

مذكرة اطار



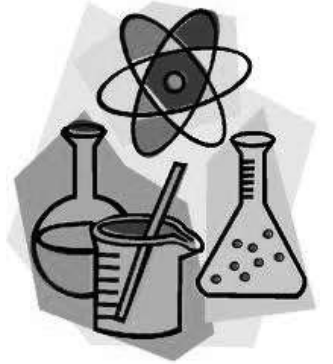
Mr. Mahmoud Ragab

معلم أول العلوم

مدرسة آل السعيد الثانوية

شبرا صورة

المشرف العام على مادة الكيمياء بموقع الثانوية العامة الجديدة



اسم الطالب

.....



مقدمة

مرحباً بك عزيزي طالب الصف الثانى الثانوى و نهنئة من القلب على اجتيازك الصف الأول الثانوى بنجاح و نتمنى لك كل النوفيق فى هذه المرحلة الجديدة من حياتك العلمية لننضح الرؤية إمامك لتحديد مستقبلك .
فنعالى نعرف على الكيمياء من خلال هذا المنهج و مذكرة المنار مع أطيب آمياتك بالنجاح و النوفيق .

أهم أسباب التفوق فى المرحلة الثانوية (إن شاء الله)

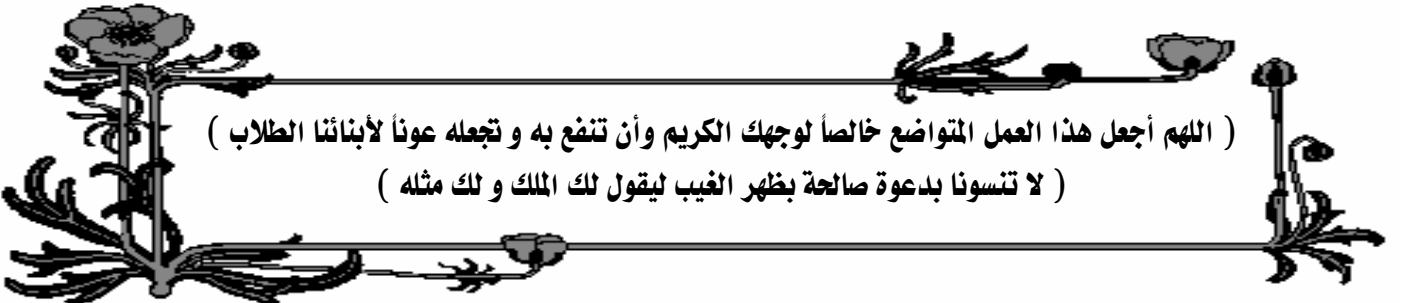
- ① التقوى : يجب على الطالب أن يثق الله عزو جل فى أفعاله و أقواله حتى يحصل على العلم عملاً بقوله تعالى " و اتقوا الله و يعلمكم الله " لذلك يجب عليه تبعاً لذلك ترك الطعاصى و النوبة إلى الله توبة نصوحاً.
- ② المحافظة على الصلاة فى أوقاتها خاصة صلاة الفجر .
- ③ اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه فى النوفيق فى المذاكرة و تحصيل العلم.
- ④ تنظيم الوقت جيداً و عمل جدول أسبوعى للمذاكرة بحيث تكون هناك ساعات فى اليوم لمذاكرة الدروس الجديدة و عمل الواجبات و ساعات أخرى لمراجعة القديم ، كما يراعى فى التنظيم أن تراجع كل مادة على الأقل مرة واحدة فى الأسبوع.
- ⑤ قبل المذاكرة اقرأ و لو صفحة واحدة من القرآن الكريم بتركيز شديد و تعمّن و تدبر حتى يكون ذهنك صافياً و بعد ذلك يبدأ عقلك فى التركيز فى تحصيل العلم فقط دون تشويش من أى مؤثر خارجى .
- ⑥ ابدأ المذاكرة بدعاء قبل المذاكرة و اختتمها بدعاء بعد المذاكرة .
- ⑦ أثناء المذاكرة حاول أن تستخدم عدة طرق لتثبيت المعلومات كالتالى : اقرأ الجزء الذى ستذاكره كاملاً أول مرة ثم قم بتقسيمه إلى عدة عناوين و أجزاء ثم ذكّر كل جزء على حدة بالصوت العالى مرة و بالقراءة مرة و بالكتابة مرة أخرى ثم ذكّر جميع الأجزاء معاً ثم قم بعمل بعض الأسئلة على الدرس كاملاً .

دعاء قبل المذاكرة

❁ " اللهم إني أسالك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام المطالكة المقربين ، اللهم اجعل ألسنتنا عامرة بذكرك و قلوبنا جاشنة و أسرارنا بطاعتك إنك على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل " ❁

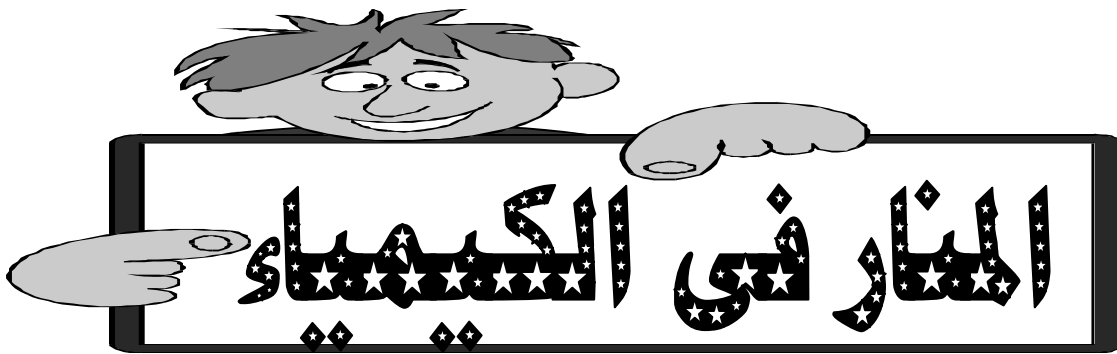
دعاء بعد المذاكرة

❁ " اللهم إني أسئدعك ما قرأت و ما حفظت فردّه على عند حاجتي إليه يا رب العالمين " ❁



الباب الثالث

الروابط وأشكال الجزئيات



یا قارئ خطی لا نبکی علی مونک ... فالیوج انا معک و غداً انا فی التراب فین
عشت فانی معک و ان من فلذکر
و یا ماراً علی قبری ... لا نعجب من امری بالأمس کنتم معک ... و غداً انتم
معکم... اُمـــــــــــــــــــــون

و یبقی کل ما کنبه ذکــــــــــــــــــــری فیالینت ... کل من قرأ کلماتی ..



