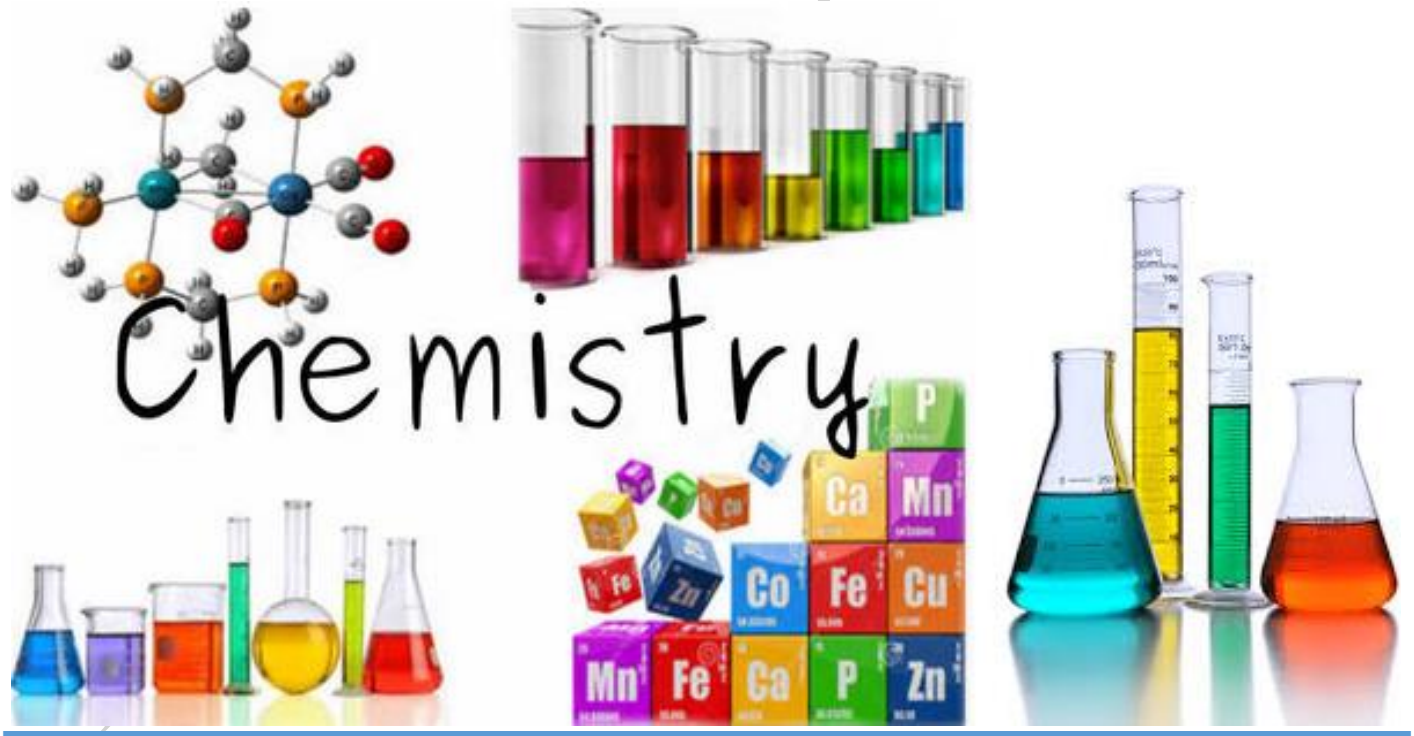
التميز فى

الكيمياء

الحادى عشر متقدم 2018-2019

الفصل الدراسى الأول

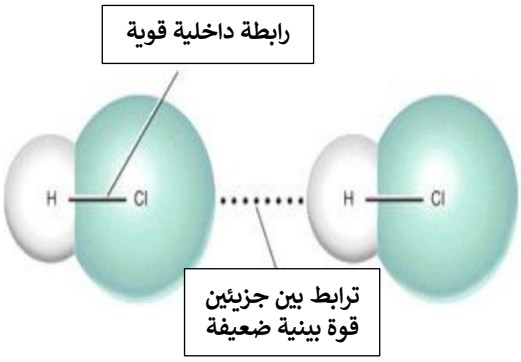


Mr. Anwar Abouzeid

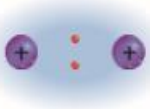
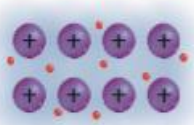
ماجيستير الكيمياء- 70228359

أنواع قوى الربط بين الجزيئات		
	1- قوى جزيئية بينية (قوى فاندرفال)	2- قوى جزيئية داخلية
التعريف	قوى الجذب بين جزيئات المادة الواحدة (ترابط ضعيف يحدث خارج الجزئ)	هى روابط قوية تربط بين الذرات وبعضها داخل الجزئ الواحد
تنقسم إلى	1- قوى لندن التشتتية 2- قوى ثنائية القطب - ثنائية القطب 3- الرابطة الهيدروجينية	1- روابط تساهمية 2- روابط أيونية 3- روابط فلزية

القوى بين الجزيئات	حالة المادة	درجة الغليان والإنصهار
قوية	صلبة أو سائلة	عالية
ضعيفة	غازية	منخفضة



الجدول 1-1 المقارنة بين قوى التجاذب داخل الجزيئات

نوع الرابطة	النموذج	أسس التجاذب	مثال
الأيونية		الأيونات السالبة والموجبة.	NaCl
التساهمية		النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة.	H_2
الفلزية		الأيونات الفلزية الموجبة والإلكترونات المتحركة (بحر الإلكترونات).	Fe

السالبية الكهربائية

السالبية الكهربية : القدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة التساهمية نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى

فى الدورة الواحدة : تزداد السالبية الكهربائية من اليسار إلى اليمين
فى المجموعة الواحدة : تقل السالبية الكهربائية من أعلى إلى أسفل

- يختلف قدرة الذرة على جذب زوج إلكترونات الرابطة باختلاف السالبية الكهربائية لكل ذرة.

- الذرة الأكثر سالبية كهربائية لها قدرة أكبر على جذب إلكترونات الرابطة نحوها.
- الفلور F أعلى سالبية كهربائية 3.98 (4 تقريبا) باولينج
- الفرانسيوم Fr أقل سالبية كهربائية 0.7 باولينج.
- الغازات النبيلة ليس لها سالبية كهربائية لأنها لا تتفاعل فى الغالب.

<u>مثال1</u>:رتب الروابط التالية من الأكثر قطبية إلى الأقل قطبية H – C , H – F , Rb – O

الإجابة: 1- من الجدول الدورى نبحث عن قيم السالبية الكهربية لكل عنصر فنجد أنها كما يلى

Rb = 0.8 , O = 3.5 , H = 2.1 , F = 4.0 , C = 2.5

2- نحسب الفرق فى السالبية الكهربائية فى كل مركب كما يلى:

Rb – O = 3.5 – 0.8 = 2.7 , H – F = 4 – 2.1 = 1.9 , H – C = 2.5 – 2.1 = 0.4

لذلك الترتيب من الأكثر سالبية كهربائية إلى الأقل هو H – C < H – F < Rb – O

الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية

1- الروابط التساهمية القطبية

فى جزئ كلوريد الهيدروجين :ذرة الكلور أكثر سالبية كهربية من ذرة الهيدروجين فتجذب إلكترونات الرابطة نحوها ويتكون عليها شحنة سالبة جزئية σ^- ويتكون على ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية σ^+

$$H^{\sigma^+} \longrightarrow Cl^{\sigma^-}$$

السالبية الكهربائية للكلور Cl = 3.16
السالبية الكهربائية للهيدروجين H = 2.20
الفرق بينهما = 0.96

تزداد قوة الرابطة بزيادة فرق السالبية الكهربية بين الذرتين

2- الروابط التساهمية الغير القطبية

- يكون الفرق فى السالبية الكهربائية صغيرا جدا أو يكون صفرا عندما تكون الذرتين من نفس العنصر مثل H_2 , Cl_2

الفرق فى السالبية الكهربية	نوع الرابطة المتكونة	وضع الإلكترونات
2	أيونية غالبا	ينتقل الإلكترون من ذرة لأخرى
2 - 0.4 أكبر من	تساهمية قطبية	تنجذب نحو الذرة الأكثر سالبية
أقل من 0.4 - 0.0	تساهمية غير قطبية أو تساهمية نقية	موزعة بالتساوى

- إذا كانت الفرق فى السالبية الكهربائية 1.7 تكون الرابطة أيونية بنسبة 50% وتساهمية بنسبة 50%

Mr. Anwar 70228359

تركيب لويس : التمثيل النقطى لإلكترونات التكافؤ فى الجزئ

كيفية رسم تركيب لويس

1- حدد موقع الذرات

- الذرة المركزية هى التى لها أقل جذب للإلكترونات المشتركة
- الذرات الجانبية هى باقى الذرات وتحيط بالذرة المركزية (الهيدروجين دائما ذرة جانبية)

2- حدد عدد الإلكترونات المتوافرة لتكوين الروابط

- وهى عدد إلكترونات التكافؤ

3- إقسم عدد الإلكترونات المتوافرة لتكوين الروابط على 2

4- ضع زوج ترابط واحد (رابطة واحدة) بين الذرة المركزية والذرة الجانبية.

5- حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية (زوج الإلكترونات الحرة)

- عن طريق طرح عدد الإلكترونات المستخدمة فى الخطوة 4 من العدد الكلى للأزواج فى الخطوة الثالثة.

