

مذكرة

Sam

في الكيمياء

للفص الثاني الثانوي

| Group | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|--------|----|----|------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| Period | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | La* | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Ac** | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Rg | Cn | Uut | Uuq | Uup | Uuh | Uus | Uuo |

- Non Metals
- Alkali Metals
- Alkaline Metals
- Transition Metals
- Rare Earth Elements
- Noble Gases
- Metalloids
- Halogens
- Other Metals

| | | | | | | | | | | | | | | |
|--------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|-----|
| *Lanthanides | 58 | 59 | 60 | 61 | 62 | 63 | 64 | 65 | 66 | 67 | 68 | 69 | 70 | 71 |
| | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| **Actinides | 90 | 91 | 92 | 93 | 94 | 95 | 96 | 97 | 98 | 99 | 100 | 101 | 102 | 103 |
| | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

أحمد
أحمد صموئيل
أخصائي تدريس كيمياء



كتابة الصيغة الكيميائية للعناصر

جميع جزيئات العناصر تتكون من ذرة واحدة ما عدا سبع عناصر
(عائلة الملكة تو) و هي :

| | |
|--------|------------|
| H_2 | الهيدروجين |
| O_2 | الأكسجين |
| N_2 | النيتروجين |
| F_2 | الفلور |
| Cl_2 | الكلور |
| Br_2 | البروم |
| I_2 | اليود |

كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات

لابد من حفظ المجموعات الذرية بالتكافؤ + حفظ رموز العناصر بالتكافؤ ثم إستخدامها في كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات

أمثلة لبعض المجموعات الذرية:-

| أحادية التكافؤ | ثنائية التكافؤ | ثلاثية التكافؤ |
|--|--|--|
| هيدروكسيد OH^- نترات NO_3^- نيتريت NO_2^- بيكربونات HCO_3^- ثيوسيانات SCN^- ميثالومينات AlO_2^- كبريتات هيدروجينية HSO_4^- | امونيوم NH_4^+ كلورات ClO_3^- برمنجنات MnO_4^- أسيات H_3COO^- سياناميد CN_2^- سيانيد CN^- | فوسفات PO_4^{3-} كبريتات SO_4^{2-} كربونات CO_3^{2-} كبريتيت SO_3^{2-} ثيوكبريتات $S_2O_3^{2-}$ سيليكات SiO_3^{2-} ثاني كرومات $Cr_2O_7^{2-}$ كرومات CrO_4^{2-} |



رموز بعض العناصر بالتكافؤ :

| العنصر | الرمز | التكافؤ | العنصر | الرمز | التكافؤ |
|----------|-------|---------|----------|-------|---------|
| هيدروجين | H | ١ | باريوم | Ba | ٢ |
| كلور | Cl | ١ | كالسيوم | Ca | ٢ |
| فلور | F | ١ | ماغنسيوم | Mg | ٢ |
| بروم | Br | ١ | خارصين | Zn | ٢ |
| صوديوم | Na | ١ | أكسجين | O | ٢ |
| ليثيوم | Li | ١ | حديد | Fe | ٣ |
| بوتاسيوم | K | ١ | ألومنيوم | Al | ٣ |
| فضة | Ag | ١ | فوسفور | P | ٣ |
| ذهب | Au | ١ | نيتروجين | N | ٣ |
| زئبق | Hg | ٢ | كربون | C | ٤ |
| نحاس | Cu | ٢ | سيلكون | Si | ٤ |
| كبريت | S | ٢ | رصاص | Pb | ٤ |

تدريب ١

| نترات كالسيوم | كبريتات ماغنسيوم | فوسفات أمونيوم |
|---|---|---|
| $\text{Ca} \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ 1 \quad 2 \end{array} \text{NO}_3$ | $\text{Mg} \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ 2 \quad 2 \end{array} \text{SO}_4$ | $\text{NH}_4 \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ 3 \quad 1 \end{array} \text{PO}_4$ |
| $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | MgSO_4 | $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ |

تدريب ٢

| بيكربونات كالسيوم | كبريتات ألومنيوم | كلوريد أمونيوم |
|--|---|---|
| $\text{Ca} \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ 1 \quad 2 \end{array} \text{HCO}_3$ | $\text{Al} \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ 2 \quad 3 \end{array} \text{SO}_4$ | $\text{NH}_4 \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ 1 \quad 1 \end{array} \text{Cl}$ |
| $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | NH_4Cl |

بعض الصيغ التي يجب أن تحفظ :

| الصيغة | المركب | الصيغة | المركب |
|----------------------|--------------------|-------------------------|-------------------|
| H_2O | الماء | H_2SO_4 | حمض الكبريتيك |
| NH_3 | النشادر | HCl | حمض الهيدروكلوريك |
| CO_2 | ثاني أكسيد الكربون | HNO_3 | حمض النيتريك |

الباب الثالث : الإتحاد الكيميائي :

الغازات الخاملة:-

عناصر تتميز باستقرار نظامها الإلكتروني و مستوى الطاقة الخارجى لها مكتمل بالإلكترونات (np6)

| الغاز | الرموز | التركيب الإلكتروني | |
|--------|--------------------|--|---------------------|
| هيليوم | ${}^2\text{He}$ | $1s^2$ | 2 |
| نيون | ${}^{10}\text{Ne}$ | $[\text{He}] 2s^2, 2p^6$ | 2, 8 |
| أرجون | ${}^{18}\text{Ar}$ | $[\text{Ne}] 3s^2, 3p^6$ | 2, 8, 8 |
| كربتون | ${}^{36}\text{Kr}$ | $[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$ | 2, 8, 18, 8 |
| زينون | ${}^{54}\text{Xe}$ | $[\text{Kr}] 5s^2, 4d^{10}, 5p^6$ | 2, 8, 18, 18, 8 |
| رادون | ${}^{86}\text{Rn}$ | $[\text{Xe}] 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6$ | 2, 8, 18, 32, 18, 8 |

علل : العناصر الخاملة اكثر انواع العناصر استقرار ؟؟.

علل : العناصر الخاملة احادية الذرة ؟؟.

علل : الغازات الخاملة لا تدخل فى التفاعل الكيميائى فى الظروف العادية ؟؟.

ج : بسبب استقرار نظامها الإلكتروني لأن مستوى الطاقة الخارجى لها مكتمل بالإلكترونات

العناصر النشطة :

عناصر تتميز بأن مستوى الطاقة الخارجى لها غير مكتمل بالإلكترونات

علل : العناصر النشطة تدخل التفاعل الكيميائى ؟؟.

علل : العناصر النشطة اما ان تفقد أو تكتسب أو تشارك بعدد من الإلكترونات اثناء التفاعل الكيميائى ؟؟.

ج : حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجى لها بالإلكترونات و يصبح تركيبها الإلكتروني مشابهاً لأقرب غاز نبيل فى الجدول الدورى .

التفاعل الكيميائى:-

كسر الروابط بين جزيئات المتفاعلات و تكوين روابط جديدة بين جزيئات النواتج .

علل : عند خلط الحديد مع الكبريت لا يكون الناتج مركب كيميائى ؟؟.

ج : لعدم تكون روابط جديدة بين الكبريت و الحديد .

الكثرونات التكافؤ :

الكثرونات الغلاف الخارجى و غالباً ما تدخل فى تكوين روابط

نموذج لويس النقطة :

طريقة مبسطة استخدم فيها النقاط في تمثيل الكتلونات التكافؤ .

| المجموعة | 1A | 2A | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A |
|--------------------|-------------------|-------------------------|-------------------------|-------------------------|-------------------------------|-------------------------------|------------------------|
| الدورة ٣ | $_{11}\text{Na}$ | $_{12}\text{Mg}$ | $_{13}\text{Al}$ | $_{14}\text{Si}$ | $_{15}\text{P}$ | $_{16}\text{S}$ | $_{17}\text{Cl}$ |
| التوزيع الإلكتروني | $(\text{Ne})3s^1$ | $(\text{Ne})3s^2$ | $(\text{Ne})3s^2 3p^1$ | $(\text{Ne})3s^2 3p^2$ | $(\text{Ne})3s^2 3p^3$ | $(\text{Ne})3s^2 3p^4$ | $(\text{Ne})3s^2 3p^5$ |
| نموذج لويس النقطة | Na | $\cdot \text{Mg} \cdot$ | $\cdot \text{Al} \cdot$ | $\cdot \text{Si} \cdot$ | $\cdot \ddot{\text{P}} \cdot$ | $\cdot \ddot{\text{S}} \cdot$ | $:\ddot{\text{Cl}}:$ |

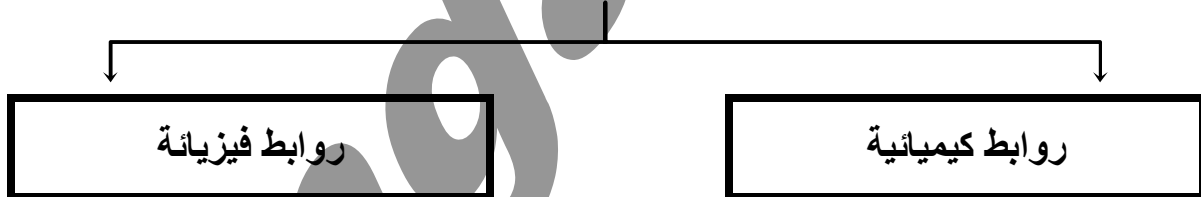
لاحظ : قسم لويس أزواج الإلكترونات الى نوعين :

الزوج الحر : زوج الإلكترونات الموجود في احد اوربيتالات المستوى الخارجى و لم يشارك

في تكوين روابط .

زوج ارتباط : زوج الإلكترونات المسئول عن تكوين الرابطة .

أنواع الروابط



روابط أيونية
روابط هيدروجينية
روابط تساهمية
روابط فلزية
روابط تناسقية

أولا : الروابط الكيميائية

الرابطة الأيونية :

رابطة تنشأ من التجاذب الكهربى بين الأيون الموجب و الأيون السالب
او : رابطة تتكون بين ذرتين الفرق في السالبية الكهربائية بينهما أكبر من ١.٧
او : رابطة تتكون بين عنصر فلز و عنصر لا فلز .

خطوات تكوينها

١. الفلزات تفقد الإلكترونات وتتحول إلى أيون موجب (كاتيون) لأنها تتميز بكبر حجمها و صغر جهد التأين .
٢. اللافلزات تكتسب الإلكترونات وتتحول إلى أيون سالب (أنيون) لأنها تتميز بصغر حجمها و كبر الميل الإلكتروني .
٣. ثم يحدث تجاذب كهربى بين الأيون الموجب والأيون السالب ويتكون مركب أيونى .

س : علل : الرابطة الأيونية ليس لها وجود مادي أو اتجاه محدد ؟؟

ج : لأنها تنشأ من التجاذب الكهربى بين الأيون الموجب و الأيون السالب .

س علل : اقوى الروابط الأيونية تتم بين عناصر طرفى الجدول (1A , 7A) ؟؟

ج : لأنها تتم بين اقوى الفلزات (1A) و اقوى اللافلزات (7A) .

