

أوراق عمل الكيمياء الصف الثاني الثانوي

المستوى الثالث
للعام ١٤٢٦ / ١٤٢٧ هـ
الفصل الرابع

الروابط التساهمية

اعداد المعلم / أحمد بن علي النجمي

| | | |
|--------------|-----------------------|---------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية | الصف 2ث |
| | الرابعة التساهمية 4.1 | كيمياء |

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

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

| | | |
|------------------|-------------------------------|---|
| الزمن : 10 دقائق | أجب عن جميع الأسئلة التالية : | 1 |
|------------------|-------------------------------|---|

ما الرابطة التساهمية :

| | |
|---------------------|---|
| لماذا تتشارك الذرات | تتشارك بعض الذرات بالإلكترونات توزيعها الإلكتروني. |
| تعريفها | هي الرابطة التي تنتج عن كلا من الداخليتين في تكوين الرابطة إلكترونات أو |
| نوعه الجزيء | يتكون الجزيء عندما ترتبط أو برابطة |
| الأمثلة المشهورة | تعد الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة التساهمية جزءا من إلكترونات الطاقة لكلا الذرتين المشتركتين. |
| نوع الذرات | عادة ما تتكون الروابط التساهمية بين ذرات المتجاورة في الجدول الدوري. |
| أمثلة عليها | O ₂ ، NO ، SO ₂ ، HF ، CO ، SiC |

نكون الروابط التساهمية:

| | |
|---------------------------|--|
| طريقة تكوينها | تتكون عندما ذرتان من نفس في التكافؤ . |
| الجزئيات الثنائية الذرات | H ₂ (الهيدروجين) و N ₂ (النيتروجين) و O ₂ (الأكسجين) و F ₂ (الفلور) و Cl ₂ (الكلور) و Br ₂ (البروم) و I ₂ (اليود) . |
| مقارنة بين الجزيء و الذرة | الجزيء المكون من ذرتين أكثر من الذرة في حالتها الفردية. |

طريقة تكوين الرابطة التساهمية

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

| | |
|---|---|
| مثال الرابطة التساهمية في جزيء الفلور (F ₂) | - نوجد التوزيع الإلكتروني لذرة الفلور F : - يتضح أن لكل ذرة فلور إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترون لتصل إلى الحالة - تقترب نواتي الذرتين عند أفضل مسافة حيث تصبح قوى التجاذب عند هذه النقطة من محصلة قوى التنافر . - تتشارك كل ذرة بإلكترون واحد فقط لتكوين زوج إلكتروني يعطي كل ذرة فلور التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الخاص بالغاز النبيل. - وعندئذ ترتبط الذرتان برابطة تساهمية ويتكون الجزيء. |
| | F + F → F F |

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

تركيب لويس:

| | | |
|------------|---------------------|---|
| تركيب لويس | ما الذي يوضحه | يوضح تركيب لويس التمثيل للإلكترونات. |
| لويس | تعريفه | هو إلكترونات في الجزيء . |
| | كيفية رسمه | - نبدأ بالتمثيل النقطي للإلكترونات لكل ذرة حسب عدد الإلكترونات مجال التكافؤ. - نعيد كتابة الرموز الكيميائية ونرسم خطا بينهما لتوضيح زوج الإلكترونات المشتركة وأخيرا نضيف النقط لتوضيح أزواج الإلكترونات غير الرابطة. |
| | ما الذي يمثله كل خط | يمثل كل خط أو زوج من النقط العمودية رابطة تساهمية واحدة. |
| | مثال | يمكن كتابة جزئ الهيدروجين هكذا (H - H) أو (H : H) . |

الأهداف: 1. تطبيق القاعدة الثمانية على الذرات التي تكون روابط تساهمية.

| | | |
|--------------|-----------------------|--------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية | الصف 2 |
| | الرابعة التساهمية 4.1 | كيمياء |

| | | |
|-------------------|----------------------------|-----------------------|
| تقويم ختامي للدرس | الروابط التساهمية الأحادية | Single Covalent Bonds |
|-------------------|----------------------------|-----------------------|

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

| | |
|------------------|---|
| الزمن : 10 دقائق | 2 |
|------------------|---|

أجب عن جميع الأسئلة التالية :

الروابط التساهمية الإحادية:

| تعرفها | الروابط التساهمية الأحادية |
|---|--|
| هي رابطة تتكون عندما | في تكوين الرابطة التساهمية من الإلكترونات. |
| ملاحظة | يشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة ويمثل إليه بنقطتين عمودية أو خط. |
| مثال عليها | 1- كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ الهيدروجين (H_2). |
| التوزيع الإلكتروني للهيدروجين : 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. | |
| | |

| أمثلة أخرى | المجموعة (17) والروابط التساهمية الإحادية: |
|--|--|
| - تعرف عناصر المجموعة 17 بعناصر الهالوجينات وتشمل على العناصر التالية (الفلور F و الكلور Cl و البروم Br و اليود I). ولها تركيب التكافؤ الخارجي ns^2np^5 أي تحوي على إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترون 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 . | |
| | 1- كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ الكلور (Cl_2). |
| التوزيع الإلكتروني للكلور : 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 الإحادية: |
|--|
| - لها تركيب التكافؤ الخارجي ns^2np^4 أي تحوي على إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترونين للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات. لذا تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 ومنها الأكسجين أن تشترك في إلكترونين وتكون رابطتين تساهميتين منفردة مع ذرات اللافلزات. |
| 1- كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ الماء (H_2O). |
| التوزيع الإلكتروني للأكسجين : والتوزيع الإلكتروني للهيدروجين : أ - لاحظ من التوزيع الإلكتروني أن ذرة الهيدروجين تحتاج إلى إلكترون ليصبح تركيبها يشبه تركيب الهيليوم He. ب - وذرة الأكسجين تحتاج إلى إلكترونين ليصبح تركيبها يشبه تركيب النيون Ne المقابل في نفس الدورة. ج - تساهم كل ذرة هيدروجين وتساهم ذرة الأكسجين ليتكون زوجين رابطتين (رابطتين تساهميتين أحاديتين) |
| ملاحظة : يوجد في جزئ الماء (H_2O) زوجين رابطتين وزوجين غير رابطتين. |

| المجموعة (15) والروابط التساهمية الإحادية: |
|--|
| - 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. |
| 1- كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزئ النشادر (الأمونيا) (NH_3). |
| التوزيع الإلكتروني للنتروجين : والتوزيع الإلكتروني للهيدروجين : أ - لاحظ من التوزيع الإلكتروني أن ذرة الهيدروجين تحتاج إلى إلكترون ليصبح تركيبها يشبه تركيب الهيليوم He. ب - وذرة النتروجين تحتاج إلى ثلاث إلكترونات ليصبح تركيبها يشبه تركيب النيون Ne المقابل في نفس الدورة. ج - تساهم كل ذرة هيدروجين وتساهم ذرة النتروجين ليتكون ثلاث أزواج رابطة (ثلاث روابط تساهمية أحادية) |
| ملاحظة : يوجد في جزئ النشادر (NH_3) ثلاث أزواج رابطة وزوج حر واحد غير رابط. |

2. تصف كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية.