6- ضع الأزواج غير المرتبطة حول كل ذرة جانبية (ماعدا الهيدروجين) لتحقيق القاعدة الثمانية

7- ثم ضع باقى الأزواج على الذرة المركزية.

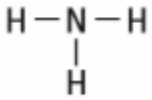
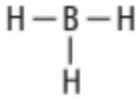
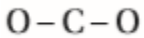
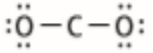
8- حدد ما إذا كانت الذرة المركزية تحقق القاعدة الثمانية أم لا

- أى محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات أم لا. إذا كانت غير محاطة بأربعة أزواج حول زوج أو زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والمركزية.

Mr. Anwar

مثال 1 : راسم تركيب لويس لكل من الأمونيا NH_3 و BH_3 و CO_2

الحل:

	NH_3	BH_3	CO_2
الذرة المركزية (الأقل جذب للإلكترونات المشتركة)	النيتروجين	البورون	الكربون
الذرة الجانبية	الهيدروجين	الهيدروجين	الأكسجين
عدد إلكترونات التكافؤ	النيتروجين = 5 الهيدروجين = 1 العدد = 3 X 1 + 1 X 5 = 8	البورون = 3 الهيدروجين = 1 العدد = 3 X 1 + 1 X 3 = 6	الكربون = 4 الأكسجين = 6 العدد = 2 X 6 + 1 X 4 = 16
نقسم على 2 لتحديد عدد أزواج الترابط	8/2 = 4	6/2 = 3	16/2 = 8
ضع زوج رابطا حول بين الذرة الجانبية والمركزية	 عدد الازواج المرتبطة = 2	 عدد الأزواج المرتبطة = 3	 عدد الأزواج المرتبطة = 2
حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقة	4 – 2 = 2	3 – 3 = 0	8 – 2 = 6
ضع الأزواج الغير مرتبطة حول الذرة الجانبية ماعد الهيدروجين	يتم إضافة الزوج الغير مرتبط إلى ذرة النيتروجين 		يتم إضافة ثلاثة أزواج إلى كل ذرة أكسجين 
حقق القاعدة الثمانية	متحقق	حالة إستثنائية حيث أن المركب مستقر في وجود أقل من ثمانية إلكترونات حول البورون	للحصول على ثمانية إلكترونات لذرة كربون يتم إستخدام زوج من إكترونات ذرة الأكسجين لتكوين رابطة ثنائية

إستثناءات القاعدة الثمانية

1- في حالة العدد الفردى من إلكترونات التكافؤ مثل NO, NO_2, ClO_2

2- حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات مثل BH_3 والرابطة التساهمية التناسقية

3- حالات الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات مثل PCl_5 , SF_6

Mr. Anwar 70228359

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR Model

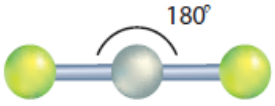
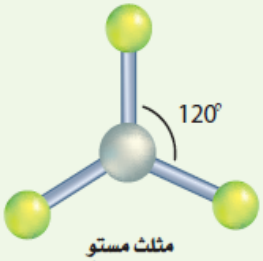
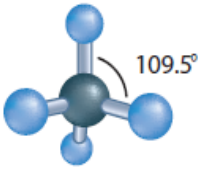
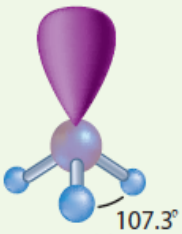
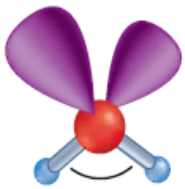
نموذج يستخدم في تحديد شكل الجزئ وزوايا الإرتباط . ينص على أن أزواج الإلكترونات يتنافر بعضها مع بعض

يعتمد على: تقليل التنافر بين أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية إلى أقصى حد ممكن.

زاوية الإرتباط

الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية

الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المرتبطة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	 خطيّ
$AlCl_3$	3	3	0	 مثلث مستوٍ
CH_4	4	4	0	 رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	 مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	 منحنٍ

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، أما الفصوص فتمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

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 خطيًّا.

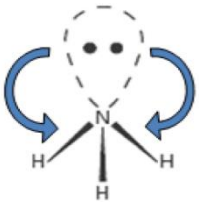
تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط كما في الميثان CH_4، يكون الشكل الرباعي الأوجه منتظمًا، والزوايا بين الروابط 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 الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض؛ لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

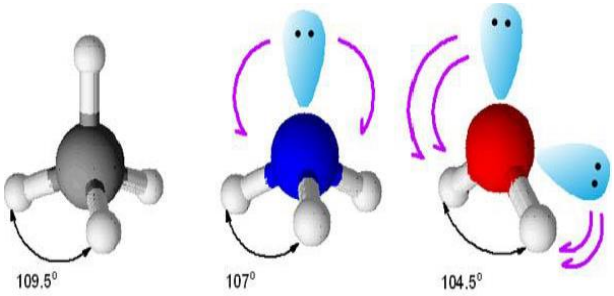
للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104.5°، مما يجعل شكل جزيء الماء غير خطي.

بما تفسر: زاوية الإرتباط فى جزئ النشادر 107^0 أقل من زاوية الإرتباط فى جزئ الميثان 109.5^0 برغم من إحاطة الذرة المركزية فى كل منهما بأربع مجموعات من الإلكترونات (المناطق السالبة)؟



بسبب وجود زوج من الإلكترونات الحرة فى جزئ النشادر يدفع زوجا إلكترونات الرابطة بسبب التنافر بينهم فيقتربا قليلا من بعضهما فتصبح الزاوية صغيرة بينهما. بينما فى جزئ الميثان جميع أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية مرتبطة ومكونة روابط تساهمية لذلك فالتنافر بين أزواج الإلكترونات يعتبر متماثل.

بما تفسر: زاوية الإرتباط فى جزئ الماء 104.5^0 أقل من زاوية الإرتباط فى جزئ الميثان 109.5^0 وجزئ النشادر 104.5^0؟



بسبب وجود زوجين من الإلكترونات الحرة فى جزئ الماء يؤدى إلى مزيد من التنافر فيدفع الروابط ويضغط عليها ويؤدى إلى تقلص الزاوية أما فى جزئ النشادر يوجود زوج واحد من الإلكترونات الحرة فيكون التنافر أقل وتكون الزاوية أكبر أما فى جزئ الميثان جميع أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية مرتبطة ومكونة روابط تساهمية لذلك فالتنافر بين أزواج الإلكترونات يعتبر متماثل.

Mr. Anwar Abouzeid 70228359

تدريبات

1- الذرة الأكثر سالبية كهربائية تجذب إلكترونات الرابطة نحوها بشكل:

- أكبر
- أقل
- متساوى
- لا تجذب إلكترونات الرابطة

2- أي العناصر الآتية له أعلى سالبية كهربائية؟

- الفلور F
- الفرانسيوم Fr
- الصوديوم Na
- الكلور Cl

3- إذا كان الفرق في السالبية الكهربية بين ذرتين يساوى 1.3 فإن نوع الرابطة:

- أيونية
- تساهمية قطبية
- تساهمية غير قطبية
- فلزية

4- رتب الروابط التالية من الأقل قطبية إلى الأكثر قطبية

$H - Cl$, $H - H$, $C - O$

.....

5- ارسم تركيب لويس لكل من

PCl_3 , H_2O

.....

.....

.....

.....

.....

Mr. Anwar 70228359

الدرس الثالث

قطبية الجزيئات

الجزئ القطبى وغير القطبى

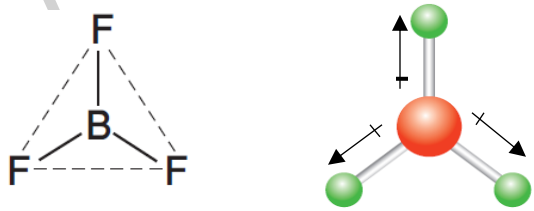
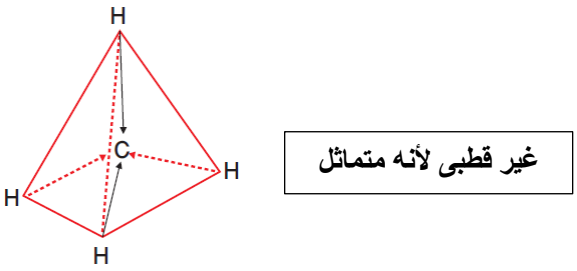
الجزئ الغير قطبى

يكون الجزئ غير قطبى فى بعض الحالات منها:

1- إذا كانت الذرتين متساويتين مثل N_2 , Cl_2 , O_2

2- إذا كان الجزئ متماثل:

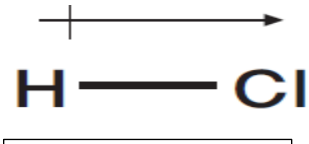
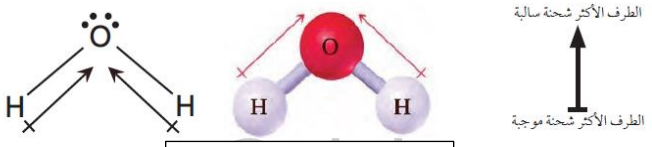
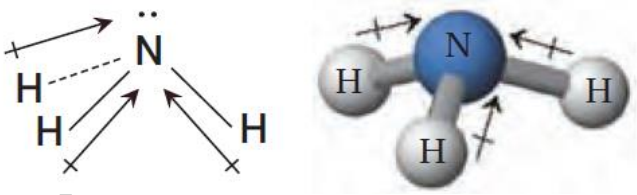
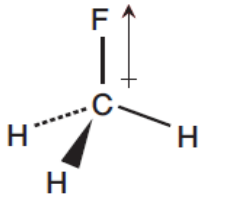
الجزيئات التى تحتوى على روابط قطبية يمكن أن تكون غير قطبية <u>إذا ألغت الروابط القطبية بعضها البعض</u>

غير قطبى لأنه متماثل	CO_2 يحتوى على رابطتين تساهميتين قطبيتين ولكنهما فى إتجاهين متعاكسين فتلغى القطبية بعضها البعض ويكون المركب غير قطبى
 غير قطبى لأنه متماثل	BF_3 يحتوى على ثلاثة روابط تساهمية قطبية يلغى بعضا البعض ويكون المركب غير قطبى. وكذلك CCl_4
 غير قطبى لأنه متماثل	CH_4 الميثان يحتوى على أربع روابط تساهمية يلغى بعضها البعض ويكون محصلة العزوم صفر ويكون المركب غير قطبى

Mr. Anwar 70228359

الجزئ الغير قطبى

الجزئ القطبى يكون أحد طرفيه مشحون بشحنة سالبة بشكل أكبر من الطرف الآخر ولا تلغى الروابط القطبية بعضها البعض.

