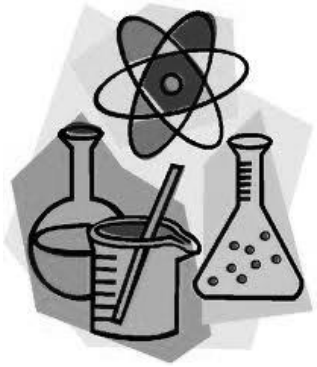
مذكرة اطنار

كيمياء

الصف الثانى الثانوى

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 بكَ عزيزى طالب الصف الثانى الثانوى و تهنئة من القلب على إجتيازكَ الصف الأول الثانوى بنجاح و نتمنى لكَ كل التوفيق فى هذه المرحلة الجديدة من حياتكَ العلمية لتتضح الرؤية أمامكَ لتحديد مستقبلكَ .
فتعالى نتعرف على علم الكيمياء من خلال هذا المنهج و مذكرة المنار مع أطيب أمنياتى بالنجاح و التوفيق .

أهم أسباب التفوق فى المرحلة الثانوية (إن شاء الله)

❶ التقوى : يجب على الطالب أن يتق الله عزو جل فى أفعاله و أقواله حتى يحصل على العلم عملا بقوله تعالي " و اتقوا الله و يعلمكم الله " لذلك يجب عليه تبعاً لذلك ترك المعاصى و التوبة إلى الله توبة نصوحا.
❷ المحافظة على الصلاة في أوقاتها خاصة صلاة الفجر .
❸ اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه فى التوفيق فى المذاكرة وت حصيل العلم.
❹ 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.
❺ قبل المذاكرة اقرأ و لو صفحة واحدة من القرآن الكريم بتركيز شديد و تمعن و تدبر حتى يكون ذهنك صافياً و بعد ذلك يبدأ عقلك فى التركيز فى تحصيل العلم فقط دون تشويش من أى مؤثر خارجى .
❻ ابدأ المذاكرة بدعاء قبل المذاكرة و اختمها بدعاء بعد المذاكرة .
❼ 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 ذاكر كل جزء على حدة بالصوت العالى مرة و بالقراءة مرة و بالكتابة مرة أخرى ثم ذاكر جميع الأجزاء معاً ثم قم بحل بعض الأسئلة على الدرس كاملاً .

🕮 دعاء قبل المذاكرة 🕮

❁ " اللهم إنى أسألك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام الملائكة المقربين ، اللهم اجعل ألسنتنا عامرة بذكرك و قلوبنا بخشيتك و أسرارنا بطاعتك إنك على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل " ❁

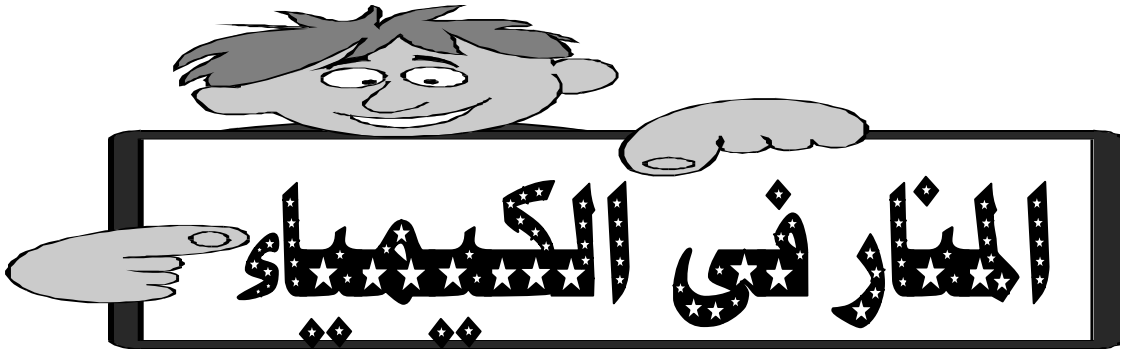
🕮 دعاء بعد المذاكرة 🕮

❁ " اللهم إني أستودعك ما قرأت وما حفظت فرده علي عند حاجتي إليه يا رب العالمين " ❁

(اللهم أجعل هذا العمل المتواضع خالصاً لوجهك الكريم وأن تنفع به و تجعله عوناً لأبنائنا الطلاب)
(لا تنسونا بدعوة صالحة بظهر الغيب ليقول لك الملك و لك مثله)

الباب الثالث

الروابط و أشكال الجزيئات



يا قارئ خطى لا تبكى على مونى ... فاليوم أنا معكَ و غداً أنا فى التراب فإن عشت فإنى معكَ ..... و إن مت فللذكرى
و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى .... بالأمس كنت معكَ ... و غداً أنت معى... أمـــــــــــــــــــوت
و يبقى كل ما كتبته ذكـــــــــــــــــــرى فياليت ... كل من قرأ كلمانى ...