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.

1- كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء 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 - ارسم تركيب لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين HF.

مسائل تدريجية

ارسم تركيب لويس لكل جزي مما يأتي .

1- PH_3

2- H_2S

3- HCl

4- CCl_4

5- SiH_4

5- ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد عنصرين احدهما من عناصر المجموعة 1 والآخر من عناصر المجموعة 16 .

الرابطة سيجما 6.

| نوع الرابطة | تسمى الروابط التساهمية روابط سيجما . ويرمز لها بالرمز الإغريقي σ . |
|-------------------------|--|
| كيف تتكون | تتكون رابطة سيجما عندما ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مستويات تكافؤهما (رأسا مقابل رأس). أي تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل : 1- يتداخل رأسا مقابل رأس المجال مع المجال 2- يتداخل رأسا مقابل رأس المجال مع المجال 3- يتداخل رأسا مقابل رأس المجال مع المجال |
| أمثلة | 1- الرابطة بين H و H في جزيء الهيدروجين H_2 2- الرابطة بين F و F في جزيء الفلور F_2 3- الرابطة بين H و F في جزيء فلوريد الهيدروجين HF 4- الرابطة بين O و H في جزيء الماء H_2O 5- الرابطة بين H و N في جزيء النشادر NH_3 6- الرابطة بين C و H في جزيء الميثان CH_4 |
| هوية الربط | يقع مستوى الربط في المنطقة التي يكون احتمال وجود إلكترونات الرابطة فيها ما يكون. |
| رابطة سيجما في الجزيئات | الميثان CH_4 الأمونيا NH_3 الماء H_2O |

| | | |
|--------------|-----------------------|---------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية | الصف 2ث |
| | الرابعة التساهمية 4.1 | كيمياء |

| | | |
|-------------------|----------------------------|-------------------------|
| تقويم ختامي للدرس | الروابط التساهمية المتعددة | Multiple Covalent Bonds |
|-------------------|----------------------------|-------------------------|

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

| | | |
|------------------|---|-------------------------------|
| الزمن : 10 دقائق | 4 | أجب عن جميع الأسئلة التالية : |
|------------------|---|-------------------------------|

الروابط التساهمية المنعددة :

| | | |
|----------------------------|--------------|---|
| الروابط التساهمية المتعددة | تعريفها | هي روابط تساهمية تنتج عن المشاركة من من |
| | مثال | الروابط التساهمية المتعددة الروابط التساهمية و |
| | ملاحظة | تتكون الروابط التساهمية المتعددة عادة بين ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت مع |
| | متى تتلوه | عندما يكون عدد إلكترونات التكافؤ التي تحتاج إليها ذرة العنصر للوصول إلى الحالة الثمانية يكون مساويا لعدد الروابط التساهمية الممكنة. |
| | طريقة تلونها | تتكون الروابط التساهمية الثنائية عندما ذرتان من الإلكترونات 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 إلكترونين غير رابطيين (حرين) ويوجد بين الذرتين زوجين إلكترونين رابطيين .

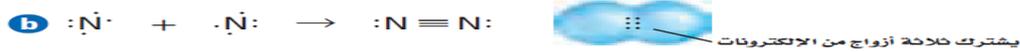
- أيضا لاحظ أن عدد إلكترونات التكافؤ حول كل ذرة ثمانية إلكترونات وهذا يعني أن الأكسجين وصل إلى حالة الاستقرار باتحاده مع ذرة أكسجين أخرى.



| | | |
|------------------|--------------|--|
| الروابط الثلاثية | طريقة تلونها | تتكون الروابط التساهمية الثلاثية عندما ذرتان في أزواج من الإلكترونات فيما بينها. |
| | مثال | يوجد النيتروجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات يعرف بجزيء النيتروجين N_2 . |

- كل ذرة نيتروجين لها إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى ثلاثة إلكترونات لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل. لذا تتكون الرابطة التساهمية عندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بثلاثة إلكترونات ليصل المجموع إلى ثلاثة أزواج من الإلكترونات المشتركة بين الذرتين. لاحظ أن كل ذرة تحتوي على زوج إلكترونين 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 النيتروجين وصل إلى حالة الاستقرار باتحاده مع ذرة نيتروجين أخرى.



تطبيقات :

س 1- قارن بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية ؟

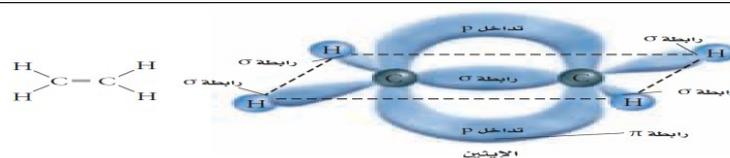
.....

.....

.....

الرابطة باي π :

| | | |
|-------------|---------------|--|
| الرابطة باي | كيف تتلوه | تتكون هذه الرابطة عندما مستويات الفرعية المتوازية وتشارك في الإلكترونات . |
| | سميها | يرمز للرابطة باي بالرمز الإغريقي π . |
| | أنواع الروابط | تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما و رابطة باي على الأقل. |
| | موقعها | فمثلا : 1- الرابطة التساهمية الثنائية تتكون من سيجما σ و باي π . 2- الرابطة التساهمية الثلاثية تتكون من سيجما σ و باي π . |
| | مثال | تشغل أزواج الإلكترونات المشاركة لرابطة باي المكان أو الفراغ أعلى وأسفل الخط الذي يمثل اتحاد الذرتين. يوضح روابط سيجما σ وروابط باي π في جزيء الايثيلين (الايثين) C_2H_4 . |



الشكل 4-8 لاحظ كيف تتكون الرابطة التساهمية المتعددة بين ذرتي الكربون في الايثين C_2H_4 من رابطة سيجما و رابطة باي. تقترب ذرتان من الكربون أحدهما من الأخرى لدرجة تسمح بالتداخل بين مجالات p . وينتج عن ذلك الشكل الدائري رابطة باي π . وينتج عن ذلك سحابة إلكترونية.

س 1- قارن بين الروابط سيجما و الروابط باي ؟

تطبيقات :

.....

.....

.....

3. تصف كيفية تكون الرابطة التساهمية الثنائية والثلاثية.