س : علل : الرابطة فى جزئ كلوريد الصوديوم رابطة ايونية ؟؟

ج : لأنها تنشأ من التجاذب الكهربى بين أيون الصوديوم الموجب و أيون الكلوريد السالب .

وضح بالرسم تخطيطى بطريقة لويس النقطية كيفية ارتباط الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم

طريقة الحل :

١. نكتب رمز كل عنصر محاط بالإلكترونات التكافؤ .
٢. نرسم سهم يوضح انتقال الإلكترونات من الفلز الى الافلز .
٣. تجاذب كهربى بين الأيون الموجب و السالب .



خواص المركبات الأيونية

١. توصّل التيار الكهربى " علل " لأنها تتأين الى أيونات موجبة وسالبة .
٢. تذوب فى المذيبات القطبية مثل الماء " علل " لأنها تتأين الى أيونات موجبة و سالبة .
٣. درجة غليانها و انصهارها مرتفعة " علل " لأن فرق السالبية الكهربائية بين العنصرين اكبر من ١.٧

ملاحظات:-

- يكون المركب أيونياً عندما يكون الفرق فى السالبية الكهربائية بين أكبر من ١.٧ .
- كلما زاد الفرق فى السالبية الكهربائية بين العنصرين كلما زادت الخاصية الأيونية لذلك فان : (كلوريد الصوديوم مركب أيونى - كلوريد الألومنيوم مركب تساهمى)

تطبيقات هامة [1 × 4] :

كلوريد الصوديوم يوصل التيار الكهربى بينما كلوريد الألومنيوم لا يوصل التيار الكهربى؟؟

درجة ذوبان كلوريد الصوديوم فى الماء أكبر من كلوريد الألومنيوم؟؟

كلوريد الصوديوم مركب أيونى بينما كلوريد الألومنيوم مركب تساهمى؟؟

درجة انصهار كلوريد الصوديوم اكبر من كلوريد الألومنيوم؟؟

ج : لأن فرق السالبية الكهربائية بين الصوديوم و الكلور أكبر من فرق السالبية الكهربائية بين الألومنيوم و الكلور

الرابطه التساهمية

هى رابطه تتم بين ذرتين لا فلزيتين عن طريق المشاركة بالإلكترونات بحيث يكون فرق السالبية الكهربية بينهما أقل من ١.٧ .

لاحظ :

١. اذا كانت كل ذرة مشاركة بالإلكترون واحد تسمى الرابطه تساهمية احادية .
٢. اذا كانت كل ذرة مشاركة بالإلكترونين تسمى الرابطه تساهمية ثنائية .
٣. اذا كانت كل ذرة مشاركة بثلاث الكترونات تسمى الرابطه تساهمية ثلاثية .

أنواع الرابطه التساهمية حسب طريقة تكوينها :

١ - رابطه تساهمية نقية :

هى رابطه تنشأ بين ذرتين متشابهتين بحيث يكون الفرق فى السالبية الكهربية بينهما يساوى صفرا .

لاحظ :

- يقضى زوج الإلكترونات يقضى وقتا متساويا فى حيازة الذرتين .
✓ من أمثلتها , N_2 , H_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 , I_2 , Br_2 .

٢ - رابطه تساهمية غير قطبية :

هى رابطه تنشأ بين ذرتين مختلفتين بحيث يكون الفرق فى السالبية الكهربية بينهما حتى ٠.٤ .
✓ من أمثلتها الميثان CH_4 و الإيثيلين C_2H_4 و الأسيتيلين C_2H_2 و ثانى اكسيد الكربون CO_2

٣ - رابطه تساهمية قطبية :

هى رابطه تنشأ بين ذرتين مختلفتين بحيث يكون الفرق فى السالبية الكهربية بينهما كبير نوعا ما (اكبر من ٠.٤ و أقل من ١.٧)

لاحظ :

زوج الإلكترونات يقضى وقتا أطول فى حيازة الذرة الأكثر سالبية ويتكون عليها شحنة سالبة جزئية ويقضى وقتا أقل فى حيازة الذرة الأقل سالبية وتتكون عليها شحنة موجبة جزئية و يكون الجزئ قطبى

أمثلة :



خواص المركبات التساهمية النقية :

١. لا توصل التيار الكهربى و لا تذوب فى الماء لأنها لا تتأين الى أيونات موجبة وسالبة .
٢. تذوب فى المذيبات العضوية مثل البنزين و لا تذوب فى المذيبات القطبية مثل الماء .
٣. درجة غليانها و انصهارها منخفضة لأن فرق السالبية الكهربية بين العنصرين أقل من ١.٧

خواص المركبات التساهمية القطبية

١. تذوب في الماء و محاليلها في الماء توصل التيار الكهربى لأنها تكون روابط هيدروجينية مع الماء لأن فرق السالبية الكهربائية بين العنصرين كبير نسبيا ولكن أقل من ١.٧ .
٢. تذوب في المذيبات العضوية مثل البنزين لأنها مركبات تساهمية ولكن محاليلها في البنزين لا توصل التيار الكهربى لأنها لا تأين الى أيونات موجبة و سالبة .

س : علل : درجة غليان HF أعلى من درجة غليان H₂O ؟؟

ج : لأن الفرق في السالبية الكهربائية بين الفلور و الهيدروجين أكبر من الفرق في السالبية الكهربائية بين الأكسجين و الهيدروجين .

س : علل : الرابطة في جزئ الماء تساهمية قطبية وفي جزئ الكلور تساهمية نقية ؟؟

ج: الرابطة في الماء تساهمية قطبية لأن الفرق في السالبية الكهربائية بين الأكسجين والهيدروجين كبير نوعا ما (أكبر من ٠,٤ و أقل من ١,٧) ، بينما في جزئ الكلور فإن الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين يساوى صفرا .

النظريات التي فسرت تكوين الرابطة التساهمية

[١] النظرية الإلكترونية للتكافؤ (الثمانيات):-

“ بخلاف الهيدروجين والليثيوم والبريليوم تميل ذرات جميع العناصر إلى الوصول التركيب الثماني “

من أمثله المركبات التي فسرتها :

| الماء H ₂ O | النشادر NH ₃ | الكلور Cl ₂ |
|---|--|--|
| $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H} : \text{O} : \text{H} \\ \cdot\cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ : \\ \text{H} : \text{N} : \text{H} \\ \cdot\cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \\ : \text{Cl} : \text{Cl} : \\ \cdot\cdot \quad \cdot\cdot \end{array}$ |

عيوب النظرية الإلكترونية للتكافؤ:-

١. لم تفسر الشكل الفراغى للجزئ ولا الزوايا بين الروابط فيه .
٢. لم تستطع تفسير الترابط في الكثير من المركبات المستقرة على أساس مبدأ الثمانيات

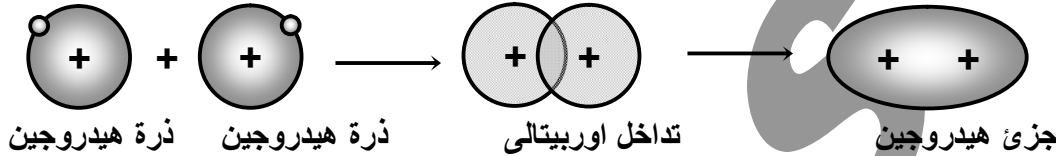
| | |
|--|---|
| <p>[أ] في جزئ ثالث فلوريد البورون BF₃ تكون ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط.</p> $\begin{array}{c} \text{F} \\ : \\ \text{F} : \text{B} : \text{F} \end{array}$ | <p>[ب] في جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl₅ تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات.</p> $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ : \\ \text{Cl} : \text{P} : \text{Cl} \\ : \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$ |
|--|---|

[٢] نظرية رابطة التكافؤ:-

تتكون الرابطة التساهمية بتداخل أوربيتال أحد الذرتين به إلكترون مفرد مع أوربيتال ذرة أخرى به إلكترون مفرد .

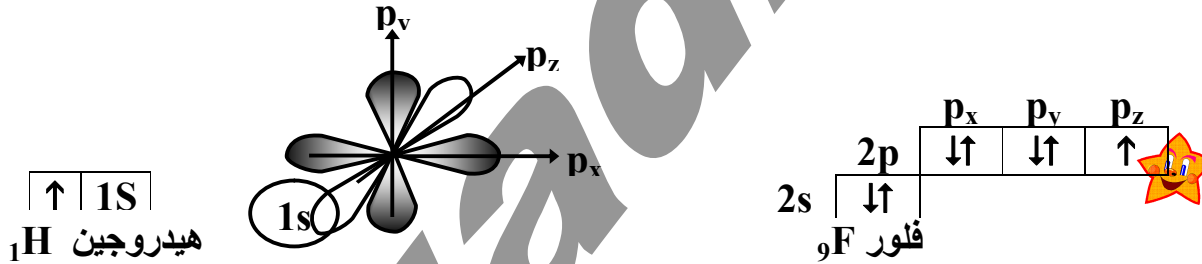
مثال [١] تكوين جزئ الهيدروجين H_2 :-

يتم عن طريق تداخل أوربيتال 1s لكل من الذرتين حيث يحتوى كل منهما على إلكترون مفرد.



مثال [٢] تكوين جزئ فلوريد الهيدروجين:-

يتكون بتداخل أحد أوربيتالات المستوى الفرعي (2p) الذي يحتوى على إلكترون مفرد من الفلور مع الأوربيتال (1s) الذي يحتوى على إلكترون مفرد من الهيدروجين.



لاحظ

١. بنيت نظرية رابطة التكافؤ على نتائج ميكانيكا الكم و تغيرت النظرة الى الإلكترون من كونه مجرد جسيم مادي سالب يسير في مدارات محددة الى كونه جسيم مادي له خواص موجية يحتمل تواجده في اى منطقة من الفراغ المحيط بالنواة .
٢. ابقت نظرية رابطة التكافؤ على صورة الذرات التى تقترب من بعضها لتكوين الرابطة التساهمية .

[٣] نظرية الأوربيتالات الجزيئية

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

ملحوظة

- يرمز للأوربيتالات الجزيئية بالرمز سيجما σ وبأى π و دلتا δ الخ.
- يرمز للأوربيتالات الذرية النقية بـ s, p, d, f .
- يرمز للأوربيتالات الذرية المهجنة بالرموز sp, sp^2, sp^3 .

[١] الرابطة سيجما :-

تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية الموجودة على خط واحد مع بعضها بالرأس فيحدث أقصى تداخل لذلك فهي رابطة قوية صعبة الكسر.

[٢] الرابطة باى :-

تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية المتوازية مع بعضها بالجانب فيحدث تداخل ضعيف لذلك فهي سهلة الكسر

نظرية تنافر أزواج الإلكترونات التكافؤ

تتوزع أزواج الإلكترونات (حرة و مرتبطة) فى الفراغ حول الذرة المركزية بحيث يكون التنافر بينها اقل ما يمكن لتكوين الشكل الأكثر ثباتا للجزئ .

