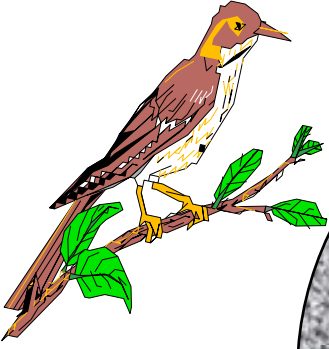


2020

# سلسلة اطار



معلم أول الكيمياء

مدرسة آل السعيد الثانوية  
شبرا صورة

اسم الطالب /



## مقدمة

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

### أهم أسباب التفوق فى المرحلة الثانوية ( إن شاء الله )

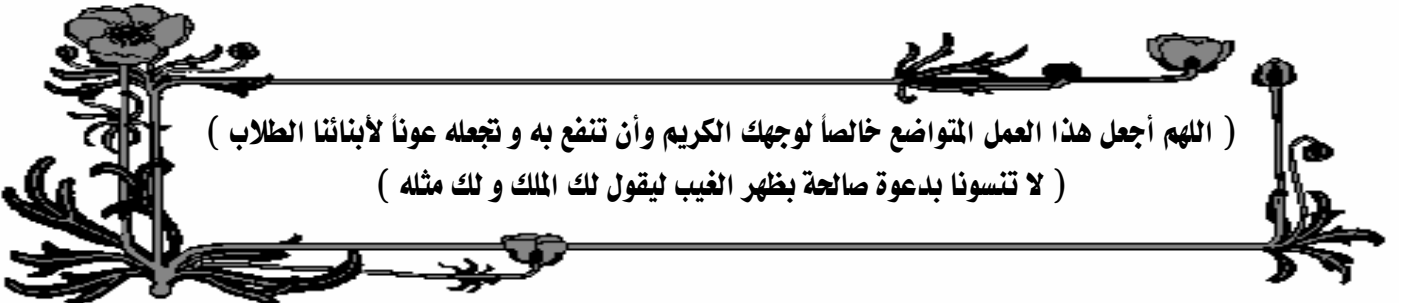
- 1 التقوى : يجب على الطالب أن يثق بالله عزو جل فى أفعاله و أقواله حتى يحصل على العلم عملاً بقوله تعالى " و اتقوا الله و يعلمكم الله " لذلك يجب عليه تبعاً لذلك ترك الطعاصى و النوبة إلى الله توبة نصوحاً.
- 2 المحافظة على الصلاة فى أوقاتها خاصة صلاة الفجر .
- 3 اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه 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 تمعن 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 اتمها 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

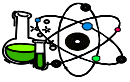
❁ اللهم إني أسالك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام المطائفة الطقيرين ، اللهم اجعل السنننا عامرة بذكرك و قلوبنا جشيتك و أسرارنا بطاعتك إنك على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل ❁

### دعاء بعد المذاكرة

❁ اللهم إني أسئودك ما قرأت و ما حفظت فرده على عند حاجتي إليه يا رب العالمين ❁







العناصر الخاملة هي أكثر عناصر الجدول الدوري استقراراً ( **علل** ) لإكمال جميع مستويات الطاقة فيها بالإلكترونات ( لذلك فإنها : لا تدخل في تفاعلات كيميائية – جزيئاتها تكون أحادية الذرة ) .

باقي العناصر في الجدول الدوري نشطة كيميائياً ( **علل** ) لأن كل العناصر تحاول أن تفقد أو تكتسب أو تشارك بالإلكترونات لكي يكتمل مستواها الأخير ليصبح مشابه للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل ( لذلك فإنها : لا تدخل في تفاعلات كيميائية ) .

الغاز الخامل	التوزيع الإلكتروني	الغاز الخامل	التوزيع الإلكتروني
2He	1s <sup>2</sup>	36Kr	(18Ar) , 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>10</sup> , 4p <sup>6</sup>
10Ne	(2He) , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup>	54Xe	(36Kr) , 5s <sup>2</sup> , 4d <sup>10</sup> , 5p <sup>6</sup>
18Ar	(10Ne) , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>6</sup>	86Rn	(54Xe) , 6s <sup>2</sup> , 4f <sup>14</sup> , 5d <sup>10</sup> , 6p <sup>6</sup>

## ☆ التفاعل الكيميائي ☆

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

**مثال :** عند خلط برادة الحديد مع مسحوق الكبريت لا يتكون مركباً كيميائياً جديداً ( **علل** ) لعدم حدوث تفاعل كيميائي بينهما ( الروابط بين الحديد و بعضها و بين الكبريت و بعضها لم تنكسر ) .  
و عند تسخين الخليط يحدث تفاعل كيميائي فينتج مركب جديد هو كبريتيد الحديد ( تتكون روابط جديدة بين الحديد و الكبريت ) .

◆ تلعب إلكترونات التكافؤ دوراً مهماً في تكوين الروابط لذا قام العالم لويس بوضع طريقة مبسطة لتمثيل إلكترونات التكافؤ مستخدماً النقاط كما هو موضح بالجدول :

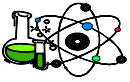
المجموعة	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
الدورة الثالثة	Na <sub>11</sub>	Mg <sub>12</sub>	Al <sub>13</sub>	Si <sub>14</sub>	P <sub>15</sub>	S <sub>16</sub>	Cl <sub>17</sub>	Ar <sub>18</sub>
التركيب الإلكتروني	3s <sup>1</sup>	3s <sup>2</sup>	3s <sup>2</sup> ,3p <sup>1</sup>	3s <sup>2</sup> ,3p <sup>2</sup>	3s <sup>2</sup> ,3p <sup>3</sup>	3s <sup>2</sup> ,3p <sup>4</sup>	3s <sup>2</sup> ,3p <sup>5</sup>	3s <sup>2</sup> ,3p <sup>6</sup>
نموذج لويس النقطي	Na●	●Mg●	●Al●	●Si●	●●P●	●●S●	●●Cl●●	●●Ar●●

**أطلق لويس على :**

❖ زوج الإلكترونات الموجود في أوربيبتالات المستوى الخارجى و الذى لم يشارك في تكوين الروابط اسم زوج حر Lone pair .

❖ 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

هذه 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 ( لكبر حجمها الذرى و صغر جهد تأينها فيسهل عليها فقد إلكترونات ) .
- ٢- تكوين الأيون السالب : نتيجة لإكتساب العنصر اللافلزى لإلكترون أو أكثر ( لصغر حجمها الذرى و كبر جهد تأينها فيسهل عليها اكتساب الإلكترونات التي 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	1,5	1,2	0,9
كلوريد العنصر	AlCl <sub>3</sub> تساهمي	MgCl <sub>2</sub> أيوني	NaCl أيوني قوى
فرق السالبية	1,5 = 1,5 - 3	1,8 = 1,2 - 3	2,1 = 0,9 - 3
درجة الإنصهار	190 <sup>0</sup> c	714 <sup>0</sup> c	810 <sup>0</sup> c
درجة الغليان	يتسامى	1412 <sup>0</sup> c	1465 <sup>0</sup> c
التوصيل للكهرباء	لا يوصل	موصل جيد	موصل جيد جداً

ملحوظة :

كلما زاد البعد الأفقى بين العناصر المرتبطة في الجدول يزداد الفرق في السالبية الكهربية بينهما و بالتالى تزداد قوة الرابطة الأيونية و تزداد الخواص الأيونية (مثل ارتفاع درجتى الإنصهار و الغليان ) .

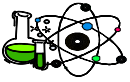
علك : مركب كلوريد الصوديوم ننضح فيه الخواص الأيونية بشدة .

ج : لأن الفرق في السالبية الكهربية بين عنصريه أكبر من 1,7 .

علك : مركب كلوريد الألومنيوم ننضح فيه الخواص التساهمية بشدة .

ج : لأن الفرق في السالبية الكهربية بين عنصريه أقل من 1,7 .





علك : أيون الصوديوم الموجب و أيون الفلوريد السالب لهما نفس التركيب الإلكتروني . (  $_{11}\text{Na}$  ,  $_{17}\text{Cl}$  )  
ج : لأن كل منهما يحتوي على 10 إلكترونات فيصبح التوزيع الإلكتروني لكلاً منهما  $1s^2$  ,  $2s^2$  ,  $2p^6$

علك : درجة انصهار كلوريد الصوديوم أعلى من درجة انصهار كلوريد الماغنسيوم .

ج : لأن الفرق في السالبية الكهربية بين الصوديوم و الكلور أكبر من الفرق في السالبية الكهربية بين الماغنسيوم و الكلور وكلما زاد الفرق في السالبية الكهربية تزداد الخواص الأيونية مثل ارتفاع درجتي الانصهار و الغليان .



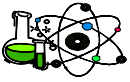
### ثانياً : الرابطة التساهمية

- تحدث بين ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة في السالبية الكهربية ( فرق السالبية الكهربية أقل من 1,7 ) .
- رابطة تتم غالباً بين 2 فلزيين غالباً يتم الارتباط بينهما بالمشاركة ( المساهمة ) الإلكترونية .

### 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 .
فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0,4 وأقل من 1,7 غالباً .	فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0 حتى 0,4 .	الذرتين متساويتين في السالبية الكهربية ( فرق السالبية بين الذرتين = 0 )
يقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول مع الذرة الأكثر سالبية (تكتسب الذرة الأكثر سالبية شحنة سالبة جزئية $\delta^-$ و الذرة الأخرى شحنة موجبة جزئية $\delta^+$ )		يقضى زوج الإلكترونات وقتاً متساوياً مع كلاً من الذرتين (تكون شحنة كل من الذرتين = 0 ) .
أمثلة : جزئ فلوريد الهيدروجين HF – جزئ الماء $\text{H}_2\text{O}$ – جزئ النشادر $\text{NH}_3$ – جزئ كلوريد الهيدروجين HCl ( وضع الرسم بنفسك )	أمثلة : الروابط بين الكربون و الهيدروجين .	أمثلة : جزئ النيتروجين ( $\text{N}_2$ ) – جزئ الكلور ( $\text{Cl}_2$ ) – جزئ الفلور ( $\text{F}_2$ ) – جزئ الهيدروجين ( $\text{H}_2$ ) ( وضع الرسم بنفسك )





علك : الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين نساهمية قطبية بينما فى جزئ الهيدروجين نساهمية نقية .

ج : لأن الفرق فى السالبية الكهربية بين الكلور و الهيدروجين فى جزئ كلوريد الهيدروجين كبير نسبيا و لكنه أقل من 1,7 بينما الفرق فى السالبية الكهربية بين ذرتى الكلور فى جزئ الكلور = 0 .

فى جزئ كلوريد الهيدروجين : تقضى زوج الإلكترونات وقتا أطول فى حيازة ذرة الكلور الأكثر سالبية فتكتسب ذرة الكلور شحنة سالبة جزئية  $\delta^-$  و تكتسب ذرة الهيدروجين الأقل سالبية شحنة موجبة جزئية  $\delta^+$  .

علك : الرابطة فى جزئ الميثان  $CH_4$  نساهمية غير قطبية .

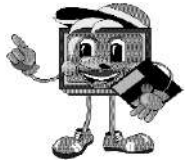
ج : لتقارب الذرتين فى السالبية الكهربية فالفرق فى السالبية الكهربية بين الذرتين مساو 0,4 .

### ملحوظة هامة جدا

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

علك : جزئ ثانى أكسيد الكربون  $CO_2$  غير قطبى رغم أن الروابط فيه نساهمية قطبية .

ج : 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

تطور مفهوم الرابطة التساهمية بتطور مفهومنا و معرفتنا عن خواص الإلكترون و من النظريات التى فسرت تكوين الرابطة التساهمية :

النظرية الإلكترونية للتكافؤ - نظرية رابطة التكافؤ - نظرية الأوربيتالات الجزيئية

### أولاً : نظرية الثمانيات

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

### تنص على :

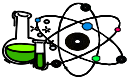
بخلاف الهيدروجين و الليثيوم و البريليوم تميل ذرات جميع العناصر للوصول إلى التركيب الثماني لمستوياتها الخارجية .

### ملحوظة هامة جدا :

- حسب هذه النظرية تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تلامس عدد من الكترونات الغلاف الخارجى للذرتين بحيث يصل التركيب الإلكتروني لكل منهما إلى 8 إلكترونات .

- يرمز لإلكترونات الغلاف الخارجى بنقط • أو علامة × .





## من أمثلة المركبات التي فسرتها نظرية الثمانيات :

الكلور Cl <sub>2</sub>	النشادر NH <sub>3</sub>	الماء H <sub>2</sub> O

### ❌ عيوب نظرية الثمانيات :

- لم تستطع تفسير خواص الجزيئات مثل الشكل الفراغي للجزئ و قيم الزوايا بين الروابط فيه .
- لم تستطع تفسير الترابط في كثير من الجزيئات على أساس قاعدة الثمانيات و التي 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 خامس كلوريد الفوسفور $PCl_5$	جزئ ثالث فلوريد البورون $BF_3$
تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات. 	تكون ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط 

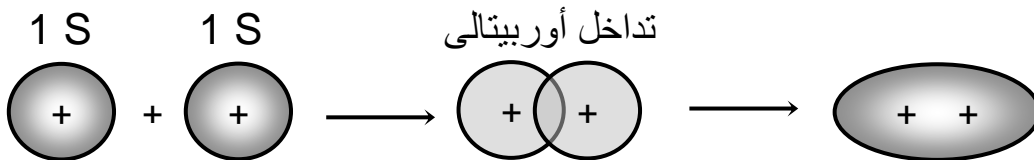
### ثانياً : نظرية رابطة التكافؤ

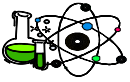
بنيت على نتائج ميكانيكا الكم... على اعتبار أن الإلكترون جسيم مادي و له خواص موجية يحتمل تواجده في أي منطقة من الفراغ المحيط بالنواة .

**تنص على** : تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تداخل أوربيتال إحداهما الذرتين به إلكترون مفرد مع أوربيتال لذرة أخرى به إلكترون مفرد أيضاً .

