

الكيمياء اللاعضوية المرحلة الثانية / الفصل الثاني

د. محمد حامد سعيد

٢٠١٨ / ٢٠١٩

المحاضرة الثالثة

عناصر المجموعة الخامسة مجموعة النايروجين (Vb)

تتضمن هذه المجموعة ست عناصر هي N , P , As , Sb , Bi , Uup وتعرف باسم مجموعة النيتروجين وهي تنتمي الى مجاميع الركن P (P-block) وهذا يعني ان الكتروناتها الاخير توجد في اوربتال من نوع np حيث تمتلك عناصر هذه المجموعة خمس الكترونات في غلافها الخارجي اثنان منها في اورتال من نوع ns وثلاث الكترونات في اوربتال من نوع np ، ($ns^2 np^3$) أي انها تحتاج الى ثلاث الكترونات للوصول الى ترتيب الغاز النبيل.

ت	العنصر Element	رمز العنصر Symbol	الترتيب الالكتروني Electron configuration	السالبية الكهربائية Electrone-gativity	الكثافة Density g/ml
١	النيتروجين Nitrogen	${}^7\text{N}$	$[\text{He}]2s^2 2p^3$	3.0	0.809
٢	الفسفور Phosphorus	${}^{15}\text{P}$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^3$	2.1	1.823
٣	الزرنيخ Arsenic	${}^{33}\text{As}$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^3$	2.0	5.73
٤	الانتيموني Antimony	${}^{51}\text{Sb}$	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^3$	1.9	6.62
٥	بزموت Bismuth	${}^{83}\text{Bi}$	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$	1.9	9.78
٦	ينينبتيوم Ununpentium	${}^{115}\text{Uup}$	$[\text{Rn}]5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^3$	-----	-----

تظهر عناصر هذه المجموعة تدرج في الخواص مع زيادة العدد الذري من النيتروجين الى ينينبتيوم ، وذلك بسبب الترتيب الالكتروني لهذه العناصر حيث يحتوي الغلاف قبل الاخير في النيتروجين على اوربتال من نوع S يحتوي على الكترونين (اي غلاف مشبع) بينما يحتوي الغلاف قبل الاخير في الفسفور على اوربتالين S,P وثمان الكترونات (غلاف مشبع ايضا) ، في حين يحتوي الزرنيخ (الارسنت) في غلافة قبل الاخير على ثلاث اوربتالات S,P,d وثمانية عشر الكترون (غلاف مشبع) بينما يحتوي كل من الانتيموني والبزموت ايضا على ثمانية عشر الكترون في اوربتالات من نوع S,P,d لكن الغلاف يكون (غير مشبع) في كل منهما وهذا يوضح سبب وجود بعض الاختلافات في خواص النيتروجين والفسفور كذلك يوضح الاختلاف في بعض خواص هذين العنصرين عن باقي عناصر المجموعة .

بموجب قاعدة هوند فان العناصر التي تحتوي على الاوربتالات المشبعة او نصف المشبعة تكون اكثر استقرارا وبما ان عناصر هذه المجموعة تمتلك اوربتال خارجي من نوع p نصف مشبع في غلافها الاخير لذا تكون مستقرة وغير فعالة وعلية يمكن ان نفهم السلوك المشابة لسلوك الغازات الخاملة الذي يمتلكه العنصر الاول في هذه المجموعة (النيتروجين) .

للنيتروجين نظيران مستقران هما (${}^{14}\text{N}$, ${}^{15}\text{N}$) اما الفسفور فله نظير واحد هو (${}^{31}\text{P}$) في حين يمتلك الزرنيخ أيضا نظير واحد هو (${}^{75}\text{As}$) اما الانتيموني فلدية نظيران هما (${}^{121}\text{Sb}$, ${}^{123}\text{Sb}$) في حين تكون كل نظائر البزموت مشعة واطولها عمرا هو (${}^{209}\text{Bi}$) .

وجودها في الطبيعة :-

يوجد النتروجين في القشرة الأرضية بنسبة ٧٨% ويمكن الحصول عليه بواسطة التقطير التجزيئي للهواء اما الفسفور فيوجد على شكل فوسفات في العديد من الخامات المعادن اما الزرنيخ والانتيموني والبزموت لا توجد بشكل عناصر حرة بل توجد بشكل املاح الكبريتيدات .

