
- فالمقاطع المستخدمة في الاسم (يك أو وز) تشير إلى عدد الذرات في الجزيء وتحدد الرموز السفلية المستخدمة في الصيغة الجزيئية.
- ويمكن معرفة الصيغة الجزيئية للحمض أيضا من اسم الحمض نفسه .
- والأحماض الأكسجينية يجب عليك معرفة الأسماء الشائعة للأنيون الأكسجيني أولا.

مسائل تدريبية صـ 127 -

س١- اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية :

25- كلوريد الفضة .

.....

26- أكسيد ثنائي الهيدروجين .

.....

27- ثلاثي فلوريد الكلور.

.....

28- ثلاثي أكسيد ثنائي الفسفور.

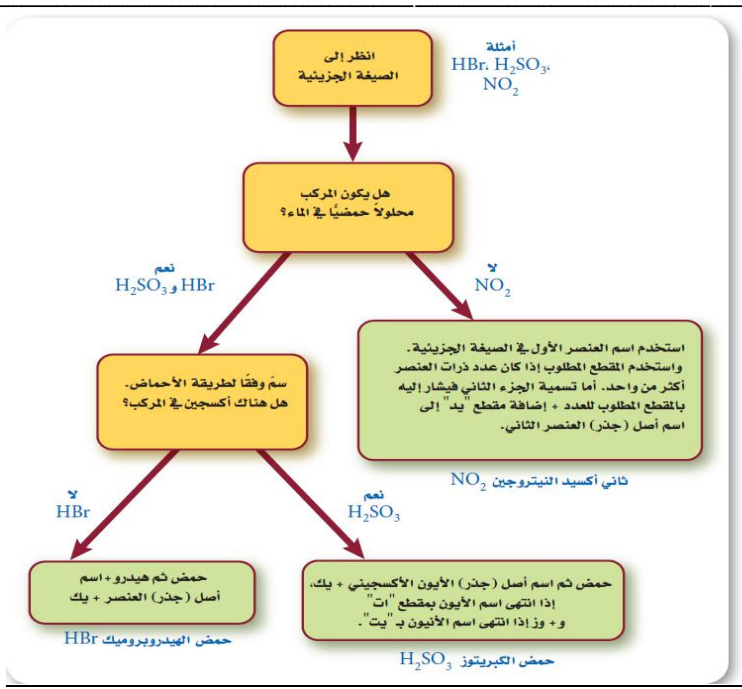
.....

29- عشاري فلوريد ثنائي الكبريت.

.....

30- ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك؟.

.....



الشكل 11-4 يستعمل هذا المخطط المفاهيمي لتسمية المركبات الجزيئية في حال معرفة الصيغ الجزيئية.

طبق أي المركبات في الشكل حمض أكسجيني؟ وأيها حمض ثنائي؟

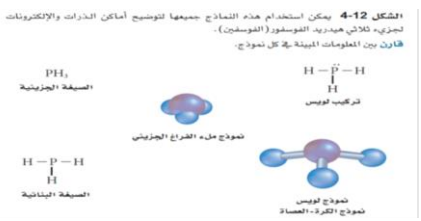
الفصل الرابع	الروابط التساهمية التراكيب الجزيئية 4.3	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | الصيغ البنائية Structural Formulas

اسم الطالب	الدرجة ١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 39

الصيغ البنائية



- تبين الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية أنواع ذرات العناصر وأعدادها في الجزيء فقط.
- ولمعرفة التراكيب الجزيئية للمركبات التساهمية تستعمل النماذج في تمثيل الجزيء.
- الصيغة البنائية هي النموذج الذي يستعمل الرموز والروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات.
- ويمكن توقع الصيغة البنائية من خلال رسم تركيب لويس .
- يمكن استخدام نموذج الكرة والعصا لتمثيل الصيغة البنائية.

خطوات رسم تركيب لويس

١- حدد الذرة المركزية في الجزيء والتي تكون اقل الذرات جذبا للإلكترونات وبقية الذرات تكون جانبية.
ملاحظة : أ - الذرة المركزية عادة تقع أقرب إلى الجهة اليسرى من الجدول الدوري.
ب - ذرات الهيدروجين تكون دائما جانبية (علل) لأنها لا تشارك بأكثر من زوج من الإلكترونات أي أنها لا تتصل إلا بذرة واحدة فقط .
٢- حدد عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات . ثم اقسم هذا العدد على 2 لتحصل على عدد أزواج الإلكترونات (الرابطة وغير الرابطة).