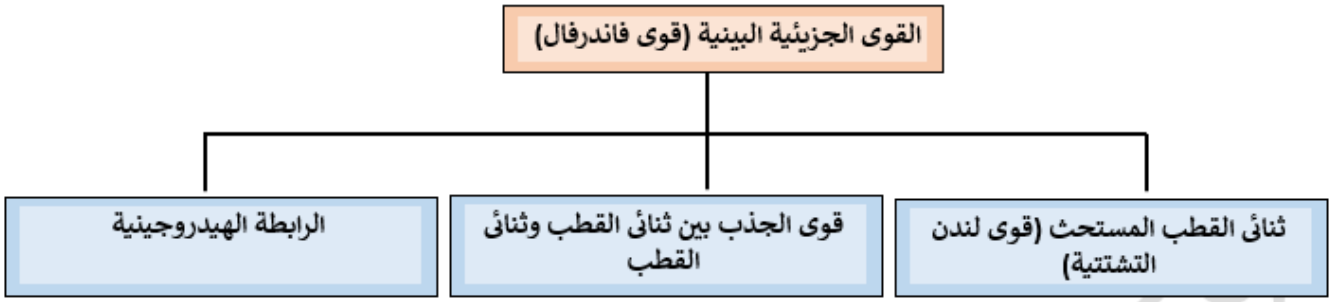
 قطبى	HCl جزئ قطبى لأن الإلكترونات تتشارك فيه بشكل غير متكافئ بسبب إختلاف السالبية الكهربائية بين الذرتين (Cl أكثر سالبية من H)
 قطبى لأنه غير متماثل	الماء H_2O جزئ قطبى لأنه يوجد أزواج إلكترونات حول الذرة المركزية لا تلغى بعضها البعض فيكون الجزئ موجبا فى أحد طرفيه وسالبا فى الطرف الآخر.
 قطبى	الأمونيا جزئ قطبى حيث يوجد زوج ألكترونات وثلاث روابط قطبية لا يلغى بعضها البعض.
 قطبى	CH_3F جزئ قطبى لأن الرابطة C – F قطبية والروابط C – H غير قطبية

العزم القطبى:

هو محصلة القطبية على كامل المركب

المركب غير قطبى	المركب غير قطبى
1- إذا كانت الذرتين متماثلتين 2- إذا كانت جميع الروابط غير قطبية مثل C - H 3- إذا كانت الروابط قطبية ولكنها متقابلة (الشكل متماثل) فإنها تلغى بعضها البعض.	1- إذا كانت الروابط قطبية وغير متقابلة (الشكل غير متماثل) بحيث لا تلغى كل رابطة الأخرى. 2- وجود زوج من الإلكترونات الحرة على الذرة المركزية
مثال : CO_2 BF_3 $BeCl_2$ $AlCl_3$ CH_4 CCl_4 N_2 O_2	مثال: PH_3 H_2O H_2S NH_3 CH_3F HCl $CHCl_3$

Mr. Anwar Abouzeid 59



1- قوى لندن التشتتية

نشأتها

أثناء حركة الإلكترونات في الذرة والجزيئات يتجمع عدد أكبر من الإلكترونات في أحد جوانب الذرة في لحظة ما وفي هذه اللحظة تزداد الكثافة الإلكترونية في هذا الجانب فتظهر شحنات جزئية موجبة في جانب وشحنات جزئية سالبة في الجانب الآخر وتستمر لفترة زمنية ضئيلة (أي يحدث استقطاب مؤقت) وتوصف الذرة بأنها ثنائية القطب المؤقت.

وعندما تقترب هذه الذرة من ذرة أخرى مجاورة يقوم القطب الموجب بجذب الإلكترونات من الذرة المجاورة فتستحث ويتكون فيها ثنائي القطب المستحث وتسمى قوى الجذب بين الجزيئات في هذه الحالة ثنائي القطب المستحث.

العوامل المؤثرة على قوى لندن التشتتية

1- **عدد الإلكترونات (والكتلة المولية) (علاقة طردية)**

كلما زادت الكتلة المولية زاد عدد الإلكترونات (زيادة فرصة الإستقطاب اللحظي) وبالتالي تزداد قوى لندن التشتتية

بما تفسر: عند درجة حرارة الغرفة يكون الكلور في حالة غازية والبروم في حالة سائلة واليود في حالة صلبة؟

بسبب ازدياد الكتلة الجزيئية في اليود أكبر من البروم والبروم أكبر من الكلور وبالتالي زيادة عدد الإلكترونات فتزيد قوى لندن التشتتية.

2- **درجة التفرع في الجزيئات (علاقة عكسية)**

كلما زاد التفرع للجزيئات كلما قلت قوى التجاذب بينها حيث أنه كلما زاد طول السلسلة في المركب العضوي زادت أماكن التجاذب بين جزيئات المركب على طول السلسلة وبالتالي ارتفعت درجة الغليان.

قوى لندن التشتتية تظهر في المركبات التساهمية غير القطبية مثل:

1- الذرتان متماثلتان مثل : H_2, N_2, O_2

2- مركبات الهيدروكربونات مثل : CH_4, C_2H_6, C_3H_8

3- الجزيئات الغير قطبية بسبب تماثل الجزئ مثل: CCl_4, CO_2

Mr. Anwar 70228359

2- قوى لندن التشتتية

هى قوى جزيئية بينية تتكون بين الجزيئات القطبية

نشأتها

فى جزئ HCl السالبية الكهربية لذرة الكلور أعلى من السالبية الكهربية لذرة الهيدروجين فتجذب ذرة الكلور إلكترونات الرابطة فيتكون على الكلور شحنة سالبة جزئية σ^- ويتكون على ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية σ^+ ويطلق على الجزئ ثنائى قطب دائم

لذلك فإن قوى الجذب بين ثنائى القطب وثنائى القطب تنشأ عن تجاذب كهربائى بين الشحنة الموجبة الجزئية بأحد الجزيئات القطبية مع الشحنة الموجبة الجزئية للجزئ القطبى المجاور.

- **كلما زادت السالبية الكهربية كلما زادت قطبية الجزيئات كلما زادت قوى الجذب الكهربائى بين الجزيئات.**
- **قوى التجاذب بين ثنائى القطب وثنائى القطب أقوى من قوى ثنائى القطب المستحث بين الجزيئات ذات الكتل المتساوية.**

أمثلة

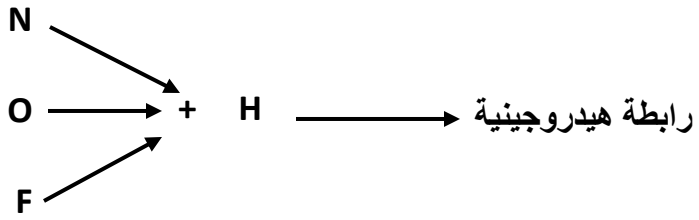
HCl - CH_3Cl - PCl_3 - PF_3 - SCl_2 - HBr - $CHCl_3$ - SO_2

3- الرابطة الهيدروجينية

هى أقوى أنواع القوى الجزيئية البينية وتعتبر نوعا من قوى التجاذب ثنائى القطب ثنائى القطب

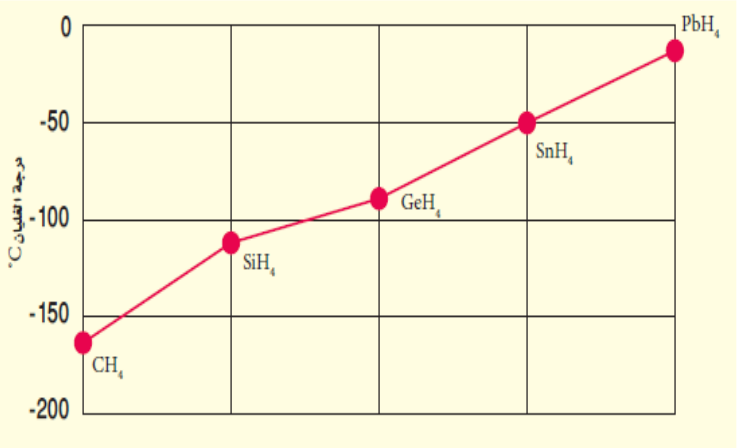
نشأتها

تتكون عندما ترتبط ذرة الهيدروجين برابطة تساهمية مع ذرة صغيرة الحجم ذات سالبية كهربية عالية تحتوى على الفل على زوج واحد من الإلكترونات الحرة مثل الأكسجين والنيتروجين والفلور فتحمل ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية عالية فتنجذب إلى زوج من الإلكترونات الحرة الموجود فى ذرة أخرى.