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

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

التفاعل الكيميائى

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 لكى 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 فى 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 الإلكترونى	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2,3p^1$	$3s^2,3p^2$	$3s^2,3p^3$	$3s^2,3p^4$	$3s^2,3p^5$	$3s^2,3p^6$
نموذج لويس النقطى	Na•	•Mg•	• Al •	•Si•	••P•	••S• ••	••Cl•• ••	••Ar•• ••

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

❖ **فى ضوء معلوماتنا الجديدة عن تركيب الذرة سوف تقوم 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

هى رابطة ليس لها وجود مادى تحدث بين عناصر طرفى الجدول الدورى 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 .

Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

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 كهربى بين الكاتيونات (الأيونات الموجبة) و الأنيونات (الأيونات السالبة) لذا فهى ليس لها وجود مادى أو إتجاه محدد .

العنصر	Al	Mg	Na
السالبية الكهربية	١,٥	١,٢	٠,٩
كلوريد العنصر	$AlCl_3$ تساهمى	$MgCl_2$ أيونى	NaCl أيونى 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	يتسامى	1412^0 c	1465^0 c
التوصيل للكهرباء	لا يوصل	موصل جيد	موصل جيد جداً

ملحوظة : كلما زاد الفرق فى السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة (زاد البعد الأفقى بينهما فى الجدول) كلما زادت قوة الرابطة الأيونية و زادت الخواص الأيونية (مثل إرتفاع درجتى الإنصهار و الغليان) .

ثانياً : الرابطة التساهمية

- رابطة تتم غالباً بين لا فلزيين ، يتم الإرتباط بينهما بالمشاركة (المساهمة) الإلكترونية .

- تحدث بين ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة فى السالبية الكهربية (فرق السالبية الكهربية أقل من ١,٧) .

أنواعها :

رابطة تساهمية نقية	رابطة تساهمية غير قطبية	رابطة تساهمية قطبية
تتكون بين ذرتين لعنصر لا فلزى واحد .	**تتكون بين ذرتين لعنصرين لا فلزيين**	**تتكون بين ذرتين لعنصرين لا فلزيين .**
الذرتين متساويتين فى السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين = صفر)	**الذرتين مختلفتين فى السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0 حتى 0,4)**	**الذرتين مختلفتين فى السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0,4 و أقل من 1,7)**
يقضى زوج الإلكترونات وقتاً متساوياً مع كلاً من الذرتين (تكون شحنة كل من الذرتين = صفر) .		**يقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول مع الذرة الأكثر سالبية (تكتسب الذرة الأكثر سالبية شحنة سالبة جزئية -δ و الذرة الأخرى شحنة موجبة جزئية +δ) .**
أمثلة : جزئ النيتروجين (N_2) – جزئ الكلور (Cl_2) – جزئ الفلور (F_2) – جزئ الهيدروجين (H_2) **(وضح الرسم بنفسك)**	**أمثلة : الروابط بين الكربون و الهيدروجين .**	**أمثلة : جزئ فلوريد الهيدروجين HF – جزئ الماء H_2O – جزئ النشادر NH_3 – جزئ كلوريد الهيدروجين HCl** **(وضح الرسم بنفسك)**

Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

❖ **تعليلات هامة جداً :**

س علل : الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين تساهمية قطبية .

جـ : لأن الفرق فى السالبية الكهربية بين الكلور و الهيدروجين كبير نسبياً ولكنه أقل من ١,٧ فيقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول فى حيازة ذرة الكلور الأكثر سالبية فتكتسب شحنة سالبة جزيئية و تكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزيئية .

س علل : الرابطة فى جزئ الكلور تساهمية نقية .

جـ : لأن الفرق فى السالبية الكهربية بين ذرتى الكلور يساوى صفر فيقضى زوج إلكترونات الرابطة وقتاً متساوياً فى حيازة كلا الذرتين فتصبح الشحنة النهائية على كل من الذرتين صفر .