4. تقارن بين روابط سيجما وروابط باي.

| | | |
|-----------------|---|------------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية تسمية الجزيئات 4.2 | الصف 2ث |
| | | المادة كيمياء |

Naming binary Molecules Compounds **تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات**  تقويم ختامه للدرس

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : 10 دقائق 6

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات:

| تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات | طريقة | <p>- هناك العديد من الأسماء الشائعة للمركبات الجزيئية . إضافة إلى أسمائها العلمية تبين تركيبها الكيميائي . - لاحظ أن المركبات الجزيئية الثنائية الذرات تتكون من فقط . يجب مراعاة كتابة التسمية من اليمين إلى اليسار عربيا و ظهور الاسم الثاني الذي يقع يمين الصيغة الجزيئية أولا .</p> | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|--|---------------------------------|--|------------|--|---------|------------|---------|------------|-------------|---|--------------|---|--------------|---|--------------|---|--------------|---|-------------|---|--------------|---|--------------|---|--------------|---|--------------|----|
| | | <table border="1"> <thead> <tr> <th colspan="2">بادئات أسماء المركبات التساهمية</th> <th colspan="2">الجدول 3-4</th> </tr> <tr> <th>البادئة</th> <th>عدد الذرات</th> <th>البادئة</th> <th>عدد الذرات</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>أول (أحادي)</td> <td>1</td> <td>سادس (سداسي)</td> <td>6</td> </tr> <tr> <td>ثاني (ثنائي)</td> <td>2</td> <td>سابع (سباعي)</td> <td>7</td> </tr> <tr> <td>ثالث (ثلاثي)</td> <td>3</td> <td>ثامن (ثامن)</td> <td>8</td> </tr> <tr> <td>رابع (رباعي)</td> <td>4</td> <td>تاسع (تساعي)</td> <td>9</td> </tr> <tr> <td>خامس (خماسي)</td> <td>5</td> <td>عاشر (عشاري)</td> <td>10</td> </tr> </tbody> </table> | بادئات أسماء المركبات التساهمية | | الجدول 3-4 | | البادئة | عدد الذرات | البادئة | عدد الذرات | أول (أحادي) | 1 | سادس (سداسي) | 6 | ثاني (ثنائي) | 2 | سابع (سباعي) | 7 | ثالث (ثلاثي) | 3 | ثامن (ثامن) | 8 | رابع (رباعي) | 4 | تاسع (تساعي) | 9 | خامس (خماسي) | 5 | عاشر (عشاري) | 10 |
| بادئات أسماء المركبات التساهمية | | الجدول 3-4 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| البادئة | عدد الذرات | البادئة | عدد الذرات | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| أول (أحادي) | 1 | سادس (سداسي) | 6 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| ثاني (ثنائي) | 2 | سابع (سباعي) | 7 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| ثالث (ثلاثي) | 3 | ثامن (ثامن) | 8 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| رابع (رباعي) | 4 | تاسع (تساعي) | 9 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| خامس (خماسي) | 5 | عاشر (عشاري) | 10 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| مثال | ما اسم المركب N_2O الذي يستخدم في التخدير واسمه الأكثر شيوعا الغاز المضحك ؟ | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| الحل | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| مثال 4.2 | ما اسم المركب P_2O_5 الذي يستخدم مادة مجففة تمتص الماء ؟ | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

الأهداف: 1. ترجم الصيغ الجزيئية إلى أسماء للمركبات الجزيئية الثنائية الذرات.

مسائل تدريجية ص 127 - سم كلا من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية :

14- CO_2

15- SO_2

16- NF_3

17- CCl_4

18- ما الصيغة الجزيئية لمركب ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ ؟

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: س1- 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 | الصف 2ث |
| | تسمية الجزيئات 2. 4 | المادة كيمياء |

| | | |
|--------------|---------------|-------------------|
| Naming Acids | تسمية الأحماض | تقويم ختامي للدرس |
|--------------|---------------|-------------------|

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

| | | |
|------------------|---|-------------------------------|
| الزمن : 10 دقائق | 7 | أجب عن جميع الأسئلة التالية : |
|------------------|---|-------------------------------|

تسمية الأحماض:

| | | |
|-------|--------|--|
| الحمض | تعرفه | هو المركب الكيميائي الذي ينتج أيونات (H^+) في المحلول. |
| | أنواعه | هناك نوعان من الحموض هما : 1- الأحماض 2- الأحماض |
| | عمل | مركب HCl يعتبر حمض ؟ لأنه ينتج أيونات (H^+) في المحلول . |

تسمية الأحماض الثنائية:

| | | |
|---------------|--------|--|
| الحمض الثنائي | تعرفه | هو الحمض الذي يحتوي على عنصر و آخر فقط. (يجب مراعاة كتابة التسمية من اليسار إلى اليمين من خلال الصيغة للحمض الثنائي) . 1- تكون الكلمة الأولى في التسمية دائما (حمض) 2- تكون الكلمة الثانية (هيدرو) لتسمية الجزء الهيدروجيني. 3- يكتب بعد ذلك جذر اسم العنصر مضافا إليه المقطع (يك) . [حمض + الهيدرو + جذر العنصر + يك = اسم الحمض الثنائي] |
| | مثال | 1- سمي الحمض الثنائي HCl ؟ 2- 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 | 1- HCN يعرف باسم ز |

تسمية الأحماض الأكسجينية:

| | | | | |
|-----------------|--------------------------------|--|------|--------------|
| الحمض الأكسجيني | تعرفه | الحمض الذي يتألف من وأيون | | |
| | الأيون الأكسجيني | الأيون الأكسجيني عبارة عن أيون الذرات يحتوي على ذرة أو أكثر من ذرات مثل NO_3^- أيون النترات | | |
| | طريقة تسمية الأحماض الأكسجينية | (يجب مراعاة كتابة التسمية من اليسار إلى اليمين عربيا) . 1- تكون الكلمة الأولى في التسمية دائما (حمض) . 2- في الكلمة الثانية يكتب مصدر الأيون الأكسجيني ومعه مقطع (بير) أو (هيبو) إن وجدت. 3- إذا انتهى الأنيون الأكسجيني بالمقطع (أت) يستبدل بـ (يك) . 4- إذا انتهى الأنيون الأكسجيني بالمقطع (يت) يستبدل بـ (وز) . [حمض + مصدر الأيون الأكسجيني + (يك أو وز) حسب نهايته بـ أت أو يت من المصدر = اسم الحمض الأكسجيني] | | |
| | مثال | HNO ₃ يعرف باسم | | |
| | الجدول 4.4 | تسمية الأحماض الأكسجينية | | |
| | الجدول 4.4 | يوضح تسمية الأحماض الأكسجينية لبعض المركبات | | |
| | المركب | الأنيون الأكسجيني | | |
| | المركب | المقطع | | |
| | اسم الحمض | 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 تدريجية ط 129 | س1- سم كلا من الأحماض الآتية مفترضا أن جميعها تذوب في الماء. | | |
| صيغة الحمض | الاسم العلمي | صيغة الحمض | الاسم العلمي |
| HI | | H ₂ SO ₄ | |
| HClO ₃ | | H ₂ S | |
| HClO ₂ | | حمض البيريوديك | |

| | | |
|--------------|--------------------|---------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية | الصف 2ث |
| | تسمية الجزيئات 4.2 | كيمياء |

كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات Writing Chemical Formulas from Nam

تقويم ختامي للدرس

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

أجب عن جميع الأسئلة التالية :

الزمن : 10 دقائق

8

كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات:

ملاحظة

- 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 الأوكسجينية يجب عليك معرفة الأسماء الشائعة للأيون الأوكسجيني أولا.