التدرج والتشابه في الخواص الفيزيائية Similarities and Gradation in Physical Properties

١- الخواص الفلزية والافلزية Metallic and Non-metallic Character

تزداد الخواص الفلزية بزيادة العدد الذري فكل من P, N غير فلز بينما As شبه فلز وكل من Sb , Bi هي غير فلزات . يعد كل من P , N من العناصر التي تمتلك خواص موجبية عالية وتكون النتريدات والفوسفيدات على التوالي وتكون النتريدات اكثر استقرارا من الفوسفيدات بينما يشكل البزموت والانتيموني سبائك مع باقي الفلزات .

٢- الحالة الفيزيائية Physical state

كما تتغير الحالة الفيزيائية لعناصر هذه المجموعة بشكل تدريجي في الظروف القياسية فالنتروجين والعنصر الاول غاز بينما العنصر الثاني (الفسفور) صلب ويتحول بشكل مباشر الى بخار (شمع صلب) بينما تكون باقي عناصر هذه المجموعة في الحالة الصلبة . كما تزداد الكثافة لعناصر المجموعة بزيادة العدد الذري

٣- القطر الذري Atomic radii

تمتلك عناصر هذه المجموعة نصف قطر صغير بالمقارنة مع نصف القطر للمجموعة الرابعة للعناصر المنتمية لنفس الدورة ويحدث ذلك نتيجة لزيادة الشحنة المؤثرة للنواة والتي تسبب انكماش في الحجم

N	<	C	;	P	<	Si	;	As	<	Ge
(70 pm)		(77 pm)		(110 pm)		(118 pm)		(121 pm)		(122 pm)

الزيادة في الشحنة المؤثرة للنواة ناتجة عن الزيادة في طاقة الغلاف الخارجي مع زيادة حجم الذرة

Element	N	P	As	Sb	Bi
Atomic radii (pm)	70	110	121	141	148

٤- طاقة التأين Ionization Energy or Ionization Enthalpy

طاقة التأين الاولى لعناصر هذه المجموعة اكبر من طاقة التأين الاولى لعناصر المجموعة الرابعة ، وتنخفض طاقة التأين بشكل تدريجي مع زيادة العدد الذري في المجموعة من النتروجين الى البزموت .

بسبب زيادة الشحنة المؤثرة للنواة يقل نصف القطر الذري مع استقرار التوزيع الالكتروني في الاوربتال الخارجي النصف ممتلئ وذلك بسبب صعوبة ازالة الالكترونات بسبب تمسك النواة بها بشكل اكبر . طاقة التأين النتروجين عالية جدا بسبب صغر حجمة ولذلك يكون الفرق في طاقة التأين بين النتروجين والفسفور كبير نسبيا ولكن الفرق بين طاقات التأين لباقي العناصر صغير نسبيا وذلك بسبب قلة تأثير الحجب في اوربتالات d في عنصري As و Sb واوربتالات f و d في عنصر Bi .

Element		N	P	As	Sb	Bi
Ionisation energy E_1		1402	1012	947	834	703
(kJ mol^{-1}) E_2		2856	1903	1798	1595	1610
E_3		4577	2910	2736	2443	2466

٥- السالبية الكهربائية Electronegativity

تقل السالبية الكهربائية لعناصر المجموعة بزيادة العدد الذري

Element	N	P	As	Sb	Bi
Electronegativity	3.0	2.1	2.0	1.9	1.9

٦- تكوين السلاسل catenation

يملك كل من النتروجين والفسفور والزرنيخ ميل لتكوين مركبات سلاسل ولكن هذا الميل يكون اقل بكثير من ميل مجموعة الكربون لتكوين السلاسل . لا يوجد مركب سلاسل للنتروجين مستقر يحتوي على اكثر من ذرتين ، علما انه تم تحضير مركب يحتوي على ثمان ذرات نتروجين . ان طاقات الاواصر بين C-C , N-N , P-P , As-As هي على التوالي 35.0 , 39.0 , 48.0 , 85.0 Kcal/mol ، وبالتالي يقل ميل تكوين السلاسل من النتروجين الى الفسفور ومن الفسفور الى الزرنيخ . فكل من الفسفور والزرنيخ يستطيع ان يشكل سلسلة من ذرتين فقط .