تدخل كل العناصر الكيميائية في تفاعلات كيميائية عدا العناصر الخاملة (النبيلة) لأن كل العناصر تحاول أن تفقد أو تكتسب أو تشارك بالإلكترونات لكي يكتمل مستواها الأخير و يتساوى مع التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل ، و العناصر الخاملة لا تدخل في تفاعلات كيميائية لأنها أصلاً مستقرة .

الغاز الخامل	التوزيع الإلكتروني	الغاز الخامل	التوزيع الإلكتروني
${}^2\text{He}$	$1s^2$	${}^{36}\text{Kr}$	$({}_{18}\text{Ar}) , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6$
${}^{10}\text{Ne}$	$({}^2\text{He}) , 2s^2 , 2p^6$	${}^{54}\text{Xe}$	$({}_{36}\text{Kr}) , 5s^2 , 4d^{10} , 5p^6$
${}^{18}\text{Ar}$	$({}^{10}\text{Ne}) , 3s^2 , 3p^6$	${}^{86}\text{Rn}$	$({}_{54}\text{Xe}) , 6s^2 , 4f^{14} , 5d^{10} , 6p^6$



التفاعل الكيميائي



هو كسر للروابط بين ذرات جزيئات المواد المتفاعلة و تكوين روابط جديدة بين ذرات جزيئات المواد الناتجة من التفاعل .

مثال : عند خلط برادة الحديد مع الكبريت لا يتكون مركباً كيميائياً جديداً و ذلك لأن الروابط بين الحديد و بعضها و بين الكبريت و بعضها لم تتكسر لكي تتكون روابط جديدة بين الحديد و الكبريت و يحدث ذلك بالتسخين لينتج مركب جديد هو كبريتيد الحديد .

و تلعب إلكترونات التكافؤ داخل الذرة دوراً مهماً في طبيعة الروابط و قام العالم لويس بوضع طريقة مبسطة لتمثيل إلكترونات التكافؤ مستخدماً النقاط كما هو موضح بالجدول :

المجموعة	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
الدورة الثالثة	Na_{11}	Mg_{12}	Al_{13}	Si_{14}	P_{15}	S_{16}	Cl_{17}	Ar_{18}
التركيب الإلكتروني	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2, 3p^1$	$3s^2, 3p^2$	$3s^2, 3p^3$	$3s^2, 3p^4$	$3s^2, 3p^5$	$3s^2, 3p^6$
نموذج لويس النقطي	$\text{Na} \bullet$	$\bullet \text{Mg} \bullet$	$\bullet \text{Al} \bullet$	$\bullet \text{Si} \bullet$	$\bullet \text{P} \bullet$	$\bullet \text{S} \bullet$	$\bullet \text{Cl} \bullet$	$\bullet \text{Ar} \bullet$

❖ أطلق لويس على زوج الإلكترونات الموجود في أوربيتالات المستوى الخارجى و الذى لم يشارك في تكوين الروابط اسم زوج حر Lone pair و على زوج الإلكترونات المسئول عن تكوين الرابطة اسم زوج الارتباط Bond pair .

❖ في ضوء معلوماتنا الجديدة عن تركيب الذرة سوف نقوم بدراسة نوعان من الروابط هما :

١- الروابط الكيميائية : مثل الرابطة الأيونية ، الرابطة التساهمية ، الرابطة التناسقية .

٢- الروابط الفيزيائية : مثل الرابطة الهيدروجينية ، الرابطة الفلزية .



أولاً : الرابطة الأيونية

هي رابطة ليس لها وجود مادي تحدث بين عناصر طرفي الجدول الدوري الطرف الأيسر (الفلزات) و الطرف الأيمن (اللافلزات) بشرط أن يكون فرق السالبية الكهربية بين العناصر أكبر من (١,٧) .

خطوات تكوين الرابطة الأيونية

١- **تكوين الأيون الموجب :** نتيجة لفقد العنصر الفلزى لإلكترون أو أكثر ؛ و ذلك لكبر حجمها و صغر جهد تأينها فيسهل عليها فقد إلكترونات .





- ٢- **تكوين الأيون السالب** : نتيجة لإكتساب العنصر اللافلزى لإلكترون أو أكثر ؛ و ذلك لصغر حجمها و كبر جهد تأينها فيسهل عليها اكتساب الإلكترونات التى تفقدها الفلزات .
- ٣- **تكوين الرابطة الأيونية** : نتيجة حدوث تجاذب كهربي بين الكاتيونات (الأيونات الموجبة) و الأنيونات (الأيونات السالبة) لذا فهي ليس لها وجود مادي أو إتجاه محدد .

العنصر	Al	Mg	Na
السالبية الكهربية	١,٥	١,٢	٠,٩
كلوريد العنصر	AlCl ₃ تساهمي	MgCl ₂ أيوني	NaCl أيوني قوى
فرق السالبية	٣ - ١,٥ = ١,٥	٣ - ١,٢ = ١,٨	٣ - ٠,٩ = ٢,١
درجة الإنصهار	190 ⁰ c	714 ⁰ c	810 ⁰ c
درجة الغليان	يتسامي	1412 ⁰ c	1465 ⁰ c
التوصيل للكهرباء	لا يوصل	موصل جيد	موصل جيد جداً

ملحوظة : كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة (زاد البعد الأفقي بينهما في الجدول) كلما زادت قوة الرابطة الأيونية و زادت الخواص الأيونية (مثل ارتفاع درجتي الإنصهار و الغليان) .

نظرية تنافر أزواج الإلكترونات التكافؤ

تتوزع أزواج الإلكترونات (الحرة و المرتبطة) في الفراغ حول الذرة المركزية للمركب بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن لتكوين الشكل الأكثر إستقراراً للجزء .

