

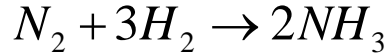
المجموعة الخامسة

النتروجين N2

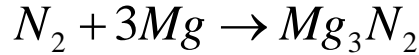
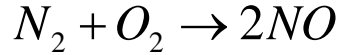
لذرة النتروجين ثلاث الكترونات منفردة ومزدوج الكتروني غير متأصر وفي هذه البيئة الالكترونية تستطيع تكوين اواصر مع ذرات اخرى باحدى الطرق الاتية :

- 1 - تكوين مركبات ايونية (النيتريدات) مع عناصر المجموعة الاولى والثانية ذات السالبية الكهربائية الأقل من النتروجين لذلك تحمل ذرة النتروجين فيها العدد التأكسدي (-3) ويتحرر عند ذوبانها في الماء ايون النتريد مثل Ca_3N_2 , Na_3N
- 2 - تكوين مركبات تساهمية ذات اواصر مفردة او متعددة مع ذرات ذات سالبية كهربائية مقاربة الى سالبية النتروجين مثل
- 3 - اكتساب الكترون وفقدان بروتون في محيط قاعدي وتكوين ايون الامايد
- 4 - تكوين ثلاث اواصر تساهمية مع اصره تناسقيه مع حامض لويس كما في تكوين ايون الامونيوم

تفاعلات جزيئة النتروجين :



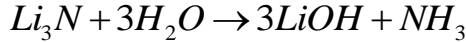
يمكن ان يتفاعل النتروجين بفعل الحرارة او العوامل المساعدة مع المواد الاتية :



مركبات النتروجين

1 - النيتريدات nitrides :

وهي مركبات تتكون من النتروجين وعنصر اخر ذات سالبية كهربائية اقل من سالبية النتروجين وتقسم الى :
A : النيتريدات الايونية : وتحتضر بالتفاعل المباشر بين النتروجين والعنصر والذي يكون من المجموعة الاولى او الثانية والعدد التأكسدي للنتروجين فيها 3- , وتحلل مائيا معطيه الامونيا وهيدروكسيد الفلز



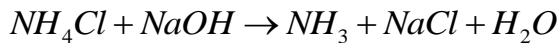
B : النيتريدات التساهمية : وتكونها عناصر المجموعة الثالثة والرابعة والخامسة والتي يكون فرق السالبية الكهربائية قليل بين عناصر تلك المجاميع والنتروجين والذي يبقى اعلى سالبية كهربائية وتمتاز بدرجات انصهار عالية لقوة الاصره التساهمية الثلاثية بين النتروجين والعنصر مثل نتريد البورون BN ونتريد الالمنيوم AlN

C : نيتريدات العناصر الانتقالية : وهي نيتريدات خلاله حيث يحتل النتروجين الفجوات الناشئة من الرص المحكم لذرات الفلز وتركيبها الكيميائي غير نسبي وتمتاز بالخمول الكيميائي والصلادة العالية والتوصيل الجيد للكهرباء ومنها نتريد الفناديوم VN الذي ينصهر في درجة 2750 درجة مئوية ونتريد التيتانيوم TiN

2 - مركبات النتروجين والهيدروجين :

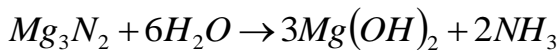
A : الامونيا :

وتعتبر اهم مركبات النتروجين وهي غاز خائق درجة غليانه 33.35- درجة مئوية جزيئاته ذات شكل رباعي السطوح



تحضيرها في المختبر :

1 - معاملة احد املاح الامونيوم بقاعده قويه :



2 - التحلل المائي للنيتريدات الايونية :

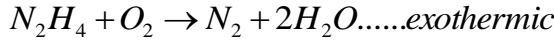
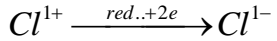
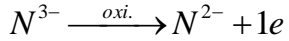
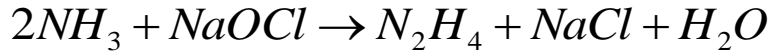
B: الهيدرازين N_2H_4 :