٦- حالات الاكسدة Oxidation States

تظهر عناصر هذه المجموعة اقصى حالة اكسدة (+٥) عند تفاعلها مع الاوكسجين باستخدام كل الكترونات غلافها الخارجي الخمسة في تكوين الاواصر . تميل الكترونات الاوربتال S بالبقاء وعدم المشاركة في التاصر مع زيادة العدد الذري لعناصر المجموعة أي عند الاتجاه من اعلى الى اسفل المجموعة وبذلك يتم استخدام الكترونات اوربتال P فقط في التاصر وتكون حالة الاكسدة الشائعة هي (+٣) . حالات الاكسدة (+٣ ، +٥) تظهر في مركبات هذه العناصر مع الهالوجينات والكبريت . اما هيدريدات هذه المجموعة فتأخذ حالة الاكسدة (+٣) . تنشأ حالات الاكسدة السالبة للنتروجين عندما يتفاعل مع عناصر تكون سالبيتها الكهربائية اقل من السالبية الكهربائية لذرة النتروجين . يملك النتروجين مدى واسع من حالات الاكسدة فيأخذ (-٣) في ammonia NH₃ و (-٢) في Hydrazine N₂H₄ و (-١) في Hydroxylamine NH₂OH و (٠) في Dinitrogen N₂ ويأخذ حالة الاكسدة (+١) في Nitrous oxide N₂O و (+٢) في Nitric oxide NO و (+٣) في Nitrous acid HNO₂ و (+٤) في Nitrogen dioxide NO₂ وأخيرا (+٥) في Nitric acid HNO₃ .

٧- التكافؤ وطبيعة التاصر Valency and Nature of Bonding

يوجد خمسة إلكترونات في غلاف التكافؤ لهذه العناصر . لتحقيق الترتيب المستقر ، فإنها تحتاج إلى ثلاثة إلكترونات أخرى، علما انه ليس من السهل قبول تشكيل أيون ثلاثي (بسبب اعتبارات الطاقة) لعناصر هذه المجموعة . يتكون الايون الثلاثي السالب في النتروجين الذي هو أصغر عنصر وأكثره سالبية كهربائية في هذه المجموعة عندما يتحد مع فلزات تمتلك موجبية كهربائية عالية وهذا الميل يكون اقل في الفوسفور ،

تحصل حالة الاستقرار لعناصر هذه المجموعة من خلال مشاركة ثلاثة إلكترونات في اوربتال p ، أي من خلال تكوين ثلاث اواصر تساهمية ، باستثناء النتروجين ، تحتوي جميع العناصر الأخرى على اوربتالات في اغلفة التكافؤ. نتيجة لذلك ، يمكن انتقال أحد الإلكترونين ns إلى مدارات nd المدارية ليكون له خمس مدارات غير متزاوجة في اغلفة التكافؤ ، ويمكن استخدامها لتشكيل خمس اواصر تساهمية ، وهذا غير ممكن في النتروجين لأنه لا يوجد لديه اوربتالات من نوع d ، ومع ذلك ، يمكن أن يظهر النتروجين حد أقصى للتساهل يبلغ ٤ عندما يتبرع بزواج الإلكترون ns لأحماض لويس ، ويمكن أن يفقد Sb و Bi ثلاثة إلكترونات مكونة أيونات M³⁺ لكن طاقة التأين عالية جداً أو العناصر الأخرى. كلا SbH₃ و BiF₃ ، موجودة كمادة صلبة أيونية.

يستطيع النتروجين ان يكون اصرة ثنائية باي من نوع (pπ-pπ) بسهولة مع نفسه وكذلك مع الكربون او الاوكسجين . يوجد النتروجين بصيغة غاز ثنائي الذرة يحتوي على ثلاث اواصر بين ذرتي النتروجين في درجة الحرارة الاعتيادية . باقي اعضاء المجموعة تظهر ممانعة لتكوين اواصر متعددة ، مع ذلك . يستطيع الفسفور ان يكون اصرة ثنائية من نوع (pπ-dπ) مثلا (RN=PX₃ ، O=PX₃)

اقصى عدد من تناسقي للنتروجين هو اربعة وذلك لعدم امتلاكه اوربتال من نوع d اما باقي عناصر المجموعة التي تحتوي على اوربتال من نوع d غير ممتلئ فانها تظهر اعداد تناسقية اكبر من اربعة مثلا [SbF₆]¹⁻ , PCl₅