❖ ملاحظات هامة جداً :

- أزواج الإلكترونات المرتبطة لا تعدد شكل الجزء لأنها تكون مرتبطة بنواتي الذرتين المرتبطتين من الجهتين .
- تتحكم أزواج الإلكترونات الحرّة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزء لأنها ترتبط بنواة الذرة المركزية من جهة و تنتشر في الفراغ من الجهة الأخرى .
- الزيادة في عدد أزواج الإلكترونات الحرّة في الذرة المركزية للجزء يؤدي إلى زيادة قوى التنافر بين هذه الإلكترونات فيقل مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزء (علاقة عكسية : كلما زاد التنافر بين أزواج الإلكترونات الحرّة قلت قيم الزوايا) وبشكل عام يكون :

التنافر بين : زوج حر، زوج حر < التنافر بين : زوج رابط، زوج رابط .

س : كيف يمكنك تفسير صغر الزوايا بين الروابط التساهمية في جزئ الماء H₂O (105⁰) عن جزئ الأمونيا NH₃ (107⁰) عن جزئ الميثان CH₄ (109⁰) في ضوء ما سبق ؟

ج : لأن جزئ الماء يحتوى على زوجين من الإلكترونات الحرة بينما جزئ الأمونيا يحتوى على زوج واحد من الإلكترونات الحرة و جزئ الميثان لا يحتوى على أى أزواج من الإلكترونات الحرة و كلما زاد عدد أزواج إلكترونات التكافؤ الحرة يزداد التنافر بينها فتقل قيم الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزء . (علاقة عكسية)

س علل : تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزء .

ج : لأنها ترتبط من جهة بنواة الذرة المركزية و تنتشر فراغياً من الجهة الأخرى .





س علل : لا تتحكم أزواج الإلكترونات المرتبطة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزيء .
ج : لأنها ترتبط بنواتي الذرتين المرتبطتين من الجهتين .



أشكال الجزيئات تبعاً لنظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ

❖ تختلف أشكال الجزيئات تبعاً لعدد أزواج الإلكترونات (الحرّة و المرتبطة) التي تتواجد في أوربيبتالات الذرة المركزية للجزيء .

❖ و الجدول التالي يوضح أشكال بعض الجزيئات حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ :

ترتيب أزواج الإلكترونات	أزواج الإلكترونات			شكل الجزيء في الفراغ (الشكل البنائي = الهندسى)	الصيغة العامة	أمثلة الجزيئات
	المجموع	المرتبطة	الحرّة			
خطي (لأن المحصلة ٢)	2	2	0	خطي	AX_2	BeF_2
مثلث مستوي (لأن المحصلة ٣)	3	3	0	مثلث مستوي	AX_3	BF_3
		2	1	زاوي	AX_2E	SO_2
رباعي الأوجه (لأن المحصلة ٤)	4	4	0	رباعي الأوجه	AX_4	CH_4
		3	1	هرم ثلاثي القاعدة	AX_3E	NH_3
		2	2	زاوي	AX_2E_2	H_2O

(حيث : A : الذرة المركزية ، X : الذرات المرتبطة بالذرة المركزية ، E : أزواج الإلكترونات الحرّة)

O_8 ، N_7 ، C_6 ، S_{16} ، B_5 ، Be_4

المنار في الكيمياء

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031





ثانياً : الرابطة التساهمية

- رابطة تتم غالباً بين ٨ فلزيين ، يتم الارتباط بينهما بالمشاركة (المساهمة) الإلكترونية .
- تحدث بين ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة في السالبية الكهربية (فرق السالبية الكهربية أقل من ١,٧) .

أنواعها :

رابطة تساهمية قطبية	رابطة تساهمية غير قطبية	رابطة تساهمية نقية
تتكون بين ذرتين لعنصرين لا فلزيين .	تتكون بين ذرتين لعنصرين لا فلزيين	تتكون بين ذرتين لعنصر لا فلزي واحد .
الذرتين مختلفتين في السالبية الكهربية	الذرتين مختلفتين في السالبية الكهربية	الذرتين متساويتين في السالبية الكهربية
فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0,4 و أقل من 1,7	فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0 حتى 0,4	فرق السالبية بين الذرتين = صفر
الذرة الأكثر سالبية تجذب زوج الإلكترونات المشتركة في اتجاهها أكثر من الأخرى .	تتم بالمشاركة (المساهمة) الإلكترونية	كلا الذرتين له نفس القدرة على جذب الإلكترونات المشتركة
يقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول مع الذرة الأكثر سالبية .		يقضى زوج الإلكترونات وقتاً متساوياً مع كلا من الذرتين .
تكتسب الذرة الأكثر سالبية شحنة سالبة جزئية δ^- و الذرة الأخرى شحنة موجبة جزئية δ^+		تكون شحنة كل من الذرتين = صفر
أمثلة : جزيء فلوريد الهيدروجين (HF) - جزيء الماء (H_2O) - جزيء النشادر (NH_3) - جزيء كلوريد الهيدروجين (HCl) (وضح الرسم بنفسك)	أمثلة : الروابط بين الكربون و الهيدروجين .	أمثلة : جزيء النيتروجين (N_2) - جزيء الكلور (Cl_2) - جزيء الفلور (F_2) - جزيء الهيدروجين (H_2) (وضح الرسم بنفسك)

❖ تعليقات هامة جداً :

س علل : الرابطة في جزيء كلوريد الهيدروجين تساهمية قطبية .
 ج : لأن الفرق في السالبية الكهربية بين الكلور و الهيدروجين كبير نسبياً ولكنه أقل من ١,٧ فيقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول في حيازة ذرة الكلور الأكثر سالبية فتكتسب شحنة سالبة جزئية و تكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية .

س علل : الرابطة في جزيء الكلور تساهمية نقية .

ج : لأن الفرق في السالبية الكهربية بين ذرتي الكلور يساوي صفر فيقضى زوج إلكترونات الرابطة وقتاً متساوياً في حيازة كلا الذرتين فتصبح الشحنة النهائية على كل من الذرتين صفر .

س علل : الرابطة في جزيء الميثان CH_4 تساهمية غير قطبية .

ج : لتقارب الذرتين في السالبية الكهربية فالفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين مساو 0,4 .