س علل : الرابطة فى جزئ الميثان CH_4 تساهمية غير قطبية .

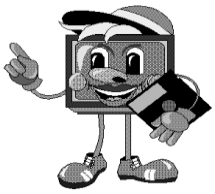
جـ : لتقارب الذرتين فى السالبية الكهربية فالفرق فى السالبية الكهربية بين الذرتين مساو 0,4 .

❖ **ملحوظة هامة جداً :**

- الروابط فى جزئ ثانى أكسيد الكربون CO_2 روابط تساهمية قطبية و رغم ذلك يعتبر جزئ غير قطبى .

س علل : جزئ ثانى أكسيد الكربون CO_2 غير قطبى رغم أن الروابط فيه تساهمية قطبية .

جـ : لأن الشكل الخطى للجزئ " O = C = O " يتسبب فى أن تلاشى كل رابطة التأثير القطبى للرابطة الأخرى (محصلة عزم الإزدواج القطبية تساوى صفر) .



النظريات المفسرة للرابطة التساهمية

أولاً : نظرية الثمانيات

☠ تعرف بالنظرية الإلكترونية للتكافؤ و ضعها العالمان كوسل و لويس عام ١٩١٦ م .

✓ **تنص على :**

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

❖ **ملحوظة هامة جداً :**

- حسب هذه النظرية تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تلامس عدد من الكترونات الغلاف الخارجى للذرتين بحيث يصل التركيب الإلكترونى لكل منهما إلى ثمانية الكترونات .

- يرمز لإلكترونات الغلاف الخارجى بنقط ● أو علامة x .

❖ **من أمثلة المركبات التى فسرتها :**

الماء H_2O	النشادر NH_3	الكلور Cl_2
H X● O ●X H ●●	H X● N ●X H X ● H	●● ●● ●●Cl ●X Cl ●● ●● ●●

Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

✓ **عيوب نظرية الثمانيات** :

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

٢- لم تستطع تفسير **الترابط** فى كثير من الجزيئات على أساس قاعدة الثمانيات و التى يزيد أو يقل فيها عدد الإلكترونات حول الذرة المركزية عن ثمانية **مثل** : جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5 – جزئ ثالث فلوريد البورون BF_3 .

جزئ ثالث فلوريد البورون BF_3	جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5
تكون ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط . F X • F X • B • X F	تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات.

ثانياً : **نظرية رابطة التكافؤ**

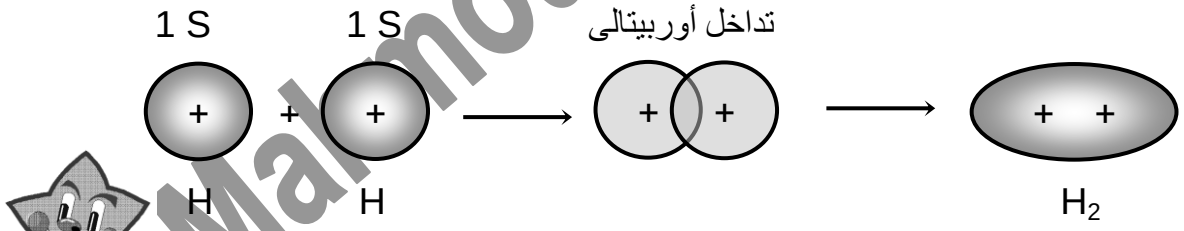
بنيت على نتائج ميكانيكا الكم ...على إعتبار أن الإلكترون جسيم مادى و له خواص موجية يحتمل تواجده فى أى منطقة من الفراغ المحيط بالنواة .

✓ **تنص على :**

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

مثال (١) : **تفسير تكوين جزئ الهيدروجين** (H_2)

