

الباب السابع عشر

الفوسفور فوسفور، P₄

PHOSPHOROUS

مقارنة بين النيتروجين والفوسفور

على الرغم من أن كيمياء النيتروجين تشبه كيمياء الفوسفور في كثير من الحالات ، فهناك اختلافات واضحة. (أ) الفوسفور أقل في خواصه اللافلزية من النيتروجين ، نتيجة لكبر ذرة الفوسفور عن ذرة النيتروجين ، ولأن الفوسفور أقل سالبة كهربائية عن النيتروجين. (ب) النيتروجين حامل إلا عند درجات الحرارة العالية ، أما الصورة البيضاء للفوسفور فنشطة حتى في درجات الحرارة العادية . فأتحد النيتروجين بالأكسجين عملية ماصة للحرارة في حين أن الفوسفور يحترق بسهولة في الهواء مع انطلاق كمية ضخمة من الحرارة . (ج) حمض النيتريك والنيتروز عوامل مؤكسدة قوية نسبياً ، في حين أن أحماض الفوسفور ، عوامل مؤكسدة ضعيفة جداً . (د) الفوسفين أقوى من النشادر في قوته الاختزالية .

ومن ناحية أخرى فإن هذين العنصرين لافلزان ، تحتوي ذرة كل منهما على خمسة إلكترونات في مدارها الخارجي ، وتعطى نفس حالات التأكسد ، وتشابه كثير من مركباتهما في صيغها الكيميائية .

أحوال وجوده

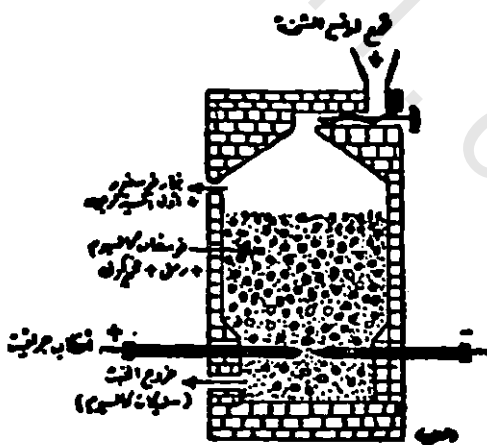
نظرا لنشاط الفوسفور تجاه الأكسجين فإنه لا يوجد في الطبيعة منفرداً ، ولكنه يوجد منتشراً على هيئة فوسفات في خام الفوسفوريت $(PO_4)_3Ca$

والأباتيت مثل الهيدروكسي أباتيت والفلور أباتيت والكلور أباتيت وصيغتها العامة $\text{Ca}_{10} \text{X}_2 (\text{PO}_4)_6$ حيث تمثل X مجموعة هيدروكسيد أو ذرة هالوجين .

والفوسفور هام للحيوانات والنباتات وهو يوجد في عظامها وأسنانها وعضلاتها ، ويوجد الفوسفور الذي يحتاج إليه الجسم في الأغذية مثل البيض والتمول والبازلاء واللبن .

تحضير الفوسفور

يحضر الفوسفور صناعيا بتسخين فوسفات الكالسيوم مع الرمل والكوك في فرن كهربائي :



صناعة الفوسفور بالطريقة الكهربائية الكهربية

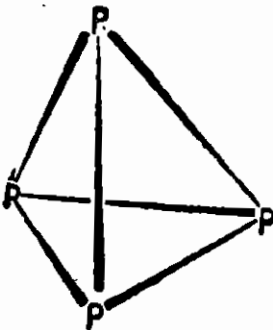
شكل (٥٦)

ويتنطر الفوسفور ويتكثف في الحالة الصلبة أو يمحرق لتكوين خامس

أكسيد الفوسفور ، الذي يستخدم في تحضير المركبات الأخرى للفوسفور .
وتتجمع سلكات الكالسيوم مع فلوريد الكالسيوم أو الحديد الفوسفوري
في قاع الفرن وينحب على هيئة زبد . أما الفوسفور فانه ينقل إلى الأماكن
للعدة لتحويله إلى حمض فوسفوريك أو فوسفات على صورته العنصرية ،
حتى يتلافى الزيادة في الوزن الناتجة عن اتحاده بالأكسجين والماء .