الخواص العامة للعناصر الزمرة :-

جميع عناصر هذه الزمرة تمتلك نفس الترتيب الالكتروني للغلاف الخارجي $ns^2 np^3$ بالرغم من ذلك توجد اختلافات كبيرة بين النتروجين وعناصر باقي المجموعة وذلك للأسباب التالية

- ١- عدم احتواء الغلاف التكافؤى للنايتروجين على اوربتال من نوع d بعكس باقي عناصر هذه المجموعة
- ٢- يستطيع النتروجين تكوين اربع أواصر فقط بينما تستطيع باقي عناصر المجموعة من خلال وجود اوربتال d تكوين عدد اكبر من الاواصر
- ٣- يمكن للنتروجين تكوين أواصر متعددة (ثنائية او ثلاثية) بينما لا تستطيع باقي عناصر المجموعة ذلك
- ٤- يكون النتروجين والفسفور أواصر تساهمية في مركباتهما اما باقي عناصر المجموعة فتميل الى تكوين أواصر ايونية في مركباتها.

مركبات النتروجين :-

- ١- النتريدات N :- هي مركبات تتكون من اتحاد النتروجين مع عناصر أخرى يشترط بها ان تكون سالييتها الكهربائية اقل من السالبية الكهربائية للنتروجين وتقسم الى ثلاث أنواع
- أ- النتريدات الايونية :- مثال عليها نتريد الليثيوم الذي يحضر من تفاعل مباشر ما بين العنصر والنتروجين الذي يمكن ان يتحلل مائيا مكونا الامونيا وهيدروكسيد الليثيوم



- ب- النتريدات التساهمية :- تدخل عناصر الزمرة الثالثة في تكوين هذه النتريدات مثال على ذلك نتريد الالمنيوم ونتريد البورون وهذه المركبات تكون لها درجات انصهار عالية كما تتصف بانها مركبات خاملة والتي تتفاعل منها تميل الى التحلل مائي كما مبين في المعادلة التالية



- ج- نتريدات العناصر الانتقالية :- تكون هذه النتريدات غير نسبية أي يوجد نقص في نسبة النتروجين وتمتاز بكونها مواد صلبة موصلة للتيار الكهربائي ولها درجات انصهار عالية وهي مركبات خاملة كيميائيا .
 - ٢- الاميدات والايמידات :- تحضر اميدات العناصر من تفاعل محاليلها مع الامونيا بوجود عامل مساعد وهو عادتاً يكون احد املاح هذه العناصر مثال على ذلك يتم تحضير اميدات الصوديوم بوجود كبريتات الصوديوم كما في التفاعل
- $$2Na + 2NH_3 \xrightarrow{Na_2SO_4} 2NaNH_2 + H_2$$
- اما الايמידات فيمكن تحضيرها من تسخين اميد العنصر كما في تحضير اميد الليثيوم وذلك بتسخين اميد الليثيوم بدرجة حرارة $360^\circ C$



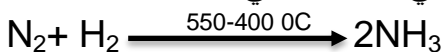
ويكون لمركبات الاميدات والايמידات القابلية على التحلل المائي بصورة اسرع من النتريدات مثال التحلل المائي لاميد الصوديوم



- ٣- الامونيا :- تعتبر من اهم مركبات النتروجين تبلغ درجة غليانها $33.5^\circ C$ يمكن تحضير الامونيا مختبرياً من تفاعل املاح الامونيوم مع احدى القواعد القوية



وتحضر الامونيا صناعياً بطريقة Haber وذلك بالتفاعل المباشر بين الهيدروجين والنتروجين بوجود عامل مساعد وتحت ضغط يبلغ $300 atm$ وبدرجة حرارة تتراوح بين $(400-550^\circ C)$ كما في التفاعل التالي



تعتبر الامونيا مذيب قطبي له ثابت عزل عالي ويمكن ان تتفكك مكونة الاميد وايون الامونيوم



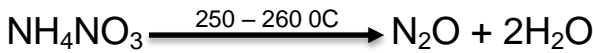
تتأكسد الامونيا بتفاعلها مع الاوكسجين بوجود البلاتين Pt كعامل مساعد لتعطي أوكسيد النتريك الذي يستخدم في صناعة حامض النتريك .