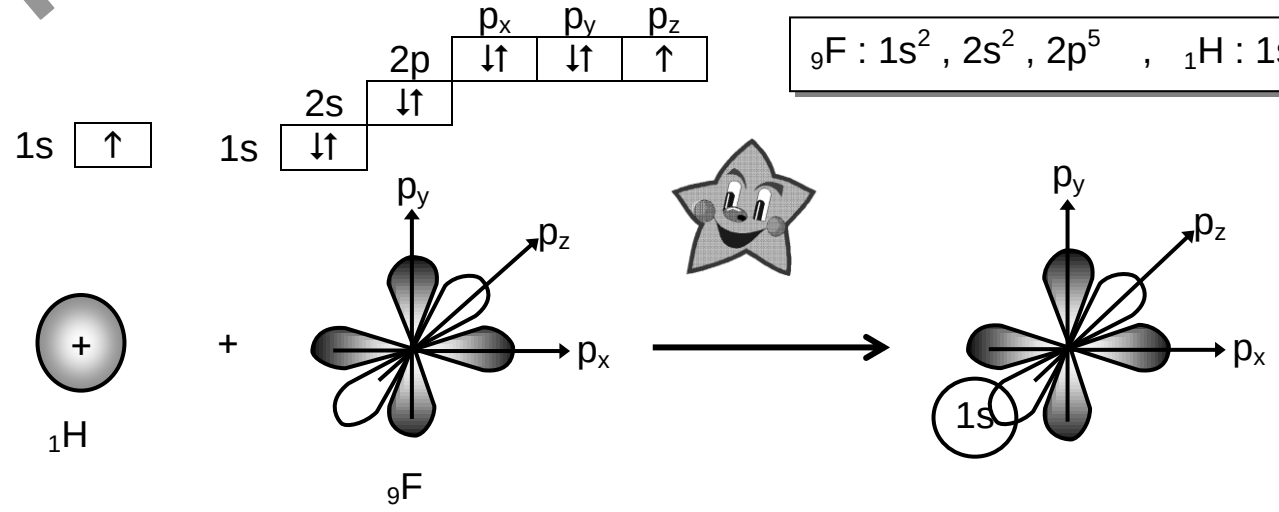
عن طريق تداخل أوربيتال (1s) لذرة الهيدروجين الذى يحتوى على إلكترون مفرد مع أوربيتال (1s) الهيدروجين الأخرى و الذى يحتوى أيضاً على إلكترون مفرد .



مثال (٢) : **تفسير تكوين جزئ فلوريد الهيدروجين** (HF)

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

$_9F : 1s^2 , 2s^2 , 2p^5$ ، $_1H : 1s^1$



Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

التهجين

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

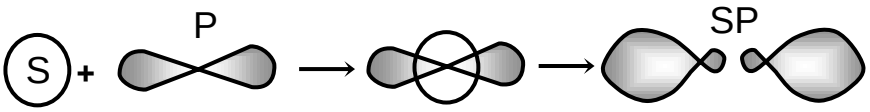
شروط التهجين : ١- يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة .

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 , sp^2 , sp^3



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)

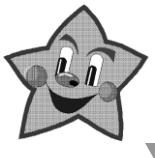
س علل : الأوربيتالات المهجنة أكثر بروزا للخارج من الأوربيتالات النقية .

جـ : لتصبح قدرتها على التداخل أقوى من الأوربيتالات العادية .

تفسير تكوين جزئ الميثان CH_4 فى ضوء نظرية رابطة التكافؤ

بينت القياسات الفيزيائية الحقائق التالية :

- ✓ جزئ الميثان يأخذ شكل هرم رباعى الأوجه .
- ✓ الزوايا بين الروابط 109,5° .
- ✓ الروابط بين ذرة الكربون و ذرات الهيدروجين الأربعة متساوية فى الطول و القوة .



تفسير هذه الحقائق :

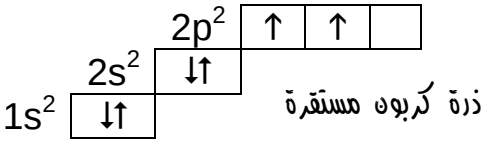
١- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوى على إلكترونين مفردين فى أوربيتالين بالمستوى الفرعى (2p) ثم تحدث عملية إثارة لذرة الكربون .

٢- تحتوى ذرة الكربون فى الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى (2s) إلى الأوربيتال الفارغ فى المستوى الفرعى (2p) ثم تحدث عملية تهجين من نوع (sp^3) .

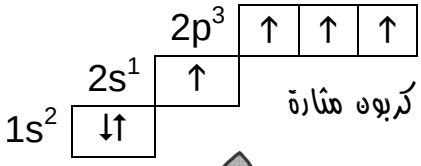
٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال فى (2s) و الأوربيتالات الثلاثة فى (2p) ليتكون أربعة أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^3) متكافئة فى الطاقة .