مسائل حديم اللون دلحن راتحه كراتحة الامونيا

طريقة تحضيره : يحضر باكسدة الامونيا بحامض الهايبوكلوريك او هايپوكلوريت الصوديوم

تفاعلي الاكسده والاختزال :

يستخدم الهيدرازين كوقود للصواريخ نظرا لحراره العاليه التي تتحرر من احتراقه والغازات الناتجه تساعد على دفع الصاروخ

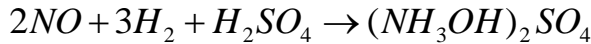


C : الهيدروكسيل امين NH_2OH :

مركب صلب عديم اللون غير ثابت درجة انصهاره 32 درجة منويه يحضر ويستخدم على هيئة املاحه الايونيه مثل كبريتات هيدروكسيل الامين وكلوريد هيدروكسيل الامين

يتحلل هيدروكسيل الامين مانيا ليعطي ايونه الموجب والذي يعطي ملح الحامض المتفاعل معه

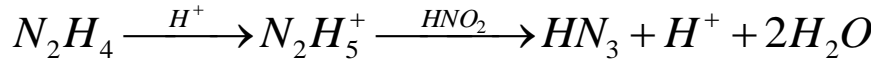
تحضيره : الاختزال الكهربائي لحامض النتريك باستخدام اقطاب الرصاص المملغمه وبوجود حامضي الكبريتيك والهيدروكلوريك , كما تحضر املاحه من هدرجة اوكسيد النتريك بوجود البلاتين والكاربون كعامل مساعد



D : حامض الهيدرازيك (أزيد الهيدروجين) NN_3 :

حضر سنة 1890 من قبل العالم كورتوس باكسدة

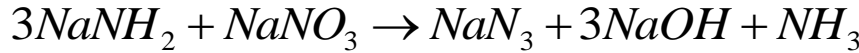
المحلول الحامضي للهيدرازين بواسطة حامض النتروز



الآزيدات :

وهي املاح حامض الهيدروآزيك وقد تكون ايونيه او تساهميه وتحضر :

1 - تفاعل نترات الصوديوم مع اميد الصوديوم

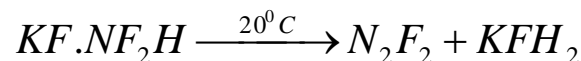
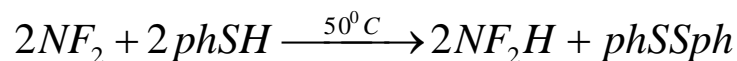
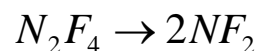
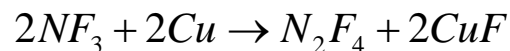
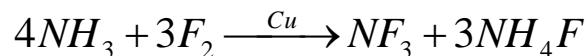


2 - تفاعل اوكسيد النتروز مع اميد الصوديوم



مركبات النتروجين والهالوجينات

هي مركبات تتكون من النتروجين وهالوجين (F , Cl , Br , I) وقد تكون جزيئات احادية المركز او ثنائية المركز مثل :



• س : علل , لايسلك NF₃ قاعدة لويس بالرغم من احتوائه على مزدوج الكتروني غير متأصر ؟

اكاسيد النتروجين

1 - اوكسيدالنتروز N₂O :

وهو غاز عديم اللون يحضر من التفكك الحراري لنترات الامونيوم

2 - اوكسيد النتريك NO :

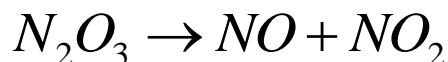
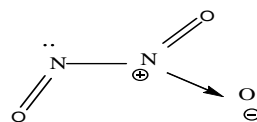
غاز عديم اللون له خواص بارامغناطيسيه

تحضيره :

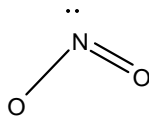
يحضر من اختزال (حامض النتريك او نتريدات او نترات الفلزات) بعوامل مختزله مثل النحاس واملاح الفلزات ذات اعداد التأكسد المتعدده كالحديد والكروم



3 - ثلاثي اوكسيد النتروجين N₂O₃ :