لاحظ :

- الرمز A يمثل الذرة المركزية .
- الرمز X يمثل الذرات المرتبطة (أزواج الارتباط)
- الرمز E يمثل أزواج الإلكترونات الحرة .

ركز جامد فى النقطة اللى جايه :

شكل الجزئ و ترتيب أزواج الإلكترونات يتحدد من مجموع أزواج الإلكترونات الارتباط و الأزواج الحرة حول الذرة المركزية اى انه اذا كان :

❖ المجموع حول الذرة المركزية = ٢

✓ كان الشكل خطى و يرمز له بالرمز AX_2 مثل مركب Bef_2 او مركب CO_2 و ترتيب أزواج الإلكترونات خطى و يتكون من ٢ زوج ارتباط و صفر زوج حر .

❖ المجموع حول الذرة المركزية = ٣

✓ الشكل مثلث مستوى و يرمز له بالرمز AX_3 مثل مركب BF_3 و ترتيب أزواج الإلكترونات مثلث مستوى و يتكون من ٣ زوج ارتباط و صفر زوج حر .
✓ أو الشكل زاوى و يرمز له بالرمز AX_2E مثل مركب SO_2 و ترتيب أزواج الإلكترونات مثلث مستوى و يتكون من ٢ زوج ارتباط و واحد زوج حر .

❖ المجموع حول الذرة المركزية = ٤

✓ الشكل هرم رباعى الأوجه و يرمز له بالرمز AX_4 مثل مركب CH_4 و ترتيب أزواج الإلكترونات رباعى الأوجه و يتكون من ٤ زوج ارتباط و صفر زوج حر .
✓ الشكل هرم ثلاثى القاعدة و يرمز له بالرمز AX_3E مثل مركب NH_3 و ترتيب أزواج الإلكترونات هرم رباعى الأوجه و يتكون من ٣ زوج ارتباط و واحد زوج حر .
✓ الشكل زاوى و يرمز له بالرمز AX_2E_2 مثل مركب H_2O و ترتيب أزواج الإلكترونات هرم رباعى الأوجه و يتكون من ٢ زوج ارتباط و ٢ زوج حر .

وضح بالرسم التخطيطي بطريقة لويس النقطية ارتباط النيتروجين مع الهيدروجين لتكوين

جزئ النشادر NH_3 ؟؟

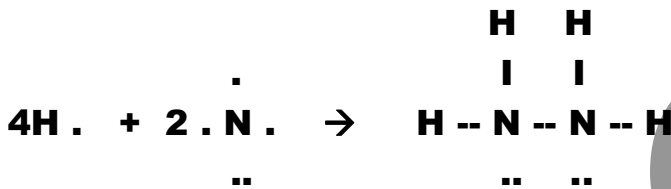


✓ عدد أزواج الارتباط = ٣

✓ عدد الأزواج الحرة = ١

١ رسم تركيب جزئ الهيدرازين N_2H_4 موضعاً عليه التوزيع النقطي لأزواج

الإلكترونات الحرة و المرتبطة .



✓ عدد أزواج الارتباط = ٥

✓ عدد الأزواج الحرة = ٢

استنتج عدد كل من أزواج الارتباط و الأزواج الحرة و كذلك ترتيب أزواج الإلكترونات للجزئ الذي له
الاختصار AX_2E

✓ عدد أزواج الارتباط = ٢ .

✓ عدد الأزواج الحرة = ١

✓ ترتيب أزواج الإلكترونات للجزئ مثلث مستوى .

حدد الشكل الفراغي للجزئ الذي يحتوى على 2 زوج ارتباط و 2 زوج حر مع كتابة الاختصار المعبر عنه

الاختصار المعبر عنه : AX_2E_2

الشكل الفراغي : زاوي

✓ ترتيب أزواج الإلكترونات للجزئ هرم رباعي الأوجه .

علل : تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزئ ؟؟

ج : لأن زوج الإلكترونات الحر يكون مرتبطاً بجهة بالذرة المركزية و يكون منتشراً في الفراغ من الجهة الأخرى ، بينما زوج الارتباط يكون مرتبطاً من جهتيه بنواتي الذرتين المرتبطتين .

ملاحظات :

١. كلما زاد عدد أزواج الإلكترونات الحرة " E " يزيد التنافر بين فيما بينها و تقل الزوايا بين الروابط التساهمية .

٢. التنافر بين زوج حر و زوج حر < التنافر بين زوج حر و زوج ارتباط < التنافر بين زوج ارتباط و زوج ارتباط .

كيف يمكنك تفسير صغر الزوايا بين الروابط التساهمية في الماء عن الأمونيا عن الميثان

في ضوء نظرية تنافر أزواج الألكترونات ؟؟

الماء : التنافر كبير لأنه بين زوج و زوج حر فتقل الزوايا حتى تصبح ١٠٥ درجة .

النشادر : التنافر اصغر لأنه بين زوج حر و زوج ارتباط فتزيد الزوايا قليلا حتى تصبح ١٠٧ درجة

الميثان : التنافر اقل منهما لأنه بين زوج ارتباط و زوج ارتباط آخر فتزيد الزوايا حتى تصبح ١٠٩ درجة

علل : جزئ CO_2 غير قطبي بالرغم من انه يتضمن رابطتين قطبيتين ؟؟

لأن الشكل الخطي للجزئ يؤدي الى ان كل رابطة تلاشى التأثير القطبي للرابطة الأخرى فتكون حصة عزم الإزدواج يساوى صفرا

التهجين

هو اتحاد أو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر لنفس الذرة و ينتج عنه أوربيتالات ذرية جديدة تعرف بالأوربيتالات المهجنة .

شروط التهجين :

- يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة.
- يحدث التهجين بين الأوربيتالات القريبة من بعضها في الطاقة .
- عدد الأوربيتالات المهجنة = عدد الأوربيتالات الداخلة في التهجين و تأخذ رموزها

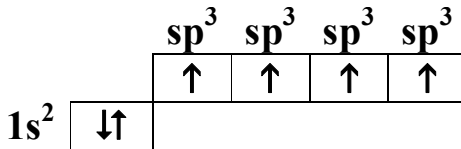
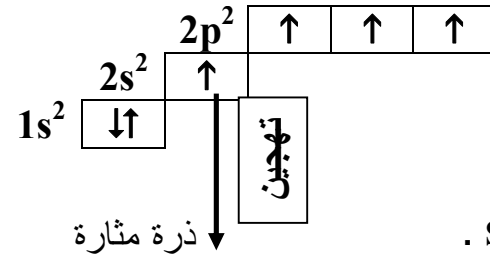
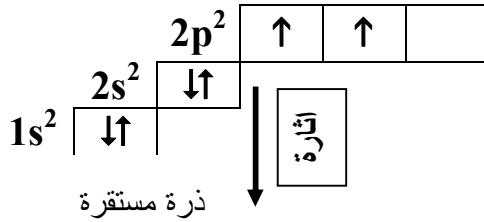
ملحوظة :

الأوربيتالات المهجنة أكثر بروزاً للخارج حتى تزيد قدرتها على التداخل أكبر من قدرة الأوربيتالات العادية

أنواع التهجين :- مثال ذرة الكربون

| المقارنة | sp^3 | Sp^2 | sp |
|----------------------------------|--|---------------------------------------|--------------------------------------|
| الأوربيتالات الداخلة في التهجين | أوربيتال (s) مع ثلاثة أوربيتالات من (2p) | أوربيتال (s) من مع ٢ أوربيتال من (2p) | أوربيتال من (2s) مع أوربيتال من (2p) |
| الأوربيتالات المهجنة | ٤ أوربيتالات (sp^3) | ٣ أوربيتالات (sp^2) | ٢ أوربيتال (sp) |
| الزوايا بين الأوربيتالات المهجنة | ١٠٩.٥ درجة | ١٢٠° | ١٨٠° |
| الشكل الفراغي | هرم رباعي الأوجه | مثلث مستوي | خطي |
| مثال الكربون في | الميثان | الإيثيلين | الأسيتيلين |

كيف فسرت نظرية رابطة التكافؤ تكوين الروابط في جزئ الميثان



الميثان يحتوي على ٤ روابط سيجما متكافئة في الشكل و الطاقة تتكون كل رابطة من تداخل اوربيتال من S في ذرة الهيدروجين مع اوربيتال SP^3 في ذرة الكربون .

ذرة كربون مثارة : هي ذرة تحتوي على ٤ إلكترونات مفردة .

كيف فسرت نظرية الأوربيتالات الجزيئية تكوين الروابط في جزئ الإيثيلين

يحدث تهجين sp^2 في كل ذرة كربون و تحدث الروابط الآتية :

بين ذرتي الكربون رابطة ثنائية :

- رابطة واحدة σ قوية بين الأوربيتالين SP^2 .
- رابطة واحدة π باى ضعيفة بين الأوربيتالين $2P_z$.

بين كل ذرة كربون والهيدروجين :

٤ روابط σ قوية بين : الأوربيتال 1S من ذرة الهيدروجين و الأوربيتال SP^2 من ذرة الكربون .

كيف فسرت نظرية الأوربيتالات الجزيئية تكوين الروابط في جزئ الأسيلين :

يحدث تهجين sp ثم تتم الروابط الآتية :

بين ذرتي الكربون رابطة ثلاثية :

- رابطة واحدة σ قوية بين الأوربيتالين SP .
- رابطة π باى بين الأوربيتالين $2P_y$.
- رابطة π باى بين الأوربيتالين $2P_z$.

بين كل ذرة كربون والهيدروجين :

رابطتين σ قوية بين : الأوربيتال 1S من ذرة الهيدروجين و الأوربيتال sp من ذرتي الكربون

الرابطة التناسقية

(تتكون بين أيون و جزئ)

تتكون بين ذرتين إحداهما ذرة مانحة تحتوى على زوج أو أكثر من الإلكترونات الحرة و الثانية ذرة مستقبلة تحتوى على أوربيتال فارغ .

تعتبر الرابطة التناسقية نوعا خاصا من الرابطة التساهمية .

قارن بين الرابطة التساهمية و الرابطة التناسقية من حيث منشأ زوج الإلكترونات المكون لكل منهما

| الرابطة التساهمية | الرابطة التناسقية |
|--|---|
| فمصدر زوج الإلكترونات يكون الذرتين المشاركتين فى تكوين الرابطة | فمصدر زوج الإلكترونات الحر يكون الذرة المانحة فقط . |

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

أيون الهيدرونيوم :

هو الأيون الناتج من ذوبان الأحماض فى الماء حيث يرتبط أيون الهيدروجين الموجب مع جزئ

الماء المتعادل .



س : علل : لا يوجد أيون الهيدروجين الناتج من تأين الأحماض فى محاليلها المائية منفرداً ؟؟

ج : لأنه ينجذب إلى زوج الإلكترونات الحر الموجود على ذرة الأكسجين فى جزئ الماء ويرتبط مع جزئ الماء برابطة تناسقية .

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

أيون الأمونيوم

هو الأيون الناتج عندما يرتبط أيون الهيدروجين الموجب مع جزئ النشادر المتعادل .