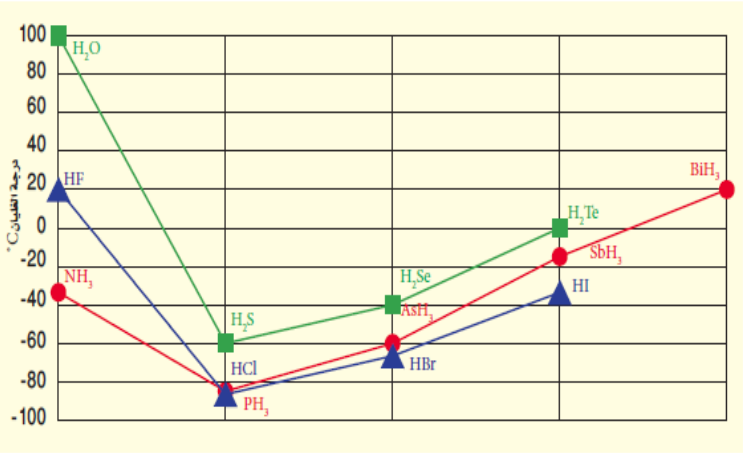
Mr. Anwar 70228359

الرابطة الهيدروجينية هي سبب لإرتفاع درجة غليان المركبات مثل الماء



فسر درجة غليان عناصر المجموعة الرابعة مع الهيدروجين تزداد كلما اتجهنا من أعلى لأسفل المجموعة

السبب بزيادة عدد الإلكترونات تزداد قوى لندن التشتتية فتزداد درجة الغليان



فسر درجة غليان مركبات H_2O و NH_3 و HF أعلى من باقي المجموعة

بسبب وجود الرابطة الهيدروجينية في H_2O و NH_3 و HF أما في باقي عناصر المجموعة فيوجد قوى ثنائي القطب ثنائي القطب.

بما تفسر: عند درجة حرارة الغرفة يوجد الماء في الحالة السائلة بينما توجد المركبات المشابهة للماء في الحالة الغازية؟

بسبب وجود الرابطة الهيدروجينية في الماء.

بما تفسر: درجة غليان وانصهار الماء أعلى من الميثان على الرغم من تقارب الوزن الجزيئي لهما؟

بسبب وجود الرابطة الهيدروجينية في الماء.

بما تفسر: عند درجة حرارة الغرفة يوجد الماء في الحالة السائلة بينما يوجد النشادر في الحالة الغازية على الرغم من أن كل منهما يكون روابط هيدروجينية بين جزيئاته؟

بسبب وجود زوجان من الإلكترونات الحرة على ذرة الأكسجين في جزئ الماء يستطيعان تكوين أربع روابط هيدروجينية مع جزيئات الماء المجاورة بينما جزئ النشادر يمتلك زوج واحد من الإلكترونات الحرة فيستطيع تكوين رابطة هيدروجينية واحدة مع ذرة هيدروجين واحدة من جزئ آخر.

70228359

تركيب الأحماض النووية

- دور الرابطة الهيدروجينية في DNA هو:
- ترتبط النيوكليوتيدات المتقابلة على شريط DNA بروابط هيدروجينية
- ترتبط النيوكليوتيدات المتجاورة فى جزئ الحمض النووى بروابط تساهمية قوية.

الرابطة الهيدروجينية فى البروتينات

- توجد فى التركيب الثانوى للبروتين
- تساعد على ثبات تركيب البروتينات حيث تبدأ سلسلة عديد الببتيد بالإلتفاف حول نفسها مما يسمح بتكوين روابط هيدروجينية بين أجزائها المتقابلة والتى تعتبر هنا قوى بينية داخلية وذلك لأنها تكون ضمن الجزئ نفسه وليس بين الجزيئات.
- يتخذ البروتين فى المستوى الثانوى شكلان بسبب وجود الروابط الهيدروجينية
  1- الشكل اللولبى (مثل بروتين الكيراتين)
  2- الشكل الصفائحى

Mr. Anwar 70228359

تدريبات

1- أي مما يلي يمثل القوى بين جزيئات النتروجين؟

a) ثنائي القطب ثنائي القطب

b) لندن التشتتية

c) الرابطة الهيدروجينية

d) الرابطة الأيونية

2- أي مما يلي يمثل القوى بين جزيئات HCl؟

a) ثنائي القطب ثنائي القطب

b) لندن التشتتية

c) الرابطة الهيدروجينية

d) الرابطة الأيونية

3- أي مما يلي تكون الرابطة بين جزيئاته أقوى؟

a) H_2O

b) H_2S

c) H_2Se

d) H_2Te

4- أي مما يلي أعلى في درجة الغليان؟

a) H_2O

b) H_2S

c) H_2Se

d) H_2Te

5- أي من الجزيئات الآتية قطبي؟

a) CCl_4

b) CH_3F

c) CO

d) H_2

6- أي الروابط التالية تمثل روابط تساهمية قطبية؟

a) Cl_2

b) Br_2

c) N_2

d) HCl

Mr. Anwar 70228359

7- أي مما يلي يحتوي على قوى لندن التشتتية؟

e) HCl

f) NH_3

g) H_2O

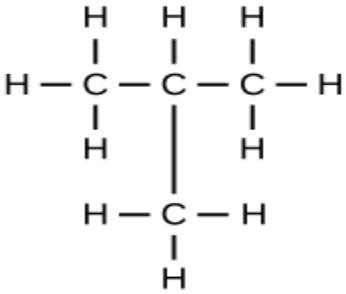
h) Cl_2

8- وضح بالرسم اشكال الجزيئات التالية:

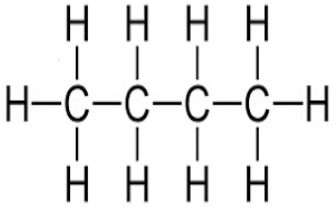
H_2O	CO_2
NH_3	CH_4
BF_3	$BeCl_2$

Anwar 70228359

9- أي مما يلي أعلى في درجة الغليان؟ فسر إجابتك



A



B

.....

.....

10- بما تفسر: عند درجة حرارة الغرفة يكون الكلور فى حالة غازية والبروم فى حالة سائلة واليود فى حالة صلبة؟

.....

.....

11- بما تفسر: درجة غليان عناصر المجموعة الرابعة مع الهيدروجين تزداد كلما اتجهنا من أعلى لأسفل المجموعة ؟

.....

.....

12- بما تفسر: درجة غليان مركبات H_2O و NH_3 و HF أعلى من باقى المجموعة ؟

.....

.....

13- بما تفسر: درجة غليان وانصهار الماء أعلى من الميثان على الرغم من تقارب الوزن الجزيئي لهما؟

.....

.....

14- بما تفسر عند درجة حرارة الغرفة يوجد الماء فى الحالة السائلة بينما توجد المركبات المشابهة للماء في الحالة الغازية؟

.....

.....

بما تفسر: عند درجة حرارة الغرفة يوجد الماء فى الحالة السائلة بينما يوجد النشادر فى الحالة الغازية على الرغم من أن كل منهما يكون روابط هيدروجينية بين جزيئاته؟

.....

.....

Mr. Anwar 70228359

الخصائص الفيزيائية للمواد

الخاصية الفيزيائية:

هي خاصية يمكن ملاحظتها أو قياسها دون التغيير في تركيب العينة مثل: الكثافة – اللون – الرائحة – درجتى الغليان والإنصهار

مقارنة بين أنواع الروابط

وجه المقارنة	التساهمية	الأيونية	الفلزية	فان ديرفال
تعريف الرابطة الكيميائية	مساهمة زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرات (لافلز + لافلز)	تنشأ بين ذرتين تختلفان في المقدرة على كسب الإلكترونات أو فقدانها. (فلز + لافلز)	تنشأ من تجاذب بين الأيونات الفلزية الموجبة والإلكترونات المتحركة. (فلز + فلز)	قوى جذب ضعيفة توجد بين جزيئات المواد المتعادلة كهربيًا.
توصيل الحرارة والكهرباء	غير موصلة	رديئة ولكن محاليلها توصل التيار الكهربائي	جيدة	غير موصلة
أمثلة	الكوارتز، الألماس	الهاليت، الفلوريت	النحاس، الفضة، الذهب	الجرافيت، المايكا