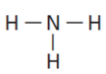
عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات (العدد الإجمالي) = عدد الكترونات التكافؤ للذرة الأولى × عدد الذرات + عدد الكترونات التكافؤ للذرة الثانية × عدد الذرات

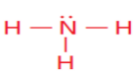
عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة = عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات / 2

٣- ضع زوج رابط بين كل ذرة وأخرى حسب عدد الذرات الجانبية.
٤- وزع ما تبقى من الأزواج الإلكترونية على الذرات الجانبية (ما عدا ذرة الهيدروجين) لتحقق القاعدة الثمانية وإذا وجدت زيادة من الإلكترونات توضع على الذرة المركزية لتحقيق حالة الثمانية.
٥- إذا كان عدد الإلكترونات حول الذرة المركزية أقل من ثمانية يتم تحويل زوج إلكتروني غير رابط أو أكثر من الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية .
- تذكر أن الكربون والنتروجين والأكسجين والكبريت عادة تكون روابط ثنائية وثلاثية.

تطبيقات مثال3-4 تركيب لويس لمركب تساهمي له روابط أحادية . ارسم تركيب لويس للأمونيا NH_3

- عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات = (H) 3X1 + (N) 1X5 = 8 الكترونات تكافؤ .
- عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة = 2/8 = 4 أزواج إلكترونية .
- ضع زوجا من الإلكترونات بين ذرة النتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين جانبية لتكوين رابطة أحادية وعددها هنا ثلاثة أزواج رابطة.
- ضع الزوج الغير المرتبط المتبقي على ذرة النتروجين المركزية



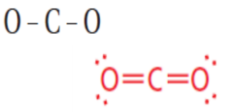


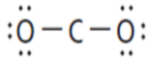
مسائل تدريبية 37- ارسم تركيب لويس لجزئ BH_3 .

.....
.....
.....

مثال4-4 تركيب لويس لمركب تساهمي له روابط متعددة . ارسم تركيب لويس لجزئ CO_2

- عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات = (O) 2X6 + (C) 1X4 = 16 الكترون تكافؤ .
- عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة = 2/16 = 8 أزواج إلكترونية .
- ضع زوجا من الإلكترونات بين ذرة الكربون المركزية وكل ذرة أكسجين جانبية لتكوين رابطة أحادية وعددها هنا زوجين رابطين.
- ضع الستة الأزواج الغير المرتبط المتبقية بإضافة ثلاث أزواج إلى كل ذرة أكسجين جانبية.
- لاحظ أن ذرة الكربون ليس لها ثمانية إلكترونات .
- وهنا ممكن استخدام زوجا غير مرتبط من كل ذرة أكسجين لتكوين رابطة ثنائية مع ذرة الكربون.





مسائل تدريبية 39- ارسم تركيب لويس لجزئ الإيثيلين C_2H_4 .

.....
.....
.....

40- ارسم تركيب لويس لجزئ ثاني كبريتيد الكربون CS_2 .

.....
.....
.....
.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية التراكيب الجزيئية 4.3	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات

اسم الطالب	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 40

تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات

- الأيون المتعدد الذرات يعامل كأنه أيون واحد إلا أن الذرات فيه تكون مرتبطة بروابط تساهمية .

خطوات رسم تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات.

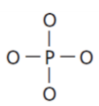
١- خطوات رسم تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات مشابهة لخطوات رسم المركبات التساهمية.
٢- ويتلخص الفرق الرئيسي في إيجاد العدد الكلي للإلكترونات المتوافرة للترابط .
٣- وذلك بالمقارنة مع عدد إلكترونات التكافؤ الموجودة في الذرات التي تكون الأيون :
أ - إذا كان الأيون مشحونا بشحنة سالبة يكون هناك عدد أكبر من الإلكترونات.
ب - إذا كان الأيون مشحونا بشحنة موجبة يكون هناك عدد أقل من الإلكترونات.
٤- ولإيجاد العدد الكلي لإلكترونات الترابط نجد أولا العدد المتوافر لدى الذرات في الأيون ثم نطرح شحنة الأيون إن كان موجبا ونجمع شحنته إن كان سالبا.

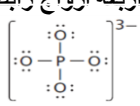
عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات (العدد الإجمالي) = عدد الكترونات التكافؤ للذرة الأولى × عدد الذرات + عدد الكترونات التكافؤ للذرة الثانية × عدد الذرات
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي للأيون الموجب المتعدد الذرات = عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات - عدد شحنة الأيون إذا كان موجبا.
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي للأيون السالب المتعدد الذرات = عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات + عدد شحنة الأيون إذا كان سالبا.
عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة = عدد إلكترونات التكافؤ الكلي للأيون المتعدد الذرات / 2

تطبيقات مثال5-4 تركيب لويس للأيون المتعدد الذرات.