١. أيون الأمونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :

- ✓ ٣ روابط تساهمية قطبية بين النيتروجين و الهيدروجين فى جزئ النشادر .
- ✓ رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين جزئ النشادر .

٢. 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

٣. أى مركب فيه كلمة أمونيوم (كلوريد أمونيوم مثلا) لابد أن يحتوى على ٣ أنواع من الروابط
هى :

- ✓ ٣ 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 .

الرابطة الهيدروجينية

رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة قطبية (مثل $H-F$, $H-O$, $N-H$) مع زوج من الإلكترونات الحر لذرة أخرى مرتبطة سالبيتها الكهربائية مرتفعة مثل N , F , O

١. تتكون الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات المركبات القطبية فقط مثل فلوريد الهيدروجين و كلوريد الهيدروجين و الماء و النشادر .
٢. تزداد قوة الرابطة الهيدروجينية :
➤ كلما زاد الفرق فى السالبية الكهربائية بين العنصر و الهيدروجين فى المركب القطبى .
➤ عندما تقع الروابط الهيدروجينية على استقامة واحدة مع الروابط التساهمية القطبية كما فى جزئ الماء و جزئ فلوريد الهيدروجين .
٣. كلما زادت قوة الرابطة الهيدروجينية زادت الطاقة الحرارية اللازمة للتغلب عليها فتزيد درجة الغليان و التجمد .
٤. الرابطة الهيدروجينية أضعف كثير و أكثر طولاً من الرابطة التساهمية .
٥. المركبات ذات الروابط الهيدروجينية جزيئاتها قد تكون على شكل خط مستقيم أو حلقة مغلقة أو شبكة مفتوحة .

من المركبات التى لا تكون روابط هيدروجينية -----
(الماء - كلوريد الهيدروجين - النشادر - الميثان)

رتب المواد الآتية حسب درجة الغليان :

الماء - النشادر - فلوريد الهيدروجين - كلوريد الهيدروجين !!!!!

ج : فلوريد الهيدروجين < الماء < كلوريد الهيدروجين < النشادر لأن فرق السالبية الكهربائية بين الفلور و الهيدروجين أكبر من فرق السالبية الكهربائية بين الأكسجين و الهيدروجين أكبر من فرق السالبية الكهربائية الكلور و الهيدروجين أكبر من فرق السالبية الكهربائية بين النيتروجين و الهيدروجين .

س : علل : شذوذ خواص الماء ؟؟

س : علل : ارتفاع درجة غليان الماء رغم انه مركب تساهمى ؟؟

س : علل : الماء عندما يتجمد يزيد حجمه ؟؟

س : علل : درجة غليان الماء كتلته الجزيئية ١٨ جم / مول أعلى درجة غليان كبريتيد الهيدروجين

كتلته الجزيئية ٣٤ جم / مول ؟؟

ج : بسبب وجود الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء التى تحتاج إلى طاقة حرارية أكثر للتغلب عليها

الرابطة الفلزية

لكل فلز شبكة بلورية لها شكل معين تترتب في هذه الشبكة أيونات الفلز الموجبة أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى لكل ذرة فتتجمع معاً مكونة سحابة إلكترونية حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير بين الأيونات الفلزية الموجبة.

الرابطة الفلزية

رابطة تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحرة التى تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة فى الشبكة البلورية.

ملاحظات:-

- وكلما زادت إلكترونات التكافؤ زادت قوة الرابطة الفلزية .
- وكلما زادت قوة الرابطة الفلزية زادت الصلابة وارتفعت درجة الانصهار و الغليان و التوصيل الحرارى و الكهربى
- إلكترونات التكافؤ هى المسؤولة عن التوصيل الحرارى والكهربى للفلزات.

| الفلز | توزيعه الإلكتروني | إلكترونات التكافؤ | الصلابة على مقياس مود |
|------------------|-------------------|-------------------|-----------------------|
| $_{11}\text{Na}$ | 2, 8, 1 | ١ | لين 0.5 |
| $_{12}\text{Mg}$ | 2, 8, 2 | ٢ | طرى 2.5 |
| $_{13}\text{Al}$ | 2, 8, 3 | ٣ | صلب 2.25 |

• الألومنيوم $_{13}\text{Al}$ أكثر صلابة من الصوديوم $_{11}\text{Na}$ لأن الألومنيوم به ٣ إلكترونات للتكافؤ و يكون رابطة فلزية قوية بينما الصوديوم يحتوى على إلكترون واحد للتكافؤ و يكون رابطة فلزية ضعيفة .

- الفلزات الإنتقالية أكثر صلابة وأعلى فى درجة الانصهار والغليان من الفلزات الأخرى لأن عدد إلكترونات التكافؤ بها أكبر .

الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة

المجموعات المنتظمة :

هى المجموعات التى تظهر عناصرها تدرجاً منتظماً فى خواصها لا نجده فى العناصر الإنتقالية

العناصر الممثلة:- تشمل عناصر:-

| الفئة S | | الفئة P | | | | |
|---------|----|---------|----|----|----|----|
| 1A | 2A | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A |

١. المجموعة 1A تسمى بالأقلعاء او الفلزات القلوية .
٢. المجموعة 2A تسمى بالأقلعاء الأرضية او الفلزات القلوية الأرضية .
٣. المجموعة 1A تسمى بالهالوجينات (مكونات الأملاح) .

أولاً: عناصر الفئة (S)

| الرمز | التوزيع الإلكتروني |
|--------------------|--------------------|
| ${}^3\text{Li}$ | $[\text{He}] 2s^1$ |
| ${}^{11}\text{Na}$ | $[\text{Ne}] 3s^1$ |
| ${}^{19}\text{K}$ | $[\text{Ar}] 4s^1$ |
| ${}^{37}\text{Rb}$ | $[\text{Kr}] 5s^1$ |
| ${}^{55}\text{Cs}$ | $[\text{Xe}] 6s^1$ |
| ${}^{87}\text{Fr}$ | $[\text{Rn}] 7s^1$ |

مثال: عناصر المجموعة الأولى (الأقلية)

لاحظ : انه تم استبعاد الهيدروجين من الدراسة في هذه المجموعة لأنه لافلز غاز و حجمه صغير .

علل : تسمى عناصر المجموعة الأولى بالأقلية؟؟

ج : لأن أكاسيدها تذوب في الماء مكونة قلويات .



- علماء المسلمين أول من أطلقوا اسم (قلئ) على مركبات الصوديوم و البوتاسيوم .
- علماء أوربا نقلوا تلك التسمية لتصبح قلويات لتشمل جميع عناصر المجموعة الأولى 1A .

وجودها 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 الكارنالكيت $[\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ و يسمى خليط من كلوريد البوتاسيوم و كلوريد الماغنسيوم المتهدرت .

[٣] الفرانسيوم:-

- عنصر مشع فترة عمر النصف له ٢٠ دقيقة فقط .
 - يشبه عنصر السيزيوم .
 - ينتج تحلل عنصر الأكتينيوم (${}^{227}\text{Ac}_{89}$) بفقد جسيم ألفا (${}^4\text{He}_2$) :
- $${}^{227}\text{Ac}_{89} \longrightarrow {}^{223}\text{Fr}_{87} + 2{}^4\text{He}_2$$

الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى (A)

[١] تحتوى على واحد إلكترون في مستوى الطاقة الأخير وهذا أدى الى :

- تقع في بداية كل دورة و عدد تأكسدها (+١) .
- نشطة كيميائيا لسهولة فقد إلكترون التكافؤ .
- معظم مركباتها أيونية و هي عوامل مختزلة قوية جداً
- أكثر الفلزات ليونة وأقلها في الصلابة و درجة الإنصهار والغليان .

[٢] أكبر أكبر عناصر الجدول الدوري حجما و يزداد الحجم الذرى في المجموعة بزيادة العدد الذرى مما أدى الى:-

- تعتبر أعلى الفلزات إيجابية كهربية ونشاط كيميائي " علل " بسبب صغر جهد تأينها و كبر نصف قطرها فيقل جذب النواة للإلكترون التكافؤ فيسهل فقد الإلكترون .
- قلة كثافتها و صغر ساليبيتها الكهربية ولذلك تكون روابط أيونية قوية .

• تستخدم عناصرها في الخلايا الكهروضوئية مثل البوتاسيوم و السيزيوم بسبب كبر احجامها و صغر جهد تاينها .

[٣] عند إثارة إلكترونات ذرات هذه العناصر إلى مستويات طاقة أعلى فإنها تعطي الألوان المميزة لهذه العناصر.

| العنصر | الليثيوم | الصوديوم | البوتاسيوم | السيزيوم |
|--------------|----------|-----------|-------------|-------------|
| اللون المميز | قرمزي | أصفر ذهبي | بنفسجي فاتح | أزرق بنفسجي |

[٤] تحفظ تحت الهيدروكربونات سائلة مثل الكيروسين (علل)

لغزلها عن الهواء والرطوبة بسبب نشاطها الكيميائي .

الظاهرة الكهروضوئية:-

هي ظاهرة تحرر الإلكترونات من أسطح فلزات الأقطاب عند سقوط الضوء عليها .

الكشف الجاف :

الكشف عن عناصر الأقطاب أو التفرقة بين عناصر الأقطاب و مركباتها !!!!!!!

كيف تفرق بين كبريتات الصوديوم و كبريتات البوتاسيوم ؟؟.

ج : بتجربة الكشف الجاف: (كشف الذهب)

طريقة الكشف :-

١. نغمس سلك من البلاتين في حمض الهيدروكلوريك المركز لتنقيته.
٢. ثم نغمس السلك في الملح المجهول و نعرضه للهب بنزن غير المضىء.
٣. يكتسب اللهب اللون المميز لكاتيون العنصر.

الملاحظة و الإستنتاج :

إذا كان اللون أصفر ذهبي يكون كبريتات الصوديوم و إذا كان بنفسجي فاتح يكون كبريتات البوتاسيوم .

تعليقات

فلزات عناصر المجموعة الأولى عوامل مختزلة قوية ؟؟.

ج : بسبب صغر جهد تاينها و سهولة فقد إلكترونات التكافؤ و تحدث لها عملية أكسدة .

عناصر الأقطاب أكثر عناصر الجدول الدوري ليونة ؟؟.

عناصر الأقطاب منخفضة في درجة الغليان و الإنصهار ؟؟.

ج : لضعف الرابطة الفلزية التي تكونها لأنها تحتوى على واحد إلكترون في مستوى الطاقة الأخير .

استخدام السيزيوم في الخلايا الكهروضوئية ؟؟.