### مثال ( ١ ) : تفسير تكوين جزئ الهيدروجين ( H<sub>2</sub> )

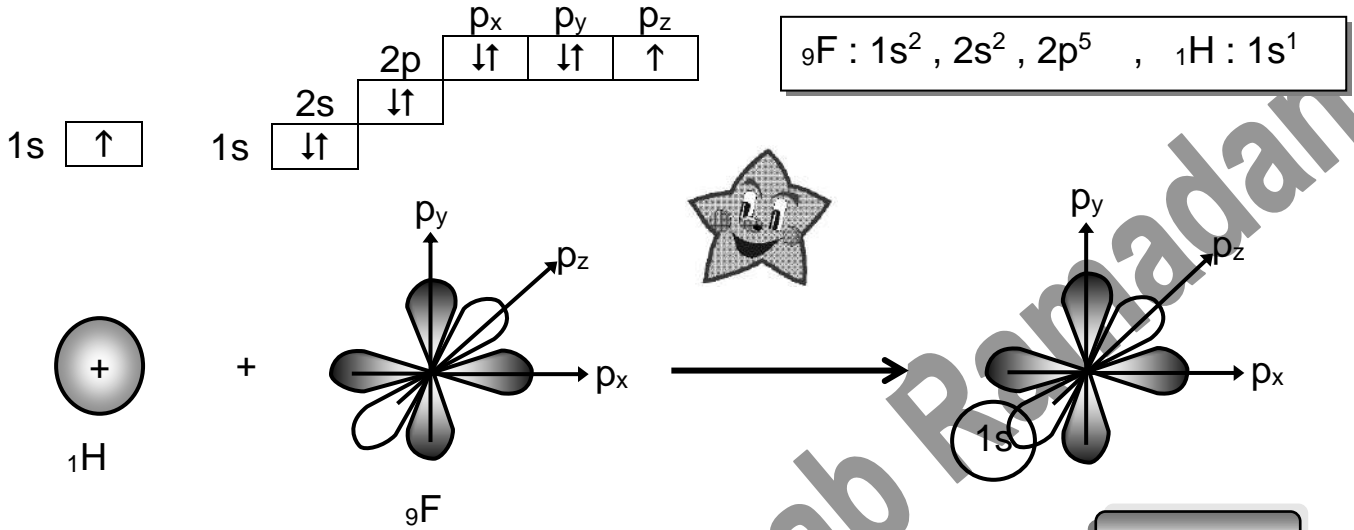
عن طريق تداخل أوربيتال 1s لذرة الهيدروجين الذي يحتوي على إلكترون مفرد مع أوربيتال 1s لذرة الهيدروجين الأخرى و الذي يحتوي أيضاً على إلكترون مفرد .





## مثال ( ٢ ) : تفسير تكوين جزي 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.

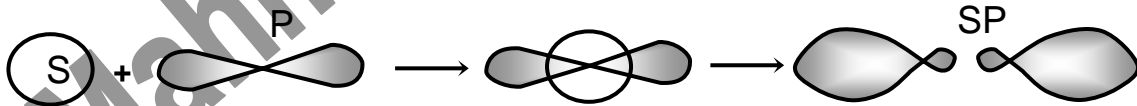


### التهجين

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

### شروط التهجين :

- يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة .
- يحدث التهجين بين الأوربيتالات المتقاربة في الطاقة مثل (  $2s$  مع  $2s$  ,  $4s$  مع  $3d$  ) .



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

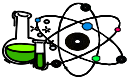
- أمثلة :** أوربيتال ( s ) + 3 أوربيتال ( p ) = 4 أوربيتال من نوع (  $sp^3$  )  
 أوربيتال ( s ) + 2 أوربيتال ( p ) = 3 أوربيتال من نوع (  $sp^2$  )  
 أوربيتال ( s ) + 1 أوربيتال ( p ) = 2 أوربيتال من نوع ( sp )



علك : الأوربيتالات المهجنة أكثر بروزاً للخارج من الأوربيتالات النقية .  
ج : تصبح قدرتها على التداخل أقوى من الأوربيتالات العادية .

علك : الأوربيتالات المهجنة أكثر نشاطاً من الأوربيتالات النقية .  
ج : لأنها أكثر بروزاً للخارج





## تفسير تكوين جزئ الميثان $CH_4$ في ضوء مفهوم الأوربيتالات المهجنة

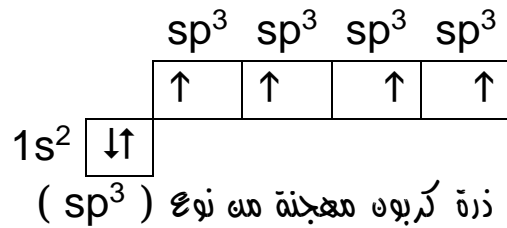
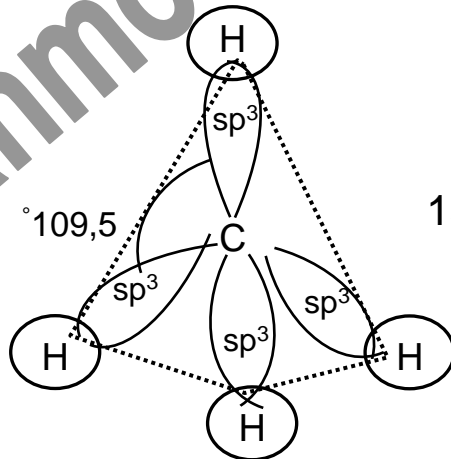
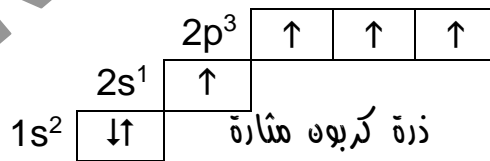
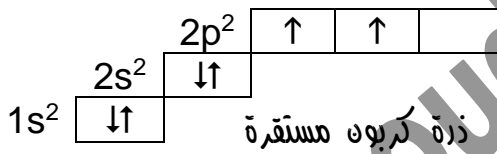


بينت القياسات الفيزيائية الحقائق التالية :

- ✓ 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 :

- 1- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوي على إلكترونين مفردين في أوربيتالين بالمستوى الفرعي  $(2p)$  فتحدث عملية إثارة لذرة الكربون .
- 2- 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  $(sp^3)$  .
- 3- 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 .
- 4- يتكون جزئ الميثان عن طريق إرتباط الأربعة إلكترونات المفردة في الأوربيتال  $(sp^3)$  مع أربع ذرات هيدروجين ليكون جزئ الميثان  $(CH_4)$



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

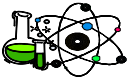
ج : لأن الأوربيتالات المهجنة كل منها عبارة عن إلكترون سالب فتتباعده عن بعضها في الفراغ بمقدار  $109,5^\circ$  لتقليل قوة التنافر بينها .



المعلم في الكيمياء للثانوية العامة

Mr.Mahmoud Ragab 0122-5448031





### ثالثاً : نظرية الأوربيتالات الجزيئية

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

#### مقارنة 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 <u>جميع</u> الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية .	تنشأ الرابطة التساهمية من تداخل <u>بعض</u> الأوربيتالات الذرية ( بها إلكترونات مفردة ) .

✗ يُرمز للأوربيتالات الجزيئية بالرموز:  $\sigma$  و  $\pi$  و  $\delta$  .

✗ يُرمز للأوربيتالات الذرية النقية بالرموز:  $s, p, d, f$  .

✗ يُرمز للأوربيتالات الذرية المهجنة بالرموز:  $sp, sp^2, sp^3$  .

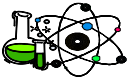
#### مقارنة بين الأوربيتالات الجزيئية

الرابطة باي ( $\pi$ )	الرابطة سيجما ( $\sigma$ )
تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها <u>بالجنب</u>	تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها <u>بالرأس</u>
الأوربيتالات المتداخلة <u>متوازية</u>	الأوربيتالات المتداخلة <u>على خط واحد</u>
طويلة - ضعيفة - سهولة الكسر	قصيرة - قوية - صعوبة الكسر

الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقنا و رزقنا و هدينا و علمنا و انقذنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالامان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقران و لك الحمد بالأهد و اطال و اطفاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقنا و أحسنت معافانا 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 حى و ميت أو شاهد و غائب حتى نرضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللهم على محمد و على آله و سلم .

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031





## تفسير تكوين جزئ الإيثيلين $C_2H_4$ في ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية

✓ جزئ الإيثيلين يتخذ شكل مثلث مستو (مسطح) .

✓ قيم الزوايا بين الروابط  $120^\circ$  .

### تفسير هذه الحقائق :

١- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوي على إلكترونين مفردين في أوربيتالين بالمستوى الفرعي  $(2p)$  فيحدث عملية إثارة لذرة الكربون .  
٢- 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  $(sp^2)$  .

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 كالتالي :

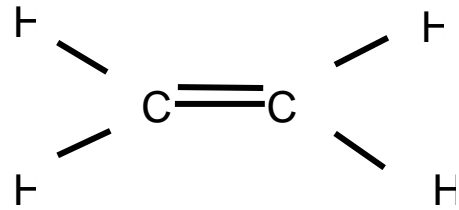
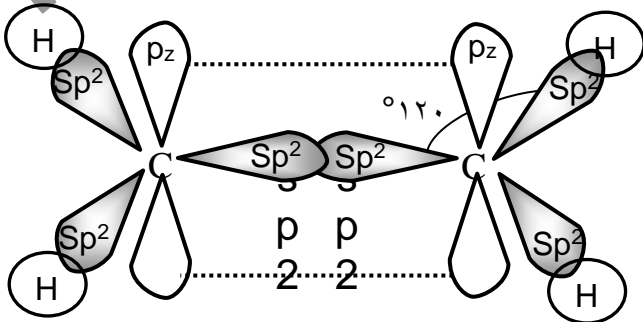
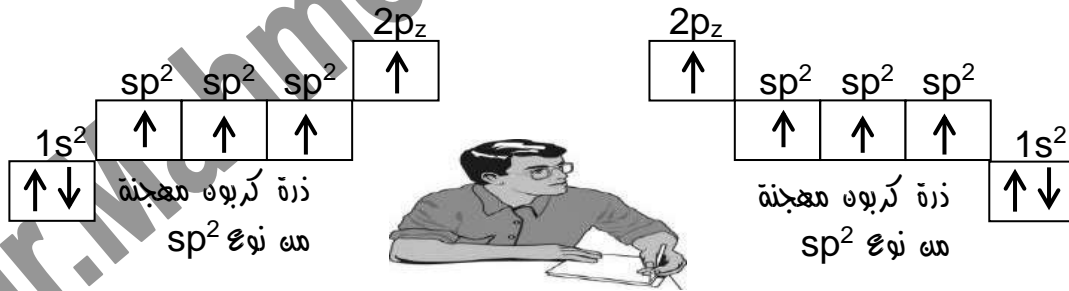
☒ بين ذرتي الكربون :

رابطة واحدة سيجما  $\sigma$  قوية بين الأوربيتالين  $sp^2$  لذرتي الكربون .

رابطة واحدة باي  $\pi$  ضعيفة بين الأوربيتالين  $2p_z$  لذرتي الكربون .

☒ بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :

4 روابط سيجما  $\sigma$  قوية بين الأوربيتال  $1s$  لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات  $sp^2$  لذرتي الكربون .



اللهم انى أعوذ بك من القسوة و الغفلة و الذلة و اطمسنة ، و أعوذ بك من الكفر و الفسوق و الشقاق و السمعة و الرياء ، و أعوذ بك من الصمم و البكم و الجذام و الحزام و سبب الأقسام .





## تفسير تكوين جزئ الأستيلين $C_2H_2$ في ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية



- ✓ جزئ الأستيلين يأخذ شكل خطي .
- ✓ قيم الزوايا بين الروابط  $180^\circ$  .

### 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 مهجنين من النوع  $(sp)$  متكافئة في الطاقة .

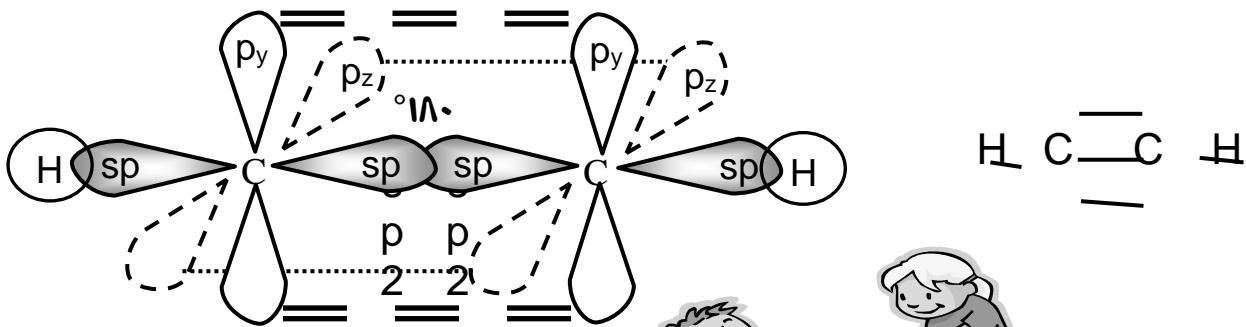
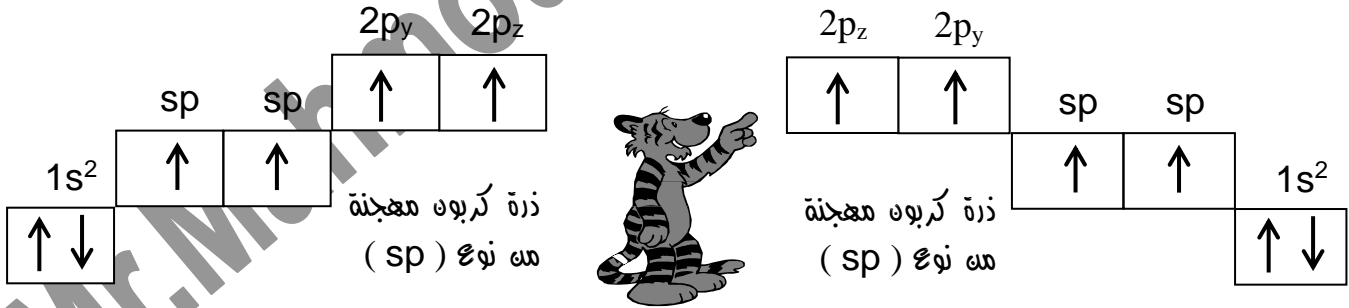
### 4- يتكون في الجزئ خمسة روابط كالتالي :

☒ بين ذرتي الكربون :

رابطة واحدة سيجما  $\sigma$  قوية بين الأوربيتالين  $sp$  لذرتي الكربون .  
2 رابطة باي  $\pi$  ضعيفة : واحدة بين الأوربيتالين  $2p_z$  و الأخرى بين الأوربيتالين  $2p_y$  لذرتي الكربون

☒ بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :

2 رابطة سيجما  $\sigma$  قوية بين الأوربيتال  $1s$  لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات  $sp$  لذرتي الكربون .