Mr. Anwar 35

أنواع الروابط وعلاقتها بالخصائص الفيزيائية

نوع الرابطة	مثال	الخصائص	الذوبانية
فاندرفال	البيوتان CH_4, N_2, Ar, C_4H_{10}	لها درجات غليان وانصهار منخفضة، فمثلًا البيوتان له درجة انصهار (−138°C)، ودرجة غليان (−0.5°C).	لاتذوب في الماء، تذوب في المذيبات غير القطبية، غير موصلة الكهرباء .
ثنائية القطب- ثنائية القطب	بروبانون HCl, PCl_3, C_3H_6O	لها درجات غليان وانصهار مرتفعة نسبيًا، والبروبان مثلًا له درجة انصهار (−95.4°C)، ودرجة غليان (56.2°C)، وهي أكبر من درجات انصهار وغليان المواد غير القطبية التي تشابهها في الكتلة المولية.	تمتزج مع الماء والمذيبات غير القطبية، غير موصلة الكهرباء.
الرابطة الهيدروجينية	1- بروبانول H_2O, NH_3, C_3H_8O	درجات غليانها مرتفعة، فدرجة غليان البروبانول (97.2°C)، وهي أكبر من درجات غليان المواد المرتبطة بروابط ثنائية القطبية التي تشابهها في الكتلة المولية.	تمتزج مع الماء ولكنها تذوب في المذيبات غير القطبية بشكل قليل، غير موصلة الكهرباء.
الرابطة الأيونية	كلوريد الصوديوم $MgO, KCl, NaCl$	درجات غليانها وانصهارها مرتفعة جدًا، فدرجة انصهار كلوريد الصوديوم (801°C)، ودرجة غليانه (1467°C).	تذوب في الماء (على الرغم من ان بعض المركبات الأيونية غير قابلة للذوبان في الماء)، غير موصلة للكهرباء في حالتها الصلبة، ولكنها موصلة جيدة عند صهرها أو في المحاليل المائية. تتحلل كيميائيًا في أثناء التفاعل.
الرابطة الفلزية	النيكل Cu, Fe, Ni	درجات غليانها وانصهارها مرتفعة جدًا، فدرجة انصهار النيكل (1453°C)، ودرجة غليانه (2730°C) على الرغم من أن لبعض الفلزات درجات انصهار وغليان منخفضتين.	لا تذوب في الماء (ولكنها قد تتفاعل لتكوين أيونات)، ولاتذوب في المذيبات غير القطبية، موصلة جيدة للكهرباء. لا تتحلل كيميائيًا في أثناء التفاعل.
الجزيئات التساهمية العملاقة	الكربون (الألماس والجرافيت) C	درجات غليانها وانصهارها مرتفعة جدًا، فدرجة انصهار الألماس (3730°C)، ودرجة غليانه (4830°C)	لا تذوب في الماء أو في المذيبات غير القطبية، غير موصلة للكهرباء (ما عدا الجرافيت).

التركيب الشبكي:

ترتيب ذرات المادة المتبلورة في الأبعاد الثلاثية بحيث يكون لكل ذرة أو أيون في البلورة الظروف نفسها المحيطة بالذرات الأخرى

المواد الصلبة البلورية:

مادة ذراتها أو أيوناتها أو جزيئاتها مرتبة في شكل هندسي منتظم

أنواع المواد الصلبة البلورية

النوع	وحدة الجسيمات	خصائص الحالة الصلبة	أمثلة
الجزيئية	جسيمات	متوسطة اللين، تتفاوت درجات الانصهار بين المنخفضة والمرتفعة نسبيًّا، رديئة التوصيل.	I_2, H_2O, NH_3, CO_2, $C_{12}H_{22}O_{11}$
التساهمية الشبكية	ترتبط الذرات بروابط تساهمية	صلبة جدًّا، درجة انصهار مرتفعة، رديئة التوصيل عادة.	الألماس C الكوارتز SiO_2
الأيونية	أيونات	صلبة، هشة، درجة انصهار مرتفعة، رديئة التوصيل.	NaCl, KBr, $CaCO_3$
الفلزية	الذرات يحيط بها إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة	لينة إلى صلبة، درجة انصهار بين المنخفضة والمرتفعة، قابلة للسحب والطرق، ممتازة التوصيل.	جميع العناصر الفلزية

الجزيئات التساهمية البسيطة	الجزيئات التساهمية الضخمة		
مثال : اليود I_2	الألماس	الجرافيت	السيليكا
- درجة إنصهاره وغليانه منخفضة بسبب ضعف قوة الترابط بين جزيئاته. - عملية التسامى في اليود هي تحوله من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية عند التسخين الخفيف	- كل ذرة كربون ترتبط بأربع روابط تساهمية لتكوين الألماس - أكثر المواد صلابة - لونه شفاف - لذلك يستخدم في قطع الزجاج وفى معدات الحفر - لا يوصل التيار الكهربائى	- كل ذرة كربون ترتبط بثلاث روابط تساهمية - مادة لينة نسبيا - ناعم – أسود اللون - تركيبه بلورى سداسى - موصل للتيار الكهربائى لوجود إلكترونات حرة	- كل ذرة سيليكون Si ترتبط بأربع روابط تساهمية - مادة صلبة - تنصهر عند درجة حرارة مرتفعة - يوجد في الرمل والكوارتز - لا يوصل التيار الكهربائى

تأثير الرابطة الهيدروجينية في الخواص الفيزيائية للمواد

1- التوتر السطحي للماء

هو الطاقة اللازمة لزيادة مساحة سطح السائل بمقدار معين

بما تفسر: التوتر السطحي للماء عال؟

بسبب قدرة الماء على تكوين روابط هيدروجينية متعددة

بما تفسر: يستطيع العنكبوت والبعوض السير والوقوف على سطح الماء؟

بسبب قوة التوتر السطحي للماء

بما تفسر: إضافة الصابون إلى الماء يجعله منظفا ممتازا؟

لأن الصابون يقلل التوتر السطحي للماء مما يجعله قادرا على الإحاطة بالأوساخ وإزالتها

2- التماسك والتلاصق في الماء

التماسك هو قوة الترابط بين الجسيمات المتماثلة

التماسك هو قوة الترابط بين الجسيمات المختلفة

بما تفسر: سطح الماء غير مستو عند وضعه في الأنابيب الزجاجية؟

لأن قوى التلاصق بين جسيمات الماء وثاني أكسيد السيليكون في الزجاج أكبر من قوى التماسك بين جسيمات الماء

بما تفسر: لا ينتشر الماء على أسطح النايلون أو أسطح الشمع؟

لأن قوى التماسك بين جزيئات الماء أكبر من قوى التلاصق بين الماء وسطح النايلون أو الشمع

3- الخاصية الشعرية:

خاصية تسبب ارتفاع الماء داخل الأنابيب الشعرية.

بما تفسر: تمتص المناديل الورقية كمية كبيرة من الماء؟

لأنها تسحب الماء من خلال الفراغات الضيقة بين ألياف السليلوز الموجود في المناديل باستخدام الخاصية الشعرية وكذلك تكوين روابط هيدروجينية بين جسيمات الماء وجسيمات السليلوز

4- طفو الثلج على الماء:

بما تفسر: يطفو الثلج فوق الماء؟

لأن كثافة الثلج أقل من كثافة الماء بسبب أنه عندما يتجمد الماء يكون كل جزئ ماء أربع روابط هيدروجينية مع أربعة جسيمات متجاورة فينتج تركيب صلب ثلاثى الأبعاد يعمل على إبقاء جسيمات الماء بعيدة عن بعضها فتقل كثافته ويطفو فوق سطح الماء.

الرابطة التناسقية

عبارة عن رابطة تساهمية تساهم فيها إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات الحرة وتستقبل الذرة الأخرى زوج الإلكترونات

تتكون الرابطة التناسقية بين:

1- **ذرة مانحة لزوج الإلكترونات ويتكون عليها شحنة موجبة جزئية σ^+**

2- **ذرة مستقبلة لزوج الإلكترونات ويتكون عليها شحنة سالبة جزئية σ^-**

- **يشار للرابطة التناسقية عادة بسهم يتجه من الذرة المانحة إلى الذرة المستقبلة.**

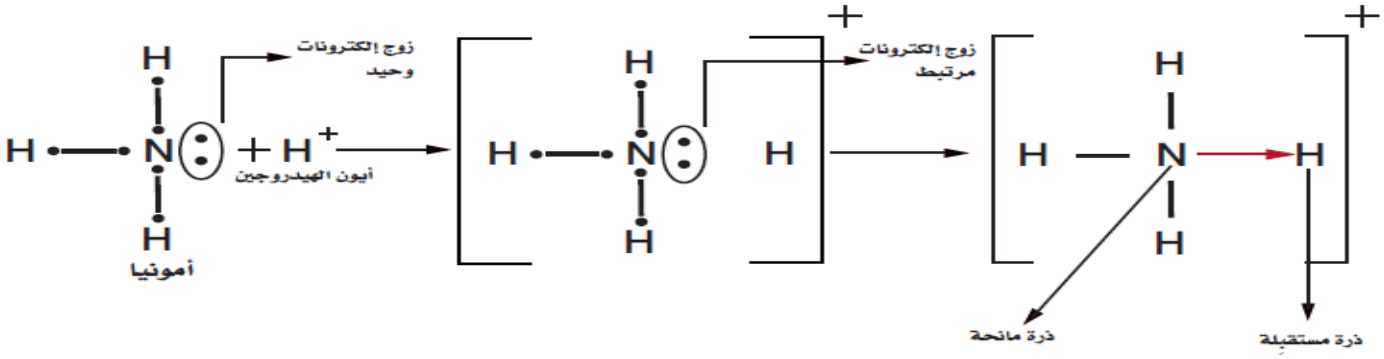
الرابطة التساهمية	الرابطة التناسقية
تساهم كل ذرة بإلكترون	ذرة واحدة تمنح إلكترونين وذرة تستقبل الإلكترونين

مثال1:

فى تفاعل النشادر مع كلوريد الهيدروجين لإنتاج ملح كلوريد الأمونيوم تتكون رابطة تناسقية بين ذرة النيتروجين فى جزئ النشادر وذرة الهيدروجين فى جزئ كلوريد الهيدروجين لتعطى أيون الأمونيوم NH_4^+.