ج : لكبر نصف قطره و صغر جهد تاينه وبالتالي يسهل تحرر إلكترونات التكافؤ عند سقوط الضوء عليه

يحفظ الصوديوم تحت سطح الكيروسين؟؟

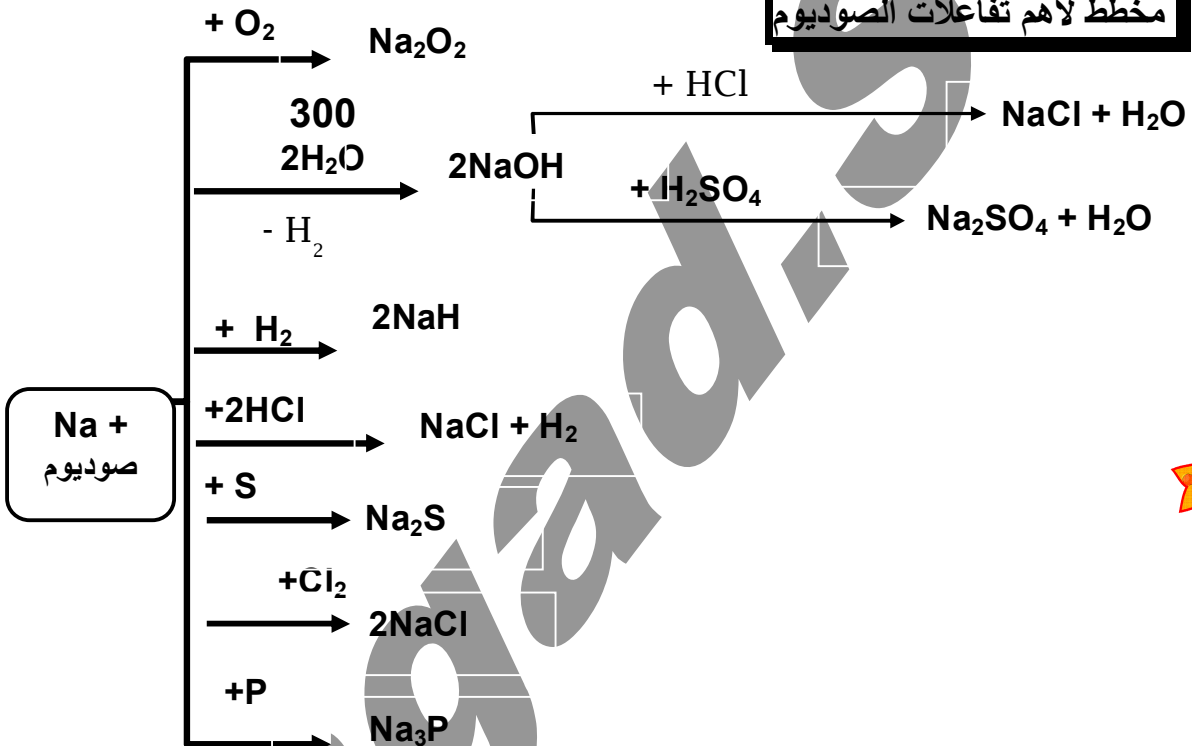
ج : لمنع تفاعله مع الهواء و الرطوبة بسبب نشاطه الكيميائي الكبير .

جهد التأين الأول لعناصر الأقلع منخفض و جهد التأين الثاني مرتفع جدا؟؟

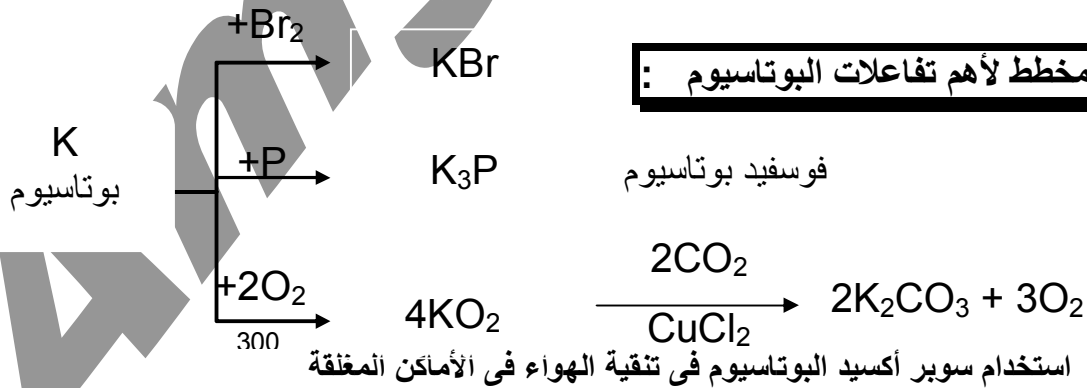
ج : جهد التأين الأول منخفض لكبر نصف قطرها وسهولة فقد إلكترون التكافؤ أى نحتاج الى طاقة صغيرة لفصله ، بينما جهد التأين الثاني مرتفع جدا لأنه يتطلب كسر مستوى طاقة مكتمل .

الخواص الكيميائية

مخطط لأهم تفاعلات الصوديوم



مخطط لأهم تفاعلات البوتاسيوم :



مخطط تفاعلات الليثيوم :



الصف الثاني الثانوي كيمياء

[١] مع الهواء الجوى :-

تصدأ فى الهواء بسهولة وتفقد بريقها اللامع لتكوين طبقة من الأكسيد .

[٢] مع النيتروجين :-

الوحيد الذى يتحد معه هو الليثيوم مكوناً نيتريد الليثيوم الذى يتحلل مانياً مكوناً النشادر و هيدروكسيد الليثيوم .

[٣] مع الماء :-

تحل عناصر الألقلاء محل هيدروجين الماء و تنطلق طاقة حرارية تؤدى إلى اشتعال الهيدروجين المتصاعد بفرقة .



علل : لا تطفأ حرائق الصوديوم بالماء ؟؟

علل : لا يحفظ الصوديوم تحت سطح الماء ؟؟

علل : لا تجرى تفاعلات الصوديوم مع الماء فى المعمل المدرسى ؟؟

ج : لأن الصوديوم يحل محل هيدروجين الماء و تنطلق طاقة حرارية تؤدى إلى اشتعال الهيدروجين المتصاعد بفرقة .



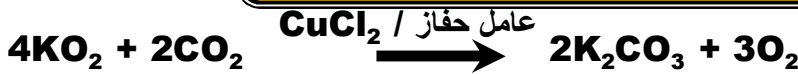
[٤] مع الأكسجين الدنيا هيصة على الآخر

تتفاعل الألقلاء مع الأكسجين فى وجود حرارة ويتكون ٣ أنواع من الأكاسيد هى :

- ١ . الأكسيد العادى O^{2-} مع الليثيوم (١٨٠ درجة) (عدد تأكسد الأكسجين -٢)
- ٢ . فوق أكسيد O_2^{2-} مع الصوديوم (٣٠٠ درجة) (عدد تأكسد الأكسجين -١)
- ٣ . سوپر أكسيد O_2^{-1} مع البوتاسيوم و اللي بعد عند درجة حرارة (٣٠٠ درجة) و (عدد تأكسد الأكسجين - ١/٢)

يا سوپر أكسيد

يستخدم فى تنقية الأجواء المغلقة مثل الغواصات و الطائرات من ثانى أكسيد الكربون و يستبدله بالأكسجين.



س : علل : يستخدم سوپر أكسيد البوتاسيوم في تنقية الأجواء المغلقة؟؟.

ملاحظات:-

١. يمكن تحضير أكاسيد هذه العناصر بإذابة الفلز في غاز النشادر المسال ثم إضافة الكمية المحسوبة من الأكسجين.
٢. الأكسيد المثالي لهذه العناصر هو الأكسيد العادي (X_2O) مثل Na_2O .
٣. أكاسيد الألقاء أكاسيد قاعدية قوية تتفاعل مع الماء منتجة أقوى القلويات ما عدا أكسيد الليثيوم.
٤. تستخدم مركبات فوق الأكسيد و السوبر أكسيد كعوامل مؤكسدة قوية (علل) لأنها تتفاعل مع الأحماض و مع الماء و تعطي فوق أكسيد الهيدروجين و الأكسجين .
٥. الهيدريدات مركبات أيونية تتحلل كهربياً ويتصاعد الهيدروجين عند المصعد . عدد تأكسد الهيدروجين في الهيدريدات (١-).

[٥] أثر الحرارة على الأملاح الأكسجينية للألقاء:-

١. جميع كربونات الألقاء لا تتحلل بالحرارة ما عدا كربونات الليثيوم ينحل عند 1000°C

$$\text{Li}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} \text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\hspace{1cm}} \text{تنصهر و لا تتحلل}$$
٢. تتحلل نترات الألقاء انحلالاً جزئياً إلى نيتريت الفلز و الأكسجين.



س : علل : تستخدم نترات البوتاسيوم في صناعة البارود؟؟.

ج : لأن انحلالها الحراري يصاحبه انفجار شديد + المعادلة

س : علل : لا تستخدم نترات الصوديوم في صناعة البارود؟؟.

ج : لأنها مادة متميعة تمتص بخار الماء من الهواء + المعادلة .

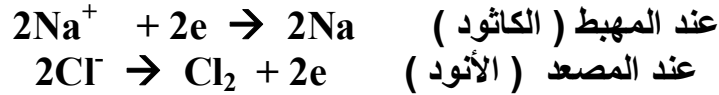
استخلاص فلزات الألقاء من خاماتها

أسباب المشكلة :

- ١- عناصر الألقاء لا توجد منفردة " علل " لأنها نشطة كيميائياً .
- ٢- عناصر الألقاء توجد في شكل مركبات أيونية .
- ٣- يصعب الحصول على الألقاء بالطرق الكيميائية لصعوبة إرجاع الإلكترون المفقود

حل المشكلة

بالتحليل الكهربى **المصهور** هاليداتها فى وجود بعد المواد الصهارة التى تخفض درجة انصهار هذه الهاليدات .



س : علل : صعوبة استخلاص عناصر الإقلاء بالطرق المعتادة؟؟

ج : لصعوبة إرجاع الإلكترون المفقود منها لأنها عوامل مختزلة قوية .

[١] هيدروكسيد الصوديوم NaOH

أشهر مركبات الصوديوم

[ب] أهم خواصه:-

- ١- مركب صلب لونه أبيض متميع .
- ٢- لها ملمس صابونى و تأثيره كاوى على الجلد.
- ٣- يذوب فى الماء مكوناً محلولاً قلويًا وذوبانه طارد للحرارة لأنه مصحوب بإنبعاث طاقة حرارية .
- ٤- يتفاعل مع الأحماض مكوناً ملح الصوديوم للحمض والماء:-

مع حمض الهيدروكلوريك:-



مع حمض الكبريتيك:-



[ج] أهم استخداماته:-

- ١- يدخل فى كثير من الصناعات: (الصابون - الورق - الحرير الصناعى)
- ٢- تنقية البترول من الشوائب الحامضية .
- ٣- الكشف عن الشقوق القاعدية (الكاتيونات) بسبب ترسب هيدروكسيدات الفلزات التى لها ألوان مميزة مثل:-

[أ] الكشف عن كاتيون النحاس (Cu^{2+}) :-

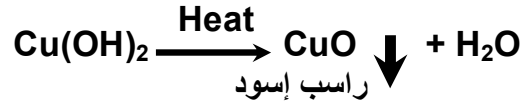
عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم الى أملاح النحاس (كبريتات النحاس) يتكون راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس لا يذوب فى الماء و يسود بالتسخين بسبب تكوين أكسيد النحاس الأسود .