## مقارنة بين أنواع تهجين ذرة الكربون

sp	Sp <sup>2</sup>	sp <sup>3</sup>	المقارنة
أوربيتال S مع أوربيتال p	أوربيتال S مع 2 أوربيتالات p	أوربيتال S مع 3 أوربيتالات p	الأوربيتالات الداخلية في التهجين
2 أوربيتال sp <u>بالإضافة</u> إلى 2 أوربيتال 2p <sub>y</sub> , 2p <sub>z</sub> غير مهجن عمودى	3 أوربيتالات sp <sup>2</sup> <u>بالإضافة</u> إلى أوربيتال 2p <sub>z</sub> غير مهجن يكون عمودى	4 أوربيتالات sp <sup>3</sup> متكافئة في الطاقة و الشكل الفراغى	الأوربيتالات المهجنة
180 °	120 °	109,5 °	الزوايا
خطى	مثلث مستوي	هرم رباعي الأوجه	الشكل الفراغى
الأسيتيلين	الإيثيلين	الميثان	مثال

## نظرية تنافر أزواج الإلكترونات التكافؤ

تتوزع أزواج الإلكترونات ( الحرة و المرتبطة ) الموجودة في أوربيتالات الذرة المركزية للجزئ بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن لتكوين الشكل الأكثر ثباتاً للجزئ .  
وبشكل عام يكون التنافر بين :

( زوج حر ، زوج حر ) □ ( زوج ارتباط ، زوج ارتباط ) □ ( زوج ارتباط ، زوج ارتباط )

و من نظرية تنافر أزواج الإلكترونات التكافؤ نجد أن :

- أشكال جزيئات المركبات التساهمية تختلف تبعاً لعدد أزواج الإلكترونات ( الحرة و المرتبطة ) الموجودة في أوربيتالات الذرة المركزية للجزئ .

- شكل الجزئ في الفراغ هو ترتيب الذرات المرتبطة بالذرة المركزية .

- تتحكم أزواج الإلكترونات الحرّة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزئ .

علك : نلحكم أزواج الإلكترونات الحرة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزئ .

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

علك : لا نلحكم أزواج الإلكترونات المرتبطة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزئ .

ج : لأنها ترتبط بنواتي الذرتين المرتبطتين من الجهتين .

يتحدد ترتيب أزواج الإلكترونات و شكل الجزئ في الفراغ من مجموع عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة ( X ) و عدد أزواج الإلكترونات الحرّة ( E ) حول الذرة المركزية كالآتى :

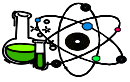


## أشكال الجزيئات تبعاً لنظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ

مثال	الزوايا بين الروابط	شكل الجزيء	الترتيب	عدد أزواج الإلكترونات		الصيغة	الجموع
				الإرتباط	الحرة		
BeF <sub>2</sub>	180°	<u>خطي</u>	خطي	2	0	AX <sub>2</sub>	2
BF <sub>3</sub>	120°	<u>مثلث مستوي</u>	مثلث مستوي	3	0	AX <sub>3</sub>	3
SO <sub>2</sub>	104,5°	يتغير شكل الجزيء إلى <u>زاوية</u> نتيجة وجود زوج حر		1	2	AX <sub>2</sub> E	3
CH <sub>4</sub>	109,5°	<u>رباعي الأوجه</u>		4	0	AX <sub>4</sub>	
NH <sub>3</sub>	107°	يتغير شكل الجزيء إلى <u>هرم ثلاثي القاعدة</u> نتيجة زيادة التنافر نتيجة وجود زوج حر	رباعي الأوجه	1	3	AX <sub>3</sub> E	4
H <sub>2</sub> O	104,5°	يتغير شكل الجزيء إلى <u>زاوية</u> نتيجة زيادة التنافر نتيجة وجود 2 زوج حر		2	2	AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	

( حيث A : الذرة المركزية ، X : الذرات المرتبطة بالذرة المركزية ، E : أزواج الإلكترونات الحرة ) Be<sub>4</sub> ، B<sub>5</sub> ، S<sub>16</sub> ، C<sub>6</sub> ، N<sub>7</sub> ، O<sub>8</sub>





- تدريب 1** : حدد الشكل الفراغى للجزئ الذى يحتوى على 1 زوج إرتباط و 2 زوج حر مع كتابة الاختصار المعبر عنه .
- تدريب 2** : الاختصار  $AX_3$  استنتج له : عدد أزواج الإرتباط - عدد الأزواج الحرة - ترتيب أزواج الإلكترونات .

الماء	الأمونيا	الميثان	الجزئ
2	1	0	عدد أزواج الإلكترونات الحرة
$107^0$	$105^0$	$109,5^0$	الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزئ

- من الجدول السابق يتضح أن :

كلما زاد عدد أزواج الإلكترونات الحرة في الذرة المركزية للجزئ كلما زادت قوى التنافر بين هذه الإلكترونات و يكون ذلك على حساب نقص مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزئ .

س : كيف يمكنك تفسير صغر الزوايا بين الروابط التساهمية في جزئ الماء  $H_2O$  ( $105^0$ ) عن جزئ الأمونيا  $NH_3$  ( $107^0$ ) عن جزئ الميثان  $CH_4$  ( $109,5^0$ ) فى 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 التنافر الحرة يزداد التنافر بينها فتقل قيم الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزئ . ( علاقة عكسية )

علك : جزئ  $BF_3$  شكله مثلث مسنن بينما جزئ  $NH_3$  هرم ثلاثى القاعده بالرغم من أن الذرة المركزية فى كلا منهما مرتبطة بـ 3 ذرات ..

ج : لأن الذرة المركزية في جزئ  $BF_3$  تحمل 3 أزواج إرتباط و لا تمتلك أى أزواج من الإلكترونات الحرة بينما الذرة المركزية في جزئ  $NH_3$  تحمل 3 أزواج إرتباط و تمتلك زوج من الإلكترونات الحرة فيتنافر مع أزواج الإرتباط فتقل قيم الزوايا بين الروابط فيأخذ الشكل الفراغى للجزئ هرم ثلاثى القاعده .

علك : يتم التعبير عن جزئ  $BF_3$  بالاختصار  $AX_3$  بينما يتم التعبير عن جزئ  $NH_3$  بالاختصار  $AX_3E$  بالرغم من أن جزئ كلاهما يتكون من 4 ذرات .

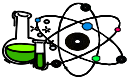
ج : لأن الذرة المركزية ( A ) في جزئ  $BF_3$  ترتبط بثلاث ذرات فلور ( $X_3$ ) و لا تمتلك أى أزواج من الإلكترونات الحرة بينما الذرة المركزية ( A ) في جزئ  $NH_3$  ترتبط بثلاث ذرات هيدروجين ( $X_3$ ) و تمتلك زوج من الإلكترونات الحرة ( E ) .

علك : ترتيب أزواج الإلكترونات لجزئ النشادر رباعى الأوجه بينما الشكل الفراغى له على هيئة هرم ثلاثى القاعده .

ج : ترتيب أزواج الإلكترونات رباعى الأوجه لأن محصلة أزواج الإلكترونات ( الحرة و المرتبطة ) في جزئ النشادر تساوى (  $4 = 3 + 1$  ) بينما الشكل الفراغى له على شكل هرم ثلاثى القاعده لزيادة التنافر نتيجة وجود 2 زوج حر و 2 زوج إرتباط مع الذرة المركزية .

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





### ثالثاً : الرابطة التناسقية

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

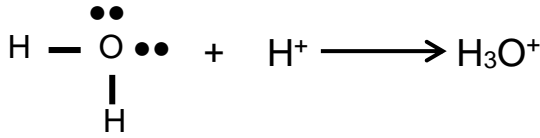
علل : الرابطة التناسقية نوع خاص من الروابط التساهمية .

ج : لأن كلاً 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 ( ← ) متجها ناحية الذرة المستقبلة للإلكترونات .

**مثال :** تكوين أيون الهيدرونيوم (  $H_3O^+$  ) :

عند إذابة الأحماض في الماء تمنح ذرة الأكسجين الموجودة بجزئ الماء زوج حر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (  $H^+$  ) ليتكون أيون الهيدرونيوم الموجب (  $H_3O^+$  ) :

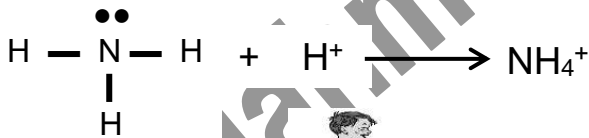


علل : لا يوجد أيون الهيدروجين الناتج من تفكك الأحماض في الماء منفرداً .

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

**مثال :** تكوين أيون الأمونيوم (  $NH_4^+$  ) :

عند إذابة غاز النشادر في الماء تمنح ذرة النيتروجين الموجودة بجزئ النشادر زوج حر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (  $H^+$  ) ليتكون أيون الأمونيوم الموجب (  $NH_4^+$  ) .



**ملحوظة هامة جداً**

✗ يحتوى أيون الهيدرونيوم على نوعين من الروابط هما :

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

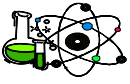
✗ يحتوى أيون الأمونيوم على نوعين من الروابط هما :

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

✗ أى مركب فيه مجموعة الأمونيوم لابد أن يحتوى على 3 أنواع من الروابط هي :

3 روابط تساهمية قطبية بين ذرة النيتروجين و ذرة الهيدروجين في 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 تنشأ بين ذرة هيدروجين مرتبطة مع ذرة أخرى برابطة قطبية في جزيء ما و زوج إلكترونات حر لذرة أخرى سالبتها الكهربائية مرتفعة في جزيء آخر .

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



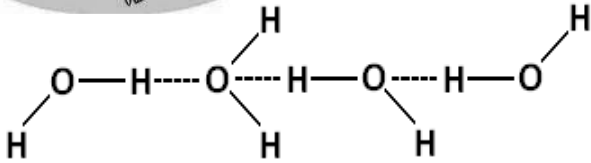
✓ الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية هي : الفلور F ، الأكسجين O ، النيتروجين N .  
✓ الروابط القطبية هي :  $H - N$  ،  $H - O$  ،  $H - F$  .

### ☒ مشاهدات تؤيد وجود الرابطة الهيدروجينية :

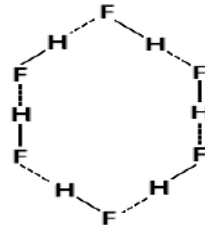
بالرغم من أن الكبريت يقع تحت الأكسجين مباشرة في المجموعة السادسة في جدول ترتيب العناصر إلا أن مركباتها مع الهيدروجين مختلفة فالماء يغلي عند  $100^\circ$  بينما يغلي كبريتيد الهيدروجين عند  $61^\circ -$  ( علل ) بسبب تجاذب جزيئات الماء مع بعضها عن طريق الروابط الهيدروجينية التي تتكون بين جزيئات الماء فتستهلك الطاقة الحرارية العالية في تكسير الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء .



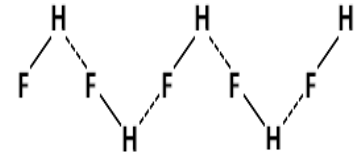
### ☒ أشكال الروابط الهيدروجينية :



شبكة مفتوحة



حلقة مغلقة



سلسلة مستقيمة

### ☒ ملاحظات هامة :

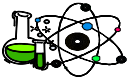
✓ الروابط في جزيء الماء تساهمية قطبية بينما الروابط بين جزيئات الماء وبعضها روابط هيدروجينية .  
✓ الرابطة الهيدروجينية أطول و أضعف من الرابطة التساهمية .

✓ تزداد قوة الرابطة الهيدروجينية عندما :

(١) تتواجد الرابطة الهيدروجينية على استقامة واحدة مع الرابطة التساهمية القطبية كما في جزيئات الماء و جزيئات فلوريد الهيدروجين .

(٢) يزداد الفرق السالبية الكهربائية بين ذرة الهيدروجين و الذرة الأخرى المرتبطة معها بالرابطة التساهمية القطبية للذرتين فالرابطة الهيدروجينية بين جزيئات HF أقوى منها بين جزيئات HCl ( علل ) لأن الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتي الفلور و الهيدروجين أكبر من الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتي الكلور و الهيدروجين .





## ثانياً : الرابطة الفلزية

رابطة تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحر التي تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة في الشبكة البلورية .

### ☒ ملاحظات هامة :

- ✓ لكل فلز شبكة بلورية تترتب فيها أيونات الفلز الموجبة شكل معين أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي للذرة فتتجمع معاً مكونة سحابة إلكترونية تربط هذا التجمع الكبير من أيونات الفلز الموجبة .
- ✓ الرابطة الفلزية تنتج من السحابة الإلكترونية ( علل ) لتقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة في الشبكة البلورية .
- ✓ يلعب عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة الفلز دوراً مهماً في قوة الرابطة الفلزية ( علل ) لأنه كلما زاد عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة الفلز كلما زادت قوة الرابطة الفلزية و أصبحت الذرات أكثر تماسكاً و فيصبح الفلز أكثر صلابة و ترتفع درجة انصهاره .