$$NH_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4^+Cl^-_{(aq)}$$

توضيح التفاعل عن طريق تركيب لويس:



الذرة المانحة : النيتروجين

الذرة المستقبلة : الهيدروجين

مثال2:

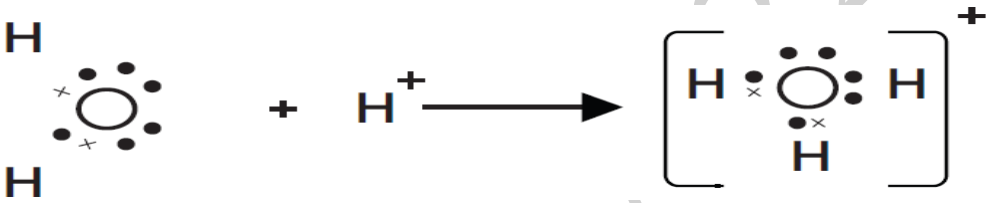
عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين فى الماء لتكوين حمض الهيدروكلوريك HCl تتكون رابطة تناسقية بين ذرة الأكسجين فى الماء وذرة الهيدروجين فى كلوريد الهيدروجين. ويتم التفاعل كما يلى:

- يتأين حمض الهيدروكلوريك في الماء ويكون أيون الهيدروجين

$$HCl \xrightarrow{H_2O} Cl^- + H^+$$

- يرتبط أيون الهيدروجين مباشرة مع جزئ ماء برابطة تناسقية بين ذرة الأكسجين وذرة الهيدروجين في HCl

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$



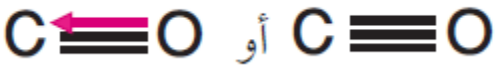
الذرة المانحة : الأكسجين

الذرة المستقبلة : الهيدروجين

مثال3: فى جزئ أول أكسيد الكربون ترتبط ذرة الكربون برابطيتن تساهمتين مع الأكسجين يكون الأكسجين فى هذه الحالة مستقر ولكن الكربون غير مستقر فتمنح ذرة الأكسجين ذرة الكربون زوج من الإلكترونات الحرة وتكون رابطة تناسقية حتى يكون الكربون أكثر استقرارا.

الذرة المانحة : الأكسجين

الذرة المستقبلة : الكربون



- المركبات التى تحتوى على رابطة تناسقية تسمى مركبات تناسقية

Mr Anwar 70228359

تدريبات

1- أي مما يلي من ليس من خواص المركبات الأيونية؟

a) درجة إنصهارها وغليانها مرتفعة

b) موصلة للكهرباء في حالتها الصلبة

c) تذوب في المذيبات القطبية

d) تتكون من فلز ولافلز

2- أي مما يلي من خواص المركبات التساهمية البسيطة؟

a) غير موصلة للتيار الكهربائى

b) تتكون من فلز وفلز

c) درجة غليانها وانصهارها مرتفعة

d) تتكون من فلز ولافلز

3- ما نوع الرابطة الموجودة بين جزيئات قطعه من الحديد؟

a) فلزية

b) ايونيه

c) تساهمية

d) تناسقية

4- عند ذوبان حمض الهيدروكلوريك HCl في الماء يتكون أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ما نوع الرابطة الجديدة المتكونة؟

a) هيدروجينية

b) أيونية

c) فلزية

d) تناسقية

5- أي مما يلى من خواص الجرافيت؟

a) مادة شديدة الصلابة

b) كل ذرة كربون ترتبط بأربع روابط تساهمية

c) لونه شفاف

d) يوصل التيار الكهربائى

6- كم عدد الروابط التي ترتبط بها ذرة الكربون في الألماس؟

a) 1

b) 2

c) 3

d) 4

Mr. Anwar 70228359

7- يستطيع العنكبوت السير والوقوف على سطح الماء.ما الظاهرة التي تفسر ذلك؟

a) الخاصية الشعرية

b) التوتر السطحي

c) التماسك والتلاصق

d) التسامي

8- أي الجزيئات الآتية يعتبر تركيب تساهمي ضخم؟

a) NaCl

b) SiO_2

c) I_2

d) Fe

9- في أي حالة فيزيائية توصل المركبات الأيونية الكهرباء؟

a) الصلب أو المذاب بالماء

b) المنصهر أو المذاب بالماء

c) مذاب في الماء فقط

d) صلب أو منصهر

10- أي مما يلي يعتبر التعبير الصحيح عن الرابطة التناسقية؟

a) كل ذرة تساهم بإلكترون أو أكثر

b) ذرة تفقد إلكترون والذرة الأخرى تكتسبه

c) ذرة تمنح إلكترونين والذرة الأخرى تستقبلهما

d) تتكون في المركبات الفلزية

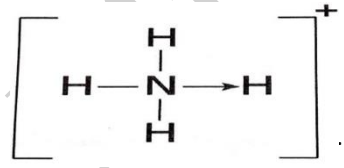
11- أذكر ثلاث خصائص فيزيائية للماء بسبب وجود الرابطة الهيدروجينية

.....

.....

.....

12- إدرس شكل أيون الأمونيوم المقابل ثم أجب عما يلي:



a) كم عدد الروابط التناسقية؟ .....

b) كم عدد الروابط التساهمية؟ .....

c) ما هي الذرة المانحة للإلكترونات؟ .....

d) ما هي الذرة المستقبلة للإلكترونات؟ .....

Mr. Anwar 70228359

13- ارسم كل من أيون الأمونيوم NH_4^+ وأول أكسيد الكربون CO مبينا ما يلى:

a) الذرة المانحة للإلكترونات

b) الذرة المستقبلة للإلكترونات

c) عدد الروابط التساهية

d) عدد الروابط التناسقسة

.....

.....

.....

.....

.....

.....

14- أكمل الجدول التالى:

وجه المقارنة	الجرافيت	الألماس
الروابط		
الصلابة		
التوصيل للكهرباء		
اللون		

15- بما تفسر: يطفو الثلج فوق الماء؟

.....

.....

16- بما تفسر: يستطيع العنكبوت والبعوض السير والوقوف على سطح الماء؟

.....

.....

17- بما تفسر: تمتص المناديل الورقية كمية كبيرة من الماء؟

.....

.....

18- بما تفسر: سطح الماء غير مستو عند وضعه في الأنابيب الزجاجية؟

.....

.....

Mr. Anwar 70228359

التهجين

أعداد الكم تنقسم إلى

1- أعداد الكم الرئيسية (مستويات الطاقة الرئيسية)

2- أعداد الكم الفرعية (مستويات الطاقة الثانوية أو الفرعية)

مستويات الطاقة الرئيسية:

هى حجم كبير من الفراغ حول النواة ينقسم إلى مناطق تحتوى على إلكترونات ومرقمة 1 ، 2 ، 3 ، 4 ، .....

كل مستوى طاقة رئيسى يحوى حد أقصى من الإلكترونات يساوى $2n^2$

مستوى الطاقة الرئيسى الأول $(2X\ 1^2)$ = 2 إلكترون

مستوى الطاقة الرئيسى الثانى $(2X\ 2^2)$ = 8 إلكترونات

مستوى الطاقة الرئيسى الثالث $(2X\ 3^2)$ = 18 إلكترون

كل مستوى طاقة رئيسى يحتوى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقم المستوى الرئيسى n

مستوى الطاقة الرئيسى الأول يحتوى على : مستوى الطاقة الفرعى s

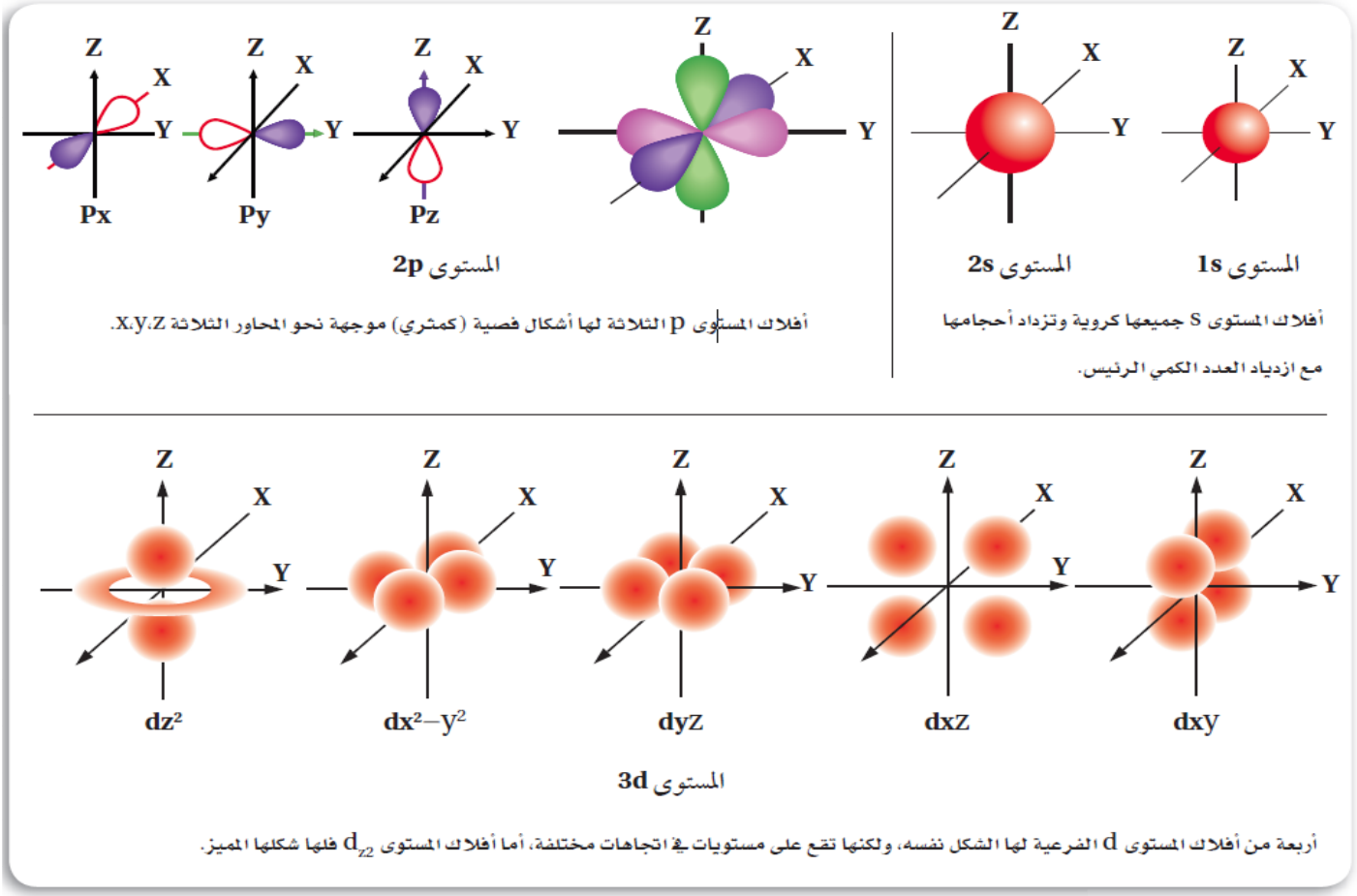
مستوى الطاقة الرئيسى الثانى يحتوى على : مستويات الطاقة الفرعية s , p