امجد صموئيل

الصف الثانى الثانوى كيمياء

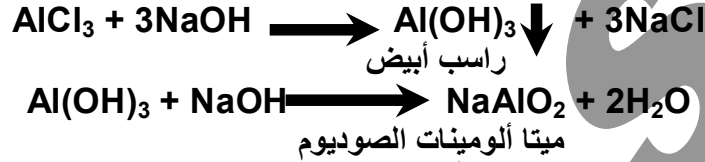
راسب أزرق



س : يتكون راسب أزرق يسود بالتسخين عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم الى كبريتات النحاس ؟

[ب] الكشف عن كاتيون الألومنيوم (Al^{3+}) :

عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم الى أملاح الألومنيوم (كلوريد الألومنيوم) يتكون راسب أبيض جيلاتيني من هيدروكسيد الألومنيوم لا يذوب في الماء و لكنه يذوب في وفرة من هيدروكسيد الصوديوم بسبب تكوين ميتا ألومينات الصوديوم الذي يذوب في الماء .



س : علل : يتكون راسب أبيض جيلاتيني عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم الى كلوريد الألومنيوم ،

و يزول الراسب عند إضافة المزيد من هيدروكسيد الصوديوم ؟؟

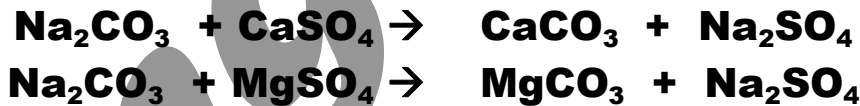
[٢] كربونات الصوديوم Na_2CO_3

كربونات الصوديوم المائية تسمى صودا الغسيل وصيغتها: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$

و تستخدم في إزالة عسر الماء المستديم .
عسر الماء المستديم : هو العسر الناتج عن وجود املاح Ca^{+2} , Mg^{+2} ذائبة في الماء .

طريقة ازالته :

إضافة صودا الغسيل الى الماء حيث تتفاعل مع املاح الكالسيوم و الماغنسيوم و تحولها الى كربونات كالسيوم و كربونات ماغنسيوم و هي مركبات لا تذوب في الماء فيزول العسر.



[أ] التحضير في المعمل

- بإمرار غاز ثنائي أكسيد الكربون في محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن.
- يترك المحلول يبرد تدريجيا حيث تنفصل بلورات كربونات الصوديوم.



[أ] التحضير في الصناعة (طريقة سلفاي)

- إمرار غازي الأمونيا (النشادر) وثنائي أكسيد الكربون في محلول مركز من كلوريد الصوديوم فيتكون بيكربونات الصوديوم .
- بتسخين بيكربونات الصوديوم تنحل إلى كربونات صوديوم وماء و ثنائي أكسيد الكربون





[ب] أهم خواصها:-

- ١- مسحوق أبيض يذوب بسهولة في الماء ومحلوله قاعدي التأثير.
 - ٢- تنصهر دون أن تتفكك عند تسخينها.
 - ٣- تتفاعل مع الأحماض و يحدث فوران و يتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون
- $$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

[ج] أهم الاستخدامات:

- ١ - صناعة الزجاج .
- ٢ - صناعة الورق .
- ٣ - صناعة النسيج .
- ٤ - إزالة عسر الماء .

الدور الكيميائي الحيوى للصوديوم :

- ١ . ايونات الصوديوم من اكثر الأيونات وجودا في بلازما الدم و المحاليل المحيطة بخلايا الجسم و هى تلعب دورا هاما في العمليات الحيوية " علل "
- لأنها تكون الوسط اللازم لنقل المواد الغذائية كالجلوكوز و الأحماض .
- لاحظ : من المصادر الطبيعية للصوديوم الخضروات خاصة الكرفس و اللبن و منتجاته .

الدور الكيميائي الحيوى للبوتاسيوم :

- ١ . من اكثر الأيونات انتشارا في الخلية و هى تلعب دورا هاما في تخليق البروتينات التى تحكم التفاعل الكيميائي في الخلية .
- ٢ . يلعب البوتاسيوم دورا هاما في عملية اكسدة الجلوكوز في الخلية لإنتاج الطاقة اللازمة لنشاط الخلية .
- لاحظ : من المصادر الطبيعية للبوتاسيوم اللحوم و اللبن و البيض و الخضروات و الحبوب .

ثانياً: عناصر المجموعة الخامسة (5A)

المجموعة الخامسة عشر :

| 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 | ${}^{33}\text{As}$ | $2, 8, 18, 5$ $[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$ |
| الأنتميمون | ${}^{51}\text{Sb}$ | $2, 8, 18, 18, 5$ $[\text{Kr}] 5s^2, 4d^{10}, 5p^3$ |

البزموت

$_{83}\text{Bi}$

2, 8, 18, 32, 18, 5

$[\text{Xe}] 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^3$

وجودها في الطبيعة:-

لافلز غاز يمثل ٥/٤ حجم الهواء الجوى .

[١] النيتروجين:-

لافلز صلب و الأكثر انتشاراً في القشرة الأرضية .

[٢] الفوسفور:-

أهم خاماته

❖ فوسفات الكالسيوم الصخرى $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

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

[٣] باقى العناصر نادرة الوجود وهذه أهم خاماتها :

| العنصر | الزرنىخ As | الأنتيمون Sb | البزموت Bi |
|--------|---|---|---|
| الخام | كبريتيد الزرنىخ As_2S_3 | كبريتيد الأنتيمون Sb_2S_3 | كبريتيد البزموت Bi_2S_3 |

الخواص العامة لعناصر المجموعة الخامسة (A)

[١] يغلب عليها الطابع اللافلزى :-

تزداد الصفة الفلزية بزيادة العدد الذرى

| النيتروجين والفوسفور | الزرنىخ والأنتيمون | البزموت |
|----------------------|--------------------|----------|
| لافلزات | أشباه فلزات | فلز ضعيف |

[٢] عدد الذرات فى جزئ العنصر فى الحالة البخارية :-

- النيتروجين : الجزىء يتكون من ذرتين N_2 .
- الفوسفور والزرنيخ والأنتيمون : الجزىء فى الحالة البخارية يتكون من أربع ذرات .
- البزموت : الجزىء فى الحالة البخارية يتكون من ذرتين .

س : علل : يشذ البزموت عن باقى الفلزات ؟؟

ج : لأنه ضعيف التوصيل للتيار الكهربى و يتكون فى الحالة البخارية من ذرتين بينما باقى الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء و تتكون فى الحالة البخارية من ذرة واحدة .

[٣] أعداد التأكسد:

تتميز بتعدد حالات التأكسد فهى تتراوح من (-٣ إلى +٥) [علل]
لأنها إما أن تكتسب ثلاثة إلكترونات عن طريق المشاركة أو تفقد خمسة إلكترونات .

س : علل : تتميز عناصر المجموعة الخامسة بتعدد حالات تأكسدها ؟؟

ملاحظات:-

- عدد تأكسد النيتروجين فى المركبات الهيدروجينية سالب " علل
" لأن السالبية الكهربائية للنيتروجين أكبر من السالبية الكهربائية للهيدروجين.
- عدد تأكسد النيتروجين فى المركبات الأكسجينية موجب " علل
" لأن السالبية الكهربائية للأكسجين أكبر من السالبية الكهربائية للنيتروجين.

جدول يوضح بعض مركبات عناصر المجموعة الخامسة عشر:

| عدد التأكسد | الصيغة | المركب |
|-------------|--|-----------------------|
| ٣- | NH ₃ | النشادر |
| ٢- | N ₂ H ₄ | الهيدرازين |
| ١- | NH ₂ OH | هيدروكسيل أمين |
| صفر | N ₂ | النيتروجين |
| ١+ | N ₂ O | أكسيد النيتروز |
| ٢+ | NO | أكسيد النيتريك |
| ٣+ | N ₂ O ₃ | ثالث أكسيد النيتروجين |
| ٤+ | N ₂ O ₄ او NO ₂ | ثاني أكسيد النيتروجين |
| ٥+ | N ₂ O ₅ | خامس أكسيد النيتروجين |

ظاهرة التآصل:-

وجود العنصر في عدة صور تختلف في خواصها الفيزيائية وتتفق في الخواص الكيميائية

ملاحظة:-

- توجد هذه الظاهرة في العناصر اللافلزية الصلبة فقط .

علل : وجود ظاهرة التآصل في العناصر اللافلزية الصلبة ؟؟

ج: ترجع ظاهرة التآصل إلى وجود العنصر في أكثر من شكل بلوري يختلف كل شكل عن الآخر في ترتيب الذرات وفي عددها.

علل : لا توجد ظاهرة التآصل في النيتروجين و البزموت ؟؟

ج: لأن النيتروجين غاز و البزموت فلز ضعيف و هذه الظاهرة لا توجد الا في العناصر اللافلزية الصلبة

| العنصر | الصورة التآصلية |
|-----------|---------------------------|
| الفوسفور | شمعي أبيض / أحمر / بنفسجي |
| الزرنخ | أسود / رمادي / شمعي أصفر |
| الأنثيمون | أصفر / أسود |

[٤] مع الأكسجين:-

تتكون أكاسيد بعضها حمضي مثل (نيتروجين N₂O₅ و فوسفور P₂O₅) وبعضها متردد مثل (الأنثيمون Sb₂O₃) وبعضها قلوي مثل (البزموت Bi₂O₅) حيث تزداد الصفة القاعدية للأكسيد وتقل الصفة الحامضية له بزيادة العدد الذري.

[٥] مع الهيدروجين:-

تكون عناصر المجموعة الخامسة مع الهيدروجين مركبات هيدروجينية يكون عدد تأكسد العنصر فيها (٣-) مثل :

| | | |
|------------------|-----------------|-----------------|
| AsH ₃ | PH ₃ | NH ₃ |
| الأرزين | الفوسفين | النشادر |

لاحظ : ان الذرة المركزية لازالت تمتلك زوج من الألكترونات الحرة يمكنها ان تعطيه الى ذرات او ايونات اخرى و تكون روابط تناسقية .

بزيادة العدد الذرى :-

- النشادر اقوى قاعدية من الفوسفين (علل) لأن فرق السالبية الكهربية بين النيتروجين و الهيدروجين اكبر من فرق السالبية الكهربية بين الفوسفور و الهيدروجين .
- تقل الصفة القطبية لهذه المركبات و لذلك يقل ذوبانها فى الماء .
- يقل ثباتها فيسهل تفككها بالتسخين الهين .

علل : النشادر اكثر ذوبان فى الماء من الفوسفين ؟؟

ج : لأن النشادر اقوى قطبية من الفوسفين .

النيتروجين N₂

تحضير النيتروجين فى المعمل :

١ - الطريقة الرئيسية

" نفس الطريقة المتبعة عند تحضير الغاز فى الصناعة على المستوى التجارى "

➤ **يحضر من الهواء الجوى بالتخلص من :**

- غاز ثانى اكسيد الكربون بامراره على محلول هيدروكسيد الصوديوم .