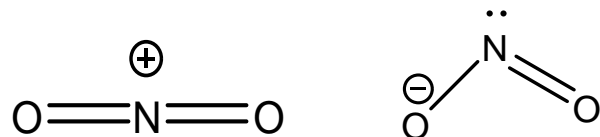
4 – ثنائي اوكسيد النتروجين NO₂ :



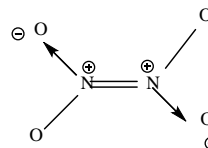
يوجد على ذرة الاوكسجين الاحادية الاصره الكترون

منفرد مما يجعله ذات خواص بارامغناطيسييه ولذلك فهو اوكسيد فعال

ويتحول اما الى NO_2^- او NO_2^+ ذات الشكل المستقيم (التهجين sp) وهذه الايونات ذات خواص دايامغناطيسييه

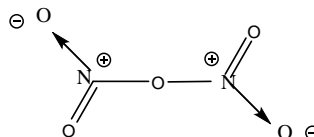
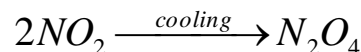
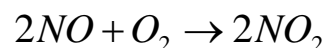
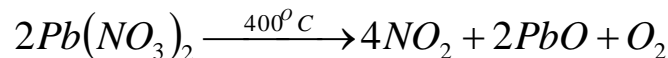


5 – رباعي اوكسيد ثنائي النتروجين N₂O₄ :



الاوكسيد بارامغناطيسي حيث يوجد على كل ذرة اوكسجين غير مشحونه الكترون منفرد

يتواجد هذا الاوكسيد في حالة توازن مع ثاني اوكسيد النتروز ويميل NO₂ الى التحول الى N₂O₄ عند درجات الحرارة الواطئه ويحضر المزيج الاوكسيدي من تفكك نترات الرصاص عند 400 درجه منويه او بالتفاعل المباشر بين اوكسيد النتريك والاوكسجين



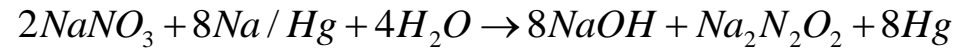
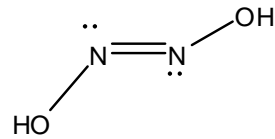
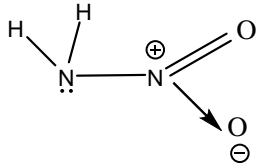
• 6 – خماسي اوكسيد ثنائي النتروجين N₂O₅ :

• يتواجد بشكل بلورات عديمة اللون على هيئة مركب آيوني يسمى نترات النيتريوم ويتكون بازاحة المزدوج الالكتروني التآصري بين احد ذرات النتروجين نحو ذرة الاوكسجين الوسطيه ازاحه كامله ويحضر بعملية نزع الماء من حامض النتريك بواسطة خامس اوكسيد الفسفور في درجات حراره واطئه جدا

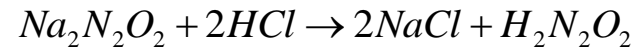
احماض النتروجين الاوكسجينية

1 - حامض الهايبونيتروز $H_2N_2O_2$:

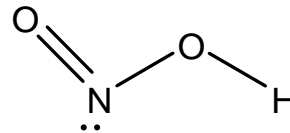
ويوجد بالصيغتين NH_2NO_2 , $N_2(OH)_2$ على شكل ايزومرين الشكل الفراغي لهما :



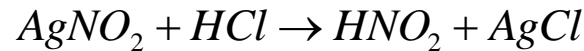
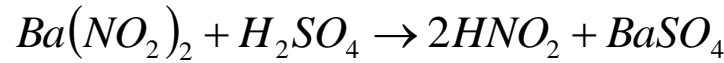
تحضيره :



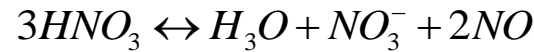
2 - حامض النتروز HNO_2 :



يحضر بتاثير الاحماض على نيتريتات الفلزات

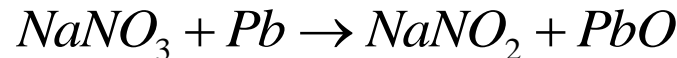


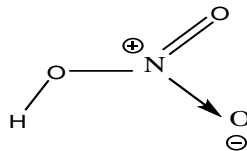
يتفكك حامض النتروز في محلوله المائي كما يلي :