س١- ارسم تركيب لويس الصحيح لأيون الفوسفات PO_4^{3-} المتعدد الذرات.

- عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات في الأيون = (P) 1X5 + (O) 4X6 = 29 الكترونات تكافؤ .
- عدد إلكترونات التكافؤ الكلي للأيون السالب PO_4^{3-} = 29 + 3 ثلاث إلكترونات من الشحنة السالبة = 32 إلكترون تكافؤ .
- عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة في الأيون = 2/32 = 16 زوج إلكتروني .
- ضع زوجا من الإلكترونات بين ذرة الفسفور المركزية وكل ذرة أكسجين جانبية لتكوين رابطة أحادية وعددها هنا أربعة أزواج رابطة.
- الأزواج المتبقية الغير رابطة عددها 12 زوجا .
- ضع كل ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين جانبية .





مسائل تدريبية

41- ارسم تركيب لويس لأيون NH_4^+ .

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

42- ارسم تركيب لويس لأيون ClO_4^- .

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية التراكيب الجزيئية 3ـ 4	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | أشكال الرنين | Resonance Structures

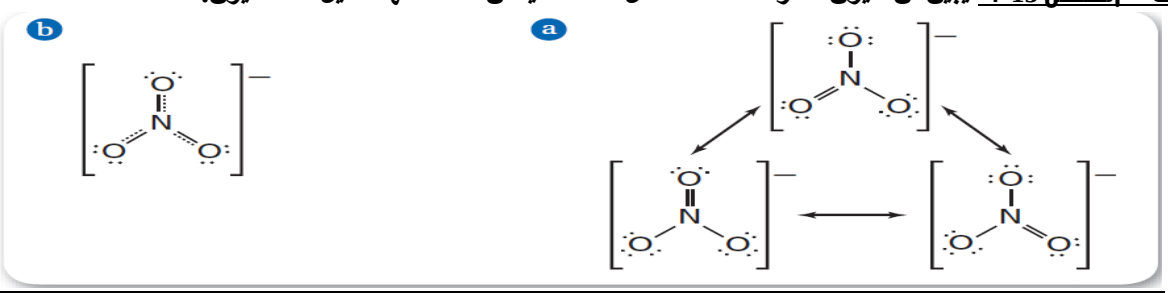
اسم الطالب	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 41

أشكال الرنين

- الرنين هو حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال ..... أكثر من تركيب لويس لشكل الأيون أو الجزئ .
- أشكال الرنين هي تركيب لويس الصحيح الذي يمثل الجزئ نفسه أو الأيون.
- تختلف أشكال الرنين في مكان وجود أزواج الإلكترونات لا في مكان وجود الذرة.
- لذا تختلف أماكن الأزواج غير المرتبطة وأزواج الروابط في الأشكال. ولجزئ و لجزئ O_3 والأيونات NO^{3-} ، NO^{2-} ، SO_3^{2-} ، CO_3^{2-} أشكال رنين.
- كل جزئ أو أيون له رنين خاص به يظهر كأن له بناءا واحدا فقط.
- أظهرت القياسات العملية أن أطوال الروابط لهذا الجزئ المحسوبة في المختبر متماثلة.
- وتكون الروابط أقصر من الروابط الأحادية ولكنها أطول من الروابط الثنائية .
- وجد أن الطول الحقيقي للرابطة هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في أشكال الرنين.

تطبيقات الشكل 13-4 يبين أن لأيون النترات ثلاثة أشكال متكافئة يمكن استعمالها لمثيل هذا الأيون.



مسائل تدريبية س١- عرف مفهوم الرنين .

.....
.....

س٢- ارسم أشكال الرنين للجزيئات الأتية .

43- NO_2^-

.....
.....
.....
.....
.....

44- SO_2

.....
.....
.....
.....
.....

45- O_3

.....
.....
.....
.....
.....

46- SO_3^{2-}

.....
.....
.....
.....
.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية التراكيب الجزيئية 4.3	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس	استثناءات قاعدة الثمانية	Exceptions to The Octet Rule

اسم الطالب	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 42

استثناءات قاعدة الثمانية .

- عادة ما تحصل الذرات على ثمانية إلكترونات عندما تتحد بذرات أخرى لتحقيق حالة الاستقرار.
- ولكن بعض الأيونات والجزيئات لا تتبع قاعدة الثمانية .

أسباب أن بعض الجزيئات أو الأيونات لا تتبع القاعدة الثمانية :

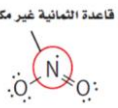
١ـ عندما يكون مجموع إلكترونات التكافؤ عدد فردي.

- يمكن أن يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات أعداد فردية لإلكترونات التكافؤ.
- لا تستطيع إلكترونات التكافؤ أن تكون ثمانية الكترونات حول كل ذرة.