❖ ملحوظة هامة جداً :

- الروابط في جزي ثاني أكسيد الكربون CO_2 روابط تساهمية قطبية و رغم ذلك يعتبر جزي غير قطبي .

س علل : جزي ثاني أكسيد الكربون CO_2 غير قطبي رغم أن الروابط فيه تساهمية قطبية .

ج : لأن الشكل الخطي للجزيء $O \equiv C \equiv O$ يتسبب في أن تلاشى كل رابطة التأثير القطبي للرابطة الأخرى (محصلة عزم الإزدواج القطبية تساوى صفر) .



النظريات المفسرة للرابطة التساهمية

أولاً : نظرية الثمانيات

تُعرف بالنظرية الإلكترونية للتكافؤ و وضعها العالمان كوسل و لويس عام ١٩١٦ م .

✓ تنص على :

بخلاف الهيدروجين و الليثيوم و البريليوم تميل جميع ذرات العناصر للوصول إلى التركيب الثماني لمستوياتها الخارجية.

❖ ملحوظة هامة جداً :

- حسب هذه النظرية تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تلاصق عدد من الكثرونات الغلاف الخارجى للذرتين بحيث يصل التركيب الإلكتروني لكل منهما إلى ثمانية الكثرونات .

- يرمز للكثرونات الغلاف الخارجى بنقط • أو علامة x .

❖ من أمثله المركبات التى فسرتها :

الماء H_2O	النشادر NH_3	الكلور Cl_2
<pre> •• •• H X • O • X H •• •• </pre>	<pre> •• •• H X • N • X H XX • H </pre>	<pre> •• •• •• Cl • X Cl •• •• •• </pre>

✓ عيوب نظرية الثمانيات :

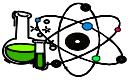
١- لم تستطع تفسير خواص الجزيئات مثل الشكل الفراغى (الهندسى) للمركب و قيم الزوايا بين الروابط فيه .

٢- لم تستطع تفسير الترايب فى كثير من الجزيئات على أساس قاعدة الثمانيات و التى يزيد أو يقل فيها عدد الإلكترونات

حول الذرة المركزية عن ثمانية مثلى : جزيء خامس كلوريد الفوسفور PCl_5 - جزيء ثالث فلوريد البورون BF_3 .

جزيء خامس كلوريد الفوسفور PCl_5	جزيء ثالث فلوريد البورون BF_3
تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات.	تكون ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط .
	<pre> F X • F X • B • X F </pre>





ثانياً : نظرية رابطة التكافؤ

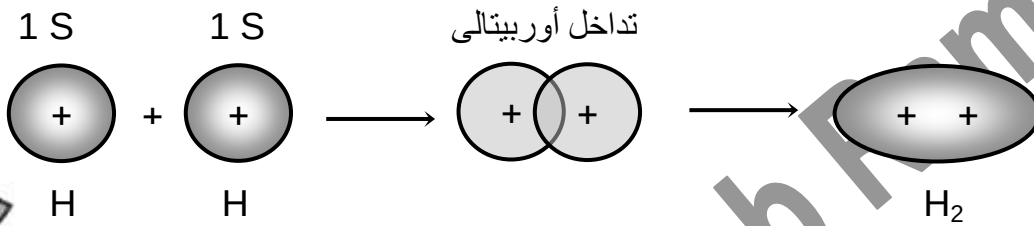
بنيت على نتائج ميكانيكا الكم... على اعتبار أن الإلكترون جسيم مادي و له خواص موجية يحتمل تواجده في أى منطقة من الفراغ المحيط بالنواة .

✓ تنص على :

تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تداخل أوربيتال إحدئ الذرتين به إلكترون مفرد مع أوربيتال لذرة أخرى به إلكترون مفرد أيضاً .

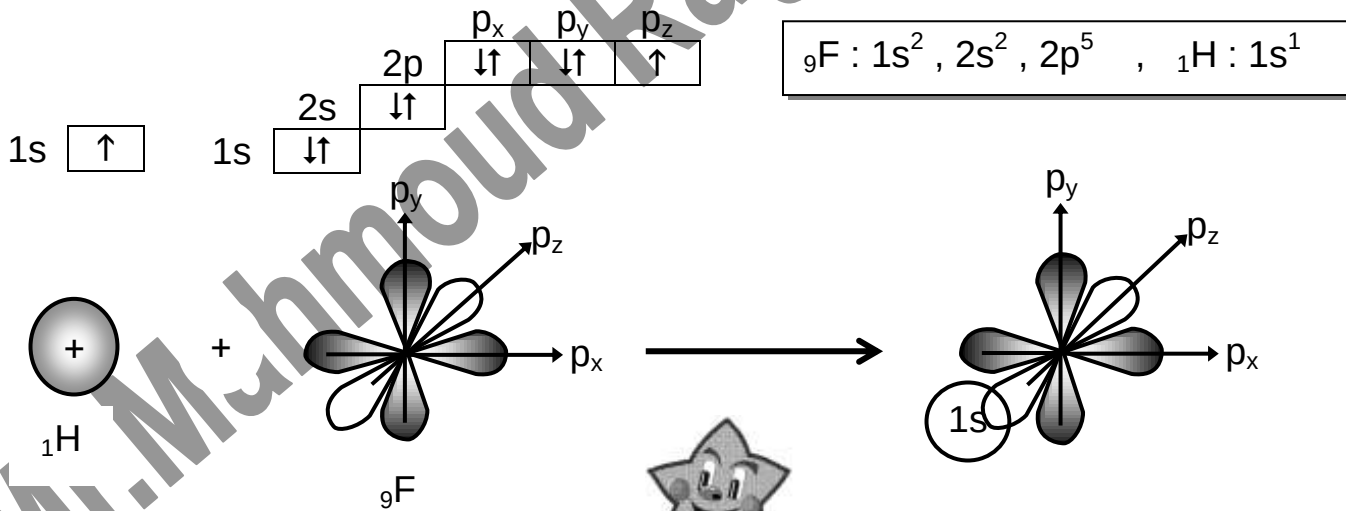
مثال (١) : تفسير تكوين جزيئ الهيدروجين (H₂)

عن طريق تداخل أوربيتال (1s) لذرة الهيدروجين الذي يحتوى على إلكترون مفرد مع أوربيتال (1s) الهيدروجين الأخرى و الذي يحتوى أيضاً على إلكترون مفرد .