الفلز	توزيعه الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	الصلابة على مقياس موهس
$_{11}\text{Na}$	2, 8, 1	1	لين يسهل قطعه بسكينه
$_{12}\text{Mg}$	2, 8, 2	2	طرى يسهل ثنيه
$_{13}\text{Al}$	2, 8, 3	3	صلب يسهل تشكيله

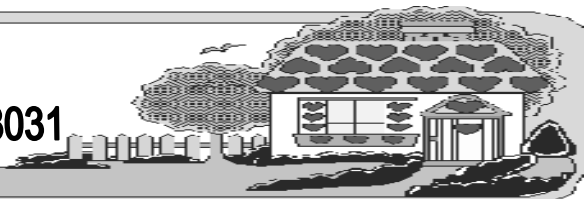
علل : الألومنيوم  $_{13}\text{Al}$  أكثر صلابة و درجة انصهاره أعلى من الصوديوم  $_{11}\text{Na}$  .  
ج : لأن الألومنيوم يحتوي على 3 إلكترونات تكافؤ بينما الصوديوم يحتوي على إلكترون تكافؤ واحد مما يزيد من قوة الرابطة الفلزية للألومنيوم فتزداد صلابته و ترتفع درجة انصهاره .



لم نرى في الحمد إلا زيادة في العطاء الحمد لله بقدر كل شيء... أَللَّهُمَّ لَكَ الْحَمْدُ حَتَّى نَرْضَى وَ لَكَ الْحَمْدُ إِذَا رَضِيتَ وَ لَكَ الْحَمْدُ بَعْدَ الرِّضَى ، يَا رَبِّ عَفْوِكَ وَ عَافِيَتِكَ وَ رِزْقِكَ وَ رِضَاكَ وَ رَحْمَتِكَ وَ مَغْفِرَتِكَ وَ شِفَاكَ وَ غِنَاكَ وَ نَوْفِيقَكَ وَ حِفْظَكَ وَ نَيْسِرَكَ وَ سُبُوكَ وَ كَرَمَكَ وَ لَطْفَكَ وَ جَنَّتَكَ .. رَبِّ اجْعَلْنَا مِنْ أَهْلِ النُّفُوسِ الطَّاهِرَةِ وَ الْقُلُوبِ الشَّاكِرَةِ وَ الْوُجُوهِ الْمُسْتَبْشِرَةِ الْبَاسِمَةِ وَ ارزُقْنَا طَيْبَ الْمَقَامِ وَ حَسَنَ الْخِتَامِ .

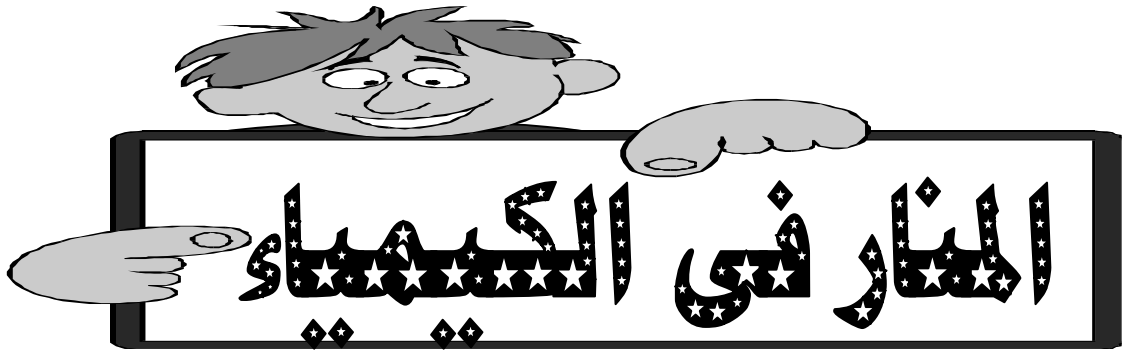
المحاضر في الكيمياء للثانوية العامة

Mr.Mahmoud Ragab 0122-5448031



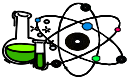
# الباب الثانى

## العناصر الممثلة



قال تعالى فى حديثه القدسى

أحب ثلاثة و حبي لثلاثة أشد : أحب الغنى الكريم و حبي للفقير الكريم أشد ، أحب الفقير  
المناضع و حبي للغنى المناضع أشد ، أحب الشيخ الطائع و حبي للشاب الطائع أشد . و  
أبغض ثلاثة و بغضى لثلاثة أشد : أبغض الفقير البخيل و بغضى للغنى البخيل أشد ، أبغض  
الغنى المنكر و بغضى للفقير المنكر أشد ، أبغض الشاب العاصى و بغضى للشيخ العاصى أشد .



مقدمة :

من أهداف دراسة الجدول الدوري تصنيف العناصر لتسهيل دراستها بشكل منظم و سنتناول هنا دراسة العناصر الممثلة في بعض المجموعات المنتظمة .

المجموعات المنتظمة : مجموعات تظهر تدرج منتظماً في خصائصها لا يوجد في العناصر الانتقالية .



أولاً : عناصر المجموعة 1A [عناصر الألقاء]

تعرف عناصر هذه المجموعة بالفلزات القلوية ( مكونات القلويات أو الألقاء ) لأن علماء المسلمين أطلقوا اسم القلي على مركبات الصوديوم و البوتاسيوم و نقل الأوروبيون هذه التسمية ( Alkali ) .

العنصر	الرمز	التوزيع الإلكتروني
الليثيوم	3Li	2, 1 [2He] 2s <sup>1</sup>
الصوديوم	11Na	2, 8, 1 [10Ne] 3s <sup>1</sup>
البوتاسيوم	19K	2, 8, 8, 1 [18Ar] 4s <sup>1</sup>
الروبيديوم	37Rb	2, 8, 18, 8, 1 [36Kr] 5s <sup>1</sup>
السيوم	55Cs	2, 8, 18, 18, 8, 1 [54Xe] 6s <sup>1</sup>
الفرانسيوم	87Fr	2, 8, 18, 32, 18, 8, 1 [86Rn] 7s <sup>1</sup>

☒ وجود عناصر الألقاء في الطبيعة :

(١) الصوديوم : يحتل الترتيب السادس من حيث الانتشار في القشرة الأرضية .  
✓ أهم خاماته :

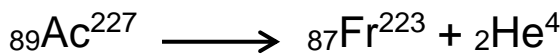
الملح الصخري NaCl .

(٢) البوتاسيوم : يحتل الترتيب السابع من حيث الانتشار في القشرة الأرضية .  
✓ أهم خاماته :

كلوريد البوتاسيوم KCl الموجود في : ماء البحر — رواسب الكارناليت [ KCl.MgCl<sub>2</sub>.6H<sub>2</sub>O ]

(٣) باقي العناصر : نادرة الوجود .

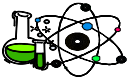
الفرانسيوم : عنصر مشع فترة عمر النصف له 20 min ناتج من انحلال عنصر الأكتينيوم :



صفاته تشبه صفات عنصر السيزيوم

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





## الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى ( فلزات الألقلاء )

**أولاً : نحتوى على إلكترون مفرد فى مستوى تكافؤها ( ns<sup>1</sup> ) و ينتج عن ذلك :**

- ✓ يقع كل عنصر منها فى بداية دورة جديدة من دورات الجدول الدورى .
- ✓ تكون أيونات لها حالة تأكسد واحدة هي + 1 .
- ✓ معظم مركباتها أيونية و أيون كل عنصر منها يشبه تركيب الغاز الخامل الذى يسبقه فى الجدول .
- ✓ نشيطة كيميائياً ( علك ) لسهولة فقد إلكترون تكافؤها .
- ✓ عوامل مختزلة قوية ( علك ) لسهولة فقد إلكترون تكافؤها .
- ✓ جهد تأينها **الأول صغير جداً** ( علك ) لسهولة فقد إلكترون تكافؤها بينما جهد تأينها **الثانى كبير جداً** ( علك ) لأنه يؤدي إلى كسر مستوى طاقة مكتمل .
- ✓ أكثر الفلزات ليونة و أقلها فى درجة الانصهار و الغليان ( علك ) لضعف الرابطة الفلزية التى تكونها لأن غلاف تكافؤها يحتوى على إلكترون واحد .



**ثانياً : أكبر عناصر الجدول الدورى حجماً و ينتج عن ذلك :**

- ✓ قلة كثافتها .
- ✓ صغر قيم ساليبيتها الكهربائية صغيرة جداً لذا تكون مع اللافلزات روابط أيونية قوية .
- ✓ سهولة فقد إلكترون تكافؤها لذلك فهى أعلى العناصر إيجابية كهربية .
- ✓ سهولة تتحرر إلكترونات من على سطح الفلز عند تعرضه للضوء ( الظاهرة الكهروضوئية ) لذا يُستخدم البوتاسيوم و السيزيوم فى الخلايا الكهروضوئية .

### الظاهرة الكهروضوئية :

ظاهرة تحرر إلكترونات من سطوح بعض فلزات الألقلاء عند سقوط الضوء عليها .

**علك :** يدخل عنصر السيزيوم فى صناعة الخلايا الكهروضوئية .

**ج :** لكبر حجم ذرته و صغر جهد تأينه فيسهل تحرر إلكترون تكافؤه عن تعرضه للضوء .



**ثالثاً : نعطى مركباتها ألواناً مميزة عند الكشف الجاف عنها :**

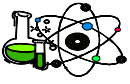
### طريقة الكشف الجاف

يُغمس سلك من البلاتين فى حمض الهيدروكلوريك المركز لتنظيفه ثم يغمس السلك فى الملح المجهول و يعرض للهب بنزن غير المضئ فيكتسب اللهب اللون المميز لكاتيون العنصر مثل :

العنصر	الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم	السيوم
اللون المميز	قرمزي	أصفر ذهبى	بنفسجى فاتح	أزرق بنفسجى

من قرا آية الكرسي عقب كل صلاة لم يمنعه من دخول الجنة إلا أن يموت





## الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الأولى (A - 1)

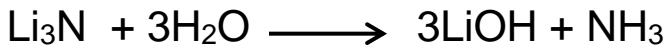
### تأثير الهواء الجوى :

نظراً لأن الألقاء نشطة جداً فعند تعرضها للهواء الجوى تصدأ بسهولة و تفقد بريقها الفلزي اللامع نتيجة تكون طبقة من الأكسيد على سطحها .

يتحد الليثيوم مع نيتروجين الهواء الجوى بالتسخين مكوناً نيتريد ليثيوم :



و يذوب نيتريد الليثيوم فى الماء مكوناً غاز النشادر :



ملاحظة : نيتريد فلز + ماء ← هيدروكسيد فلز + نشادر

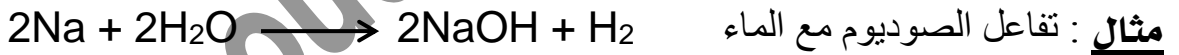
علك : تحفظ عناصر الألقاء تحت سطح الهيدروكربونات السائلة مثل الكيروسين .

ج : نظر لنشاطها الكيميائى الكبير نجماها من تأثير الهواء الرطب .



### تأثير الماء :

تحتل هذه الفلزات قمة السلسلة الكهروكيميائية لذا فهى تحل محل هيدروجين الماء بسهولة و يكون هذا التفاعل مصحوباً بانطلاق طاقة كبيرة تودى إلى إشتعال الهيدروجين المتصاعد بفرقة و يزداد التفاعل عنفاً من الليثيوم إلى السيزيوم .



مثال : تفاعل الصوديوم مع الماء

علك : عدم إطفاء حرائق الصوديوم باماء ( لا يحفظ الصوديوم تحت سطح اماء ) .

علك : لا تجرى تفاعلات الصوديوم مع اماء فى المعمل المدرسى .

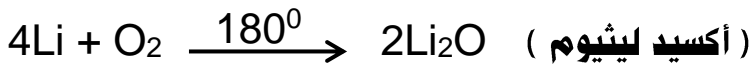
ج : لأن الصوديوم يحل محل هيدروجين الماء الذى يشتعل بفرقة + المعادلة .



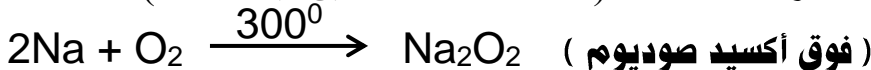
### تأثير الأكسجين :

يظهر التدرج فى نشاط عناصر الألقاء عند إحتراقها فى وجود الأكسجين ينتج ثلاثة أنواع من الأكسيد :

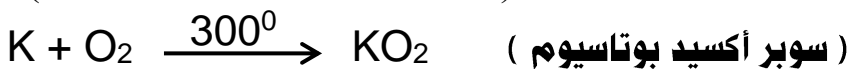
✓ الليثيوم : يعطى الأكسيد العادى عند درجة حرارة  $180^{\circ}\text{C}$  ( عدد تأكسد الأكسجين فيه = 2 - ) .



✓ الصوديوم : يعطى فوق الأكسيد عند درجة  $300^{\circ}\text{C}$  ( عدد تأكسد الأكسجين فيه = 1 - ) .

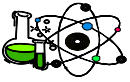


✓ باقى العناصر : تعطى سوبر أكسيد عند درجة  $300^{\circ}\text{C}$  ( عدد تأكسد الأكسجين فيه = 1/2 - ) .



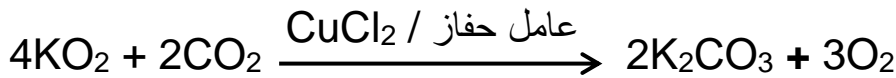
قل للعبون إذا نساقط دمعها الله أكبر من همى و أحرانى .





**علك : يستخدم سوهر أكسيد البوناسيوم فى نقيفة جو العوصات و الطائرات .**

**ج : لأنه يستبدل غاز ثانى أكسيد الكربون الناتج من هواء الزفير بغاز الأوكسجين**



### ملاحظات هامة

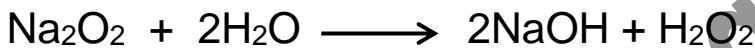
❖ يمكن تحضير أكاسيد عناصر الأقلء بإذابة الفلز فى غاز النشادر المسال ثم إضافة الكمية المحسوبة من الأوكسجين .