مسائل ندرية ط 129 -

- س1- اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية :
- 25- كلوريد الفضة .

26- أكسيد ثنائي الهيدروجين .

27- ثلاثي فلوريد الكلور.

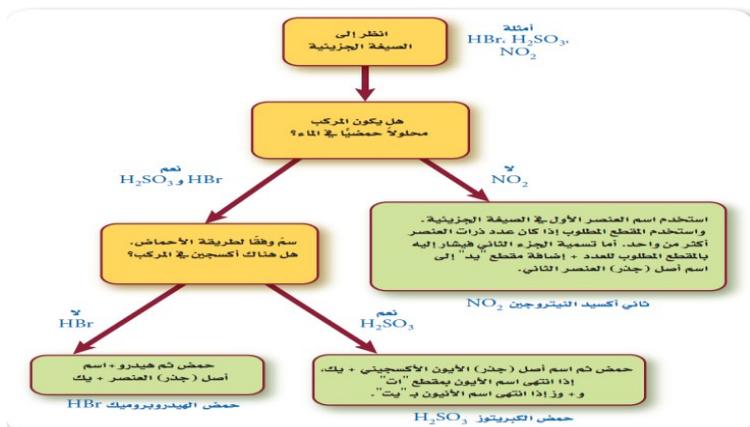
28- ثلاثي أكسيد ثنائي الفسفور.

29- عشاري فلوريد ثنائي الكبريت.

30- ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك ؟

35- اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات الآتية :

| | |
|--|------------------------------|
| a. حمض الأيوديك | b. ثلاثي أكسيد ثنائي الكبريت |
| c. أكسيد ثنائي النيتروجين | d. حمض الهيدروفلوريك |
| 36- اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية : | |
| a. ثلاثي أكسيد ثنائي النيتروجين | b. أكسيد النيتروجين |
| c. حمض الهيدروكلوريك | d. حمض الكلوريك |
| e. حمض الكبريتيك | f. حمض الكبريتوز |



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

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

| | | |
|--------------|-----------------------|---------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية | الصف 2ث |
| | التراكيب الجزيئية 4.3 | المادة كيمياء |

| | | |
|-------------------|----------------|---------------------|
| تقويم ختامي للدرس | الصيغ البنائية | Structural Formulas |
|-------------------|----------------|---------------------|

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

| | | |
|------------------|-------------------------------|---|
| الزمن : 10 دقائق | أجب عن جميع الأسئلة التالية : | 9 |
|------------------|-------------------------------|---|

| الصيغ البنائية: | | |
|-----------------|------------------------------|---|
| الصيغ البنائية | ما الذي يبينه الصيغ الجزيئية | تبيين الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية أنواع ذرات العناصر وأعدادها في الجزيء فقط |
| | استعمال النماذج | لمعرفة التراكيب الجزيئية للمركبات التساهمية تستعمل النماذج في تمثيل الجزيء. |
| | تعريفها | هي النموذج الذي يستعمل الرموز و..... لتوضيح المواقع النسبية..... |
| | تركيب لويس و الصيغ البنائية | يمكن توقع الصيغة البنائية من خلال رسم تركيب لويس . |
| | استخدام النماذج | يمكن استخدام نموذج والعصا لتمثيل الصيغة..... |

خطوات رسم تركيب لويس :

- حدد الذرة المركزية في الجزيء والتي تكون أقل الذرات جذباً 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 .
- 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 الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة = عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات / 2
- ضع زوج رابط بين كل ذرة وأخرى حسب عدد الذرات الجانبية.
- وزع ما تبقى من الأزواج الإلكترونية على الذرات الجانبية (ما عدا ذرة الهيدروجين) لتحقيق القاعدة الثمانية وإذا وجدت زيادة من الإلكترونات توضع على الذرة المركزية لتحقيق حالة الثمانية.
- 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 والنيتروجين والأكسجين والكبريت عادة تكون روابط ثنائية وثلاثية.

تطبيقات: مثال 3-4 تركيب لويس لمركب تساهمي له روابط أحادية . ارسم تركيب لويس للأمونيا NH₃

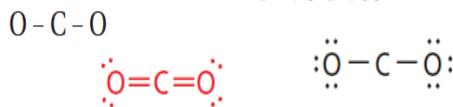
- عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات = (H) 3X1 + (N) 1X5 = 8 إلكترونات تكافؤ .
- عدد الأزواج الإلكترونية الرابطة وغير الرابطة = 2/8 = 4 أزواج إلكترونية .
- ضع زوجا من الإلكترونات بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين جانبية لتكوين رابطة أحادية ه عددها هنا ثلاثة أزواج رابطة .
- ضع الزوج الغير المرتبط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



مسائل تدريبية: 37- ارسم تركيب لويس لجزئ BH₃ .

مثال 4-4 تركيب لويس لمركب تساهمي له روابط متعددة CO₂ . ارسم تركيب لويس لجزئ

- عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات = (O) 2X6 + (C) 1X4 = 16 إلكترونات 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 رابطتين .
- 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 C₂H₄ .

40- ارسم تركيب لويس لجزئ ثاني كبريتيد الكربون CS₂ .

| | | |
|-----------------|--|------------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية التراكيب الجزيئية 4.3 | الصف 2ث |
| | | المادة كيمياء |

تقويم ختامي للدرس  تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

الزمن : 10 دقائق 10 **أجب عن جميع الأسئلة التالية :**

تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات:

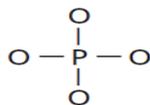
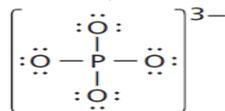
| ملاحظة | تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات |
|--|-------------------------------------|
| الأيون المتعدد الذرات يعامل كأنه أيون واحد إلا أن الذرات فيه تكون مرتبطة بروابط تساهمية . | |
| خطوات رسم تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات | |
| 1- خطوات رسم تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات مشابهة لخطوات رسم المركبات التساهمية. | |
| 2- ويتلخص الفرق الرئيسي في إيجاد العدد الكلي للإلكترونات المتوافرة للترابط . | |
| 3- وذلك بالمقارنة مع عدد إلكترونات التكافؤ الموجودة في الذرات التي تكون الأيون : أ - إذا كان الأيون مشحوناً بشحنة سالبة يكون هناك عدد أكبر من الإلكترونات. ب - إذا كان الأيون مشحوناً بشحنة موجبة يكون هناك عدد أقل من الإلكترونات. | |
| 4- ولإيجاد العدد الكلي لإلكترونات الترابط نجد إولا : العدد المتوافر لدى الذرات في الأيون . | |
| ثانياً : نطرح شحنة الأيون إن كان موجبا ونجمع شحنته إن كان سالبا. | |
| عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات (العدد الإجمالي) = عدد إلكترونات التكافؤ للذرة الأولى × عدد الذرات + عدد إلكترونات 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 | |

نظيقات مثال 4-5

تركيب لويس للأيون المتعدد الذرات

س1- ارسم تركيب لويس الصحيح لأيون الفوسفات PO_4^{3-} المتعدد الذرات.

- عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات في الأيون = $(P) 1 \times 5 + (O) 4 \times 6 = 29$ إلكترونات 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 جا



41- ارسم تركيب لويس لأيون NH_4^+ .

مسائل تدريبية:

42- ارسم تركيب لويس لأيون ClO_4^- .

| | | |
|--------------|------------------------|---------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية | الصف 2ث |
| | التراكيب الجزيئية 3. 4 | المادة كيمياء |

| | | |
|----------------------|--------------|-------------------|
| Resonance Structures | أشكال الرنين | تقويم ختامي للدرس |
|----------------------|--------------|-------------------|

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

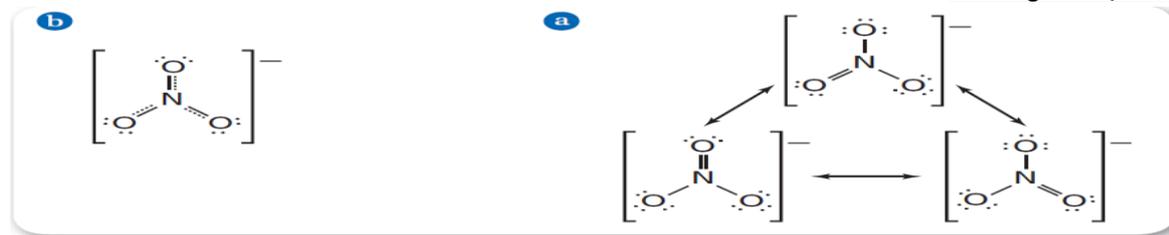
| | |
|------------------|-------------------------------|
| الزمن : 10 دقائق | أجب عن جميع الأسئلة التالية : |
|------------------|-------------------------------|

أشكال الرنين:

| | |
|--------------------|--|
| الرنين | هو حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال أكثر من تركيب لشكل أو الجزئ. |
| أشكال الرنين | هي تركيب لويس الصحيح الذي يمثل الجزئ نفسه أو الأيون. |
| اختلافها | تختلف أشكال الرنين في مكان وجود أزواج الإلكترونات لا في مكان وجود الذرة. |
| امكانه الأنواع | لذا تختلف أماكن الأزواج غير المرتبطة وأزواج الروابط في الأشكال. ولجزيء O_3 ولجزيء NO_2 والأيونات NO_3^- ، NO_2^- ، SO_3^{2-} ، CO_3^{2-} أشكال رنين. |
| الرنين الخاص | كل جزئ أو أيون له رنين خاص به يظهر كأن له بناء واحد فقط. |
| القياسات العلمية | أظهرت القياسات العملية أن أطوال الروابط لهذا الجزئ المحسوبة في المختبر متماثلة. |
| مقارنة بين الروابط | وتكون الروابط أقصر من الروابط الأحادية ولكنها أطول من الروابط الثنائية . |
| ملاحظة | وجد أن الطول الحقيقي للرابطة هو الحسابي لأطوال في أشكال الرنين. |

2. تحدد الجزيئات التي تحدث فيها ظاهرة الرنين.

نظيقات: الشكل 4-14 يبين أن لأيون النترات ثلاثة أشكال متكافئة يمكن استعمالها لتمثيل هذا الأيون.



مسائل تدريبية: س1- عرف مفهوم الرنين. .

س2- ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية .

43- NO_2^-

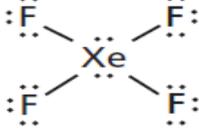
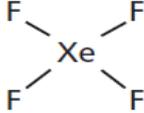
44- SO_2

45- O_3

46- ارسم أشكال رنين لويس للأيون SO_3^{2-} .

| الفصل الرابع | الروابط التساهمية التركييب الجزيئية 3.4 | الصف 2ث |
|---|---|--|
| تقويم ختامي للدرس | استثناءات القاعدة الثمانية | Exceptions to The Octet Rule |
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
| الزمن : 10 دقائق | | |
| أجب عن جميع الأسئلة التالية : | | |
| 12 | | |
| استثناءات القاعدة الثمانية . | | |
| ملاحظة | | |
| - عادة ما تحصل الذرات على ثمانية إلكترونات عندما تتحد بذرات أخرى لتحقيق حالة الاستقرار. - ولكن بعض الأيونات والجزيئات لا تتبع القاعدة الثمانية . | | |
| 1- عندما يكون مجموع إلكترونات التكافؤ عدد فردي. | | |
| توضيح | - يمكن أن يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات أعداد فردية لإلكترونات التكافؤ. - لا تستطيع إلكترونات التكافؤ أن تكون ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. | |
| أسباب أن بعض الجزيئات | مثال | جزيء 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. |
| | أمثلة أخرى | NO ، ClO_2 |
| 2- عندما يكون مجموع إلكترونات التكافؤ أقل من ثمانية. | | |
| توضيح | بعض المركبات تصل إلى التركيب المستقر (حالة الاستقرار) بأقل من ثمانية إلكترونات حول الذرة. وهذه المجموعة نادرة الوجود | |
| أسباب أن بعض الجزيئات لا تتبع القاعدة الثمانية | مثال | جزيء 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 بهما أخرى أو آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكونا ترتيبا إلكترونيا بأقل طاقة |
| | ملاحظة | 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 النتروجين إلكترونين يتم مشاركتها بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تعاونية. فسر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في هذا الجزيء قاعدة الثمانية؟ |
| | 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. |
| | 3- عندما يكون مجموع إلكترونات التكافؤ أكثر من ثمانية . | |
| توضيح | - 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 الجزيء. | |
| مثال | جزيء 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. | |

3. تجد ثلاث حالات لجزيئات تشد عن القاعدة الثمانية وتسمى هذه الجزيئات.