- بخار الماء بامراره على حمض الكبريتيك المركز .

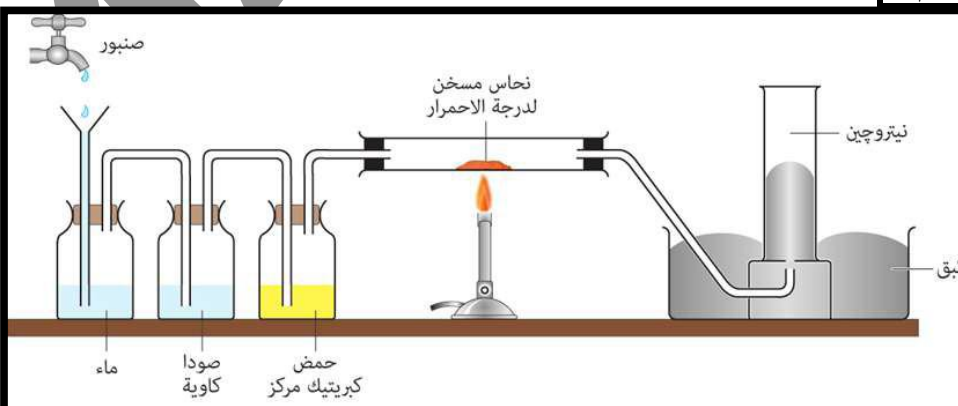
- الأكسجين بامراره على خراطه نحاس مسخنه لدرجة الاحمرار



➤ **ثم يجمع الغاز بازاحة الماء الى اسفل (علل)** لأنه شحيح الذوبان فى الماء و اقل منه كثافة .

➤ **او يجمع فوق الزئبق (علل)** اذا اريد الحصول عليه جافاً .

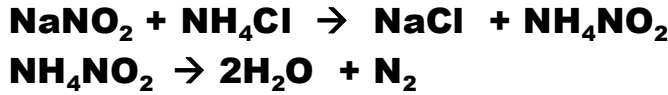
الجهاز المستخدم :



الصف الثاني

٢ - الطريقة الثانية :

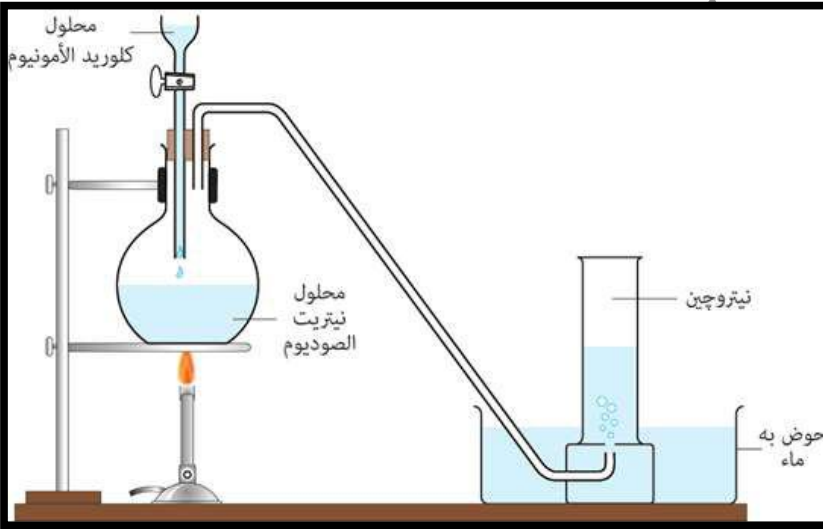
يحضر بتسخين خليط من محلولي نيتريت الصوديوم و كلوريد الأمونيوم فيتكون نيتريت امونيوم الذي يتفكك حراريا الى نيتروجين و ماء .
المعادلات



و بجمع المعادلتين السابقتين نجد ان



الجهاز المستخدم :



خواص غاز النيتروجين :

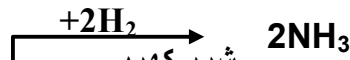
١. عديم اللون و الطعم و الرائحة .
٢. اخف قليلا من الهواء (علل) لإحتواء الهواء على غاز الأكسجين الأثقل من النيتروجين .
٣. شحيح الذوبان في الماء .
٤. متعادل التأثير على ورقتي عباد الشمس بلونيه .
٥. كثافته ١.٢٥ جم / لتر .
٦. درجة غليانه - ١٥٩.٧٩ درجة مئوية لذلك يمكن اسالته عند هذه الدرجة في الضغط الجوي المعتاد

الخواص الكيميائية لغاز النيتروجين :

س : علل : النيتروجين من العناصر الخاملة نسبيا ولا تتم تفاعلاته إلا تحت ظروف خاصة؟؟:

ج:تفاعلات عنصر النيتروجين مع العناصر الأخرى لا تتم إلا في وجود شرر كهربى أو قوس كهربى أو تسخين شديد وذلك لصعوبة كسر الرابطة الثلاثية في جزئ النيتروجين $\text{N} \equiv \text{N}$

مخطط تفاعلات النيتروجين :



550 c

إمجد صموئيل +

قوس كهربى

3000



الصف الثاني الثانوي كيمياء

سؤال بأكثر من طريقة

- ١ - كيف يمكن الكشف عن أكسيد النتريك؟؟
 - ٢ - ماذا يحدث عند تعرض أكسيد النتريك عديم اللون للهواء الجوى؟؟
- ج: عند تعرضه للهواء الجوى يكون أبخرة بنية حمراء من غاز ثانى أكسيد النتروجين + المعادلتين .
- س : علل : استخدام سيناميد الكالسيوم كسماد زراعى؟؟

ج: لأنه يتحلل فى ماء الرى مكونا النشادر وكربونات كالسيوم



أشهر مركبات النتروجين

أولاً: غاز النشادر NH_3 :

التحضير فى المعمل:-

يحضر غاز النشادر بتسخين كلوريد الأمونيوم مع الجير المطفا فى وجود الجير الحى كمادة مجففة للإمتصاص الماء و تجفيف النشادر .



غاز
نشادر

خواص غاز النشادر :-

- (١) سريع الذوبان في الماء و محلوله قلوئى التأثير على عباد الشمس (يزرق عباد الشمس)
- (٢) لا يشتعل ولا يساعد على الاشتعال .
- (٣) الغاز عديم اللون وله رائحة نفاذة وخانق .
- (٤) لا يعكر ماء الجير الرنق .

س : علل : عدم تجفيف النشادر بحمض الكبريتيك المركز ؟؟

ج : لأن حمض الكبريتيك يتفاعل مع النشادر مكونا سلفات نشادر (كبريتات أمونيوم)



تجربة النافورة :-

اهمية التجربة :-

(١) غاز النشادر يذوب في الماء و محلوله في الماء قلوئى التأثير على عباد الشمس

خطوات التجربة :

- (١) تكون الجهاز المقابل .
- (٢) نملأ الدورق العلوى بمحلول النشادر .
- (٣) نملأ الدورق السفلى بمحلول عباد الشمس الأحمر .
- (٤) ندفع تيار هواء بالقلم .

الملاحظة :

(١) اندفاع محلول عباد الشمس الأحمر بقوة الى الدورق العلوى و تلوونه باللون الأزرق

الاستنتاج :

(١) غاز النشادر يذوب في الماء و محلوله في الماء قلوئى التأثير على عباد الشمس .

علل : يعتبر النشادر انهيدريد قاعدة؟

ج : لأنه يذوب في الماء مكوناً محلول قلوئى .

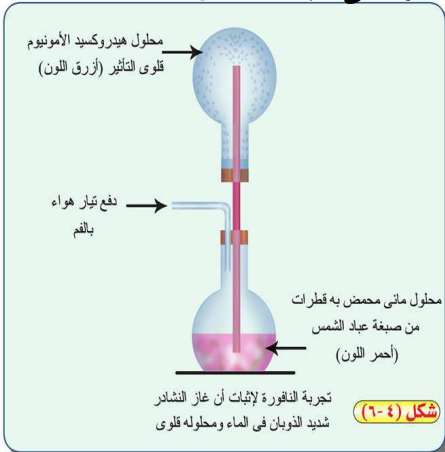
تحضير النشادر فى الصناعة

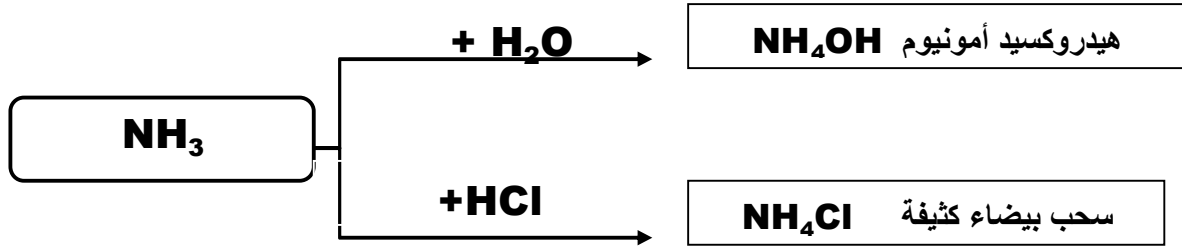
طريقة هابر :-

تتم بإمرار غازى النيتروجين والهيدروجين على عوامل حفز مثل الحديد والموليبدينم تحت ضغط ٢٠٠ جو و ٥٠٠ م°



اهم تفاعلات النشادر :





الكشف عن النشادر:

عند تعريض ساق مبللة بحمض الهيدروكلوريك له يكون سحب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم .
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

س : علل : عند تعريض ساق مبللة بحمض الهيدروكلوريك المركز الى غاز النشادر تتكون سحب بيضاء كثيفة ؟؟

الأمونيا وصناعة الأسمدة

أهمية النيتروجين للنبات :- أهم مصادر التغذية لأنه عنصر هام في تركيب البروتين.

ملاحظات:-

- ❖ كمية النيتروجين الموجودة في التربة تقل مع مرور الزمن.
- ❖ ولذلك لابد من إمداد التربة بعنصر النيتروجين على هيئة أملاح الأمونيوم واليوريا في صور أسمدة نيتروجينية أو طبيعية (روث البهائم) التي تذوب في ماء الري وتمتصها جذور النباتات.
- ❖ يعتبر النشادر المادة الأولية الرئيسية التي تصنع منها معظم الأسمدة النيتروجينية (الآزوتية)

أولاً:- صناعة الأسمدة النيتروجينية غير العضوية

(١) مع حمض النيتريك:-



(٢) مع حمض الكبريتيك:-



ثانياً: تحضير سماد نيتروجيني فوسفاتي

مثال: تحضير فوسفات الأمونيوم:

-التعادل بين حمض الأرتوفوسفوريك ومحلول الأمونيا:-



| الملاحظة | السماذ |
|--|---------------------------|
| <ul style="list-style-type: none"> تحتوى على نسبة عالية من النيتروجين (٣٥%) سريعة الذوبان فى الماء. الزيادة منها يسبب حموضة التربة. | نترات الأمونيوم |
| <ul style="list-style-type: none"> تعمل على زيادة حموضة التربة. يجب معادلة التربة التى تعالج بصفة مستمرة بهذا النوع من الأسمدة. | كبريتات الأمونيوم |
| <ul style="list-style-type: none"> سريع التأثير فى التربة. يمدها بنوعين من العناصر الأساسية {النيتروجين - الفوسفور} | فوسفات الأمونيوم |
| <ul style="list-style-type: none"> يحتوى على نسبة عالية من النيتروجين ٤٦ % أنسب الأسمدة فى المناطق الحارة لأن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا وثانى أكسيد الكربون. | سماذ اليوريا |
| <ul style="list-style-type: none"> سائل الأمونيا المسالة . يضاف للتربة على عمق ١٢ سم. يتميز بارتفاع نسبة النيتروجين. حوالى (٨٢%) | سماذ المستقبل النيتروجينى |

س : علل: يسمى سائل الأمونيا اللامائية بسماذ المستقبل النيتروجينى؟؟.