❖ الأوكسيد المثالى لهذه العناصر صيغته  $\text{X}_2\text{O}$  و هو أكسيد قاعدى قوى و عند ذوبانه فى الماء يعطى أقوى القلويات المعروفة فيما عدا أكسيد الليثيوم  $\text{Li}_2\text{O}$  .



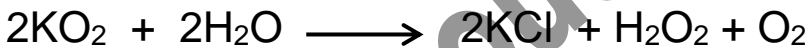
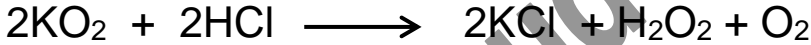
**علك : مركبات فوق الأوكسيد عوامل مؤكسدة قوية جداً .**

**ج : لأنها تتفاعل مع الماء و الأحماض و تعطى فوق أكسيد الهيدروجين :**



**علك : مركبات سوهر أكسيد عوامل مؤكسدة قوية جداً .**

**ج : لأنها تتفاعل مع الماء و الأحماض و تعطى فوق أكسيد الهيدروجين و أوكسجين :**

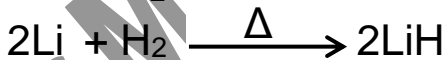
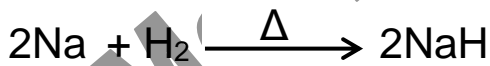


### تأثير الهيدروجين :

تتفاعل الأقلء مع الهيدروجين و يتكون هيدريدات أيونية .

هيدريد الصوديوم

هيدريد الليثيوم



### الهيدريدات :

- مركبات أيونية عدد تأكسد أيون الهيدروجين فيها = -1 .

- عند التحليل الكهربى للهيدريدات يتصاعد غاز الهيدروجين عند المصعد ( أنود ) و يترسب الفلز عند المهبط ( كاثود ) .

**علك : الهيدريدات عوامل مخنزلة قوية جداً .**

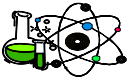


**ج : لأنها تتفاعل مع الماء و ينطلق غاز الهيدروجين .**

### تأثير الأحماض :

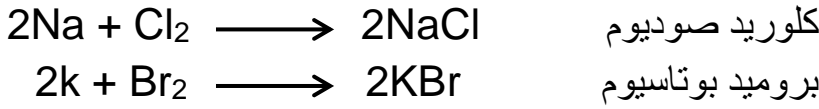
تحل الأقلء محل هيدروجين الحمض و ينتج ملح و غاز الهيدروجين و يكون التفاعل **عنيف** :





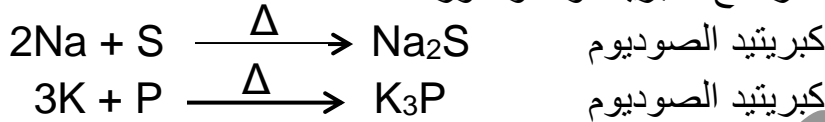
## تأثير لافلزات الهالوجينات :

تتفاعل الأفلء مع الهالوجينات بعنف ويكون التفاعل مصحوباً بانفجار و تتكون هاليدات أيونية شديدة الثبات .



## تأثير اللافلزات الأخرى :

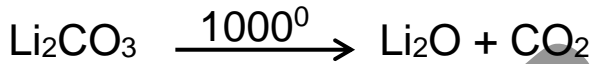
تتحد فلزات الأفلء الساخنة مباشرة مع الكبريت و الفوسفور .



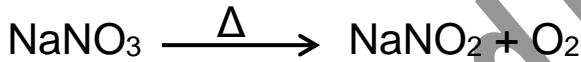
## أثر الحرارة على الأملاح الأكسجينية للأفلء

تمتاز الأملاح الأكسجينية للأفلء بأنها ثابتة حرارياً لذا نجد أن :

☑ جميع كربونات الأفلء لا تتحلل بالحرارة عدا كربونات الليثيوم التي تنحل عند  $1000^{\circ}\text{C}$  :



☑ تنحل نترات الأفلء جزئياً إلى نيتريت الفلز و الأكسجين :



علك : نستخدم نترات البوتاسيوم فى صناعة البارود .

ج : لأن نترات البوتاسيوم تنحل مصحوبة بانفجار شديد .

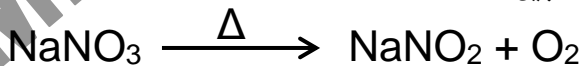
س علك : لا نستخدم نترات الصوديوم فى صناعة البارود .

ج : لأن نترات الصوديوم متميعة تمتص بخار الماء من الجو .



علك : نترات الأفلء عوامل مؤكسدة قوية .

ج : لأن نترات الأفلء تنحل جزئياً إلى نيتريت الفلز و الأكسجين :

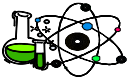


## استخلاص فلزات الأفلء من خاماتها

☑ لا توجد عناصر الأفلء فى الطبيعة على حالة إنفراد نظراً لنشاطها الكيميائى الكبير و لكن توجد على هيئة مركبات أيونية ( علل ) لأنها أكثر الفلزات قدرة على فقد إلكترونات تكافؤها لكبر حجم ذراتها .

☑ الطريقة المستخدمة فى تحضير الفلز الحُر لعناصر الأفلء هى التحليل الكهربى لمصهور هاليداتهما فى وجود بعض المواد الصهارة لخفض درجة انصهار الهاليد :





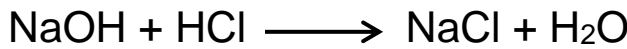
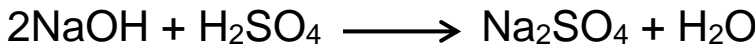
## أشهر مركبات الصوديوم



### (١) هيدروكسيد الصوديوم NaOH

#### أهم خواصه :

- ١- مركب صلب أبيض متميع .
- ٢- له ملمس صابوني و تأثيره كاو على الجلد .
- ٣- يذوب في الماء بسهولة ليعطي محلول قلوي مع انطلاق طاقة ( ذوبان طارد للحرارة ) .
- ٤- يتفاعل مع الأحماض مكوناً ملح الصوديوم للحمض و الماء :



#### أهم استخداماته :

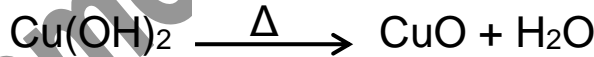
- ✓ كثير من الصناعات مثل ( الصابون - الحرير الصناعي - الورق ) .
- ✓ تنقية البترول من الشوائب الحمضية .
- ✓ الكشف عن الشقوق القاعدية ( الكاتيونات ) مثل كاتيون النحاس  $\text{Cu}^{2+}$  - كاتيون الألومنيوم  $\text{Al}^{3+}$  .

#### ١- محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم :

يتكون راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس يتحول إلى أسود بالتسخين :



راسب أزرق

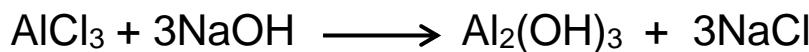


راسب أسود



#### ٢- محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم :

يتكون راسب جيلاتيني أبيض من هيدروكسيد الألومنيوم يذوب في وفرة من هيدروكسيد الصوديوم لتكون ملح ميتا ألومينات الصوديوم الذي يذوب في الماء .



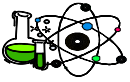
راسب أزرق



ميتا ألومينات الصوديوم

اللهم فاطر السماوات والأرض ، علّام الغيب والشهادة ، ذا الجلال والإكرام ، إني أعهد إليك في هذه الحياة الدنيا ، وأشهدك وكفى بك شهيداً أني أشهد أن لا إله إلا أنت وحدك لا شريك لك ، وأن محمداً عبدك ورسولك ، وأشهد أن وحدك حق ، ولقاءك حق ، والجنة حق ، وأن الساعة لا ريب فيها ، وأنت تبعث من في القبور ، وأنت إن نكلتني إلى نفسي نكلتني إلى ضعف وعورة وذنب وخطيئة ، وإني لا أثق إلا برحمتك فأغفر لي ذنوبي كلها ونب عليّ إنك أنت النواب الرحيم .

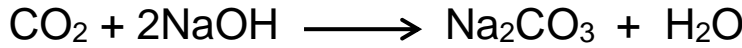




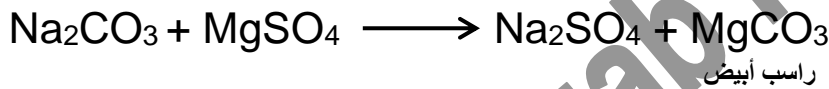
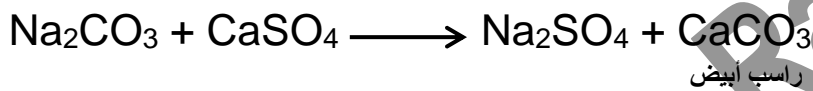
## Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> كربونات الصوديوم (٢)

### التحضير في المعمل :

بإمرار غاز ثاني أكسيد الكربون في محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن ثم يترك المحلول ليبرد تدريجياً فتتفصل بلورات كربونات الصوديوم المائية :

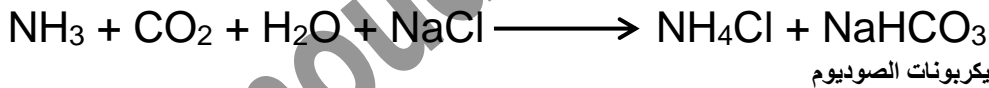


✓ تُعرف كربونات الصوديوم المائية باسم صودا الغسيل ( Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.10H<sub>2</sub>O ) لأنها تستخدم في إزالة عسر الماء المستديم حيث تتفاعل مع أملاح الكالسيوم و الماغنسيوم الذائبة في الماء مكونة أملاح كربونات كالسيوم و كربونات ماغنسيوم لا يذوب في الماء فيزول عسر الماء .



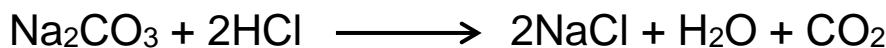
### التحضير في الصناعة ( طريقة سولفاي ) :

بإمرار غازي الأمونيا و ثاني أكسيد الكربون في محلول مركز من كلوريد الصوديوم فينتج بيكربونات الصوديوم ثم تنحل بيكربونات الصوديوم بالتسخين إلى كربونات صوديوم و ماء و ثاني أكسيد الكربون :



### أهم خواصه :

- ١- مسحوق أبيض يذوب بسهولة في الماء و محلوله قاعدي التأثير .
- ٢- لا يتأثر بالتسخين فهو ينصهر دون تفكك ( مركب ثابت حرارياً ) .
- ٣- يتفاعل مع الأحماض و يتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون :



### أهم استخداماته :

- ١- كثير من الصناعات مثل : صناعة الزجاج - صناعة الورق - صناعة النسيج .
- ٢- إزالة عسر الماء المستديم .

### س : كيف تميز عملياً بين كل من :

كربونات الصوديوم و هيدروكسيد الصوديوم .

الضيف هو إشارة ربانية من الله للإنسان بأن وقت الدعاء قد حان ... ﴿ لَا تَحْزَنْ إِنَّ اللَّهَ مَعَنَا ﴾ عبارة دافنه جداً اللهم  
لا تجعلنا بحاجة لغيرك و أنت أقرب إلينا من حبل الوريد .....



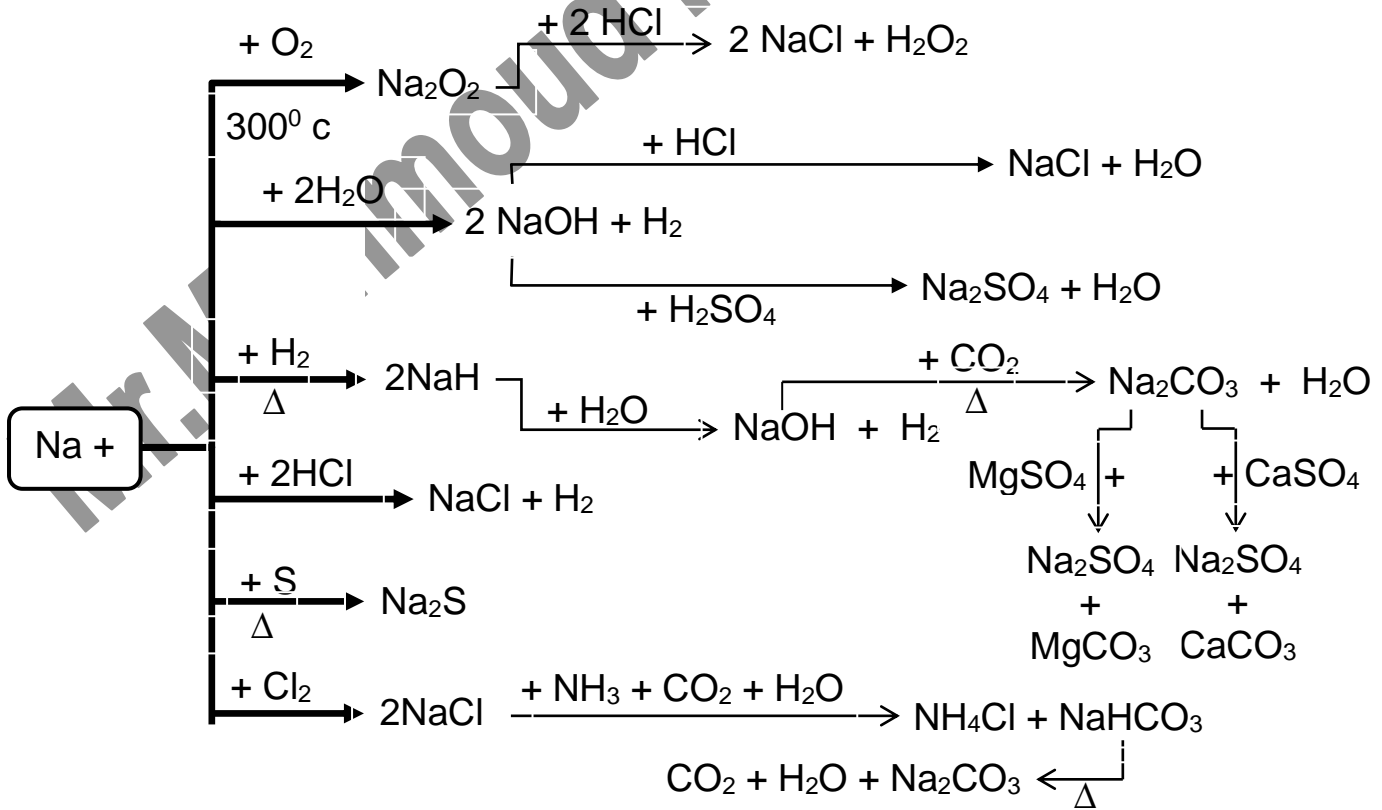


## الدور الكيميائي الحيوى لأيونات الصوديوم

- من المصادر الطبيعية لأيونات الصوديوم : منتجات الألبان - الخضروات خاصة الكرفس .
  - تعتبر أيونات الصوديوم من أكثر الأيونات تواجداً في بلازما الدم و المحاليل المحيطة بالخلايا .
- علك :** تلعب أيونات الصوديوم دوراً هاماً في العمليات الحيوية .
- ج :** لأنها تكون الوسط اللازم لنقل المواد الغذائية مثل الجلوكوز و الأحماض الأمينية .