مثال (٢) : تفسير تكوين جزيئ فلوريد الهيدروجين (HF)

عن طريق تداخل الأوربيتال (2p_z) لذرة الفلور و الذي يحتوى على إلكترون مفرد مع الأوربيتال (1s) لذرة الهيدروجين و الذي يحتوى على إلكترون مفرد أيضاً .



التهجين

عملية اتحاد أو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر ففى نفس الذرة لينتج أوربيتالات جديدة تسمى أوربيتالات مهجنة متساوية ففى الشكل و الطاقة .

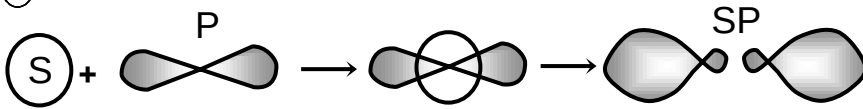
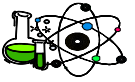
١- يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة .

٢- يحدث التهجين بين الأوربيتالات المتقاربة فى الطاقة مثل (2s مع 2p) .

٣- عدد الأوربيتالات المهجنة = عدد الأوربيتالات الداخلة فى التهجين و تأخذ رمزها .

يرمز للأوربيتالات الجزيئية بالرمز سيجما σ و باى π و دلتا δ و يرمز للأوربيتالات الذرية النقية بـ s , p , d , f و يرمز للأوربيتالات الذرية المهجنة بالرموز sp , sp² , sp³





أمثلة : أوربيتال (s) + ٣ أوربيتال (p) = ٤ أوربيتال من نوع (sp^3)
 أوربيتال (s) + ٢ أوربيتال (p) = ٣ أوربيتال من نوع (sp^2)
 أوربيتال (s) + ١ أوربيتال (p) = ٢ أوربيتال من نوع (sp)
 س علل : الأوربيتالات المهجنة أكثر بروزا للخارج من الأوربيتالات النقية .
 ج : لتصبح قدرتها على التداخل أقوى من الأوربيتالات العادية .

تفسير تكوين جزئ الميثان CH_4 في ضوء نظرية رابطة التكافؤ

بيئت القياسات الفيزيائية الحقائق التالية :

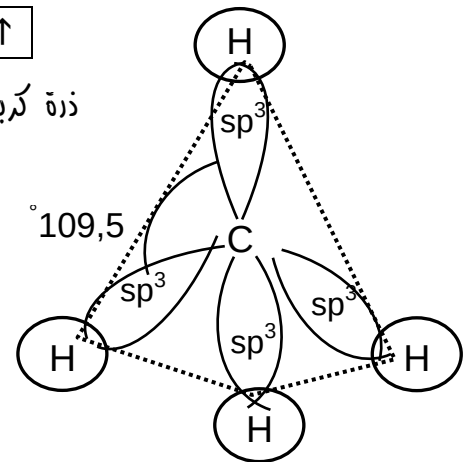
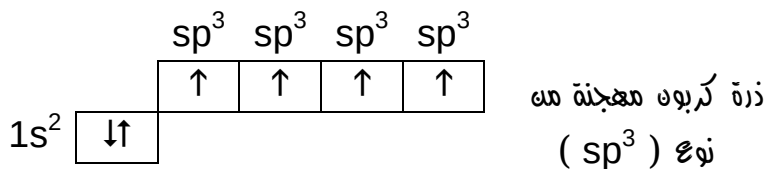
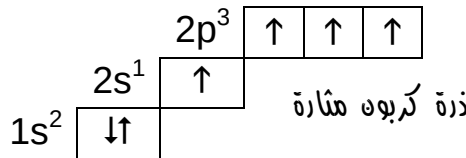
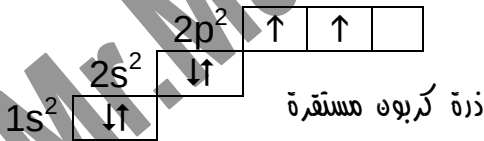
✓ جزئ الميثان يأخذ شكل هرم رباعي الأوجه .

✓ الزوايا بين الروابط $109,5^\circ$.

✓ الروابط بين ذرة الكربون و ذرات الهيدروجين الأربعة متساوية في الطول و القوة .

تفسير هذه الحقائق :

- ١- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوي على إلكترونين مفردين في أوربيتالين بالمستوى الفرعي ($2p$) ثم تحدث عملية إثارة لذرة الكربون .
- ٢- تحتوي ذرة الكربون في الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعي ($2s$) إلى الأوربيتال الفارغ في المستوى الفرعي ($2p$) ثم تحدث عملية تهجين من نوع (sp^3) .
- ٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال في ($2s$) و الأوربيتالات الثلاثة في ($2p$) ليتكون أربعة أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^3) متكافئة في الطاقة .
- ٤- يتكون جزئ الميثان عن طريق إرتباط الأربع إلكترونات المفردة في الأوربيتال (sp^3) مع أربع ذرات هيدروجين ليكون جزئ الميثان (CH_4)



س علل: قيمة الزوايا بين الروابط في جزئ الميثان (CH_4) هي $109,5^\circ$ و ليس 90° .

ج : لأن الأوربيتالات المهجنة كل منها عبارة عن إلكترون سالب فتتباعده عن بعضها في الفراغ $109,5^\circ$ لتقليل قوة التنافر بينها .





ثالثاً : نظرية الأوربيتالات الجزيئية

✓ تنص على :

الجزئ وحدة واحدة أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فيها تداخل بين جميع الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية .

س : قارن بين نظرية رابطة التكافؤ و نظرية الأوربيتالات الجزيئية .

نظرية الأوربيتالات الجزيئية	نظرية رابطة التكافؤ
اعتبرت الجزئ ذرة كبيرة متعددة الأنوية	اعتبرت الجزئ مجرد ذرتين متحدتين أو أكثر
تنشأ الرابطة من تداخل جميع الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية	تنشأ الرابطة التساهمية من تداخل بعض الأوربيتالات الذرية (بها إلكترونات مفردة)

س : ما هي أنواع الأوربيتالات الجزيئية ... قارن بينها .