النتريتات :

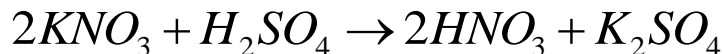
وهي املاح حامض النتروز وتحضر باختزال النترات بواسطة فلز





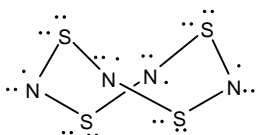
يحضر في الصناعة باكسدة الامونيا بالاكسجين الجوي

يحضر في المختبر من تفاعل ملح نترات فلز مع حامض نالكبريتيك المركز



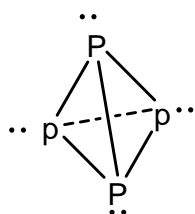
مركبات النتروجين والكبريت :

اهما رباعي نتروجين رباعي الكبريت **S₄N₄** وله بنيه تسمى البنية القفصيه وهو فعال جدا لوجود المزدوجات الالكترونيه غير الاصريه على جميع ذراته ويتبلر الكبريت والنتروجين مكونا البوليمر **(n SN)**



الفسفور

عنصر مهم جدا للكائنات الحيه ويوجد في الطبيعه على هيئة املاح الفوسفات , والفسفور الحر يوجد بثلاث صور التروبيه هي : الفسفور الابيض والفسفور الاحمر والفسفور الاسود , جزيئته تتكون من اربعة ذرات (P₄) من هذه الصيغه يمكن ان نتنبأ بالفعاليه العاليه للفسفور (وجود المزدوجات الالكترونيه غير المتأصره) كما توجد جزيئات من ذرتين



مركبات الفسفور :

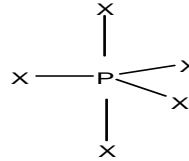
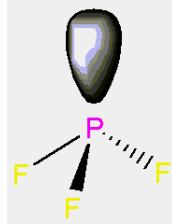
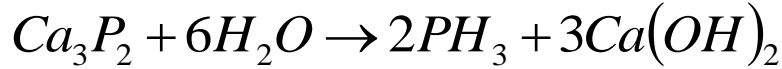
الفوسفين PH₃ : غاز سام فعال جدا الاصره بين P و H تساهميه بشكل كبير لتساوي ساليبياتهما الكهربائيه H=2.1 , P=2.09

كما يكون الفسفور هيدريد ثنائي غير مستقر PH₂

ذات خواص بارامغناطيسييه لوجود الكترون منفرد في غلافه التكافوي تعزى فعالية هذه المركبات الى المزدوج الالكتروني غير المتأصر على ذرة الفسفور والالكترون المنفرد

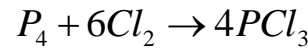
تحضير الفوسفين :

التحلل المائي لفوسفيد فلز معين مثل فوسفيد الكالسيوم

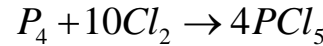


هاليدات الفسفور : تتواجد على نوعين الهاليدات الثلاثية والهاليدات الخماسية

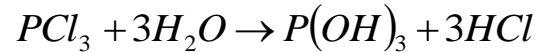
- الهاليدات الثلاثية تعتبر قاعدة لويس بينما الخماسية تعتبر حامض لويس لماذا ؟
- الهاليدات الثلاثية أكثر فعالية { وهي سوائل ومواد صلبة (I) وغازات (F) } من الهاليدات الخماسية { وهي غازات ثابتة حراريا } لماذا ؟
- لا يمكن الحصول على هاليدات رباعية مستقرة للفسفور لأنها تحتوي على إلكترون منفرد فتميل للتفاعل الشديد مكونة مركبات أخرى أكثر استقرارا



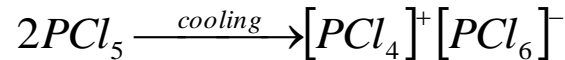
تحضر هاليدات الفسفور بالتفاعل المباشر بين الفسفور والهاليد