## الدور الكيميائي الحيوى لأيونات البوتاسيوم

- من المصادر الطبيعية للبوتاسيوم : اللحوم ، اللبن - البيض - الحبوب - الخضروات .
  - تعتبر أيونات البوتاسيوم من أكثر الأيونات تواجداً داخل الخلايا .
- علك :** تلعب أيونات البوتاسيوم دوراً هاماً في العمليات الحيوية .
- ج :** ١- تكوين البروتينات التي تحكم التفاعلات الكيميائية داخل الخلية .
- ٢- أكسدة الجلوكوز لإنتاج الطاقة اللازمة لنشاط الخلية .



Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031







## عناصر المجموعة ( 5A )

العنصر	الرمز	التوزيع الإلكتروني
النيتروجين	${}^7\text{N}$	2, 5 $[\text{He}] 2s^2, 2p^3$
الفوسفور	${}^{15}\text{P}$	2, 8, 5 $[\text{Ne}] 3s^2, 3p^3$
الزرنيخ	${}^{33}\text{As}$	2, 8, 18, 5 $[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$
الأنثيمون	${}^{51}\text{Sb}$	2, 8, 18, 18, 5 $[\text{Kr}] 5s^2, 4d^{10}, 5p^3$
البيزموت	${}^{83}\text{Bi}$	2, 8, 18, 32, 18, 5 $[\text{Xe}] 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^3$

وجود عناصر المجموعة (A - 5) في الطبيعة :

١- **النيتروجين** ( ${}^7\text{N}$ ) : يمثل  $\frac{4}{5}$  من حجم الهواء الجوي تقريباً و هو أكثرهم انتشاراً في الطبيعة .

٢- **الفوسفور** ( ${}^{15}\text{P}$ ) : و هو أكثرهم انتشاراً في القشرة الأرضية و يوجد على هيئة :

✓ فوسفات الكالسيوم الصخري  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  .

✓ الأباتيت : ملح مزدوج لفلوريد و فوسفات الكالسيوم  $\text{CaF}_2 \cdot \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  .

٣- **الزرنيخ** : يوجد على هيئة كبريتيد الزرنيخ ( $\text{As}_2\text{S}_3$ ) .

٤- **الأنثيمون** : يوجد على هيئة كبريتيد الأنثيمون ( $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ) .

٥- **البيزموت** : يوجد على هيئة كبريتيد البيزموت ( $\text{Bi}_2\text{S}_3$ ) .

### الخواص العامة لعناصر المجموعة الخامسة عشر (A - 5)

#### (أ) الندرج في الصفة الفلزية و اللافلزية :

يغلب الطابع اللافلزي على خواص المجموعة و تزداد الصفة الفلزية و تقل الصفة اللافلزية بزيادة العدد الذري : النيتروجين و الفوسفور لافلزات - الزرنيخ و الأنثيمون أشباه فلزات - البيزموت فلز ضعيف قدرته على التوصيل الكهربى ضعيفة .



(٢) عدد الذرات في جزيئ العنصر : ( في الحالة البخارية )

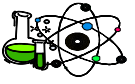
✓ النيتروجين و البيزموت : يتكون الجزيئ من ذرتين ( $\text{N}_2$  ,  $\text{Bi}_2$ ) .

✓ الفوسفور و الزرنيخ و الأنثيمون : يتكون الجزيئ من 4 ذرات ( $\text{P}_4$  ,  $\text{As}_4$  ,  $\text{Sb}_4$ )

علك : يشذ البيزموت في خواصه عن خواص معظم الفلزات .

ج : لأنه ضعيف التوصيل للتيار الكهربى - يتكون الجزيئ منه في الحالة البخارية من ذرتين بينما معظم الفلزات تتكون جزيئاتها من ذرة واحدة .





### ٣) نعدد أعداد التأكسد :

تتعدد حالات التأكسد لعناصر المجموعة (A - 5) حيث تتراوح بين (+5 : -3) (علل) لأنها إما أن تشارك حتى ثلاثة إلكترونات أو تفقد حتى خمسة إلكترونات .



#### ملاحظات :

- ✓ أعداد تأكسد النيتروجين في مركباته الهيدروجينية سالبة (علل) لأن السالبية الكهربية للنيتروجين أعلى من السالبية الكهربية للهيدروجين .
- ✓ أعداد تأكسد النيتروجين في مركباته الأكسجينية موجبة (علل) لأن السالبية الكهربية للأكسجين أعلى من السالبية الكهربية للنيتروجين .

عدد التأكسد	الصيغة	المركب	عدد التأكسد	الصيغة	المركب
١+	N <sub>2</sub> O	أكسيد النيتروز	٣-	NH <sub>3</sub>	النشادر
٢+	NO (N <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	أكسيد النيتريك	٢-	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	الهيدرازين
٣+	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ثالث أكسيد النيتروجين	١-	NH <sub>2</sub> OH	هيدروكسيل أمين
٤+	NO <sub>2</sub> (N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> )	ثاني أكسيد النيتروجين	٥+	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	خامس أكسيد النيتروجين

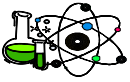
### ظاهرة التآصل :

وجود العنصر في عدة صور تختلف في خواصها الفيزيائية و تتفق في الخواص الكيميائية .

- ✓ تتميز بهذه الخاصية اللافلزات الصلبة فقط .
- ✓ ترجع ظاهرة التآصل إلى وجود العنصر اللافلزى الصلب في أكثر من شكل بلورى يختلف كل شكل عن الآخر في ترتيب الذرات و في عددها .
- ✓ النيتروجين لافلز غاز و البزموت فلز ضعيف لذلك لا يوجد لهما صور التآصل .

العنصر	الصورة التآصلية	العنصر	الصورة التآصلية
الفوسفور	شمعى أبيض / أحمر / بنفسجى	الزرنيخ	أسود / رمادى / شمعى أصفر
الأنثيموه	أصفر / أسود		





## ٤) مركباتها مع الأكسجين [ الأكاسيد ] :

تتكون أكاسيد صيغتها العامة  $X_2O_3$  أو  $X_2O_5$  بعض هذه الأكاسيد حمضى و بعضها متردد و بعضها قاعدى :

خامسه أكسيد البزموت	ثالث أكسيد الأنيموه	خامسه أكسيد النيتروجيه
$Bi_2O_5$	$Sb_2O_3$	$N_2O_5$
قاعدى	متردد	حامضى



**ملحوظة :** تزداد الصفة القاعدية و تقل الصفة الحامضية للأكاسيد بزيادة العدد الذرى لعناصرها .

## ٥) مركباتها مع الهيدروجين [ الهيدريدات ] :

تكون معظم عناصر المجموعة مع الهيدروجين مركبات هيدروجينية ( هيدريدات ) عدد تأكسد العنصر فيها ( -3 ) :

$AsH_3$	$PH_3$	$NH_3$
الأرزين	الفوسفين	النشادر

☑ تحتوى ذرة العنصر على زوج حُر من الإلكترونات فى غلاف تكافؤها لذا يمكنها منح هذا الزوج من الإلكترونات لأيون أو ذرة أخرى لتكوين رابطة تناسقية .

## خصائص المركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة ( A - 5 ) :



- يقل ثباتها حرارياً حيث يودى التسخين الضعيف إلى تفككها .

- تقل الصفة القطبية لها بزيادة العدد الذرى للعنصر و بذلك تقل قابليتها للذوبان فى الماء .

- تقل الصفة القاعدية لها بزيادة العدد الذرى للعنصر فجزئ النشادر أكثر قاعدية من جزئ الفوسفين .

**علك :** النشادر أقوى قاعدية من الفوسفين . ( معلومة إضافية )

**ج :** لصغر حجم ذرة النيتروجين فيسهل على ذرة النيتروجين جذب أيون الهيدروجين  $H^+$  .

أو : لصغر حجم ذرة النيتروجين فيسهل على ذرة النيتروجين منح زوج الإلكترونات الحرة لمادة أخرى .

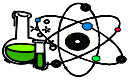
**علك :** النشادر أكثر ذوباناً فى الماء من الفوسفين .

**ج :** لأن النشادر أكثر قطبية من الفوسفين .

### كلمات الفرع

لا إله إلا الله الحليم الكريم ، لا إله إلا الله العلى العظيم ، لا إله إلا الله رب السماوات السبع و رب العرش العظيم





## أشهر عناصر المجموعة الخامسة

### النيتروجين N<sub>2</sub>



### تحضير غاز النيتروجين في المعمل

#### الطريقة الأولى من الهواء الجوى ( الطريقة الرئيسية )

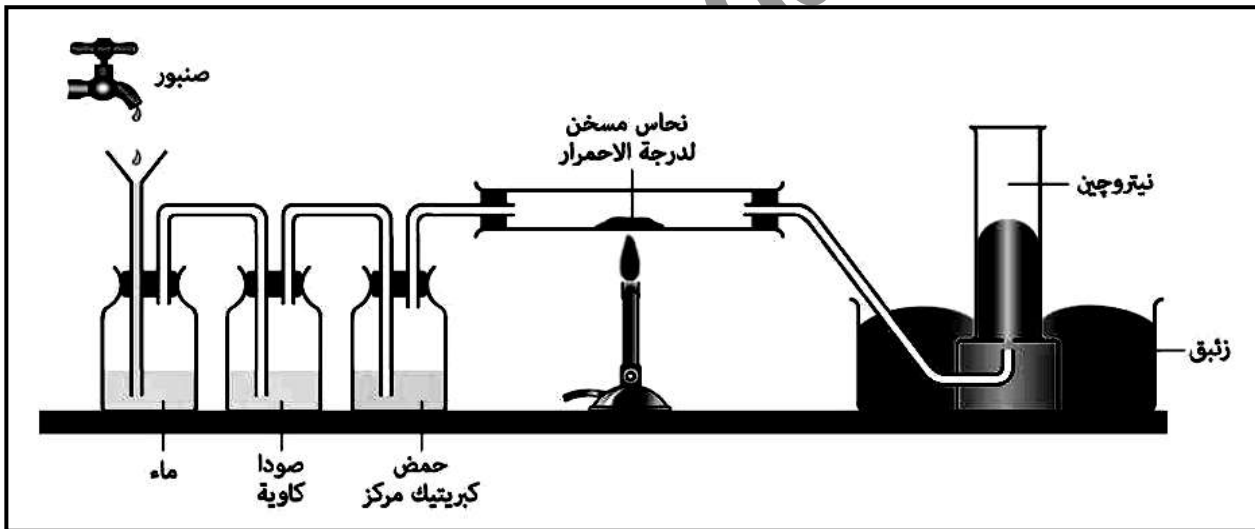
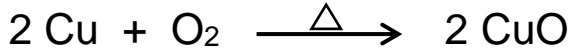
من الهواء الجوى بالتخلص من بخار الماء و غازى ثانى أكسيد الكربون و غاز الأوكسجين حيث :

١- يُمرر الهواء الجوى على محلول هيدروكسيد الصوديوم للتخلص من غاز ثانى أكسيد الكربون :



٢- ثم يُمرر على حمض كبريتيك مركز للتخلص من بخار الماء .

٣- ثم يُمرر ما تبقى من الهواء على خرّاطة نحاس مسخنة لدرجة الإحمرار للتخلص من غاز الأوكسجين :



### جهاز تحضير غاز النيتروجين في المعمل من الهواء الجوى

علك : يُجمَع غاز النيتروجين بإزاحة اماء لأسفل .

ج : لأن غاز النيتروجين أخف من الهواء و شحيح الذوبان في الماء .

علك : يُجمَع غاز النيتروجين فوق الزئبق .

ج : للحصول عليه جاف .