٤- يتكون جزئ الميثان عن طريق إرتباط الأربع إلكترونات المفردة فى الأوربيتال (sp^3) مع أربع ذرات هيدروجين ليكون جزئ الميثان (CH_4)

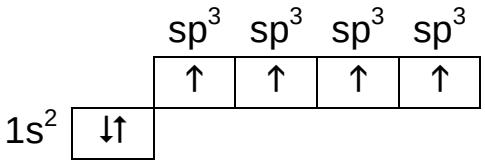
Mr.Mahmoud Ragab Ramadan



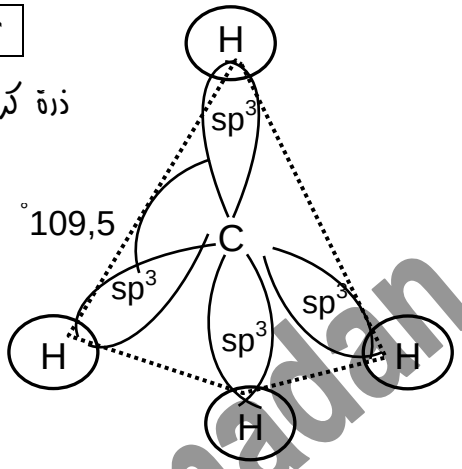
ذرة كربون مستقرة



ذرة كربون مثارة



ذرة كربون مهجنة من نوع (sp^3)



س علل: قيمة الزوايا بين الروابط فى جزئ الميثان (CH_4) هى 109,5° و ليس 90° .

جـ : لأن الأوربيتالات المهجنة كل منها عبارة عن إلكترون سالب فتتباعد عن بعضها فى الفراغ 109,5° لتقليل قوة التنافر بينها .

ثالثاً : نظرية الأوربيتالات الجزيئية

✓ **تنص على :**

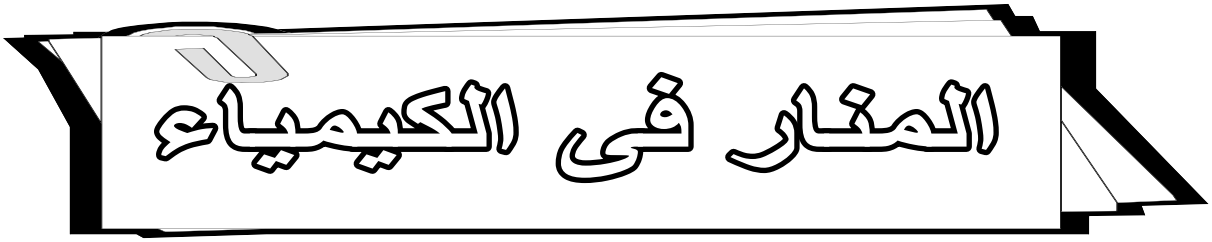
الجزئ وحدة واحدة أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فيها تداخل بين جميع الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية .

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

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

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

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



Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

تفسير تكوين جزئ الإيثيلين C_2H_4 فى ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية

- ✓ جزئ الإيثيلين يتخذ شكل مثلث مستو (مسطح) .
- ✓ قيم الزوايا بين الروابط ١٢٠° .

تفسير هذه الحقائق :

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

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

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

٤- يتكون فى الجزئ ستة روابط كالتالى :

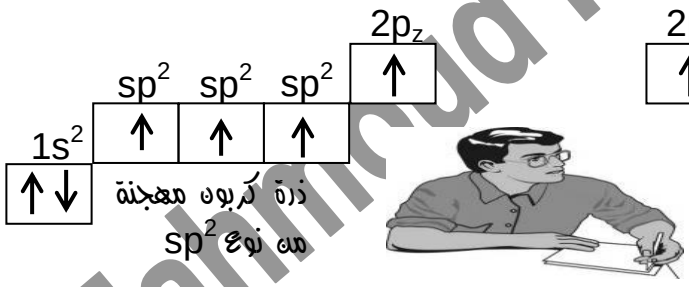
- ✓ **بين ذرتى الكربون :**

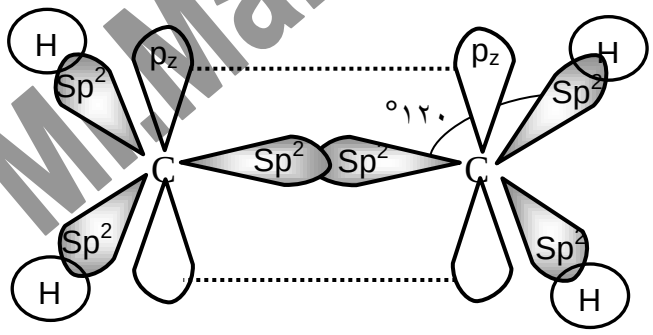
رابطة واحدة سيجما σ قوية بين الأوربيتالين SP^2 لذرتى الكربون .