الرابطة باى (π)	الرابطة سيجما (σ)
تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالجانب	تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالرأس
الأوربيتالات المتداخلة متوازية	الأوربيتالات المتداخلة على خط واحد
طويلة - ضعيفة - سهلة الكسر	قصيرة - قوية - صعبة الكسر

تفسير تكوين جزئ الإيثيلين C_2H_4 في ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية



✓ جزئ الإيثيلين يتخذ شكل مثلث مستو (مسطح) .

✓ قيم الزوايا بين الروابط 120° .

تفسير هذه الحقائق :

١- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوى على إلكترونين مفردين في أوربيتالين بالمستوى الفرعى ($2p$) فيحدث عملية إثارة لذرة الكربون .

٢- تحتوى ذرة الكربون في الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة انتقال إلكترون من المستوى الفرعى ($2s$) إلى الأوربيتال الفارغ في المستوى الفرعى ($2p$) ثم تحدث عملية تهجين من النوع (sp^2) .

٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال في ($2s$) مع أوربيتالين من الأوربيتالات الثلاثة في ($2p$) ليتكون ثلاثة أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^2) متكافئة في الطاقة .

٤- يتكون في الجزئ ستة روابط كالتالى :

✓ بين ذرتي الكربون :

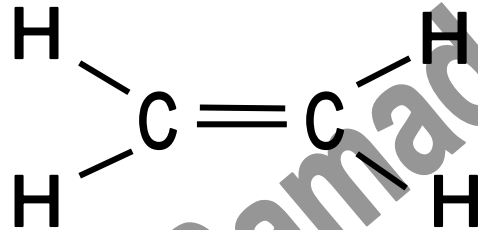
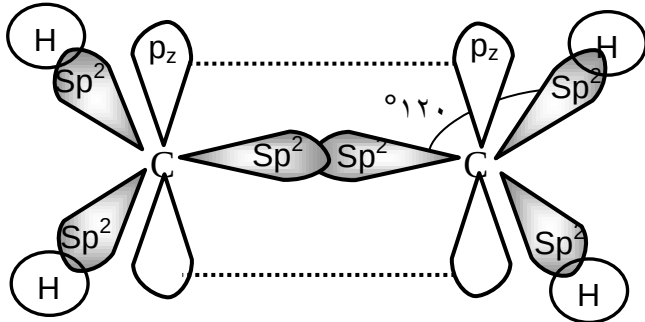
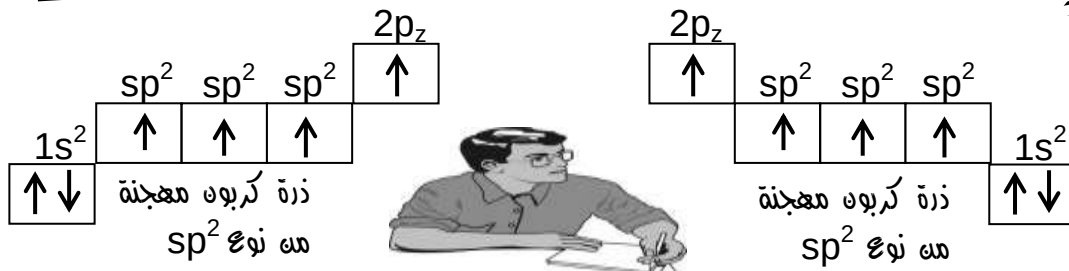
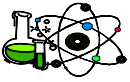
رابطة واحدة سيجما σ قوية بين الأوربيتالين SP^2 لذرتي الكربون .

رابطة واحدة باى π ضعيفة بين الأوربيتالين $2P_z$ لذرتي الكربون .

✓ بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :

4 روابط سيجما σ قوية بين الأوربيتال $1s$ لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات SP^2 لذرتي الكربون .





تفسير تكوين جزي الأستيلين C_2H_2 في ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية



- ✓ جزي الأستيلين يأخذ شكل خطي .
- ✓ قيم الزوايا بين الروابط 180° .

تفسير هذه الحقائق :

- 1- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوي على إلكترونين مفردين في أوربيتالين بالمستوى الفرعي ($2p$) فيحدث عملية إثارة لذرة الكربون .
- 2- تحتوي ذرة الكربون في الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة انتقال إلكترون من المستوى الفرعي ($2s$) إلى الأوربيتال الفارغ في المستوى الفرعي ($2p$) ثم تحدث عملية تهجين من النوع (sp) .
- 3- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال في ($2s$) مع أوربيتال من الأوربيتالات الثلاثة في ($2p$) ليتكون أوربيتالين مهجين من النوع (sp) متكافئة في الطاقة .

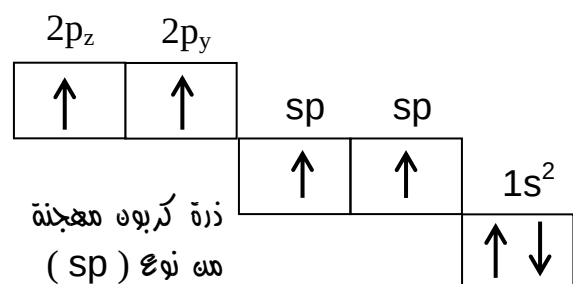
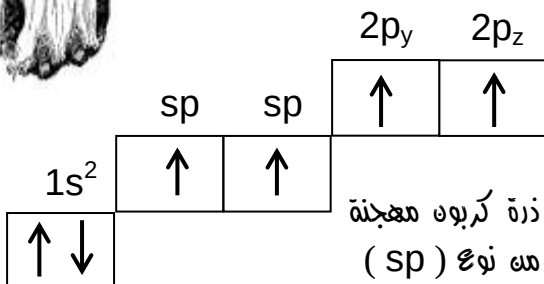
٤- يتكون في الجزي خمسة روابط كالتالي :