مثال: جزئ NO_2.

- له خمسة إلكترونات تكافؤ من النتروجين و 12 من الأكسجين أي أن المجموع 17 إلكترون تكافؤ.
- لذا لا يمكنه تكوين عدد صحيح من أزواج الإلكترونات.

الشكل 4-14 لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في جزيء NO_2 قاعدة الثمانية. فهي تحتوي سبعة إلكترونات فقط في مستوى الطاقة الخارجي.



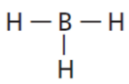
أمثلة أخرى على جزيئات ذات إلكترونات تكافؤ فردية العدد:

- NO ، ClO_2

٢ـ عندما يكون مجموع إلكترونات التكافؤ أقل من ثمانية.

- بعض المركبات تصل إلى التركيب المستقر(حالة الاستقرار) بأقل من ثمانية إلكترونات حول الذرة. وهذه المجموعة نادرة الوجود

مثال: جزئ BH_3.



- يوجد البورون في المجموعة 13 وهو عنصر شبه فلزي ويكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لا فلزية أخرى.
- تشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط .أي لا تتبع قاعدة الثمانية .
- وتكون مثل هذه المركبات في الغالب قابلة للتفاعل لأن لها القابلية لاستقبال زوج من الإلكترونات من ذرة أخرى.
- **الرابطة التساهمية التناسقية** هي رابطة تتكون عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيونا أخر بحاجة إليه للوصول لحالة الاستقرار.
- عادة ما تكون الذرات أو الأيونات ذات الأزواج غير المرتبطة روابط تساهمية تناسقية مع ذرات أو أيونات تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

. مثال. يبين طريقة تكون الرابطة التساهمية التناسقية تفاعل ثلاثي هيدريد البورون BH_3 و الأمونيا NH_3.

الشكل 4-15 تفاعل ثلاثي هيدريد البورون والأمونيا، تقدم ذرة النيتروجين إلكترونين يتم مشاركتهما بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تعاونية.

فسّر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في هذا الجزيء قاعدة الثمانية؟

ليس لذرة البورون إلكترونات لتشارك بها، في حين تمتلك ذرة النيتروجين إلكترونان للمشاركة.

تشارك ذرة النيتروجين بإلكترونيها لتكون رابطة تساهمية تناسقية.

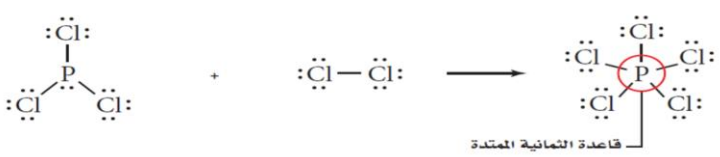
٣ـ عندما يكون مجموع إلكترونات التكافؤ أكثر من ثمانية .

- بعض المركبات تصل إلى التركيب المستقر(حالة الاستقرار) بأكثر من ثمانية إلكترونات حول الذرة.
- ويمكن تفسير ذلك بالأخذ بعين الاعتبار المجال d الذي يوجد في مجالات طاقة عناصر الدورة الثالثة وما بعدها .
- عندما نرسم بناء لويس لهذه المركبات فإما أن نضيف أزواج إلكترونات غير مرتبطة للذرة المركزية أو أن يكون هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزئ.

مثال ١: جزئ PCl_5.

- يبين كيف تصل ذرة الفسفور إلى حالة الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات.
- إذ تتكون خمس روابط من عشرة إلكترونات مشتركة في مجال S واحد وثلاث مجالات P ومجال d واحد.

الشكل 4-16 قبل التفاعل بين PCl_3 و Cl_2 تتبع كل ذرة قاعدة الثمانية. وبعد التفاعل ينتج PCl_5 الذي له قاعدة ثمانية ممتدة تحتوي على عشرة إلكترونات.



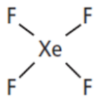
مثال ٢: جزئ SF_6.

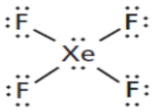
- يبين كيف تصل ذرة الكبريت إلى حالة الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات.
- الذي يحتوي على ست روابط تشارك في 12 إلكترونا في مجال S وثلاثة مجالات P واثنين من مجالات d.

مثال 4.6 تراكيب لويس : استثناءات قاعدة الثمانية

س١- ارسم تركيب لويس الصحيح للجزئ XeF_4.

- العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ في الجزئ = 8 x 1 (Xe) + 7 x 4 (F) = 36 الكترون تكافؤ .
- عدد الأزواج الرابطة وغير الرابطة = 36 /2 = 18 زوجا .
- استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F مع ذرة Xe المركزية .
- يبقى عدد الأزواج الغير رابطة 18 - 4 = 14 زوجا غير رابطا .
- أضف كل ثلاثة أزواج إلى كل ذرة فلور لتحقيق حالة الاستقرار وبذلك يصبح العدد المستخدم 12 زوجا.
- ضع الزوجين المتبقيين على الذرة المركزية Xe .