مستوى الطاقة الرئيسى الثالث يحتوى على : مستويات الطاقة الفرعية s , p , d

مستوى الطاقة الرئيسى الرابع يحتوى على : مستويات الطاقة الفرعية s , p , d , f

رقم مستوى الطاقة الرئيسى n	قيم المستوى الفرعى		رمز المستوى الفرعى
1	l	الرمز	1
1	0	s	1s
2	2	s	2s
		p	2p
3	3	s	3s
		p	3p
		d	3d
4	4	s	4s
		p	4p
		d	4d
		7	4f

أشكال المستويات الفرعية



التوزيع الإلكتروني

التوزيع الإلكتروني هو ترتيب الإلكترونات في الذرة

<u>مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)</u>

المستويات الفرعية الأقل طاقة تملئ أولا بالإلكترونات

خواص رسم أوفباو	
الخاصية	مثال
طاقة الأفلاك الذرّية في المستوى الثانوي (المستويات الفرعية) جميعها متساوية.	الأفلاك الذرية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p جميعها متساوية الطاقة.
تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة.	طاقة المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2s.
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو s> p> d> f.	فإذا كان n =4 فسيكون التسلسل لمستويات الطاقة الثانوية 4s> 4p> 4d> 4f.
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر.	تكون طاقة المستوى الفرعي 4s أقل من طاقة المستوى الفرعي 3d.

مبدأ باولى

عدد إلكترونات المستوى الفرعى الواحد لا يزيد على إلكترونين ويدور كل منهما حول نفسه في إتجاه معاكس للآخر

قاعدة هوند

تتوزع الإلكترونات في الأفلاك الذرية متساوية الطاقة في الإتجاه نفسه قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية ذات الدوران المعاكس

أي تملئ الإلكترونات في الأفلاك الذرية فرادى قبل أن يتم ازدواجها

مثال : ترتيب دخول ستة إلكترونات في أفلاك p الذرية

1. ↑ ☐ ☐ 2. ↑ ↑ ☐ 3. ↑ ↑ ↑

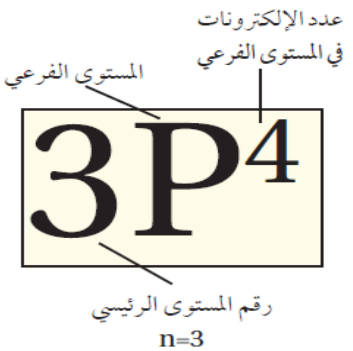
4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

الترميز الإلكترونى للصوديوم Na طبقا لقاعدة هوند

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Na: ↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑↓ ↑↓ ↑↓ (2p) ↑ (3s)

الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المستويات للعناصر من 1 إلى 10			
العنصر / رمزه	العدد الذري	رسم مربعات المستويات (هوند)	الترميز الإلكتروني (أوفباو) البناء التصاعدي
الهيدروجين H	1	↑	$1s^1$
الهيليوم He	2	↑↓	$1s^2$
الليثيوم Li	3	↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^1$
البيريليوم Be	4	↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2$
البورون B	5	↑↓ ↑↓ ↑ ☐ ☐	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون C	6	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ☐	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين N	7	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين O	8	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلور F	9	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون Ne	10	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$



الترميز باستخدام أقرب غاز نبيل

يتم إختصار التوزيع الإلكترونى وذلك باستخدام أقرب غاز نبيل في عدد الإلكترونات ثم تكملة بقية التوزيع كما في الجدول التالى

التوزيع الإلكتروني للعناصر من 11 إلى 18			
العنصر/رمزه	العدد الذري	طريقة الترميز الإلكتروني	طريقة ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)
الصوديوم Na	11	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$	$[Ne]\,3s^1$
الماغنسيوم Mg	12	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$	$[Ne]\,3s^2$
الألومنيوم Al	13	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$	$[Ne]\,3s^2\,3p^1$
السليكون Si	14	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$	$[Ne]\,3s^2\,3p^2$
الفوسفور P	15	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$	$[Ne]\,3s^2\,3p^3$
الكبريت S	16	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$	$[Ne]\,3s^2\,3p^4$
الكلور Cl	17	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$	$[Ne]\,3s^2\,3p^5$
الأرجون Ar	18	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$	$[Ne]\,3s^2\,3p^6$ أو $[Ar]$

ترتيب العناصر في الجدول الدورى حسب إلكترونات التكافؤ (الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير)

التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة 1				
الدورة 1	الهيدروجين H	$1s^1$	$1s^1$
الدورة 2	الليثيوم Li	$1s^2\,2s^1$	$[He]\,2s^1$
الدورة 3	الصوديوم Na	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$	$[Ne]\,3s^1$
الدورة 4	البوتاسيوم K	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$	$[Ar]\,4s^1$

يحدد رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي على إلكترونات التكافؤ رقم الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدورى

مثال

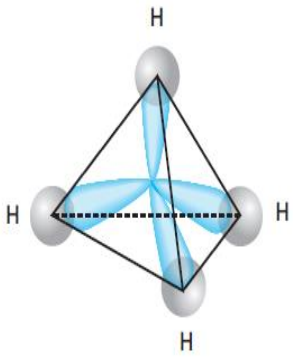
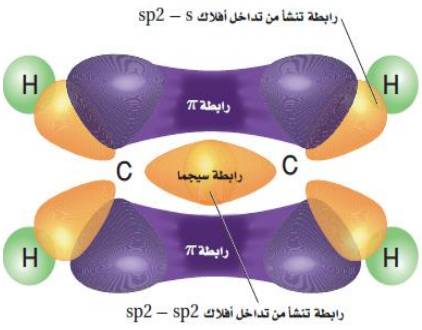
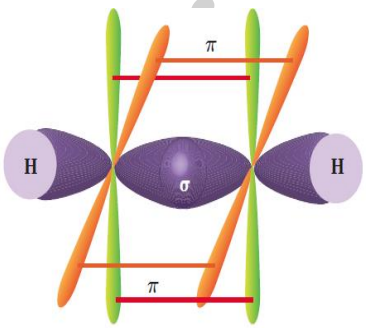
الجاليوم $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^1$ يحتوى إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الرابع لذلك يوجد في الدورة الرابعة.

عناصر الفئة s	عناصر الفئة p	عناصر الفئة d	عناصر الفئة f
تتكون من مجموعتين الأولى وتوزيعها s^1 والثانية وتوزيعها s^2	تشمل 6 مجموعات 13 – 18 لأن المستوى الفرعى p يتسع ل 6 إلكترونات - المجموعة 18 هي الغازات النبيلة – ذراتها مستقرة وتقريبا لا تتفاعل لإمتلاء المستوى الأخير بالإلكترونات	- تشمل 10 مجموعات لأن المستوى الفرعى 3d يتسع ل 10 إلكترونات - تحتوى على الفلزات الإنتقالية - يمتلئ فيها المستوى الفرعى 4s قبل 3d لأنه أقل منه في الطاقة	- تتكزن من 14 عمود لأن المستوى الفرعى f يتسع ل 14 إلكترون - المستويات 4f , 5f تكون ممتلئة أو شبه ممتلئة.