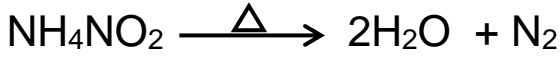
اللهم من اعتر بك فلن يذل ، و من اهتدى بك فلن يضل ، و من استكثر بك فلن يقل ، و من استقوى بك فلن يضعف ، و من استغنى بك فلن يفقر ، و من استنصر بك فلن يغلب ، و من توكل عليك فلن يخيب ، و من جعلك ملاداً فلن يضيع ، و من اعنصم بك فقد هدى الى صراط مستقيم ، اللهم فكن لنا ولياً و نصيراً ، و كن لنا مُعيناً و مجيراً ، انك كنت بنا بصيراً



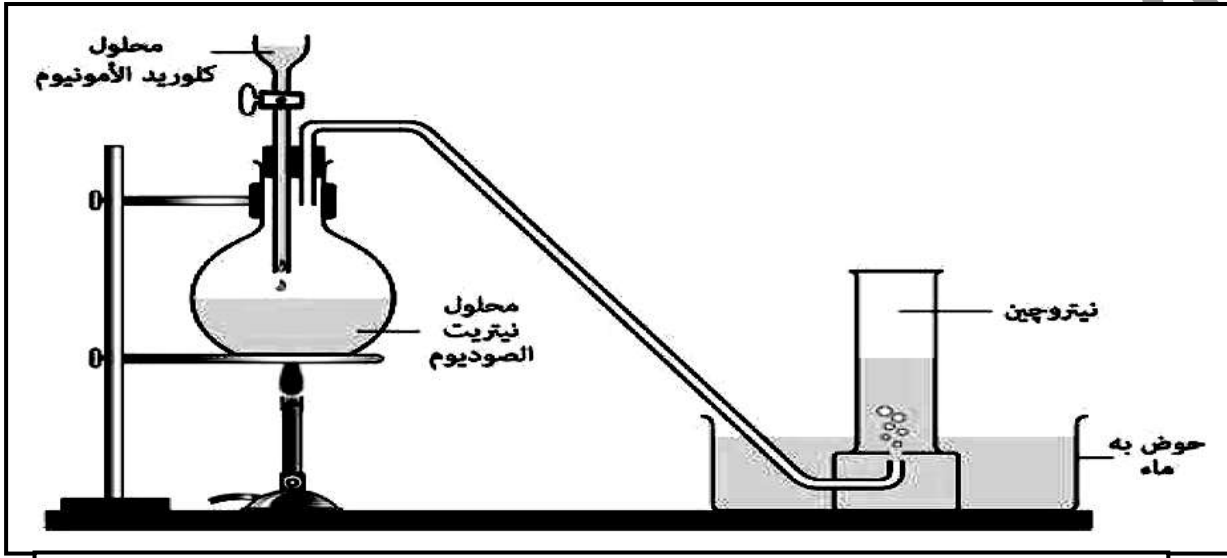


## الطريقة الثانية من المركبات الكيميائية

تسخين خليط من محلولي نيتريت الصوديوم و كلوريد الأمونيوم :



و يمكن جمع المعادلتين السابقتين فتصبح المعادلة النهائية هي :



جهاز تحضير غاز النيتروجين في المعمل من المركبات الكيميائية

### الخواص الفيزيائية لغاز النيتروجين :

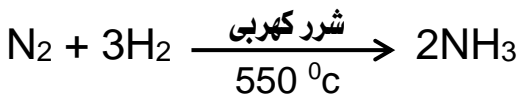
- 1- غاز عديم اللون و الطعم و الرائحة .
- 2- متعادل التأثير على عباد الشمس .
- 3- كثافته في S.T.P تساوى 1,25 gm/L .
- 4- درجة غليانه  $159,79^{\circ}\text{C}$  - ( في الضغط الجوى المعتاد يملكه إسالته عند درجة حرارة  $159,79^{\circ}\text{C}$  - )
- 5- أخف قليلاً من الهواء ( لأنه الهواء به غاز الأوكسجين الأثقل منه النيتروجين ) .
- 6- شحيح الذوبان فى الماء معدل ذوبانه فى الماء فى S.T.P يساوى 23 ml (N<sub>2</sub>) / 1L (H<sub>2</sub>O) .

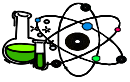
### الخواص الكيميائية لغاز النيتروجين :

لا تتم تفاعلات النيتروجين مع العناصر الأخرى إلا فى وجود شرر أو قوس كهربى أو تسخين شديد (علل) لصعوبة كسر الرابطة الثلاثية بين ذرتى النيتروجين فى جزئى النيتروجين .

#### 1- مع الهيدروجين :

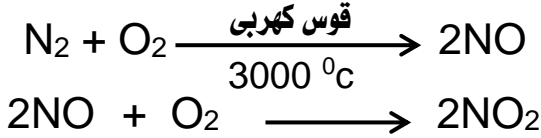
فى وجود شرر كهربى عند  $550^{\circ}\text{C}$  و يتكون غاز النشادر :





## ٢- مع الأوكسجين :

في وجود قوس كهربى عند  $3000^{\circ}\text{C}$  و يتكون غاز أكسيد النيتريك (NO) عديم اللون الذى يتأكسد بسرعة إلى ثانى أكسيد النيتروجين ( $\text{NO}_2$ ) لونه بنى محمر :



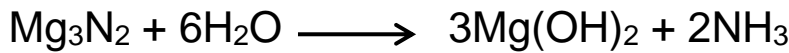
## ٣- مع الفلزات فى درجات حرارة عالية :

يتفاعل النيتروجين مع الفلزات مثل الماغنسيوم و يتكون نيتريد الفلز :



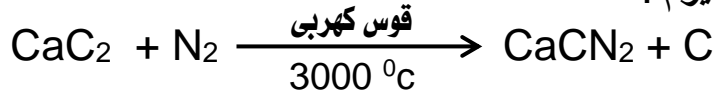
نيتريد ماغنسيوم

و يذوب نيتريد الماغنسيوم فى الماء مكوناً غاز النشادر :



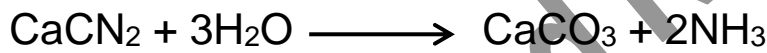
## ٤- مع كربيد الكالسيوم :

بواسطة القوس الكهربى و يتكون سيناميد الكالسيوم :



## ملحوظة :

سيناميد الكالسيوم يستخدم كسماد زراعى ( علك ) لأنه يذوب فى ماء الرى و يتصاعد غاز النشادر :



# Manar in Chemistry

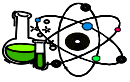


Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

يا قارئى، خطئى لا تبكى على موتى ... فالىوم أنا معك و غداً أنا فى التراب فإن عشت فإنى معك ..... و إن مت فلذكرى !

و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى ... بالأمس كنت معك ... و غداً أنت معى ... أمــــــــــــــــوت و يبقى كل ما كتبه ذكــــــــــــــــرئى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ... يدعو لى ....

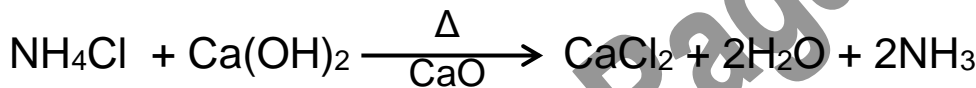
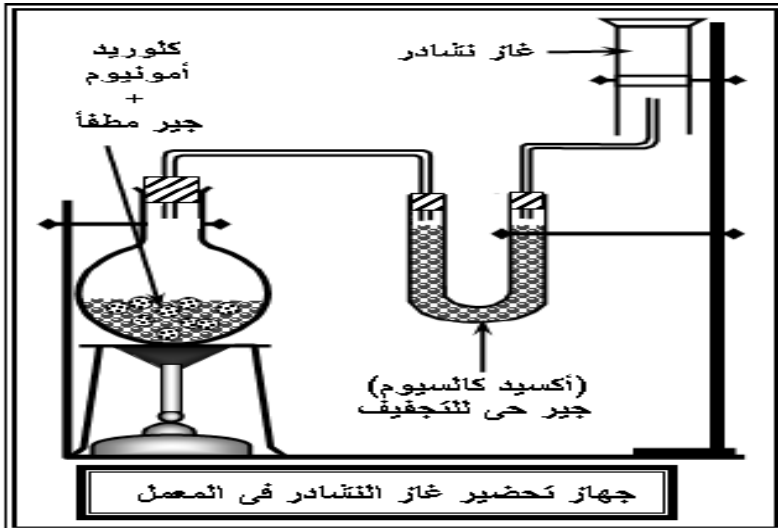




## غاز النشادر NH<sub>3</sub>

### تحضير غاز النشادر في المعمل

بتسخين خليط من كلوريد الأمونيوم NH<sub>4</sub>Cl و هيدروكسيد الكالسيوم " الجير المطفا Ca(OH)<sub>2</sub> " ثم يُمرر ناتج التسخين في أنبوبة ذات شعبتين بها مادة مُجففة هي جير حي ( أكسيد الكالسيوم CaO ).



علك : يُجمَع غاز النشادر بإزاحة الهواء لأسفل .

ج : لأن غاز النشادر أخف من الهواء .

علك : يستخدم الجير الحي في تجفيف غاز النشادر .

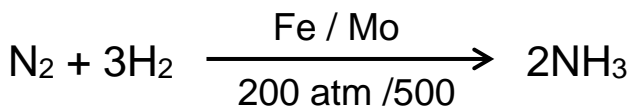
ج : لأن الجير الحي أكسيد قاعدي لا يتفاعل مع النشادر القاعدي .

علك : لا يستخدم حمض الكبريتيك في تجفيف غاز النشادر .

ج : لأن النشادر له تأثير قلوي فيتفاعل مع حمض الكبريتيك مكونا كبريتات الأمونيوم .

### تحضير غاز النشادر في الصناعة

تسمى بطريقة " هابر / بوشه " و يتم تحضيره من عنصرى النيتروجين و الهيدروجين في وجود عوامل حفازة ( الحديد أو موليبدنيوم ) تحت ضغط 200 atm و عند درجة حرارة 500<sup>o</sup>c .



### الخواص الفيزيائية لغاز النشادر :

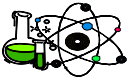
عديم اللون و له رائحة نفاذة .

لا يشتعل و لا يساعد على الاشتعال .

كثافته ( 0,77 g/cm<sup>3</sup> ) أقل من كثافة الهواء .

يذوب في الماء بسهولة ليعطى محلول قلوي التأثير على عباد الشمس لذا فهو ( انهيدريد قاعدة ) .





علك : لا يُجمع غاز النشادر بإزاحة الماء .

علك : يعتبر غاز النشادر أنهيدريد قاعده .

ج : لأنه يذوب في الماء مكونا محلول قلوي ضعيف ( هيدروكسيد الأمونيوم ) .

### تجربة النافورة

تستخدم لإثبات أن :

١- غاز النشادر يذوب في الماء .

٢- المحلول المائي لغاز النشادر قلوي التأثير على عباد الشمس .

### خطوات التجربة :

تكون الجهاز المقابل بحيث نملأ الدورق العلوي بغاز النشادر و نملأ الدورق السفلي بمحلول مائي حمض بأحد الأحماض مضاف له عباد الشمس فيتلون بلون أحمر ثم ندفع تيار هواء بالفم .

### الملاحظة :

اندفاع المحلول الأحمر بقوة إلى الدورق العلوي على هيئة نافورة و تحول لونه في الدورق العلوي إلى اللون الأزرق .

### الكشف عن غاز النشادر

عند تعريض ساق زجاجية مبللة بحمض هيدروكلوريك مركز ( يتصاعد منها غاز كلوريد الهيدروجين HCl ) إلى غاز النشادر يتكون سحب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم ( مادة صلبة تتسامى )



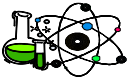
علك : يُستخدم حمض الهيدروكلوريك في الكشف عن غاز النشادر .

ج : لأنه عند تعريض ساق زجاجية مبللة بحمض هيدروكلوريك مركز إلى غاز النشادر يتكون سحب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم

يجئ القرآن يوم القيامة كالرجل الشاحب يقول لصاحبه : هل تعرفني ؟ أنا الذي كنت أسهر ليلك ، واضمئ هواجرك و إن كل تاجر من وراء تجارته ، و أنا لك اليوم من وراء كل تاجر ، فيعطى الملك بيمينه ، و الخلد بشماله ، و يوضع على رأسه تاج الوقار ، و يكسى والداه حلتين لا تقوم لهم الدنيا و ما فيها ، فيقولان : يا رب ! أنى لنا هذا ؟ فيقال : بتعليم ولدكما القرآن . و إن صاحب القرآن يقال له يوم القيامة : اقرا و ارتق في الدرجات ، و رتل كما كنت ترتل في الدنيا ، فإن منزلتك عند آخر آية معك .

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

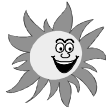




## الأمونيا وصناعة الأسمدة

### أهمية النيتروجين للنبات :

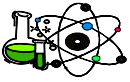
- ✓ يعتبر النيتروجين من أهم مصادر التغذية للنبات (علل) لأنه عنصر هام في تكوين البروتين و يوجد النيتروجين في التربة ضمن المواد العضوية أو المركبات الغير عضوية المكونة للتربة .
- ✓ كمية النيتروجين في التربة تقل مع مرور الزمن و يجب تعويضها بإضافة : الأسمدة النيتروجينية ( الأزوتية ) أو الأسمدة الطبيعية ( روث البهائم ) .
- ✓ على الرغم من أن النيتروجين يشكل  $\frac{4}{5}$  حجم الهواء و لكن لا يستطيع النبات الاستفادة منه وهو في الحالة الغازية لذا يتم إمداد التربة بعنصر النيتروجين على صورة أملاح اليوريا و الأمونيوم التي تذوب في ماء الري و تمتصها جذور النباتات .
- ✓ النشادر ( الأمونيا ) هو المادة الأولية التي تُصنع منها معظم الأسمدة النيتروجينية ( الأزوتية ) .