* تحلل الهاليدات الثلاثية مائيا حسب التفاعل :

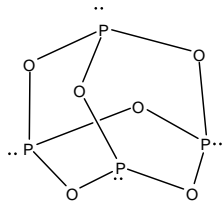


* عند تبريد خامس كلوريد الفسفور يتحول إلى الحالة الصلبة بشكل جزيئات أيونية (مركبات معقدة) :

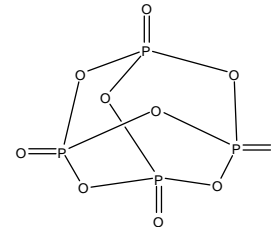


أكاسيد الفسفور

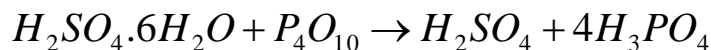
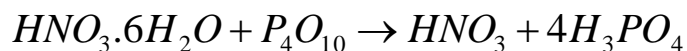
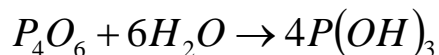
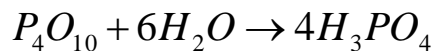
2 - ثلاثي أكسيد الفسفور P_4O_6 :



1 - خامس أكسيد الفسفور P_4O_{10} :



اكاسيد الفسفور لها القابليه على امتصاص الماء لذلك تستخدم في تجفيف الغازات والمركبات العضويه والاحماض الاوكسجنيه التي لا تتفاعل معها



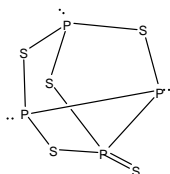
ملاحظه : للزرنىخ ايضا نفس الاكاسيد وتتفاعل مع الماء مكونه حامض الزرنىخيك



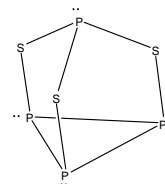
كبريتيدات الفسفور :

وتحضر عند تسخين الفسفور والكبريت فوق 100 درجة مئوية تنتج مركبات صفراء اللون تساهمية التأصر وبنسب مختلفه لكلا العنصرين واهمها P4S3 , P4S5 , P4S7 , P4S10 وهي مشابهه في بنيتها الفراغيه لأكاسيد الفسفور

P4S5



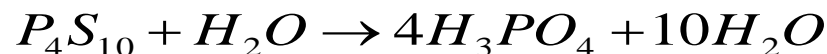
P4S3



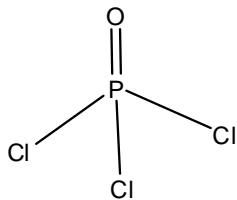
ملاحظه : جميع اكاسيد وكبريتيدات الفسفور فعاله جدا لاحتواء جميع ذرات الجزينه (P , O , S) على مزدوجات الكترونيه غير متأصره قابله للتفاعل كقواعد لويس وتكوين اواصر تناسقيه .

س : مركبات الفسفور والكبريت اكثر فعاليه من مركبات الفسفور والاكسجين ؟

وذلك لان مزدوجاتها الالكترونيه الغير متأصره قابله للانفراد في اوبيتالات d الفارغه وبهذا تستطيع تكوين اواصر تساهميه بالاضافه الى التناسقيه وهذا مالا تستطيعه ذرات الاوكسجين .



التحلل المائي لكبريتيدات الفسفور وبعض تفاعلاتها :



هاليدات الفسفور الاوكسجينية :

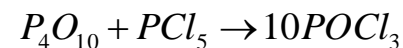
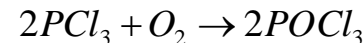
وهي مركبات تتكون من هاليد

الفسفور الثلاثي واوكسجين

وتحضر بطريقتين :

1 - بتفاعل هاليد الفسفور مع الاوكسجين

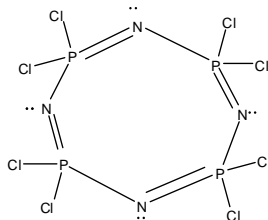
2 - بتفاعل هاليد الفسفور مع اوكسيد الفسفور