التهجين

هو عملية تداخل بين أفلاك الذرة الواحدة المتقاربة في الطاقة تنتج عنها أفلاك جديدة متساوية في الشكل والطاقة

أنواع التهجين في ذرة الكربون			
	sp^3	Sp^2	sp
الأفلاك التي يتم دمجها	واحد s + ثلاثة p	واحد s + ثلاثة p	واحد s + اثنين p
الأفلاك الناتجة بعد التهجين	أربعة sp^3	ثلاثة sp^2	إثنين sp^2

نوع التهجين	sp^3	Sp^2	sp
عدد روابط سيجما	4	3	2
عدد روابط باى	0	1	2
شكل الجزيء	هرم رباعى الأوجه 	مثلث مسطح 	خطى 
زاوية الإرتباط	109.5^0	120^0	180^0

Anwar 70228359

أنواع التهجين

نوع التهجين	شكل الجزيء الناتج	زاوية الرابطة	أمثلة	نوع وعدد الروابط التي تستطيع ذرة كربون تكوينها
sp3	هرم رباعي الأوجه Tetrahedral	109.5°	CCl_4, CH_4	4 σ (سيجما)
sp2	المثلث المسطح Trigonal planar	120°	C_2H_4	3σ (سيجما) 1π (باي)
sp	خطي Linear	180°	C_2H_2, $BeCl_2$	2σ (سيجما) 2π (باي)

مقارنة بين الرابطة (σ) سيجما والرابطة باي (π)

	الرابطة سيجما	الرابطة باي
نوع الرابطة	الرابطة التساهمية الأحادية.	الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة.
الرمز	ويرمز إليها بالرمز الإغريقي σ.	ويرمز إليها بالرمز الإغريقي π.
دوران حول محور الرابطة c–c	من السهل حدوث الدوران	من الصعب حدوث الدوران فهو مقيد بشدة
التكون	تتكون عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مستويات تكافؤهما رأسيًا.	تتكون عندما تتداخل مستويات p الفرعية المتوازية تداخلًا متوازيًا، وتشترك في الإلكترونات.
نوع التداخل	التداخل بالرأس collaner.	التداخل متوازٍ أو بالجانب colletral.
مستويات التداخل	جميع الأفلاك الذرية النقية والمهجنة (s–s) (s–p) (p–p).	(p–p) فقط.
قوة الرابطة	قوية.	ضعيفة.
السبب في اختلاف القوة	لأنها ناتجة من تداخل بالرأس بين الأفلاك فتكون الكثافة الإلكترونية للرابطة سيجما على نفس مستوى الخط الأفقي أي المحور الواصل بين نواتي الذرتين المرتبطتين فتكون قوى التجاذب أكبر	بسبب قلة التداخل بين المدارات p نظرًا لوضعهم الموازي لبعضهم البعض. مما يجعل مداراتها تذهب أبعد من الشحنة الموجبة الموجودة في النواة حيث تكون الكثافة الإلكترونية أعلى وأسفل مستوى نواتي الذرتين المرتبطتين.
أمثلة	جميع المركبات ذات الروابط الأحادية مثل: (الميثان).	الإيثين – الإيثاين.

غاز النيتروجين

فسر : النيتروجين مستقر وغير نشط كيميائيا

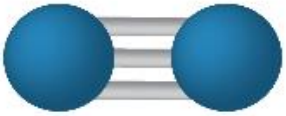
لأن الروابط بين ذرتي النيتروجين رابطة ثلاثية قوية صعبة الكسر تحتاج لطاقة عالية لكسرها

تنشأ الرابطة التساهمية الثنائية والثلاثية من خلال المشاركة بزوجين أو أكثر من الإلكترونات.

a رابطة تساهمية ثنائية

ترتبط ذرة الأكسجين برابطة ثنائية مع ذرة أكسجين أخرى.

b رابطة تساهمية ثلاثية



تتشارك ذرة نيتروجين وثلاثة أزواج من الإلكترونات مع ذرة نيتروجين أخرى حتى تصل إلى حالة الاستقرار.

Mr. Anwar Abouzeid

1- أي من الآتى يعبر عن المبدأ أو القاعدة التي تنص على أن عدد الإلكترونات في الفلك الذرى الواحد لا يزيد عن اثنين ويدور كل إلكترون حول نفسه وفى اتجاه معاكس للآخر؟

a) مبدأ أوفباو
b) مبدأ باولى
c) مبدأ البناء التصاعدى
d) قاعدة هوند

2- ما نوع التهجين في ذرة الكربون في المركب HCN؟

a) sp
b) sp^2
c) sp^3
d) sp^4

3- ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يتواجد في مستوى الطاقة الثالث (n=3)

a) 2
b) 8
c) 16
d) 18

4- أي من التالى يمثل التورزيع الإلكترون لعنصر الكلور Cl؟

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

5- أي من التالى يمثل التورزيع الإلكترون لعنصر الكلور Cl؟

a) $[Ne]\ 3p^5$
b) $[Ar]\ 3p^5$
c) $[Ne]\ 3p^3$
d) $[Ar]\ 3p^3$

Mr. Anwar 70228359

6- أي مما يلى يعبر عن موقع عنصر الكبريت في الجدول الدورى للعناصر

a) المجموعة 6 – الدورة 3 – فئة d

b) المجموعة 6 – الدورة 3 – فئة p

c) المجموعة 3 – الدورة 6 – فئة d

d) المجموعة 3 – الدورة 36 – فئة d

7- أي من العناصر التالية له سبعة إلكترونات تكافؤ؟

a) Na

b) F

c) O

d) Cu

8- أي من العناصر التالية يعتبر عنصرا انتقاليا؟

a) Na

b) F

c) O

d) Cu

9- أي من العناصر التالية يعتبر عنصرا نبيلا؟

a) Na

b) Mg

c) Ne

d) Cl

10- 10- ما هو شكل الاوربيتال (S) ؟

a) مربعي

b) مثلثي

c) كروي

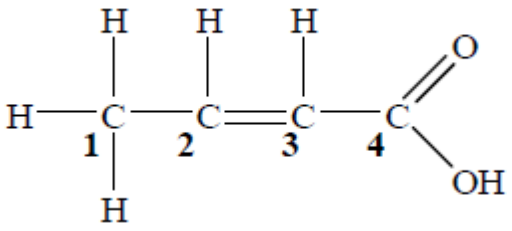
d) كمثري

11- فسر: النيتروجين غير نشط كيميائيا؟

.....

Mr. Anwar 70228359

12- انظر الشكل التالي ثم اجب عن الاسئلة التالية



a) حدد نوع التهجين والشكل الفراغي في كل ذرة كربون

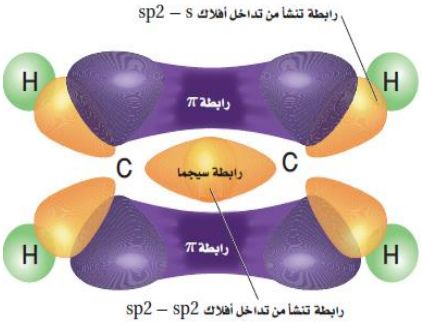
	1	2	3	4
نوع التهجين				
الشكل الفراغي				

b) كم عدد الروابط سيجما والروابط باي في الشكل السابق

.....

.....

13- ادرس الشكل التالي جيدا ثم اجب عن الأسئلة التالية؟



a) ما هو نوع التهجين لذرة الكربون داخل المركب؟

.....

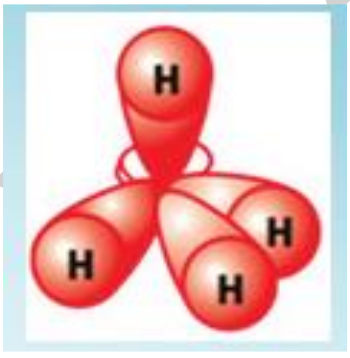
b) كم عدد روابط سيجما و باى التي يكونها هذا الجزيء؟

.....

c) ما هو شكل وقيمة زاوية الارتباط لهذا الجزيء؟

.....

14- ادرس الشكل التالي جيدا ثم اجب عن الأسئلة التالية؟



a) ما هو نوع التهجين لذرة الكربون داخل المركب؟

.....

b) كم عدد روابط سيجما و باى التي يكونها هذا الجزيء؟

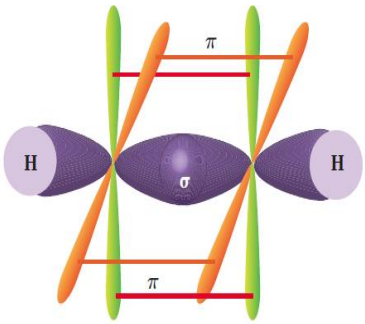
.....

c) ما هو شكل وقيمة زاوية الارتباط لهذا الجزيء؟

.....

15- ادرس الشكل التالي جيدا ثم اجب عن الأسئلة التالية؟

Mr. Anwar 70228359



a) ما هو نوع التهجين لذرة الكربون داخل المركب؟

.....

b) كم عدد روابط سيجما و باى التي يكونها هذا الجزيء؟

.....

c) ما هو شكل وقيمة زاوية الارتباط لهذا الجزيء؟

.....

16- ما هو نوع التهجين في المركبات التالية: (ارسم شكل المركب)

	الشكل	التهجين
CH_4		
H_2O		
C_2H_2		
NH_3		

Mr. Anwar 70228359

17- اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية

العنصر	التوزيع الإلكتروني	التوزيع الإلكتروني باستخدام ترميز الغاز النبيل
P		
Ca		
Fe		
K		
Al		

18- أكتب التوزيع الإلكترونى للعناصر التالية باستخدام قاعدة هوند

العنصر	التوزيع الإلكترونى باستخدام قاعدة هوند
Na	
O	
Mn	
N	
V	
F	
B	
Co	

Mr. Anwar 70228359