مسائل تدريبية س١- اذكر الأسباب التي أدت إلى كون بعض الجزيئات أو الأيونات لا تتبع القاعدة الثمانية .

.....
.....
.....
.....

س٢- عرف الرابطة التساهمية التناسقية .

.....
.....

س٣ - ارسم تراكيب لويس الممتدة للجزيئات الآتية :

47- ClF_3

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

48- PCl_5

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

49- ارسم تراكيب لويس للجزئ الناتج عن ارتباط 6 ذرات فلور مع ذرة كبريت بروابط تساهمية .

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية أشكال الجزيئات 4.4	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ | VSEPR Model

اسم الطالب	.....	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 44

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ [VSEPR].

- يحدد شكل الجزئ الكثير من خواصه الفيزيائية والكيميائية.
- تحدد الكثافة الإلكترونية الناتجة عن تداخل مجالات الإلكترونات المشتركة معا شكل الجزئ.
- يمكن معرفة شكل الجزئ عندما نرسم تراكيب لويس له.
- ويسمى النموذج المستخدم في تحديد شكل الجزئ نموذج (VSEPR) (التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ).
- يعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة.

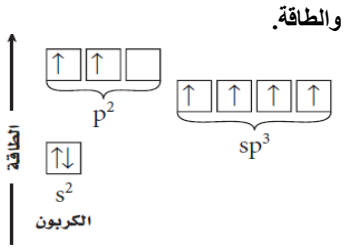
زاوية الرابطة.

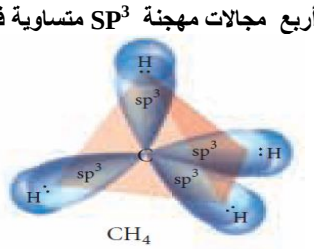
- ..... هي الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية.
- تكون قيم زوايا الروابط التي يمكن توقعها بـ VSEPR مدعومة بأدلة تجريبية.
- تؤثر أزواج الإلكترونات غير المرتبطة أيضا في تحديد شكل الجزئ (علل) لأنها تحتل هذه الإلكترونات مجالات أكبر قليلا مقارنة بالإلكترونات المشتركة.
- وهذا يؤدي إلى دفع الأزواج الرابطة للاقتراب من بعضها البعض.

مثال : - لو كان لدينا مجموعة من البالونات فإنها سوف تتخذ شكلا يقلل من التصادم فيما بينها.
- الأشكال الهندسية تلعب دورا هاما في معرفة الخواص الكيميائية والفيزيائية للجزيئات أو الأيونات.

- عملية التهجين هي .....
- يكون عدد المجالات التي تختلط معا وتكون المجال المهجن مساويا لمجموع أعداد أزواج الإلكترونات.
- عدد المجالات قبل التهجين يساوي عدد المجالات بعد التهجين.
- المجالات بعد التهجين متساوية في الشكل والطاقة .
- تحتل الأزواج غير الرابطة مجالات مهجنة أيضا.
- تذكر أن الرابطة التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة وربطة باي أو أكثر .
- تحتل إلكترونات رابطة سيجما فقط مجالات مهجنة مثل SP و SP^2 أما بقية مجالات p غير مهجنة فتكون روابط باي .
- الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية تحتوي على مجال مهجن واحد.أي من النوع نفسه.

مثال١ : - كيفية التهجين في ذرة الكربون في CH_4 .
- من التوزيع لاحظ أن ذرة الكربون يمكن أن تكون رابطتين (علل) وذلك لوجود الكترونين منفردين.
- لذلك ينتقل إلكترون من 2S إلى المجال الفارغ في P .
- يحدث تهجين بين مجال من S وثلاث مجالات من P لينتج أربع مجالات مهجنة SP^3 متساوية في الشكل والطاقة.





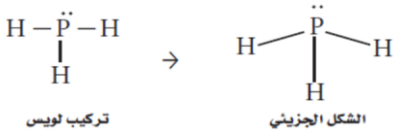
الشكل 4-18 تحتل إلكترونات ذرة الكربون في مجالات 2s و 2p مجالات مهجنة من نوع sp^3. لاحظ أن قيمة طاقة المجالات تعادل متوسط طاقة وضع مجالات S و P الأصلية. وتبعًا لنظرية VSEPR فإن الشكل الرباعي الأوجه المنتظم يقلل التناهر بين المجالات المهجنة في جزيء CH_4 .