٤- الهيدرازين (NH_2NH_2) N_2H_4 :- سائل عديم اللون له درجة انصهار واطئة (18°C) ودرجة غليانه (141°C) ويسلك كقاعدة لويس حيث يمكن ان يكتسب بروتون او بروتونين من الحوامض مكونا املاح الا انه يكون اقل قاعدية من الامونيا . يستخدم الهيدرازين كوقود للصواريخ وذلك بسبب إنتاجه لطاقة كبيرة عند احتراقه في الهواء محررا النتروجين والماء كما في التفاعل التالي



يسلك الهيدرازين كعامل مؤكسد تجاه العوامل المختزلة القوية وكعامل مختزل تجاه العوامل المؤكسدة القوية وبذلك فهو يشبه الماء في سلوكه الامفوتييري

٥- اكاسيد النتروجين :- يمتلك النتروجين ستة اكاسيد وهي (NO , N_2O^{-1} , NO_2^{-1} , N_2O_5 , N_2O_4 , N_2O_3)
أ- أوكسيد النتروز N_2O :- يعتبر هذا لاوكسيد خامل خامل لايتفاعل بدرجات الحرارة الواطئة ولكنه يمكن ان يتفكك معطيا غازي الاوكسجين والنتروجين وذلك في درجات الحرارة العالية ويحضر من التحلل الحراري لنترات الامونيوم



ب- أوكسيد النتريك NO :- وهو غاز عديم اللون يتأكسد بصورة مباشرة بالاوكسجين ويعطي ثاني أوكسيد النتروجين

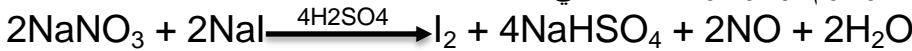


كما يمكن ان يتأكسد بالعوامل المؤكدة القوية مثل برمنغنات البوتاسيوم معطيا حامض النتريك ويمكن ان يختزال في وسط حامضي معطيا أوكسيد النتروز . يحضر بطريقتين

- اختزال حامض النتريك باستخدام عنصر النحاس



- اختزال نتريد الصوديوم باستخدام يوديد الصوديوم بوجود وسط حامضي



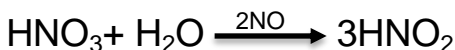
ج- خماسي أوكسيد ثنائي النتروجين N_2O_5 :- بلورات عديمة اللون غير ثابتة نسبيا فيمكن ان تتاين مكونة نترات النيترونيوم ويمكن ان يحضر بسحب جزيئة ماء من حامض النتريك باستخدام خماسي أوكسيد الفسفور



٦- احماض النتروجين الاوكسجينية :-

أ- حامض النتريك HNO_3 :- سائل عديم اللون تبلغ درجة غليانه (83°C) يحضر صناعيا باكسدة الامونيا وذلك باستخدام البلاتين كعامل مساعد ويعتبر حامض النتريك من العوامل المؤكسدة تزداد قدرته على الاكسدة بزيادة تركيزه وارتفاع درجة الحرارة .

ب- حامض النتروز HNO_2 :- يسلك سلوك العامل المؤكسدة تجاه بعض العوامل المختزله مثال على ذلك اليود . كما يمكن ان يسلك كعامل مختزل تجاه بعض العوامل المؤكسدة . يحضر من اذابة ثلاثي أوكسيد النتروجين في الماء بوجود أوكسيد النتريك كعامل مساعد



ج- حامض الهايبونيتروز $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$:- يكون على شكل بلورات بيضاء غير مستقرة يمكن ان تتفكك مكونة احادي أوكسيد ثنائي النتروجين وجزيئة ماء



الفسفور P :-

يحضر الفسفور من اختزال الفوسفات بواسطة السليكا والفحم في افران كهربائية حيث يتحرر الفسفور على هيئة جزيئات P_4 والتي تتشكل تحت الماء مكونة الفسفور الأبيض .