الخواص الطبيعية للفوسفور

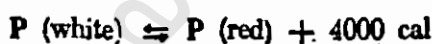
يوجد الفوسفور في عدد من الصور التآصلية أهمها الفوسفور الأبيض
والأحمر والفوسفور المحضر بالطريقة التي سبق شرحها ، يكون صلبا أبيض
طريا كالشمع . وإذا عرض للشمس فانه يتحول ببطء إلى اللون الأصفر نتيجة
لتكون طبقة خارجية من الفوسفور الأحمر ، ولهذا السبب فان الفوسفور
الأبيض يسمى مادة بالفوسفور الأصفر .



ويذوب الفوسفور الأبيض في ثنائي
كبريتيد الكربون ، كما يذوب إلى حد أقل
في الاثير والكلوروفورم والمذيبات العضوية
الأخرى . ولكنه شحيح الذوبان في الماء .
وقد أوضحت قياسات الكثافة النسبية أنه
يتكون من جزيئات رباعية الذرة P₄ عند
درجة غليانه ، حيث ترتب ذرات الفوسفور
الاربعة على أركان منشور رباعي ، وكل ذرة
مرتبطة تساهميا مع الثلاث ذرات الأخرى
في الجزيء .

أما عند الدرجات العالية جدا فان الجزىء يتكون من ذرتين وتركيبه P_2 وهو يشبه جزىء النيتروجين . أما الجزىء P_4 فيوجد في الفوسفور الأبيض الصلب أو فى محلوله أو فى بخاره ولكن الفوسفور الأحمر يحتوى الجزىء فيه على تجمعات أكبر . والفوسفور الأبيض سام وقد يؤدي التسمم به إلى الوفاة . أما إذا أخذت كميات صغيرة منه فانه ينشط الجهاز العصبي .

ويحضر الفوسفور الأحمر بتسخين الصورة البيضاء عند $230 - 300^\circ C$ فى منزل عن الهواء .



ويحفز التفاعل بآثار من اليود . ولما كان هذا التحول طارداً للحرارة . فان حرارة احتراق الفوسفور الأبيض تكون أقل من حرارة احتراق الفوسفور الأحمر . وإذا بخر الفوسفور الأحمر فان البخار الناتج يشبه بخار الفوسفور الأبيض . ولا يذوب الفوسفور الأحمر فى المذيبات التى يذوب فيها الفوسفور الأبيض وهو غير سام خلافاً للفوسفور الأبيض .

الخواص الكيميائية للفوسفور

يتحد الفوسفور الأبيض ببطء مع الأكسجين عند درجة الحرارة العادية ويحدث التفاعل ارتفاعاً فى درجة الحرارة يؤدي إلى الاحتراق . عندما تصل درجة الحرارة إلى درجة الاشتعال . ولذلك يجب أن يحفظ الفوسفور الأبيض تحت الماء . وحرور الفوسفور مؤلمة جداً وتلتئم ببطء ولذلك لا يصح تداوله باليد . وإذا اشتعل الفوسفور لبتاً كسد ببطء فى الهواء إنبعث ضوء خافت (وتسمى الظاهرة بالفسفرة Phosphorescence) ويتكون

الاوزون وحمض الفوسفوريك والفوسفوروز . وإذا أحرقت الفوسفور في كثرة من الهواء أو الأكسجين تكون خامس أكسيد الفوسفور P_4O_{10} وإذا كان الهواء رطباً حدث ضباب من قطرات دقيقة من حمض الفوسفوريك . ويستخدم الفوسفور الأبيض في عمل ستائر الدخان ، وقنابل الاحراق .

ويتحد الفوسفور مع الهالوجينات ويكون التفاعل طارداً للحرارة ، وإذا سخن فإنه يتحد مع الكبريت وكثير من الغازات . ويؤكد حمض النتريك المركز الفوسفور إلى حمض الارثوفوسفوريك . ويسلك الفوسفور الأحمر مسلك الفوسفور الأصفر في تفاعلاته ، إلا أنه أقل نشاطاً ، فهو لا يحترق إلا إذا سخن إلى $250^{\circ}C$.

استخدام الفوسفور

كان الفوسفور الأبيض يستخدم في صناعة الثياب ، ولكن خواصه السامة ، أدت إلى استبداله بكبريتيد الفوسفور P_4S_8 في الكبريت الذي يشتمل عند احتكاكه بأي سطح . ويتكون عود الثياب من عود من الخشب مغموس في فوسفات الامونيوم لينع الخشب من الاحتراق السريع ، أما رأس العود فيحتوي على مخلوط مشتمل من كلورات البوتاسيوم والكبريت ويتكون طرفها من كبريتيد الفوسفور ويشتمل الاحتكاك طرف الرأس التي تشتمل الرأس والتي بدورها تشتمل العود .