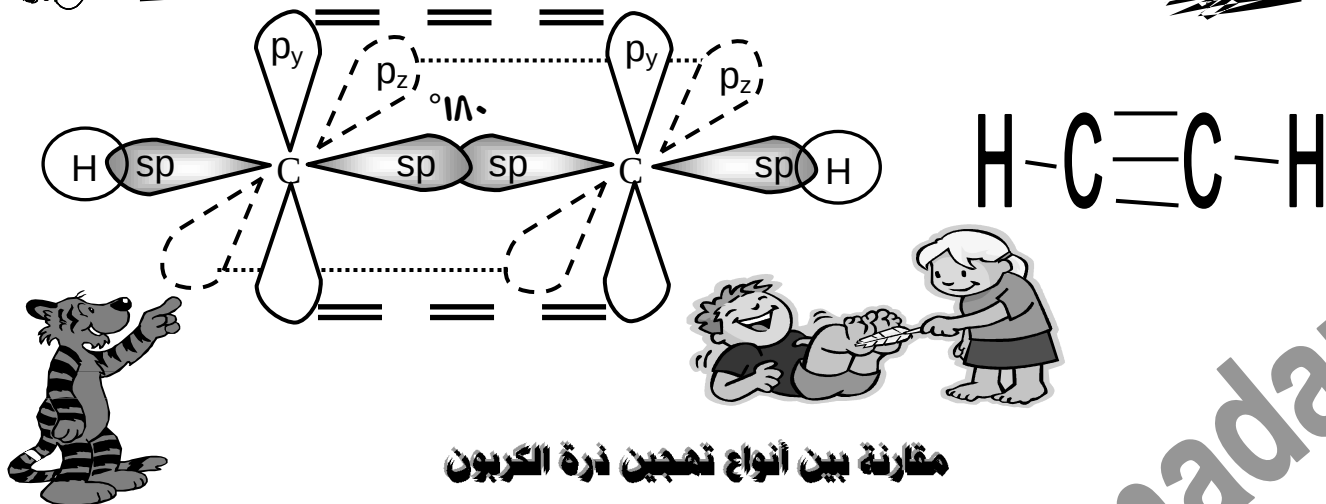
- ✓ بين ذرتي الكربون :

رابطة واحدة سيجما σ قوية بين الأوربيتالين SP لذرتي الكربون .
2 رابطة باي π ضعيفة (واحدة بين الأوربيتالين $2P_z$ و الأخرى بين الأوربيتالين $2p_y$ لذرتي الكربون) .

- ✓ بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :

2 رابطة سيجما σ قوية بين الأوربيتال $1s$ لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات SP لذرتي الكربون .





sp	Sp ²	sp ³	المقارنة
أوربيتال (s) مع أوربيتال (p)	أوربيتال (s) مع ٢ أوربيتال (p)	أوربيتال (s) مع ٣ أوربيتالات (p)	الأوربيتالات الداخلة في التهجين
٢ أوربيتال (sp) بالإضافة إلى ٢ أوربيتال (2p _y , 2p _z) غير مهجن عمودي	٣ أوربيتالات (sp ²) بالإضافة إلى أوربيتال (2p _z) غير مهجن يكون عمودي	٤ أوربيتالات (sp ³) متكافئة في الطاقة و الشكل الفراغي	الأوربيتالات المهجنة
180° لتقليل قوى التنافر	120° لتقليل قوى التنافر	109,5° لتقليل قوى التنافر	الزوايا بين الأوربيتالات المهجنة
خطي	مثلث مستوي	هرم رباعي الأوجه	الشكل الفراغي
الأسيتيلين	الإيثيلين	الميثان	مثال

ثالثاً : الرابطة التناسقية

رابطة تتكون بين ذرتين أحدهما تحتوي أوربيتال به زوج حر من الإلكترونات (ذرة مانحة) تمنح هذا الزوج الحر من الإلكترونات إلى ذرة أخرى بها أوربيتال فارغ (ذرة مستقبلة).

(علل) الرابطة التناسقية نوع خاص من الروابط التساهمية.

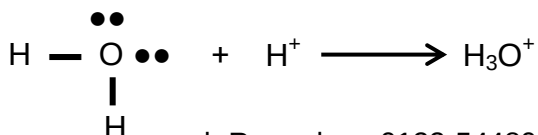
ج : لأن كلا منهما عبارة عن زوج من الإلكترونات و الفرق بينهما في منشأ هذا الزوج من الإلكترونات ففي الرابطة التناسقية يكون مصدره ذرة واحدة و في الرابطة التساهمية يكون مصدره كلا الذرتين .

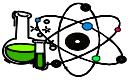


ملحوظة : يرمز للرابطة التناسقية بسهم (←) متجهاً ناحية الذرة المستقبلة للإلكترونات .

مثال (١) : تكوين أيون الهيدرونيوم (H₃O⁺) :

عند إذابة الأحماض في الماء تمنح ذرة الأكسجين الموجودة بجزيء الماء زوج حر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (H⁺) ليكون أيون الهيدرونيوم الموجب (H₃O⁺)



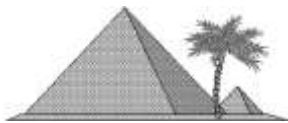
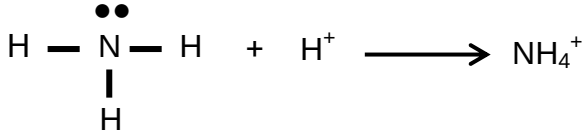


س علل : لا يوجد أيون الهيدروجين الناتج من تفكك الأحماض في الماء منفردا .

ج : لأنه يجذب إلى زوج الإلكترونات الحرة الموجودة على ذرة أكسجين أحد جزيئات الماء و يرتبط معها برابطة تناسقية مكوناً أيون الهيدرونيوم .

مثال (٢) : تكوين أيون الأمونيوم (NH_4^+) :

عند إمرار غاز النشادر في محاليل الأحماض تمنح ذرة النيتروجين الموجودة بجزيئ النشادر زوج حُر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (H^+) ليتكون أيون الأمونيوم الموجب (NH_4^+) .



ملحوظة هامة جدا

❖ أيون الأمونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :

3 روابط تساهمية قطبية بين النيتروجين و الهيدروجين في جزيئ النشادر + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين جزيئ النشادر .

❖ أيون الهيدرونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :

رابطتين تساهميتين قطبيتين بين الأكسجين و الهيدروجين في جزيئ الماء + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين و زوج الإلكترونات من ذرة الأكسجين في جزيئ الماء .

❖ أى مركب فيه كلمة أمونيوم (كلوريد أمونيوم مثلا) لابد أن يحتوى على 3 أنواع من الروابط هي :

3 روابط تساهمية قطبية بين ذرة النيتروجين و ذرة الهيدروجين في جزيئ النشادر + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين و جزيئ النشادر + رابطة أيونية بين أيون الأمونيوم الموجب و الأيون السالب المرتبط معه .