| | |
|--|---|
| <p>جزئ SF_6. - يبين كيف تصل ذرة الكبريت إلى حالة الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات. - الذي يحتوي على ست روابط تشارك في 12 إلكترونًا في مجال S وثلاثة مجالات P واثنين من مجالات d. تراكيب لويس : استثناءات قاعدة الثمانية</p> | <p>مثال 2</p> |
| <p>س1- ارسم تركيب لويس الصحيح للجزئ XeF_4. - العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ في الجزئ = $(Xe) 1 \times 8 + (F) 4 \times 7 = 36$ إلكترون تكافؤ . - عدد الأزواج الرابطة وغير الرابطة = $2/36 = 18$ زوجا . - استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F مع ذرة Xe المركزية . - يبقى عدد الأزواج الغير رابطة $18 - 4 = 14$ زوجا غير رابطة . - أضف كل ثلاثة أزواج إلى كل ذرة فلور لتحقيق حالة الاستقرار وبذلك يصبح العدد المستخدم 12 زوجا . - ضع الزوجين المتبقين على الذرة المركزية Xe .</p> | <p>مثال 4.6</p> |
|  |  |
| <p>س1- اذكر الأسباب التي أدت إلى كون بعض الجزيئات أو الأيونات لا تتبع القاعدة الثمانية.</p> | <p>مسائل تدريبية</p> |
| <p>س2- عرف الرابطة التساهمية التناسقية.</p> | <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> |
| <p>س3- ارسم تراكيب لويس الممتدة للجزيئات الآتية :</p> | <p>47- ClF_3</p> <p>48- SO_3</p> <p>49- ارسم تراكيب لويس للجزئ الناتج عن ارتباط 6 ذرات فلور مع ذرة كبريت بروابط تساهمية .</p> <p>55- ارسم تراكيب لويس لكل من AsF_6^- ، HCO_3^- ، SiF_4 ، CN^- .</p> |

| | | |
|--------------|--------------------|---------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية | الصف 2ث |
| | أشكال الجزيئات 4.4 | المادة كيمياء |

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

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

| | | |
|-------------------------------|------------------|----|
| أجب عن جميع الأسئلة التالية : | الزمن : 10 دقائق | 14 |
|-------------------------------|------------------|----|

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ [VSEPR].

| | |
|--------------------------|---|
| ما الذي يحدد شكل الجزيء، | يحدد شكل الجزيء الكثير من خواصه والكيميائية. وتحدد الكثافة الإلكترونية الناتجة عن تداخل الإلكترونات مع شكل الجزيء. يمكن معرفة شكل الجزيء عندما نرسم تراكيب لويس له. |
| نموذج (VSEPR) | يسمى النموذج المستخدم في تحديد الجزيء نموذج (VSEPR) (التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ). |
| علم ماذا يعتمد النموذج | يعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن التنافر بين الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول المركزية إلى أقصى درجة ممكنة. |

زاوية الرابطة.

| | | |
|---------------|------------------|---|
| زاوية الرابطة | تعريفها | هي الزاوية بين جانبيتين والذرة |
| | قيم الزاوية | تكون قيم زوايا الروابط التي يمكن توقعها بـ VSEPR مدعومة بأدلة تجريبية. |
| | علم | تؤثر أزواج الإلكترونات غير المرتبطة أيضا في تحديد شكل الجزيء ؟ لأنها تحتل هذه الإلكترونات مستويات 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 | الأشكال الهندسية تلعب دورا هاما في معرفة الخواص الكيميائية والفيزيائية للجزيئات أو الأيونات. |

التهجين.

| | | |
|---------|------------------------|--|
| التهجين | تعريفه | هي الطريقة التي يتم فيها بين الفرعية لتكون مستويات مهجنة |
| | المستوى المهجن | يكون عدد المستويات التي تختلط معا وتكون المستوى المهجن مساويا لمجموع أعداد أزواج الإلكترونات. |
| | عدد المستويات قبل وبعد | عدد المستويات قبل التهجين يساوي عدد المستويات بعد التهجين. |
| | المستويات بعد التهجين | المستويات بعد التهجين متساوية في الشكل والطاقة . |
| | الأزواج غير الرابطة | تحتل الأزواج غير الرابطة مستويات مهجنة أيضا. |
| | للتكبير | تذكر أن الرابطة التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة وربطة باي أو أكثر . |
| | التهجين ونوع الروابط | تحتل إلكترونات رابطة سيجما فقط مستويات مهجنة مثل SP و SP ² أما بقية مستويات p غير مهجنة فتكون روابط باي . |
| | الروابط التساهمية | الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية تحتوي على مستوى مهجن واحد. أي من النوع نفسه. |
| | مثال 1 | كيفية التهجين في ذرة الكربون في CH ₄ . |

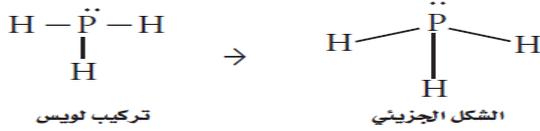
- من التوزيع لاحظ أن ذرة الكربون يمكن أن تكون رابطتين (علل) وذلك لوجود إلكترونين منفردين.
- لذلك ينتقل إلكترون من 2S إلى المستوى الفارغ في P .
- يحدث تهجين بين مستوى من S وثلاث مستويات من P لينتج أربع مستويات مهجنة SP³ متساوية في الشكل والطاقة.



| | |
|--------|--|
| مثال 2 | لـ AlCl ₃ ثلاثة أزواج من الإلكترونات وتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزيء 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 . |
|--------|--|

الأهداف: 1. تلخص مفهوم نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR . 2. تتوقع الشكل وزاوية الرابطة في الجزيء. 2. تعرف التهجين.

س1- ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفسفور PH_3 ؟ حدد مقدار زاوية الرابطة والمجالات المهجنة فيه.
 - العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ في الجزيء = $1 \times 5 + (3 \times 1) = 8$ إلكترونات تكافؤ .
 - عدد الأزواج الرابطة وغير الرابطة = $2/8 = 4$ أزواج .



- استخدم أزواج الربط الثلاثة لربط ثلاث ذرات H مع ذرة P المركزية.
 - يبقى عدد الأزواج الغير رابطة 4 - 1 = 1 زوجا غير رابطا .
 - أضف الزوج المتبقي على ذرة الفسفور المركزية.
 - الشكل للجزيء مثلث هرمي .
 - ومقدار زاوية الرباط 107 .
 - ونوع التهجين SP^3 في المجالات المهجنة.

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

الأشكال الفراغية للجزيئات

الجدول 4-6

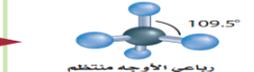
يحتوي جزيء BeCl_2 على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية، لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطياً



تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب AlCl_3 على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوي وزوايا 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° .



جزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. بأخذ الزوج غير المرتبط حيزاً أكبر من الرابطة التساهمية، وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج المترابطة مقارنة بالأزواج المترابطة بعضها ببعض، لذا يكون الشكل الناتج حرمياً ثلاثياً مع زاوية رابطة 107.3° .