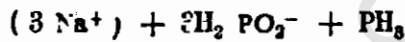
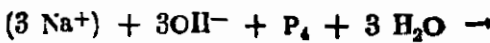
أما رأس عود الكبريت safety matches فإنه لا يحتوي على فوسفور في رأسه بل يستبدل بكبريتيد الانثيمون مخلوط مع مادة مؤكسدة مثل

بيكرومات البوتاسيوم مع الفراء . أما سطح الحك ويوجد على الصندوق فيتكون من الفوسفور الاحمر مع مسحوق الزجاج المخلوط بالفراء . ولا يشتمل رأس كبريت الأيمن إلا إذا إحتك بهذا السطح .

وتحول كميات كبيرة من الفوسفور إلى حمض الفوسفوريك لان املاحه تستخدم كمخصبات وفي الصناعات الكيماوية . ويدخل الفوسفور كذلك في تحضير الحديد الفوسفورى والبرونز الفوسفورى ، كما أن كمية كبيرة منه تستخدم فى القنابل والالعاب النارية وسم الفيران .

الفوسفين

يعطى الفوسفور عدداً من الهيدريدات أهمها الفوسفين PH_3 وهو مركب غازى يشبه النشادر فى تركيبه . لكنه يختلف عن النشادر فى أنه لا يتكون بالاتحاد للباشر بين العناصر ، بل يحضر بتفاعل الفوسفور الابيض مع محلول مركز من الصودا الكاوية حيث يتكون هيبوفوسفيت الصوديوم والفوسفين .

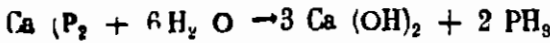


ولما كان الفوسفين المحضر بهذه الطريقة قابلاً للاشتعال فانه يجب إزالة الهواء من القارورة بواسطة النيتروجين أو غاز الاضاءة وعندما تصاعد فقائيع الغاز فى الهواء ، فانها تشتعل مكونة ضباباً من حمض الفوسفوريك على هيئة حلقات من الدخان .

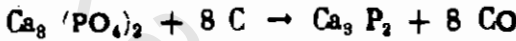
والفوسفين النقي لا يشتمل تلقائياً فى الهواء ، ولكن الغاز المحضر بهذه

الطريقة يحتوي على شوائب من فوسفيد (P₂H₄) وهو شديد الاشتعال في الهواء .

ويمكن تحضير الفوسفين بتحميؤ نوسفيدات بعض الفلزات .



ويحضر الفوسفيد باختزال الفوسفات بالكاربون :



والفوسفين غاز عديم اللون سام جداً ، تشبه رائحته السمك الفاسد ، وهو ينحل بسهولة بالحرارة إلى الفوسفور والهيدروجين ، وهو كالنشادر يتحد مع هاليدات الهيدروجين مكوناً هاليدات الفوسفونيوم فو مدء كل (PH₄ Cl) ، ولكن هذا المركب يختلف عن كلوريد الامونيوم في أنه لا يعطى أيون الفوسفونيوم في المحلول بل يتفكك عند اذابه إلى الفوسفين وكلوريد الهيدروجين الذي يبقى ذائباً في الماء . أما الفوسفين فانه يذوب بقله جداً في الماء وهو أضعف قاعدية من النشادر .

هاليدات الفوسفور . Halides

يتحد الفوسفور مباشرة مع الهالوجينات مكوناً ثالث وخامس هاليد الفوسفور ما عدا خامس اليوديد . والركبات الثلاثية أكبر ثباتاً من مركبات النيتروجين المناظرة ، هذا وليس للنيتروجين هاليدات خماسية . ويمكن

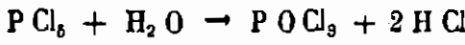
تفسير هذه الحقيقة على أساس التركيب الذري للنيروجين . فالمدار الثاني للنيروجين يتكون من $2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. فإذا اتحد النيروجين مع الفلور حدثت مشاركة بين ثلاث اليكترونات من ثلاث ذرات من الفلور مع الثلاثة اليكترونات في تحت المستويات الثلاثة $2p$ ولما كانت تحت المستويات $2p$ غير مكتملة الا اليكترونات فانها تشترك في تكوين الروابط .

أما في حالة الفوسفور فإن المدار الخارجة يتكون من $3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 3d^0$ وبذلك يستطيع كل تحت مستوى أن تسام مع ذرة فلور لكي تشبع باليكترون ومعى ذلك اتحاد الفوسفور بخمسة ذرات من الفلور ويصح التركيب الايكترونى للمدار الخارجى فى الفلوريد $3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^2 3d^2$.