ج : لأنه يتميز بارتفاع نسبة النيتروجين فيه الى حوالى ٨٢ % .

س : علل : سماذ اليوريا من أفضل الأسمدة فى المناطق الحارة؟؟.

ج : لأن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا وثانى أكسيد الكربون .

حمض النيتريك HNO_3

تحضير هـ

١. نكون الجهاز الموضح بالشكل .
٢. نضع في المعوجة نترات بوتاسيوم و حمض الكبريتيك المركز .
٣. نضع القابلة في ماء بارد .
٤. نسخن محتويات المعوجة بشرط الا تزيد درجة الحرارة عن ١٠٠ درجة .
٥. نستقبل الحمض الناتج و نختبر خواصه نجده حمض النيتريك .



شكل (٧-٤)
تحضير حمض النيتريك

خواص حمض النيتريك

الخواص الفيزيائية:-

- (١) سائل عديم اللون.
- (٢) حمضى التأثير على عباد الشمس (يحمر عباد الشمس).

الخواص الكيميائية:-

أثر الحرارة :

س : علل : حمض النيتريك عامل مؤكسد قوى ؟؟

ج : لأنه يتحلل بالحرارة ويتصاعد غاز الأكسجين .



[٢] مع الفلزات النشطة (الحديد) : يتوقف التفاعل على نوع الحمض (مركز أم مخفف

أولا : الحمض المخفف

يتفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف و يتكون نترات الحديد III وماء و أكسيد نيتريك عديم اللون يتحول الى أبخرة بنية حمراء عند التعرض للهواء الجوى .



س : عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف يتكون نترات حديد III لا و يتكون نترات حديد II ؟؟

ج: لأن حمض النيتريك عامل مؤكسد قوى يؤكسد حديد II الى حديد III .

س : علل : عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف لا يتصاعد غاز الهيدروجين؟؟
ج: لأن الهيدروجين الناتج يختزل حمض النيتريك الى ماء و أكسيد نيتريك عديم اللون .

ثانياً : الحمض المركز

حمض النيتريك المركز لا يؤثر في الفلزات النشطة مثل الحديد و الكروم و الألومنيوم بسبب تكوين طبقة غير مسامية من الأكسيد تمنع استمرار التفاعل وتسمى هذه الظاهرة بالخمول الكيميائي

ظاهرة الخمول :-

تكون طبقة غير مسامية من الأكسيد تمنع استمرار التفاعل بين حمض النيتريك المركز مع الفلزات النشطة مثل الحديد و الألومنيوم و الكروم .

س : علل : لا يؤثر حمض النيتريك المركز في فلز الألومنيوم؟؟

س : كيف تفرق بين حمض النيتريك المركز و حمض النيتريك المخفف باستخدام الحديد

- ج : بإضافة الحديد الى كل منهما :
❖ اذا تكون أبخرة بنية حمراء يكون الحمض المخفف . (أوعى تنسى المعادلة)
❖ اذا وقف التفاعل بسرعة بسبب تكوين طبقة من الأكسيد يكون الحمض المركز .

[٣] مع الفلزات الغير نشطة (مثل النحاس)

يتوقف التفاعل على نوع الحمض (مركز أم مخفف)

اولاً : الحمض المخفف

يتفاعل النحاس مع حمض النيتريك المخفف حيث يقوم الحمض بأكسدة النحاس الى أكسيد النحاس ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض و يتكون نترات نحاس II وماء و أكسيد نيتريك عديم اللون يتحول الى أبخرة بنية حمراء عند التعرض للهواء الجوى



علل : يتفاعل النحاس مع حمض النيتريك المخفف رغم ان النحاس يلى الهيدروجين فى متسلسلة النشاط الكيميائي؟؟

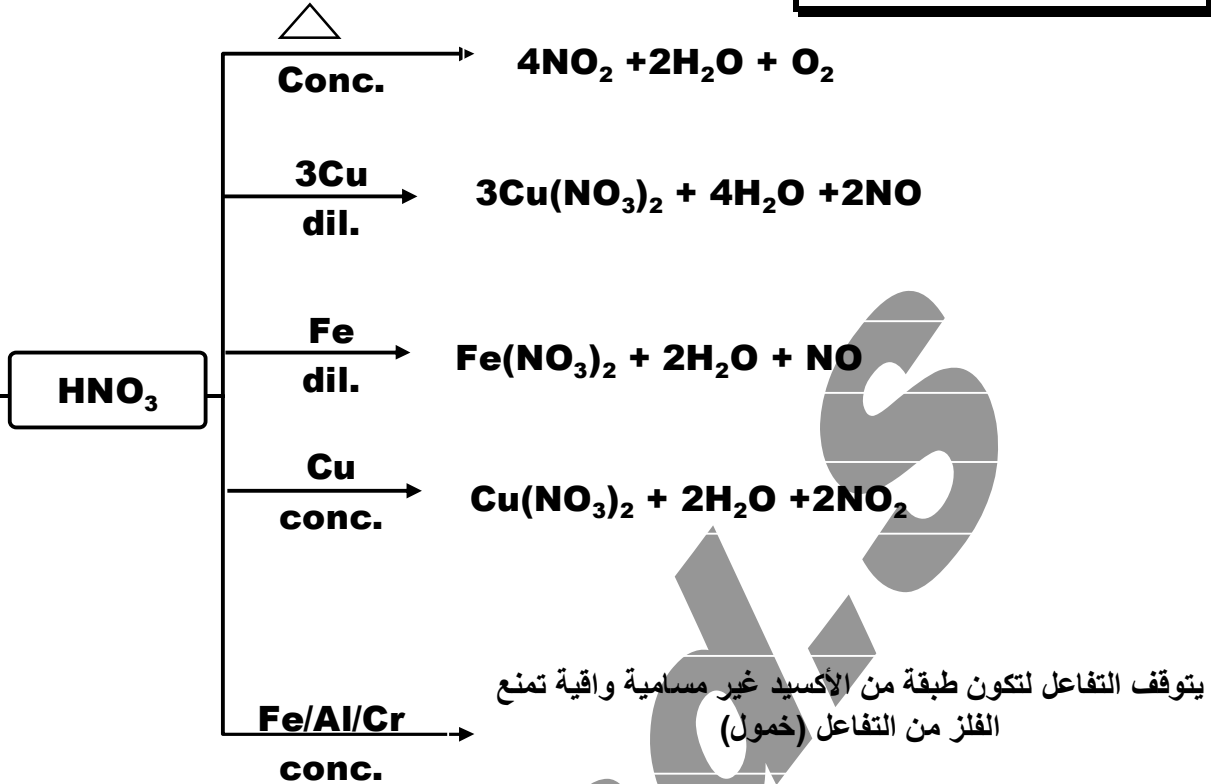
ج: لأن حمض النيتريك عامل مؤكسد قوى يؤكسد النحاس الى اكسيد نحاس ثم يتفاعل الحمض مع الأكسيد

ثانياً : الحمض المركز

يتفاعل النحاس مع حمض النيتريك المركز حيث يقوم الحمض بأكسدة النحاس الى أكسيد النحاس ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض و يتكون نترات نحاس II وماء و ثانى أكسيد النيتروجين على هيئة أبخرة بنية حمراء .



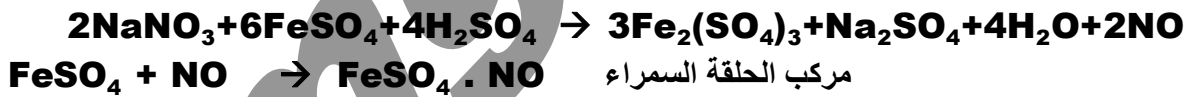
مخطط تفاعلات حمض النيتريك :



الكشف عن أيون النترات NO_3^-

تجربة الحلقة البنية:-

- [١] محلول ملح النترات + محلول مركز من كبريتات الحديد (II) حديث التحضير.
- [٢] إضافة قطرات من حمض الكبريتيك المركز باحتراس على الجدار الداخلي لأنبوبة حتى يهبط الحمض إلى قاع الأنبوبة.
- [٣] تظهر حلقة بنية عند سطح الانفصال تزول بالرج أو التسخين.



التمييز بين أملاح النترات والنيتريت:-

بإضافة محلول برمنجنات البوتاسيوم المحمضة بـ حمض الكبريتيك المركز لمحلول الملح

[أ] فإذا زال اللون البنفسجي للبرمنجنات يكون الملح نيتريت.



[ب] في حالة عدم زوال لون البرمنجنات فإن الملح يكون نترات.

الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة (A)

| المادة | الاستخدام |
|------------|--|
| النيتروجين | <ol style="list-style-type: none"> ١. صناعة النشادر " الأمونيا " . ٢. صناعة الأسمدة النيتروجينية . ٣. تزويد إطارات السيارات (علل) لأن النيتروجين يقلل من احتمالات انفجارها لعدم تأثره بسهولة بتغير درجة حرارة الجو بالإضافة الى ان معدل تسربه اقل من الهواء . ٤. ملئ اكياس الشيبسى (علل) للحفاظ على طعم القرمشة لخموله النسبى . ٥. يستخدم النيتروجين المسال فى حفظ و نقل الخلايا الحية . ٦. علاج بعض انواع الأورام الحميدة . |
| الفوسفور | <ol style="list-style-type: none"> ١. صناعة اعواد الثقاب الأمنة . ٢. صناعة الأسمدة الفوسفاتية ٣. وصناعة العديد من السبائك مثل سبيكة البرونز فوسفور (نحاس - قصدير - فوسفور) الذى تصنع منه مراوح السفن . ٤. صناعة الألعاب النارية . |
| الأنتميون | <ol style="list-style-type: none"> ١. صناعة سبيكة الأنتميون والرصاص التى تستخدم : فى صناعة بطاريات السيارات (علل) لأنها أصلب من الرصاص . ٢. فى تكنولوجيا اشباه الموصلات لصناعة اجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء . |
| البزموت | <p>صناعة السبائك (سبائك البزموت والرصاص والكادميوم والقصدير) التى تستخدم فى صناعة المنصهر أو الفيوز لأنها تتميز بانخفاض درجة انصهارها</p> |