يمتلك الفسفور ثلاث صور هي الفسفور الأبيض والفسفور الأحمر والفسفور الأسود ويوجد الفسفور الأبيض في حالتين السائلة والصلبة على هيئة جزيئات P_4 ولهذه الجزيئات تركيب رباعي السطوح ترتبط فيه ذرات الفسفور بأواصر ضعيفة سهلة الكسر لذلك تكون فعاليته عالية مع الفسفور الأحمر والأسود بينما الفسفور الأسود يتكون من طبقات مزدوجة ترتبط فيها كل ذرة فسفور بثلاث ذرات أخرى ويمكن الحصول عليه في حالة الصلابة البلورية وذلك بتسخين الفسفور الأبيض تحت ضغط عالي وعند درجة حرارة تتراوح بين $(370-220^{\circ}C)$ وبوجود عنصر الزئبق كعامل مساعد . اما الفسفور الأحمر ينتج من تسخين الفسفور الأبيض ولكن لساعات طويلة بالتسخين وبدرجات حرارة اعلى من $(400^{\circ}C)$ يكون الفسفور الأبيض اكثر صور الفسفور فعالية يليه الفسفور الأحمر اما الفسفور الأسود فيكون اقلها فعالية.

يتأكسد الفسفور بالاكسجين الجوي مكونا نوعين من الاكاسيد هما P_2O_3 و P_2O_5 يتأكسد الفسفور الأبيض في درجات الحرارة الاعتيادية ويتألق عند تأكسده ويظهر بلون اخضر باهت عند تركه في الظلام مع انبعاث رائحة منه . يتفاعل الفسفور مع غاز الكلور ويكون ثلاثي كلوريد الفسفور PCl_3 الذي يتحول الى PCl_5 عند وجود وفرة من الكلور

ت	الفسفور الابيض	الفسفور الأحمر
١-	شبة شفاف مائل للصفرة	احمر مائل للبنفسجي
٢-	ينتج تحت الماء لفعاليته	ينتج بشكل مسحوق ولايتاثر بالهواء في الظروف الاعتيادية
٣-	اقل كثافة من الفسفور الأحمر	اعلى كثافة من الفسفور الأبيض
٤-	يذوب في بعض المذيبات مثل ثنائي كبريتيد الكاربون ولا يذوب في الماء	لا يذوب في المذيبات العضوية ولا يذوب في الماء
٥-	درجة انصهاره واطنة	يتسامى بالتسخين
٦-	يشتعل بسهولة (درجة انقادة واطنة)	لا يشتعل بسهولة (درجة انقادة عالية)
٧-	سام	غير سام

مركبات الفسفور :-

- ١- حامض الفسفوريك H_3PO_4
سائل كثيف القوام عديم اللون غير مؤكسد يتفاعل مع القواعد مكونا املاح تعرف بالفوسفات يستعمل في صناعة الأنظمة الفوسفاتية
- ٢- الفوسفات
أ- فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$
يوجد على شكل صخور يستعمل في صناعة الأسمدة وفي تحضير حامض الفسفوريك
ب- فوسفات الصوديوم Na_3PO_4
تتفاعل مع الماء مكونة هيدروكسيد الصوديوم الذي يكون هو السبب في إزالة الاوساخ الدهنية من الاجسام العالقة بها وهذا هو سبب إضافة فوسفات الصوديوم الى مساحيق التنظيف .

الزرنخ As البزموت Bi الانتمون Sb :-

يمكن الحصول على هذه العناصر باختزال اكاسيدها بواسطة الكربون او الهيدروجين حيث يمكن الحصول على عنصرى الزرنيخ والانتيمون بالتكثيف السريع لابخرة هذه العناصر وبذلك تتحول الى صور اكثر استقرارا ويمكن ان نستخدم هذه العناصر في صناعة السبائك وذلك بمزجها مع فلزات أخرى فمثلا يمكن ان يمزج الانتيمون بنسبة 20% مع الرصاص في صناعة السبائك المستخدمة في صناعة الحروف والطباعة

مركباتها :-

١- الهاليدات :- تكون هذه العناصر نوعين من الهاليدات

أ- الهاليدات الثلاثية MX_3 :- تحضر هاليدات هذه العناصر عدا (PF_3) بتفاعل مباشر للعنصر مع الهالوجين اما (PF_3) فيحضر من تفاعل فلوريد الخارصين مع ثلاثي كلوريد الفسفور كما في التفاعل



تتحلل هذه الهاليدات مائيا معطية الهيدروكسيد حسب المعادلة



يتفاعل (PF_3) مع غاز F_2 و O_2 مكون المركبات التالية



ب- الهاليدات الخماسية MX_5 :- مثال PF_5 الذي يكون بشكل غاز ينتج من تفاعل خماسي كلوريد الفسفور PCl_5 مع ثنائي فلوريد الكالسيوم وبدرجات حرارية تتراوح بين $(300-400^\circ C)$ ويمكن لهذا الهاليد ان يكون العديد من المعقدات والمركبات ذات الجزيئات الكبيرة بتفاعلة مع قواعد لويس حيث انه يعتبر من حوامض لويس القوية .