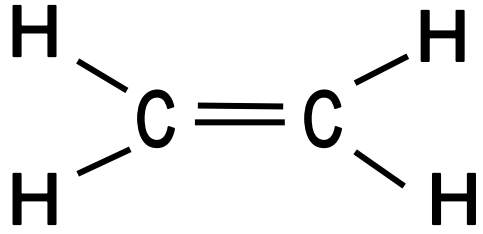
رابطة واحدة باى π ضعيفة بين الأوربيتالين $2P_z$ لذرتى الكربون .

- ✓ **بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :**

4 روابط سيجما σ قوية بين الأوربيتال 1S لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات SP^2 لذرتى الكربون .







الحمد لله اللّهم ربنا لك الحمد بما خلقتنا و رزقتنا و هديتنا و علمتنا و أنقذتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالايمان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و اطال و اطال و المعافاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقتنا و أحسنت معافاتنا و من كل ما سألناك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا فى قديم و حديث أو سراً و علانية أو حيّ و ميت أو شاهد و غائب حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللّهم على محمد و على آله و سلم .

Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

تفسير تكوين جزئ الأسيتيلين C_2H_2 فى ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية

- ✓ جزئ الأسيتيلين يأخذ شكل خطى .
- ✓ قيم الزوايا بين الروابط ١٨٠° .

تفسير هذه الحقائق :

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

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

٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال فى (2s) مع أوربيتال من الأوربيتالات الثلاثة فى (2p) ليتكون أوربيتالين مهجنين من النوع (sp) متكافئة فى الطاقة .

٤- يتكون فى الجزئ خمسة روابط كالتالى :

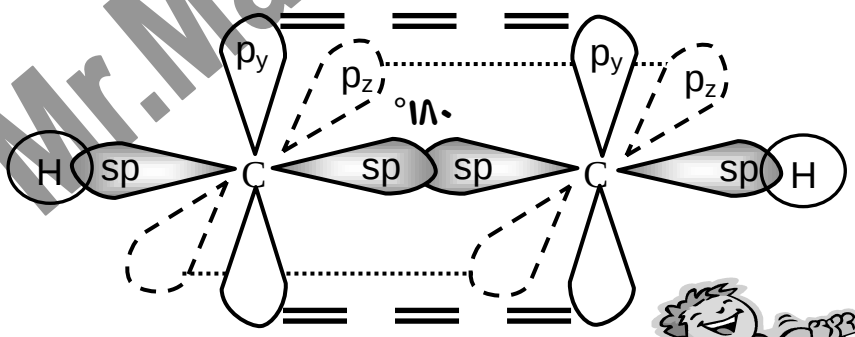
- ✓ **بين ذرتى الكربون :**

رابطة واحدة سيجما σ قوية بين الأوربيتالين SP لذرتى الكربون .

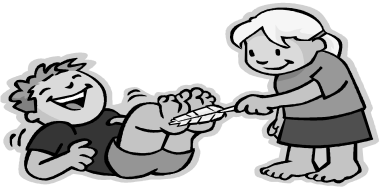
2 رابطة باى π ضعيفة (واحدة بين الأوربيتالين $2P_z$ و الأخرى بين الأوربيتالين $2p_y$ لذرتى الكربون) .

- ✓ **بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :**

2 رابطة سيجما σ قوية بين الأوربيتال 1S لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات SP لذرتى الكربون .



$H-C\equiv C-H$



Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

مقارنة بين أنواع تهجين ذرة الكربون

المقارنة	sp^3	Sp^2	sp
الأوربيتالات الداخلة فى التهجين	**أوربيتال** (s) **مع ٣ أوربيتالات** (p)	**أوربيتال** (s) **مع ٢ أوربيتال** (p)	**أوربيتال** (s) **مع أوربيتال** (p)
الأوربيتالات المهجنة	**٤ أوربيتالات** (sp^3) **متكافئة فى الطاقة و الشكل الفراغى**	**٣ أوربيتالات** (sp^2) **بالإضافة إلى أوربيتال** ($2p_z$) **غير مهجن يكون عمودى**	**٢ أوربيتال** (sp) **بالإضافة إلى ٢ أوربيتال** ($2p_y$, $2p_z$) **غير مهجن عمودى**
الزوايا	°109,5	° 120	° 180
الشكل الفراغى	**هرم رباعى الأوجه**	**مثلث مستوى**	**خطى**
مثال	**الميثان**	**الإيثيلين**	**الأسيتيلين**

نظرية تنافر أزواج الإلكترونات التكافؤ

الزيادة فى عدد أزواج الإلكترونات الحرة فى الذرة المركزية بحيث يؤدى إلى زيادة التنافر بينها و يكون ذلك على حساب النقص فى قيم الزوايا بين الروابط التساهمية فى الجزئ .