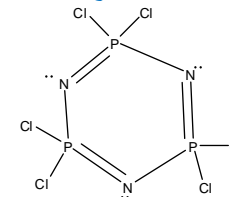
س : مبتدا بالفسفور حضر كلوريد الفسفور الاوكسجيني ؟

مركبات الفسفور والنتروجين : من اهمها الفوسفوزينات حيث تنتشبع ذرات الفسفور بذرات الكلور وتقسم الى :

2 - مركبات حلقية رباعية التبلر منها $P_4N_4Cl_8$



1 - مركبات حلقية ثلاثية التبلر منها $P_3N_3Cl_6$



الاحماض الاوكسجينية للفسفور :

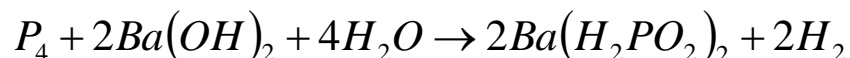
1 - حامض الهايوفسفوروز H_3PO_2 :

حامض احادي القاعديه عند تايينه يفقد ذرة الهيدروجين المرتبطه بالاوكسجين مكونا الايون السالب $H_2PO_2^-$ المبين في الصورة

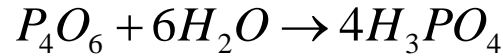
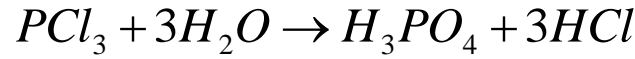
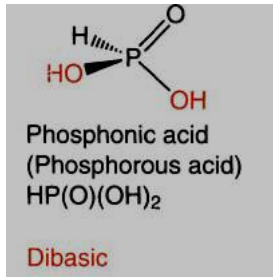


تحضيره :

هايوفوسفات الباريوم

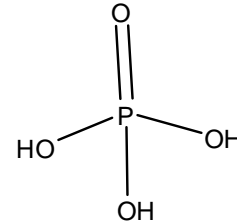


• 2 - حامض الفوسفوروز H_3PO_3 :



يحضر بطريقتين :

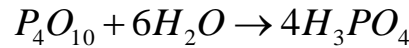
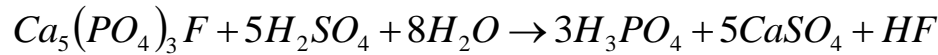
• 3- حامض الاورثوفسفوريك H_3PO_4 :



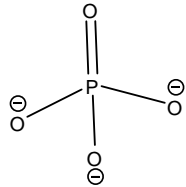
يحضر بطريقتين :

تفاعل حامض الكبريتيك مع صخور الفوسفات

تفاعل خامس اوكسيد الفسفور مع الماء



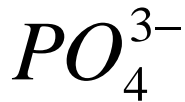
• 4 - حامض البايروفسفوريك $H_4P_2O_7$:



يحضر من اتحاد جزيئين من حامض
الاورثوفسفوريك بعد فقدهما جزيئة ماء

الفوسفات :

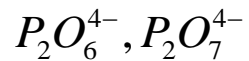
هي املاح حامض الفسفوريك ومنها فوسفات الامونيوم (التي تستخدم كسماد اساسي للنبات لاحتوائها على النتروجين والفسفور)



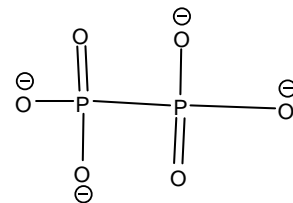
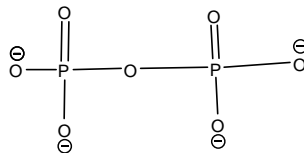
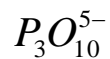
الفوسفات المكثفه :

وهي الفوسفات التي تحتوي على اكثر من ذرة فسفور في الجزيئه واغلبها تحتوي على ذرات الاوكسجين الجسريه التي تربط ذرات الفسفور وتقسم الى :

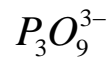
1 - الفوسفات المكثف الخطي : الفوسفات ثنائية التبلر مثل



والفوسفات ثلاثية التبلر مثل



• 2- الفوسفات المكثف الحلقية : منها ثلاثي ميثا فوسفات



ورباعي ميثا فوسفات