مثال٢ : - لـ $AlCl_3$ ثلاثة أزواج من الإلكترونات وتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزئ مثلث مستويا.
- وينتج هذا الشكل عن تداخل المجال الفرعي S مع مجالين فرعيين من P في الذرة المركزية Al وتكوين ثلاثة مجالات هجينة متشابهة من نوع SP^2

تطبيقات مثال 4.7 - ما شكل الجزئ .

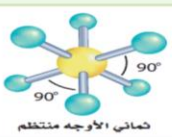
س١- ما شكل جزئ ثلاثي هيدريد الفسفور PH_3 ؟ حدد مقدار زاوية الرابطة والمجالات المهجنة فيه.

- العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ في الجزئ = 5 x 1 (P) + 1 x 3 (H) = 8 الكترونات تكافؤ .
- عدد الأزواج الرابطة وغير الرابطة = 8 / 2 = 4 أزواج .
- استخدم أزواج الربط الثلاثة لربط ثلاث ذرات H مع ذرة P المركزية .
- يبقى عدد الأزواج الغير رابطة 4 - 3 = 1 زوجا غير رابطا .
- أضف الزوج المتبقي على ذرة الفسفور المركزية.
- الشكل للجزيء مثلث هرمي .
- ومقدار زاوية الرابط 107 .
- ونوع التهجين SP^3 في المجالات المهجنة.



تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفلقات فتمثل أزواج الإلكترونات الوحيدة

الجدول 6-4 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المرتبطة	المجالات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	
CH_4	4	4	0	sp^3	
PH_3	4	3	1	sp^3	
H_2O	4	2	2	sp^3	
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطيًا

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ وزواياه 120° بين كل منها.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط مثل CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم وزاوية الرابطة 109.5°.

لجزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج المترابطة مقارنة بالأزواج المترابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج هرمًا ثلاثيًا مع زاوية رابطة 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير مرتبطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير المرتبطة زاوية مقدارها 104.5° والنتيجة شكل منحنٍ.

لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات المترابطة، لذا يفضّل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات التساهمية.

ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير مرتبطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج مرتبطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكوّن شكلاً ثماني الأوجه.

مسائل تدريبية ـ ما شكل الجزيء ومقدار زاوية الرابطة والمجالات المهجنة في كل مما يأتي :

56- BF_3

.....

.....

.....

.....

57- OCl_2

.....

.....

.....

.....

.....

58- BeF_3

.....

.....

.....

.....

.....

59- CF_4

.....

.....

.....

.....

60- ما شكل أيون NH_4^+ وقيمة زاوية الرابطة ونوع التهجين ؟

.....

.....

.....

.....

.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية الكهرسالبية والقطبية 5. 4	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس	الميل الإلكتروني و الكهرسالبية وخواص الروابط	Electron Affinity

اسم الطالب	.....	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 46

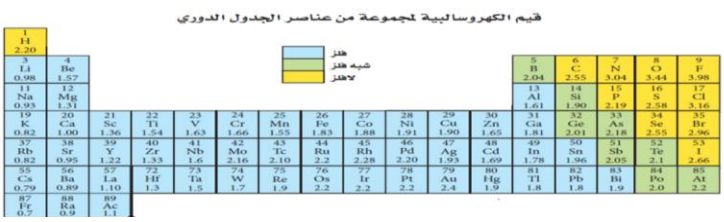
الميل الإلكتروني و الكهرسالبية وخواص الروابط

- يعتمد نوع الرابطة الكيميائية التي تتكون في أثناء التفاعل الكيميائي على قدرة جذب الذرات للإلكترونات.
- **الميل الإلكتروني** .
- الميل الإلكتروني هو مقياس لقابلية الذرة على ..... الإلكترون .

التدرج في خواص الميل الإلكتروني .

- **عبر الدورات** : من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري ..... الميل الإلكتروني.
- **عبر المجموعات** : من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري ..... الميل الإلكتروني.

- **الكهرسالبية** .
- الكهرسالبية هي مدى قابلية ذرات العنصر على ..... الإلكترونات في الرابطة الكيميائية.



الشكل 4-19 تحسب قيم الكهروسالبية بمقارنة قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات. لاحظ أن مقادير الكهروسالبية لسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات غير الظاهرة في الجدول تقع بين 1.12 و 1.7.

- لا حظ أن أكبر قيمة كهرسالبية لعنصر الفلور (3.98) في حين أن اصغر قيمة كهرسالبية لعنصر الفرانسيوم (0.7).
- لا توجد قيم الكهرسالبية للهليوم والنيون و الأرجون (علل) لأنها لا تتفاعل في الغالب.
- أما الغازات ذات الحجم الأكبر مثل الزينون (Xe) تتحد مع الذرات التي لها قيم كهرسالبية مرتفعة مثل الفلور.