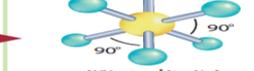
للباء رابطتان تساهميتان وزوجان غير مرتبطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير المرتبطة زاوية مقدارها 104.5° والنتيجة شكل منحني.



جزيء NbBr_5 خمسة أزواج من الإلكترونات المترابطة، لذا يقلل الشكل التنافسي الحزم 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 لتكون شكلاً ثنائياً الأوجه منتظماً.



- ما شكل الجزيء ومقدار زاوية الرابطة والمستويات المهجنة في كل مما يأتي :

مسائل تدريبية

-56 BF_3 -57 OCl_2 -58 BeF_2 -59 CF_4 -60 ما شكل أيون NH_4^+ وقيمة زاوية الرابطة ونوع التهجين ؟

| | | |
|-----------------|--|------------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية الكهروسالبية والقطبية 4.5 | الصف 2ث |
| | | المادة كيمياء |

| | | |
|-------------------|--|-------------------|
| تقويم ختامي للدرس | الميل الإلكتروني و الكهروسالبية و خواص الروابط | Electron Affinity |
|-------------------|--|-------------------|

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : 10 دقائق 16

| | | |
|--------------------|-----------------|--|
| الميل الإلكتروني : | | |
| الميل الإلكتروني | نوع الروابط | يعتمد نوع الرابطة الكيميائية التي تتكون في أثناء التفاعل الكيميائي على قدرة جذب الذرات للإلكترونات. |
| | تعريف | هو..... لقابلية الذرة على..... الإلكترون. |
| | الذرة في الخواص | عبر الدورات : من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري..... الميل الإلكتروني. عبر المجموعات : من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري..... الميل الإلكتروني. |

| | | |
|---------------|-------------------|--|
| الكهروسالبية. | | |
| الكهروسالبية | تعريفها | هو مدى..... ذرات العنصر على..... الإلكترونات في..... الكيميائية. |
| | أكبر قيمة وأصغرها | لا حظ أن أكبر قيمة كهروسالبية لعنصر الفلور (3.98) في حين أن أصغر قيمة كهروسالبية لعنصر الفرانسيوم (0.7). |
| | الغازات | الغازات ذات الحجم الأكبر مثل..... (Xe) تتحد مع الذرات التي لها قيم كهروسالبية..... مثل الفلور. |
| | حلال | لا توجد قيم الكهروسالبية للهليوم والنيون و الأرجون ؟ لأنها لا تتفاعل في الغالب. |

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

نطبقات :

1- عرف الميل الإلكتروني.

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

3- عرف الرابطة التساهمية الغير قطبية.

4- عرف الرابطة التساهمية القطبية.

الأهداف: 1. تصف كيف تستخدم الكهروسالبية لتحديد نوع الرابطة. 2. تقارن بين الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية والجزئيات القطبية وغير القطبية.

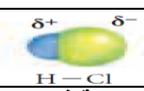
| | | |
|--------------|---|--------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية الكهروسالبية والقطبية 4.5 | الصف 2 |
| الرابح | المادة | كيمياء |

| | | |
|-------------------|---------------------------|----------------------|
| تقويم ختامي للدرس | الروابط التساهمية القطبية | Polar Covalent Bonds |
|-------------------|---------------------------|----------------------|

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

| | |
|------------------|-------------------------------|
| الزمن : 10 دقائق | أجب عن جميع الأسئلة التالية : |
|------------------|-------------------------------|

الروابط التساهمية القطبية:

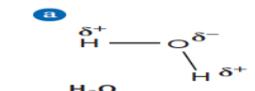
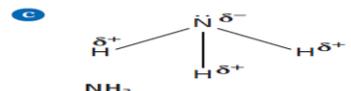
| | | | | |
|---------------------------|--|---------------------------------|---------------------------------|--------------------------|
| الروابط التساهمية القطبية | تكون نتيجة عدم | الذرات | الرابطة | بالقوة نفسها. |
| مثال |  | الكهروسالبية الكهروسالبية الفرق | Cl = 3.16 H = 2.20 = 0.96 | |
| النتيجة | ونتيجة ذلك | الزوج الإلكتروني لجهة الذرة | في الكهروسالبية حيث يمضي وقتا | حول هذه الذرة. |
| نوع الشحنة | وبذلك تتكون شحنة جزئية | (δ^-) على الذرة | كهروسالبية وتتكون شحنة جزئية | (δ^+) على الذرة |
| بماذا تعرف الرابطة | تعرف الرابطة القطبية الناتجة | القطب (ذات القطبين) | | |

القطبية الجزيئية:

| | | | |
|------------------|----------------------------|--|--------------------|
| القطبية الجزيئية | ملاحظة | تكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية إما | أو غير قطبية . |
| | علي ماذا يعتمد نوع الرابطة | يعتمد نوع الرابطة ما إذا كانت قطبية أو غير قطبية على : -1 الرابطة التساهمية. -2 الرابطة التساهمية. | |
| | من خواصها المميزة | من الخواص المميزة للجزيئات القطبية أنها تنجذب للمجال | وتتنظم داخله . |
| | علل | الجزيئات القطبية تنجذب للمجال الكهربائي ؟ يعود سبب ذلك أن الجزيئات القطبية ثنائية الأقطاب لها شحنات جزئية عند أطرافها لذا تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية عند الطرفين. | |
| | الجزيئات غير القطبية | أما الجزيئات الغير القطبية فإنها لا | للمجال الكهربائي . |

القطبية وشكل الجزيء .

| | | |
|--------------------------------|---|---|
| القطبية | كيف يمكن التعرف على قطبية الجزيء | يمكن التعرف على قطبية الجزيء من خلال شكل الجزيء كما يلي : |
| وشكل الجزيء | 1- جزيء الماء H_2O قطبي (علل) - لأن روابطه القطبية غير متماثلة (توزيع الشحنة غير متساو) وله شكل حسب نموذج VSEPR بسبب وجود رابطين وزوجين غير رابطين. 2- جزيء 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. 3- جزيء الأمونيا NH_3 قطبي (علل). - لأن الفرق في الكهروسالبية بين الهيدروجين والنتروجين يساوي 0.84 مما يجعل روابط N-H تساهمية قطبية وهذه الروابط غير متماثلة (توزيع الشحنة غير متساو) وله شكل مثلثي حسب نموذج VSEPR بسبب وجود أزواج الإلكترونات غير التي توجد على ذرة النتروجين. | |
| قابلية ذوبان الجزيئات القطبية. | يحدد نوع الرابطة وشكل الجزيء مدى قابليته للذوبان . وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في المواد | |



| | | | |
|-----------------|--|----------------|--------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية الكهرسالية والقطبية 4.5 | الصف المادة | ث2 كيمياء |
|-----------------|--|----------------|--------------|

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

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

| | | |
|-------------------------------|------------------|----|
| أجب عن جميع الأسئلة التالية : | الزمن : 10 دقائق | 18 |
|-------------------------------|------------------|----|