SbF_5 :- يكون بشكل سائل له درجة غليان تبلغ $(150^\circ C)$ وترتبط جزيئات مع بعضها بواسطة الاواصر الجسرية

BiF_5 :- فيحضر من تفاعل الفسفور مع البزموت المنصهر في درجة حرارة $(600^\circ C)$.

٢- الهيدريدات :- جميع عناصر هذه المجموعة تكون هيدريدات تأخذ الصيغة العامة (MH_3) والتي تحضر من تفاعل كلوريد العنصر مع هايدريد فلزي مناسب مثال تفاعل ثلاثي كلوريد الفسفور مع هيدريد الليثيوم المنيوم كما في المعادلة



هذا النوع من الهيدريدات يقل استقراره ابتداء من اعلى المجموعة الى اسفلها كما ان ميلها للتفاعل مع قواعد لويس يقل من النتروجين الى البزموت . يتفاعل هيدريد الفسفور مع الحوامض القوية غير المؤكسدة مكونا الفوسفونيوم كما في المعادلة



٣- الاكاسيد :- تمتلك عناصر هذه الزمرة نوعين من الاكاسيد حيث تكون عدد الاكسدة الاحدها $(3+)$ والآخر $(5+)$ وتزداد الخواص القاعدية لأكاسيد هذه المجموعة بزيادة العدد الذري حيث تكون أكاسيد الفسفور حامضية وأكاسيد الزرنيخ والانتيمون امفوترية بينما أكاسيد البزموت تكون قاعدية ومن الأمثلة على أكاسيد هذه المجموعة هي ثلاثي وخماسي أوكسيد الفسفور (P_2O_5, P_2O_3) يحضر ثلاثي أوكسيد الفسفور من تفاعل الفسفور مع الاوكسجين ويحضر خماسي أوكسيد الفسفور من إضافة زيادة من الاوكسجين الى التفاعل السابق . من خواص خماسي أوكسيد الفسفور قابليته الشديدة على امتصاص الماء وذلك لميل ذرات الفسفور لاكتساب الالكترونات ولذلك يستخدم في تخفيف الفلزات والمركبات العضوية التي لا تتفاعل معه كما ان له القابلية على امتصاص الماء من معظم الاحماض الأمنية ويحولها الى الهيدريدات كما ان له القابلية على الذوبان في الماء مكونا حامض الفسفوريك

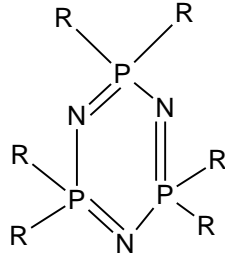


يتحلل (P_2O_3) مائيا كمونا الفسفوروز

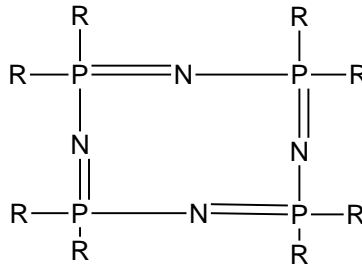


اما (As_2O_5) فانه يحضر من اكسدة الزرنيخ في حامض النتريك وبعدها يتم سحب جزيئات الماء من حامض الزرنيخ الناتج من (H_3AsO_4) وبذلك يتم الحصول على (As_2O_5)

٤- تتفاعل اكاسيد وكبريتيدات الفسفور مع الامونيا بدرجات حرارة عالية مكونة (P_3N_5) التي يكون لها تراكيب بلورية متبلرة ومن بين اهم مركبات الفسفور مع النتروجين (الفوسفازينات) وهي عبارة عن مركبات حلقية او تكون بشكل سلاسل ترتبط فيها ذرات النتروجين مع ذرات الفسفور بصورة متتالية وهي تقسم من حيث بنيتها الى ثلاث اقسام أ- مركبات حلقية ثلاثية التبلر



ب- مركبات حلقية رباعية



ج- مركبات متعددة التبلر وذات تبلر عالي