نوع الرابطة.

- لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل .
- يعتمد نوع الرابطة على مقدار قوة جذب الذرات لإلكترونات الرابطة .
- يمكن توقع نوع الرابطة باستعمال فرق الكهرسالبية بين العناصر المكونة للرابطة . **إلحظ الجدول 4.7.**
- **الرابطة التساهمية الغير قطبية (النقية)** هي رابطة تتكون عندما تكون الإلكترونات موزعة ..... بين الذرتين.
- و تتكون عندما يكون فرق الكهرسالبية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرا.
- **الرابطة التساهمية القطبية** هي رابطة تتكون عندما يكون زوج الإلكترونات بين ذرات العناصر المختلفة ..... .
- وتتكون عندما يكون للعناصر المختلفة مقادير كهرسالبية مختلفة .
- **الرابطة الأيونية** هي رابطة تتكون عندما يكون هناك فرق كبير في الكهرسالبية بين الذرات المترابطة .
- عادة تتكون الرابطة الأيونية عندما يكون فرق الكهرسالبية أكبر من 1.7 .
- وفيها ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى مما يؤدي إلى تكون رابطة أيونية.
- أحيانا تكون الرابطة غير واضحة ما إذا كانت أيونية أو تساهمية .
- فإذا كان الفرق في الكهرسالبية 1.7 فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% أيونية وبنسبة 50% تساهمية.

الجدول 4-7 فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة

فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبًا
0.4 – 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

تطبيقات :

س١- عرف الميل الإلكتروني. .....

.....

س٢- بين التدرج في خواص الميل الإلكتروني عبر الدورة والمجموعة. .....

.....

س٣- عرف الكهرسالبية. .....

.....

س٤- عرف الرابطة التساهمية الغير قطبية. .....

.....

س٥- عرف الرابطة التساهمية القطبية. .....

.....

س٦- عرف الرابطة الأيونية. .....

.....

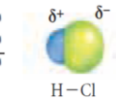
الفصل الرابع	الروابط التساهمية الكهرسالبية والقطبية 4.5	الصف ١٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | الروابط التساهمية القطبية | Polar Covalent Bonds

اسم الطالب	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 47

الروابط التساهمية القطبية



- تتكون الرابطة التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات لإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها.
- ونتيجة ذلك ينزاح الزوج الإلكتروني لجهة الذرة ..... في الكهرسالبية حيث يمضي وقتا أطول حول هذه الذرة
- وبذلك تتكون شحنة جزئية ..... (δ^-) على الذرة الأعلى كهرسالبية وتتكون شحنة جزئية ..... (δ^+) على الذرة الأقل كهرسالبية.
- وتعرف الرابطة القطبية الناتجة ..... القطب (ذات القطبين).

- القطبية الجزيئية.

- تكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية إما قطبية أو غير قطبية .
- يعتمد نوع الرابطة ما إذا كانت قطبية أو غير قطبية على : ١- مكان الرابطة التساهمية ٢- طبيعة الرابطة التساهمية.
- من الخواص المميزة للجزيئات القطبية أنها تنجذب للمجال..... وتنتظم داخله .
- ويعود سبب ذلك أن الجزيئات القطبية ثنائية الأقطاب لها شحنات جزئية عند أطرافها لذا تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية عند الطرفين.
- أما الجزيئات الغير القطبية فإنها لا ..... للمجال الكهربائي .

القطبية وشكل الجزئ .

- يمكن التعرف على قطبية الجزئ من خلال شكل الجزئ كما يلي :

١- جزئ الماء H_2O قطبي (علل)

- لأن روابطه القطبية غير متماثلة (توزيع الشحنة غير متساو) وله شكل منحنيا حسب نموذج VSEPR بسبب وجود زوجين رابطين وزوجين غير رابطين.

٢- جزئ رابع كلوريد الكربون CCl_4 غير قطبي رغم أن الروابط بين ذراته قطبية (علل).

- لأن روابطه القطبية متماثلة (توزيع الشحنات متساوي) حيث أن مقدار الشحنة من أي مسافة عن المركز تساوي مقدار الشحنة عند المسافة من الجهة المقابلة
- عادة ما تكون الجزيئات المتماثلة غير قطبية أما الجزيئات غير المتماثلة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية.

٣- جزئ الأمونيا NH_4^+ قطبي (علل).

- لأن الفرق في الكهرسالبية بين الهيدروجين والنتروجين يساوي 0.84 مما يجعل روابط N-H تساهمية قطبية وهذه الروابط غير متماثلة (توزيع الشحنة غير متساو) وله شكل هرمي ثلاثي الأوجه حسب نموذج VSEPR بسبب وجود الزوج الإلكتروني غير المرتبط الذي يوجد على ذرة النتروجين.