### بعض الأسمدة الشائعة

موصفااته	السماد
<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ يحتوى على نسبة عالية من النيتروجين ( 35 % ) .</li> <li>✓ سريع الذوبان في الماء .</li> <li>✓ الزيادة منه تسبب حموضة التربة .</li> </ul> $NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$	نترات الأمونيوم
<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ يجب معادلة ( إضافة الجير المطفأ ) التربة التي تعالج بصفة مستمرة بهذا النوع من السماد (علل) لأنه يعمل على زيادة حموضة التربة لذلك .</li> </ul> $2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$	كبريتات الأمونيوم ( سلفات النشادر )
<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ سريع التأثير في التربة حيث يمد التربة بنوعين من العناصر الأساسية وهما النيتروجين والفوسفور</li> </ul> $H_3PO_4 + 3NH_3 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$	فوسفات الأمونيوم
<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ يحتوى على نسبة عالية من النيتروجين ( 46 % ) .</li> <li>✓ من أنسب الأسمدة المستخدمة في المناطق الحارة (علل) لأن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا و ثاني أكسيد الكربون .</li> </ul>	اليوريا
<ul style="list-style-type: none"> <li>✓ يسمى الأمونيا المسالة .</li> <li>✓ يُوضع في التربة على عمق حوالى ( 12 cm ) .</li> <li>✓ يتميز بارتفاع نسبة النيتروجين فيه حيث تصل إلى ( 82 % ) .</li> </ul>	سماد المستقبل النيتروجيني

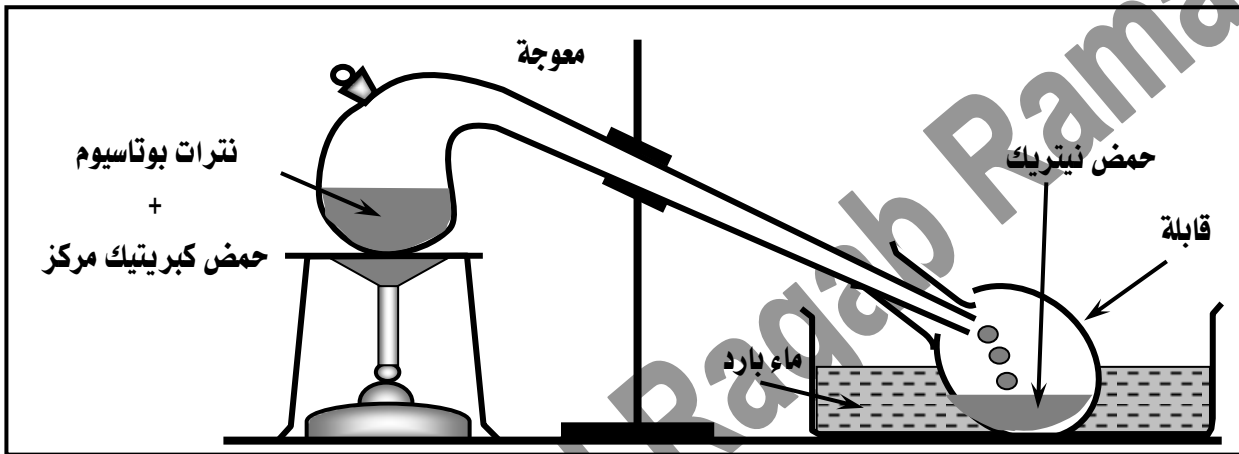
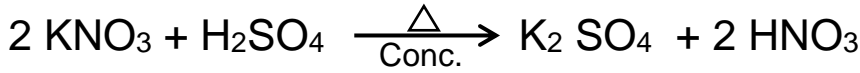




## حمض النيتريك HNO<sub>3</sub>

### تحضيره في العمل :

بتسخين محلول نترات البوتاسيوم مع حمض كبريتيك مركز في معوجة زجاجية ( لا تزيد درجة الحرارة عن 100 °c حتى لا ينحل الحمض ) و يُجمع بتكثيف بخاره في قابلة موضوعة في ماء بارد ( لا تُستخدم سدادات مطاطية لأن للحمض تأثير تالف على المواد العضوية ) .



**فكرة التحضير :** الحمض الأكثر ثباتا يطرد الحمض الأقل ثباتا من أملاحه .

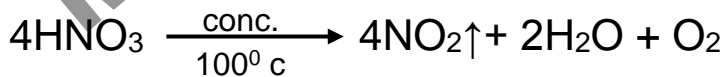
### الخواص الفيزيائية



- سائل عديم اللون إذا كان نقياً .
- له تأثير تالف على الجلد و الفلين .
- حمضى التأثير على صبغة عباد الشمس .

### الخواص الكيميائية

١- **الإنحلال بالتسخين :** حمض النيتريك عامل مؤكسد ( علل ) لأنه ينتج من تحلله حراريا غاز الأكسجين .

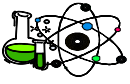


### ٢- مع الفلزات :

يتفاعل حمض النيتريك مع الفلزات على أساس أنه عامل مؤكسد و يتوقف ناتج التفاعل على كلاً من :  
تركيز الحمض - نوع الفلز

تتفاعل الفلزات التي تسبق الهيدروجين في السلسلة الكهروكيميائية مع حمض النيتريك المخفف ليتكون نترات الفلز و غاز الهيدروجين الذي يختزل الحمض إلى أكسيد النيتريك NO و الماء .



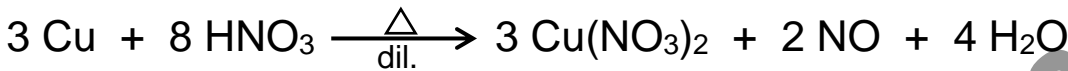


علك : يتكون نيترات حديد III و لا يتكون نيترات حديد II عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك .  
ج : لأن حمض النيتريك عامل مؤكسد قوى يؤكسد أيون الحديد II إلى أيون الحديد III .

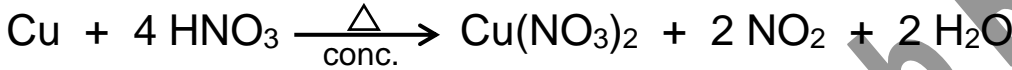
علك : لا ينصاعد غاز الهيدروجين عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف .  
ج : لأن الهيدروجين الناتج يختزل حمض النيتريك إلى ماء و غاز أكسيد نيتريك عديم اللون .

☑ تتفاعل الفلزات التى تلى الهيدروجين فى متسلسلة النشاط الكيميائى مع حمض النيتريك حيث يؤكسدها الحمض مكوناً أكسيد الفلز ثم يتفاعل الحمض مع الأكسيد مكوناً ملح و ماء و غاز :

(A) مع الحمض المخفف : يتكون غاز أكسيد النيتريك NO عديم اللون :



(B) مع الحمض المركز : يتكون غاز ثانى أكسيد النيتريك NO<sub>2</sub> بنى محمر :



علك : رغم أن النحاس يلى الهيدروجين فى السلسلة الكهروكيميائية إلا أنه يتفاعل مع حمض النيتريك ..  
ج : لأن الحمض عامل مؤكسد قوى يؤكسد الفلز ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض .

### ملاحظة هامة :

بعض الفلزات النشطة مثل الحديد والألومنيوم والكروم لا يؤثر الحمض المركز فيها لأنه عامل مؤكسد قوى يغطى سطح الفلز بطبقة من الأكسيد واقية غير مسامية تمنع وصول الحمض إلى الفلز فيما يُعرف بظاهرة الخمول فيتوقف التفاعل بعد فترة من حدوثه .

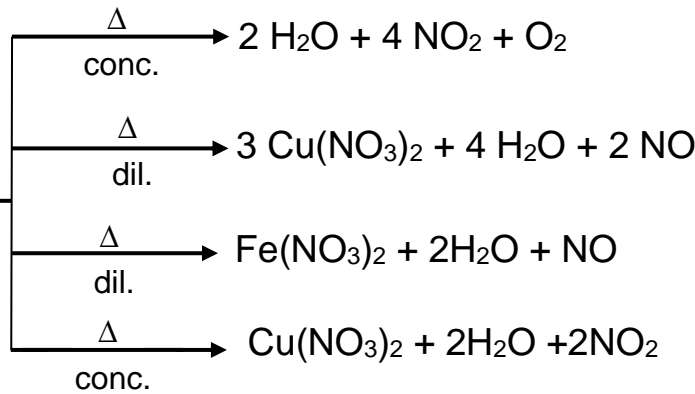
### ظاهرة الخمول الكيميائى :

تكون طبقة غير مسامية من الأكسيد على سطح بعض الفلزات تمنع تفاعلها مع الأحمض أو الهواء الجوى .

### مخطط لتفاعلات حمض النيتريك

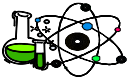


HNO<sub>3</sub>



اللَّهُمَّ اِنِّي اَعُوذُ بِكَ مِنْ رَوْالٍ نَعَمْتِكَ وَ نُحُولٍ عَاقِبَتِكَ وَ فِجَاةٍ يَمَعْتِكَ وَ جَمِيعٍ سَخِطِكَ اَللَّهُمَّ يَا قَارِحِ اَلْهَمِّ وَ يَا كَاسِفِ اَلْغَمِّ فَرِحِ هَمِّي .. بِسْرِ اَمْرِي وَ اَرْحُمْ ضَعْفِي .. وَ قَلِّهْ خِيبَتِي وَ اَرْزُقْنِي مِنْ حَيْثُ لَا اَحْتَسِبُ يَا رَبَّ اَلْعَالَمِينَ ( قَالَ رَسُولُ اَللَّهِ صَلَّى اَللَّهُ عَلَيْهِ وَ اٰلِهِ وَ سَلَّمَ : مِنْ اَخْبَرِ النَّاسَ بِهَذَا اَلدَّعَاءِ فَرِحَ اَللَّهُ هَمَّهُ ) .



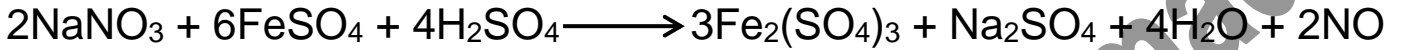


## الكشف عن أيون النترات $\text{NO}_3^-$ ( تجربة الحلقة البنيتة )

- [١] محلول ملح النترات + محلول مركز من كبريتات الحديد II حديث التحضير .  
[٢] إضافة قطرات من حمض الكبريتيك المركز باحتراس على جدار الأنبوبة الداخلي .

### الملاحظة :

يهبط الحمض إلى قاع الأنبوبة و تظهر حلقة بنية عند السطح الفاصل بين الحمض و محاليل التفاعل تزول بالرج أو التسخين .



## التفرقة بين أيون النترات $\text{NO}_3^-$ و أيون النتريت $\text{NO}_2^-$

إضافة محلول برمنجنات البوتاسيوم المحمضة بحمض الكبريتيك المركز إلى محلول كل منهما :

- زال اللون البنفسجي للبرمنجنات يكون الملح نيتريت :



- لم يزل اللون يكون الملح نترات .



س : كيف تميز عمليا بين : حمض النيتريك المركز و حمض النيتريك المخفف .

س : كيف تميز عمليا بين : نترات الصوديوم و نيتريت الصوديوم .

س : كيف تحصل على : غاز ثاني أكسيد النيتروجين مع حمض النيتريك بطريقتيه مختلفتيه .

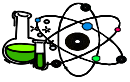
س : كيف تحصل على : أكسيد النيتريك مع حمض النيتريك بطريقتيه مختلفتيه .

الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقنا و رزقنا و هدينا و علمنا و آتقنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالاجمان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و المال و الطعافاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقنا و أحسنت معافانا و من كل ما سألناك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا في قديم و حديث أو سرّاً و علانية أو حيّاً و ميتاً أو شاهد و غائب حتى نرضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللهم على محمد و على آله و سلم .

## المنار في الكيمياء للثانوية العامة

Mr.Mahmoud Ragab 0122-5448031





## الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة

العنصر	الاستخدام
النيتروجين	♦ صناعة غاز النشادر . ♦ صناعة الأسمدة النيتروجينية . ♦ ملء أكياس بطاطس الشيبس . ♦ الأورام الحميدة " الثأليل " . ♦ صناعة حمض النيتريك . ♦ تزويد إطارات السيارات . ♦ حفظ و نقل الخلايا الحية و علاج بعض
الفوسفور	♦ صناعة أعواد الثقاب الآمنة . ♦ صناعة الألعاب النارية . ♦ فوسفور ( نحاس + قصدير + فوسفور ) التي تُصنع منها مراوح دفع السفن . ♦ صناعة الأسمدة الفوسفاتية . ♦ صناعة العديد من السبائك مثل سبيكة برونز
الزرنیخ	♦ مادة حافظة للأخشاب . ♦ يُستخدم في علاج سرطان الدم " اللوكيميا " . ♦ يدخل في تركيب ثالث أكسيد الزرنیخ الذي
الأنثيمون	♦ صناعة سبيكة ( أنثيمون - رصاص ) و تُستخدم في صناعة بطاريات الرصاص . ♦ يُستخدم في تكنولوجيا أشباه الموصلات لصناعة أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء .
البيزموث	♦ يُستخدم البيزموث مع الرصاص و الكاديوم في صناعة سبائك تتميز بانخفاض درجة انصهارها لذلك تُستخدم في صناعة الفيوزات .

علك : يُستخدم النيتروجين في تزويد إطارات السيارات .

ج : لتقليل احتمالات انفجارها لأن معدل تسربه أقل من معدل تسرب الهواء كما أنه لا يتأثر بسهولة بالتغيرات في درجة حرارة الجو .

علك : يُستخدم النيتروجين في ملء أكياس بطاطس الشيبس .

ج : لتحتفظ رقائق الشيبس بقمرشتها لعدم تفاعله معها .

علك : يُستخدم عنصر النيتروجين المسال في حفظ و نقل الخلايا الحية و علاج بعض الأورام الحميدة .

ج : لخموله النسبي .

علك : يُستخدم الزرنیخ كمادة حافظة للأخشاب .

ج : لسميته الشديدة على جميع أنواع الحشرات و الفطريات و البكتيريا .

علك : تُستخدم سبيكة ( أنثيمون - رصاص ) في صناعة بطاريات الرصاص الحامضية ( بطارية السيارة ) .

ج : لأنها أصلب من الرصاص .

علك : يُستخدم البيزموث مع الرصاص و الكاديوم في صناعة سبائك تُستخدم في صناعة الفيوزات .

ج : لأنها تتميز بانخفاض درجة انصهارها .



بِحَمْدِ اللَّهِ

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

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

### دعاء عند التوجه للإمتحان

اللهم إنى توكلت عليك و فوضت أمرى 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 أحل عقدة من لساني يفقهوا قولى

بسم الله الفتح اللهم لا سهل إلا ما جعلته سهلاً و يا ارحم الراحمين

### دعاء عند النسيان

لا اله إلا أنت سبحانك إنى كنت من الضالين يا حى يا قيوم برحمتك استغيث رب إنى 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 لو لا أن هدانا الله