ويحضّر ثالث كلوريد الفوسفور بإمرار غاز الكلور الجاف على الفوسفور للنصهر ، وهو سائل عديم اللون ، ذو تركيب هرمى ، تشغل ذرات الكلور الثلاثة ثلاثة أركان من الهرم وتشغل ذرة الفوسفور الركن الرابع . وهو يتميز غير انعكاسى مكوناً حمض الفوسفوروز وكلوريد الهيدروجين (أنظر هاليدات الهيدروجين) ونتيجة لذلك فإن هاليدات الفوسفور تدخن فى الهواء الرطب تماماً كما يدخن حمض الهيدروكلوريك المركز .

ويحضّر خامس كلوريد الفوسفور بأكسدة ثالث كلوريد الفوسفور بالكلور . وخامس كلوريد الفوسفور مركب صلب أصفر كالتش ، يتسامى إذا سخن فى الهواء وينحل انعكاسياً إلى ثالث كلوريد الفوسفور والكلور . وقد أوضحت دراسة الأشعة السينية أن خامس الكلوريد ذو تركيب أيونى $[P Cl_4]^+ [P Cl_6]^-$ وفيه يكون تركيب الكاتيون هرمى رباعى أما تركيب

الأنيون فثامى ، ويظل هذا التركيب كما هو فى محاليل للسذيات ذات ثابت الغزل العالى ويحدث تميؤ جزئى عندما يعالج خامس الكلوريد بكمية محدوده من الماء فيتكون ا كسيكلوريد الفوسفور و كلوريد الهيدروجين :



أما إذا حدث التميؤ فى وجود كمية كبيرة من الماء فان النواتج تكون حمض الأرتوقوسفوريك و كلوريد الهيدروجين .

اكسى هاليدات الفوسفور : Oxyhalides .

وتسمى هذه المركبات بهاليدات الفوسفوريك ، وتركيبها هرمى رباعى ، تشغل ذرات الكلور ثلاثة أركان من الهرم وتشغل كل من خرتى الفوسفور والا كسجين الركنين الباقين .



ويتكون الأ كسى هاليد أيضا بالتميؤ الجزئى لهاليد الفوسفور بالماء ، وتمتخدم الهاليدات فى عمليات استبدال مجموعات الهيدروكسيل فى المركبات المضوية بذرة هالوجين . وهى تنمياً إلى حمض الفوسفوريك وهاليد الهيدروجين .

أكاسيد الفوسفور : Oxides

يمطى الفوسفور عددا من الأ كاسيد منها ثلاثة محددة طبيعتها $P_4 O_6$ ، $P_4 O_8$ ، $P_4 O_{10}$ ويكون الفوسفور فيها ثلاثى ورباعى وخماسى

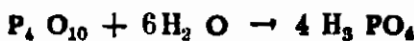
التكافؤ على الترتيب . ويؤدي احتراق الفوسفور في الهواء إلى تكوين مخلوط من الأكسيد الثلاثي والخامسي ، إلا أن الأكسيد الثلاثي يمكن تحضيره باحراق الفوسفور في حيز محدود من الهواء .

ويوزن لثالث الأكسيد بالرمز P_2O_3 إلا أن قياسات الكثافة البخارية بينت أن صيغته تكون P_4O_6 وهو مركب صلب أبيض متبلور ، وإذا سخنت أبخرة هذا الإكسيد إلى $448^\circ C$ انحل إلى الفوسفور الأحمر والإكسيد P_8O_{16} . وثالث الأكسيد ذورائحة تشبه الثوم وهو سام للغاية يتأكسد ببطء ويشتمل إذا سخن حتى $70^\circ C$ مكوناً P_4O_{10} ، ويذوب الأكسيد الثلاثي في الماء البارد ببطء مكوناً حمض الفوسفوروز H_3PO_3 .

خامس أكسيد الفوسفور : يرمز له عادة بالرمز P_2O_5 وهو مسحوق أبيض زغبي ، ولما كانت حرارة تكوينه مرتفعة جداً فإنه ثابت جداً وقوته للأكسدة ضعيفة جداً . وهو يتفاعل مع الكمية المحدودة من الماء مكونة حمض الليتافوسفوريك :



وإذا أضيفت كمية كبيرة من الماء تحول حمض الميتافوسفوريك إلى حمض فوسفوريك ويكون التفاعل الكلي هو :



وإذا سقطت قطعة منه في الماء فإنها تتفاعل بشدة مع انطلاق صوت ، ونظراً لسهولته الشديدة إلى الماء فإنه يستخدم كعامل مجفف لإزالة الماء من الغازات والسوائل الهيدروكسيلية .