❖ **ملاحظات هامة جداً :**

- أزواج الإلكترونات المرتبطة لا تحدد شكل الجزئ لأنها تكون مرتبطة بنواتى الذرتين المرتبطتين من الجهتين .

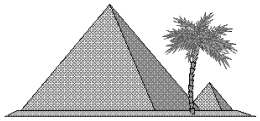
- تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزئ لأنها ترتبط بنواة الذرة المركزية من جهة و تنتشر فى الفراغ من الجهة الأخرى .

- الزيادة فى عدد أزواج الإلكترونات الحرة فى الذرة المركزية للجزئ يؤدى إلى زيادة قوى التنافر بين هذه الإلكترونات فيقل مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية فى الجزئ (علاقة عكسية : كلما زاد التنافر بين أزواج الإلكترونات الحرة قلت قيم الزوايا) و بشكل عام يكون :

التنافر بين : زوج حر، زوج حر > التنافر بين : زوج حر، زوج إرتباط > التنافر بين : زوج إرتباط، زوج إرتباط .

س : كيف يمكنك تفسير صغر الزوايا بين الروابط التساهمية فى جزئ الماء H_2O (105^0) عن جزئ الأمونيا NH_3 (107^0) عن جزئ الميثان CH_4 (109^0) فى ضوء ما سبق ؟

جـ : 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 فى الجزئ . (علاقة عكسية)



س علل : تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزئ .

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

س علل : لا تتحكم أزواج الإلكترونات المرتبطة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزئ .

جـ : لأنها ترتبط بنواتى الذرتين المرتبطتين من الجهتين .

Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

أشكال الجزيئات تبعا لنظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ

❖ تختلف أشكال الجزيئات تبعاً لعدد أزواج الإلكترونات (**الحرة** و **المرتبطة**) التى تتواجد فى أوربيتالات الذرة المركزية للجزئ .

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

أمثلة الجزيئات	الصيغة العامة	شكل الجزئ فى الفراغ (الشكل البنائى = الهندسى)	أزواج الإلكترونات			ترتيب أزواج الإلكترونات
			الحرة	المرتبطة	المجموع	
BeF_2	AX_2	**خطى**	0	2	2	**خطى(لأن المحصلة ٢)**
BF_3	AX_3	**مثلث مستوى**	0	3	3	**مثلث مستوى (لأن المحصلة ٣)**
SO_2	AX_2E	**زاوى**	1	2		
CH_4	AX_4	**رباعى الأوجه**	0	4	4	**رباعى الأوجه (لأن المحصلة ٤)**
NH_3	AX_3E	**هرم ثلاثى القاعدة**	1	3		
H_2O	AX_2E_2	**زاوى**	2	2		

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

O_8 ، N_7 ، C_6 ، S_{16} ، B_5 ، Be_4

ثالثاً : الرابطة التناسقية

رابطة تتكون بين ذرتين أحدهما تحتوى أوربيتال به زوج حُر من الإلكترونات (ذرة مانحة) تمنح هذا الزوج الحُر من الإلكترونات إلى ذرة أخرى بها أوربيتال فارغ (ذرة مستقبلة) .

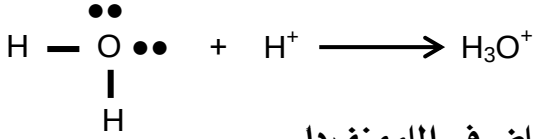
(علل) الرابطة التناسقية نوع خاص من الروابط التساهمية .

جـ : لأن كلاً منهما عبارة عن زوج من الإلكترونات و الفرق بينهما فى منشأ هذا الزوج من الإلكترونات ففى الرابطة التناسقية يكون مصدره ذرة واحدة و فى الرابطة التساهمية يكون مصدره كلا الذرتين .