الروابط الفيزيائية

أولا : الرابطة الهيدروجينية

رابطة تتكون عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربية عالية نسبياً فتعمل ذرة الهيدروجين كقنطرة تربط الذرتين معاً .

✓ الرابطة الهيدروجينية هي رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين (مرتبطة مع ذرة أخرى برابطة تساهمية قطبية في جزيئ ما) وزوج من الإلكترونات الحرة لذرة أخرى سالبيتها الكهربية مرتفعة (في جزيئ آخر) .

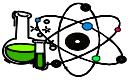
✓ الذرات ذات السالبية الكهربية العالية هي : الفلور F ، الأكسجين O ، النيتروجين N .

✓ الروابط القطبية هي : $\text{H} - \text{F}$ ، $\text{H} - \text{O}$ ، $\text{H} - \text{N}$.

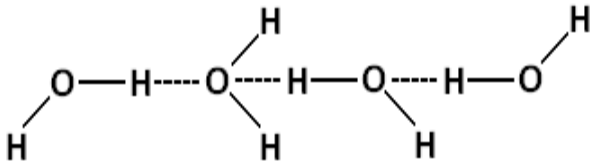
ملاحظات تؤيد وجود الرابطة الهيدروجينية :

بالرغم من أن الكبريت يقع تحت الأكسجين مباشرة في المجموعة السادسة في جدول ترتيب العناصر إلا أن مركباتها مع الهيدروجين مختلفة فالماء يغلى عند 100° بينما يغلى كبريتيد الهيدروجين عند -61° (علل) لأن السالبية الكهربية للأكسجين أكبر من السالبية الكهربية للهيدروجين فيصبح جزيئ الماء قطبي فتتكون روابط هيدروجينية بين جزيئات الماء فتستهلك الطاقة الحرارية العالية في تكسير الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء .

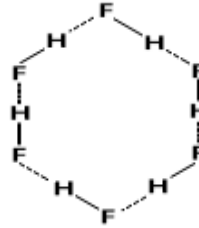




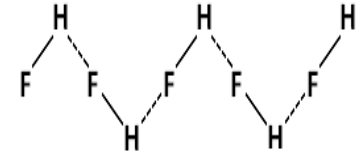
أشكال الروابط الهيدروجينية :



شبكة مفتوحة



حلقة مغلقة



سلسلة مستقيمة

ملاحظات هامة :

- ✓ الروابط في جزيء الماء تساهمية قطبية ، بينما الروابط بين جزيئات الماء و بعضها روابط هيدروجينية .
- ✓ الرابطة الهيدروجينية أطول و أضعف من الرابطة التساهمية .
- ✓ تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على فرق السالبية الكهربية للذرتين التي تربطهما معاً فالرابطة الهيدروجينية بين جزيئات HF أقوى منها بين جزيئات HCl لأن السالبية الكهربية للفلور أعلى من الكلور .



ثانياً : الرابطة الفلزية

رابطة تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحر التي تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة في الشبكة .
لكل فلز شبكة بلورية لها شكل معين تترتب في هذه الشبكة أيونات الفلز الموجبة أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى لكل ذرة فتتجمع معا مكونة سحابة إلكترونات حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير بين الأيونات الفلزية الموجبة .

ملاحظات على الرابطة الفلزية :

- ✓ الرابطة الفلزية تنتج من السحابة الإلكترونية (علل) لتقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة في الشبكة البلورية .
- ✓ الفلزات موصلة للحرارة و الكهرباء (علل) لأنها تحتوى إلكترونات التكافؤ الحر .
- ✓ تلعب إلكترونات التكافؤ في ذرة الفلز دوراً مهماً في قوة الرابطة الفلزية (علل) لأنه كلما زادت عدد إلكترونات التكافؤ الحر في ذرة الفلز كلما زادت قوة الرابطة الفلزية وأصبحت الذرات أكثر تماسكاً وبالتالي يصبح الفلز أكثر صلابة و ترتفع درجة انصهاره .
- ✓ الألومنيوم (^{13}Al) أكثر صلابة و درجة انصهاره أعلى من الصوديوم (^{11}Na) لأن الألومنيوم يحتوى على ٣ إلكترونات تكافؤ حر بينما الصوديوم تحتوى على إلكترون تكافؤ حر واحد مما يزيد من قوة الرابطة الفلزية للألومنيوم .

الفلز	توزيعه الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	الصلابة
^{11}Na	2, 8, 1	١	لين
^{12}Mg	2, 8, 2	٢	طرى
^{13}Al	2, 8, 3	٣	صلب

من قرأ الواقعة كل ليلة قبل أن ينام لقي الله عز و جل و وجهه كالقمر ليلة البدر .





Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

يا قارئ خطي لا تبكى على موتى ... فالיום أنا معك و غداً أنا في التراب فإن عشت فإنى معك
..... و إن مت فللذكرى !
و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى بالأمس كنت معك ... و غداً أنت معى ...
أموت
و يبقى كل ما كتبته ذكرى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ... يدعو لى....

دعاء عند التوجه للإمتحان

اللهم إني توكلت عليك و فوضت أمري إليك ولا ملجأ ولا منجى إلا إليك

دعاء دخول الإمتحان

ربى أدخلنى مدخل صدق و أخرجنى مخرج صدق و اجعل لى من لدنك سلطانا نصيراً

دعاء قبل الإجابة على الإمتحان

رب اشرح لى صدرى و يسر لى أمرى و أحلل عقدة من لساني يفقهوا قولى
بسم الله الفتاح اللهم لا سهل إلا ما جعلته سهلاً و يا ارحم الراحمين

دعاء عند النسيان

لا اله إلا أنت سبحانك إني كنت من الضالين يا حى يا قيوم برحمتك استغيث رب إني مسنى الضر و أنت أرحم
الراحمين

اللهم يا جامع الناس ليوم لا ريب فيه اجمع على ضالتي

دعاء بعد الإنتهاء من الإمتحان

الحمد لله الذى هدانى لهذا و ما كنا لنهتدى لولا أن هدانا الله