خواص المركبات التساهمية:

القوى بين الجزيئية:

| | |
|--------------------------|---|
| ملاحظة | ملح الطعام مادة أيونية صلبة والسكر مادة تساهمية صلبة لهما المظهر نفسه ولكنهما يختلفان في خواصهما عند التسخين. |
| القوى بين الجزيئية | سبب الاختلاف في الخواص تعود الاختلافات في الخواص نتيجة الاختلاف في قوى مقارنة بين الروابط التساهمية في الجزيئات وبين الجزيئات |
| أنواع القوى بين الجزيئية | 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 الجزيء أو بين الأيونات في المركب الأيوني. |
| القوى والخواص | 1- قوى التشتت وتتكون بين القوى الضعيفة في الجزيئات 2- قوى ثنائية القطب وتتكون بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات 3- قوى الرابطة الهيدروجينية وهي أقواها . وتتكون بين ذرة تقع في نهاية أحد الأقطاب وذرة نتروجين أو أكسجين أو فلور على القطب الآخر. تعتمد خواص المركبات التساهمية على القوى التي تربط الجزيئات مع بعضها البعض ومن تلك الخواص . 1- درجات انصهارها و غليانها مقارنة بالمواد الأيونية (علل) ؟ الروابط بين الجزيئات. 2- الكثير من المركبات التساهمية (المواد الجزيئية) توجد : أ - في حالة في درجة حرارة الغرفة مثل الأكسجين وثاني أكسيد الكربون و كبريتيد الهيدروجين. ب - في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة مثل البرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى. (علل) 3- تترتب الجزيئات التساهمية في الحالة الصلبة لتكون شبكة تشبه الشبكة الأيونية الصلبة. إلا أن قوى الجذب بين جسيماتها أضعف. |
| بناء الشبكة | يتأثر بناء الشبكة بما يلي : أ - الجزيء ب - ونوع بين الجزيئية . ويمكن تحديد معظم المعلومات عن الجزيئات من خلال دراسة المواد الصلبة الجزيئية. |

المواد الصلبة التساهمية الشبكية .

| | | |
|---------------------------------|---------------|---|
| المواد الصلبة التساهمية الشبكية | أمثلة | من الأمثلة على المواد الصلبة التساهمية الشبكية : 1- 2- |
| المواد الصلبة التساهمية الشبكية | ماهي مميزاتها | تمتاز المواد الصلبة التساهمية الشبكية مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية بأنها : 1- هشّة . 2- غير موصلة والكهرباء 3- شديدة مقارنة بالمواد الجزيئية. |
| | علل | الألماس درجة انصهاره عالية ؟ لأنه شديد الترابط حيث أن كل ذرة كربون ترتبط بأربع ذرات كربون لتكون شكلا رباعي الأوجه منتظم. |

نطبقات :

1- عدد ثلاثا من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة.

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

2- عم الخواص العامة الرئيسية للمواد الصلبة التساهمية الشبكية.

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

3- تعمم خواص المركبات ذات الروابط التساهمية.

الواجب المنزلي

| | | | |
|--------|--------|---|-----------------|
| 2ث | الصف | الروابط التساهمية تسمية الجزيئات 2. 4 1437/2/هـ | الفصل الرابع |
| كيمياء | المادة | | |

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات.

✍️ الواجب المنزلي للدرس

| | | | |
|----|--------|-------|------------|
| | الدرجة | | اسم الطالب |
| 10 | | | |

✍️ أجب عن جميع الأسئلة التالية :

1- D

92 - أكمل الجدول مبينا اسم كلا من الأحماض الآتية :

| الاسم العلمي | صيغة الحمض |
|--------------|-------------------------|
| | HClO_2 |
| | H_3PO_4 |
| | H_2Se |
| | HClO_3 |

93 - سم الجزيئات الآتية :

| الاسم | الجزء |
|-------|-------------------|
| | NF_3 -a |
| | SO_3 -b |
| | NO -c |
| | SiF_4 -d |

94 - سم الجزيئات الآتية :

| الاسم | الجزء |
|-------|---------------------------|
| | SeO_2 -a |
| | SeO_3 -b |
| | N_2F_4 -c |
| | S_4N_4 -d |

توقيع المعلم : ملاحظات :

الواجب المنزلي

| | | |
|-----------------|--|------------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية تسمية الجزيئات 2. 4 1437/2/ هـ | الصف 2ث |
| | | المادة كيمياء |

كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات.

الواجب المنزلي للدرس

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

أجب عن جميع الأسئلة التالية :

2- D

95 - اكتب صيغ الجزيئات الآتية :

| الاسم | صيغة الحمض |
|--------------------------|------------|
| a- ثنائي فلوريد الكبريت | |
| b- رباعي كلوريد السليكون | |
| c- رباعي فلوريد الكربون | |
| d- حمض الكبريتوز | |

96 - اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات الآتية :

| الاسم | صيغة الحمض |
|-------------------------|------------|
| a- ثنائي أكسيد السليكون | |
| b- حمض البروموز | |
| c- ثلاثي فلوريد الكلور | |
| d- حمض الهيدروبروميك | |

توقيع المعلم : ملاحظات :

الواجب المنزلي

| | | |
|-----------------|---|------------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية التراكيب الجزيئية 3. 4 1437/2/ هـ | الصف 2ث |
| | تراكيب لويس وأشكال الرنين. | المادة كيمياء |

الواجب المنزلي للدرس

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

أجب عن جميع الأسئلة التالية :

3- D

102 - ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية التي تحتوي كل منها على ذرة مركزية ولا تتبع قاعدة الثمانية :
a - PCl_5

b - BF_3

104 - ارسم تراكيب لويس لكل من المركبات والأيونات الآتية .
a - H_2S

b - BF_4^-

101 - ارسم ثلاثة أشكال رنين للأيون المتعدد الذرات CO_3^{2-} .

103 - ارسم شكلي رنين الأيون المتعدد الذرات HCO_2^- .

توقيع المعلم : ملاحظات :

الواجب المنزلي

| | | |
|-----------------|--|------------------|
| الفصل الرابع | الروابط التساهمية أشكال الجزيئات 4.4 1437/2/هـ | الصف 2ث |
| | | كيمياء المادة |

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ

الواجب المنزلي للدرس

| | | |
|------------|--------|----|
| اسم الطالب | الدرجة | 10 |
|------------|--------|----|

أجب عن جميع الأسئلة التالية :

4- D

111 - توقع الشكل الجزيئي لكل من المركبين الاتيين :
COS - a

CF₂Cl₂ -b

112 - توقع الشكل الجزيئي وزاوية الرابطة ونوع التهجين لكل مما يأتي. (يساعدك رسم تراكيب لويس على الحل)
SCl₂ - a

NH₄Cl - b

HOF - c

BF₃ - d

توقيع المعلم : ملاحظات :