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

مثال (١) : تكوين أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) :

عند إذابة الأحماض فى الماء تمنح ذرة الأكسجين الموجودة بجزئ الماء زوج حُر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (H^+) ليكون أيون الهيدرونيوم الموجب (H_3O^+)



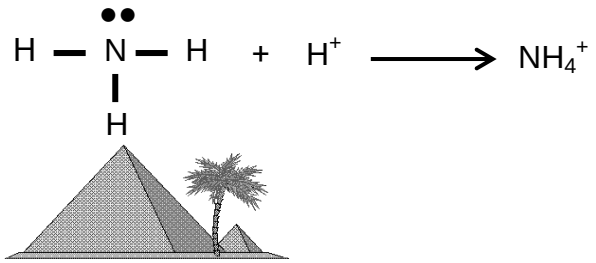
س علل : لا يوجد أيون الهيدروجين الناتج من تفكك الأحماض فى الماء منفردا .

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

Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

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

عند إمرار غاز النشادر فى محاليل الأحماض تمنح ذرة النيتروجين الموجودة بجزئ 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 فى جزئ النشادر + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين جزئ النشادر .

❖ **أيون الهيدرونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :**

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

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

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

الروابط الفيزيائية

أولاً : الرابطة الهيدروجينية

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

✓ **الرابطة الهيدروجينية هى رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين (مرتبطة مع ذرة أخرى برابطة تساهمية قطبية فى جزئ ما)و زوج من الإلكترونات الحرة لذرة أخرى سالبيتها الكهربية مرتفعة (فى جزئ آخر) .**

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

✓ **الروابط القطبية هى :** $H — F$ ، $H — O$ ، $H — F$.

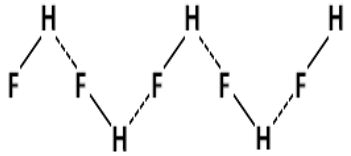
مشاهدات تؤيد وجود الرابطة الهيدروجينية :

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

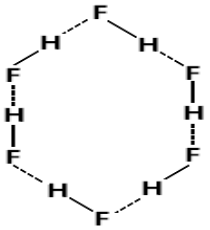
اللّهم إنى أعوذ بك من القسوة و الغفلة و الذلة و المسكنة ، و أعوذ بك من الكفر و الفسوق و الشقاق و السمعة و الرياء ، و أعوذ بك من الصمم و البكم و الجذام و الحذام و سيئ الأسقام .

Mr.Mahmoud Ragab Ramadan

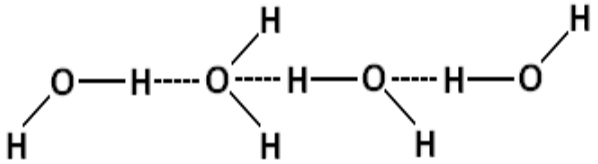
أشكال الروابط الهيدروجينية :



سلسلة مستقيمة



حلقة مغلقة



شبكة مفتوحة

ملاحظات هامة :

- ✓ الروابط فى جزئ 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 الحُر التى تقلل من قوة التنافر بين أيونات الفلز الموجبة فى الشبكة .

لكل فلز شبكة بلورية لها شكل معين تترتب فى هذه الشبكة أيونات الفلز الموجبة أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى لكل ذرة فتتجمع معا مكونة سحابة إلكترونية 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 فى الشبكة البلورية .**
- ✓ **الفلزات موصلة للحرارة و الكهرباء(علل) لأنها تحتوى إلكترونات التكافؤ الحُر .**
- ✓ **تلعب إلكترونات التكافؤ فى ذرة الفلز دوراً مهماً فى قوة الرابطة الفلزية (علل) لأنه كلما زادت عدد إلكترونات التكافؤ الحُر فى ذرة الفلز كلما زادت قوة الرابطة الفلزية وأصبحت الذرات أكثر تماسكاً و بالتالى يصبح الفلز أكثر صلابة و ترتفع درجة إنصهاره .**
- ✓ **الألومنيوم ($_{13}Al$) أكثر صلابة و درجة انصهاره أعلى من الصوديوم ($_{11}Na$) لأن الألومنيوم يحتوى على ٣ إلكترونات تكافؤ حُر بينما الصوديوم تحتوى على إلكترون تكافؤ حُر واحد مما تزيد من قوة الرابطة الفلزية للألمونيوم .**

الفلز	توزيعه الإلكترونى	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 لقى الله عز و جل و وجهه كالقمر ليلة البدر .

Mr.Mahmoud Ragab Ramadan