- قابلية ذوبان الجزيئات القطبية.

- يحدد نوع الرابطة وشكل الجزئ مدى قابليته للذوبان .
- وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية.
- أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في المواد الغير قطبية.

تطبيقات :

س١- كيف تتكون الرابطة التساهمية القطبية.....

.....

.....

س٢- علل : جزئ الماء H_2O قطبي .....

.....

.....

س٣- علل : جزئ رابع كلوريد الكربون CCl_4 غير قطبي رغم أن الروابط بين ذراته قطبية.....

.....

.....

س٤- علل : جزئ الأمونيا NH_4^+ قطبي .....

.....

.....

س٥- علل : جزئ ثاني أكسيد الكربون CO_2 غير قطبي رغم أن الروابط بين ذراته قطبية.....

.....

الفصل الرابع	الروابط التساهمية الكهرسالبية والقطبية 4.5	الصف ٢ث المادة كيمياء

تقويم ختامي للدرس | خواص المركبات التساهمية | Properties of Covalent Compounds

اسم الطالب	الدرجة	١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق 48

خواص المركبات التساهمية

ملح الطعام مادة أيونية صلبة والسكر مادة تساهمية صلبة لهما المظهر نفسه ولكنهما يختلفان في خواصهما عند التسخين.

- القوى بين الجزيئية.

- تعود الاختلافات في الخواص نتيجة الاختلاف في قوى .....
- ففي المركبات التساهمية تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات ..... في حين تكون قوى الجذب بين الجزيئات ..... نسبيا.
- تعرف قوى التجاذب الضعيفة هذه بالقوى ..... أو قوى فاندرفال Van der Waals.
- تختلف هذه القوى في قوتها ولكنها أضعف من قوى الربط التي تربط بين الذرات في الجزئ أو بين الأيونات في المركب الأيوني.

- أنواع القوى بين الجزيئية.

١- قوى التشتت وتتكون بين القوى الضعيفة في الجزيئات .....
٢- قوى ثنائية القطب وتتكون بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية. وكلما زادت قطبية الجزئ زادت هذه القوى.
٣- قوى الرابطة الهيدروجينية وهي أقواها . وتتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد الأقطاب وذرة نتروجين أو أكسجين أو فلور على القطب الآخر.

- القوى والخواص.

- تعتمد خواص المركبات التساهمية على القوى التي تربط الجزيئات مع بعضها البعض ومن تلك الخواص .
١- درجات انصهارها وغليانها منخفضة مقارنة بالمواد الأيونية (علل) لضعف الروابط بين الجزيئات.
٢- الكثير من المركبات التساهمية (المواد الجزيئية) توجد:
أ - في حالة غازية في درجة حرارة الغرفة مثل الأكسجين وثاني أكسيد الكربون و كبريتيد الهيدروجين.
ب - لينة في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة مثل البرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى. (علل) لضعف الروابط بين الجزيئات.
٣- تترتب الجزيئات التساهمية في الحالة الصلبة لتكون شبكة بلورية تشبه الشبكة الأيونية الصلبة. إلا أن قوى الجذب بين جسيماتها أضعف.
- ملاحظة : يتأثر بناء الشبكة أ - بشكل الجزئ ب - ونوع القوى بين الجزيئية .
ويمكن تحديد معظم المعلومات عن الجزيئات من خلال دراسة المواد الصلبة الجزيئية.

المواد الصلبة التساهمية الشبكية .

- من الأمثلة على المواد الصلبة التساهمية الشبكية : ١- الألماس ٢- الكوارتز .
- تمتاز المواد الصلبة التساهمية الشبكية بأنها : ١- هشة ٢- غير موصلة للحرارة والكهرباء ٣- شديدة الصلابة مقارنة بالمواد الجزيئية.
- الألماس درجة انصهاره عالية (علل) لأنه شديد الترابط حيث أن كل ذرة كربون ترتبط بأربع ذرات كربون لتكون شكلا رباعي الأوجه منتظم.

تطبيقات :

س١- قارن قوى الجذب بين الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات و بين الجزيئات.

.....

س٢- بماذا تعرف قوى التجاذب الضعيفة .

.....

.....

س٣- اذكر أنواع القوى بين الجزيئية ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س٤- عدد خواص المركبات التساهمية التي تعتمد على قوى الربط بين الجزيئات.

.....

.....

.....

.....

س٥- أذكر مثالين على المواد الصلبة التساهمية الشبكية.

.....

س٦- ماهي مميزات المواد الصلبة التساهمية الشبكية.

.....