أحماض الفوسفور Acides of Pphosphorous

حمض الأرتوفوسفوريك . Orthophosphoric acid

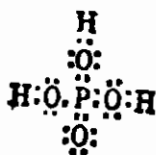
تنتمي جميع أحماض الفوسفوريك إلى نفس الأنهريد ، وتختلف فيما بينها في درجة الاماهة فقط لأن حالة تأكسد الفوسفور فيها + ٥ وجميعها لا يتأثر بالعوامل المختزلة .

ويحضّر حمض الفوسفوريك في الصناعة بطرق منها تأثير حمض الكبريتيك المركز على خام الفوسفوريت .



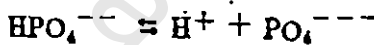
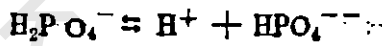
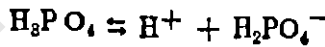
يخفف الناتج بالماء ويرشح لتخلص من كبريتات الكالسيوم ، ويصكّن الحمض الناتج مخففاً ومشوباً بفوسفات الكالسيوم ثنائية الهيدروجين وبعض مركبات الفلورا التي تتكون من الفلور أباتيت المصاحب لحجر الفوسفات . أما حمض الفوسفوريك النقي فيحضّر بأ كسده الفوسفور الأبيض الناتج من الفرن الكهربائي إلى خامس الأكسيد ، ثم إذابة الناتج في الماء .

والحمض النقي يغطى بلورات متميعة عديدة اللون تنصهر عند ٤٢,٢° م ، ويحتوى الحمض التجارى على ٨٢ ٪ من الحمض ويسمى بـحمض الفوسفوريك الشرابي ، وتركيب جزئى حمض الفوسفوريك الاليكترونى هو :



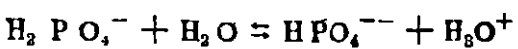
وتستخدم كميات كبيرة من حمض الفوسفوريك التجارى فى صناعة
المخصبات وفى الطب .

املاح حمض الارثوفوسفوريك . حمض الفوسفوريك حمض ثلاثى
القواعدية يعطى ثلاثة سلاسل من الاملاح تقابل خطوات التآين
الثلاثة الآتية :

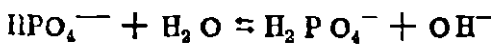


وتسمى الاملاح للناظرة بأحادى وثنائى وثلاثى ارثوفوسفات الصوديوم
وضيغتها على الترتيب هى : من يفرم فواء ($\text{Na H}_2\text{PO}_4$) و من يد فواء
(Na_2HPO_4) و من فواء (Na_3PO_4)

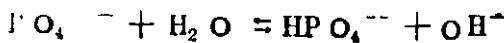
وتميىء للبح الاول معطيا محلولاً ضعيف الحوضه .



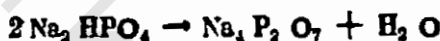
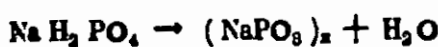
أما ثنائى فوسفات الصوديوم فيعطى محلولاً قلويًا لأن أيون الصوديوم
أحادى الميذروجين أكثر ميلًا للاتحاد بالبروتونات عن إعطائها :



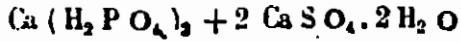
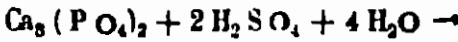
كما أن ثلاثى فوسفات الصوديوم يتميىء بشده معطيا محلولاً قلويًا :



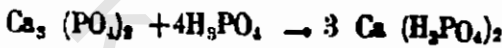
وتتفكك أملاح الفوسفات الهيدروجينية بالتسخين وتفقد ما بها من ماء ، كما أن أملاح الامونيوم تفقد النشادر بالإضافة إلى ذلك ، وفيما يلي أمثلة منها : حيث تتفكك الفوسفات أحادية الصوديوم إلى ميثافوسفات والفوسفات ثنائية الصوديوم إلى بيرو فوسفات ، وتتفكك فوسفات المغنسيوم والأمونيوم إلى بيرو فوسفات :



وتستخدم فوسفات ثنائي الصوديوم في الغلايات لمنع تكون القشور ، كما تستخدم في أنواع معينة من مساحيق الخبث . وتستخدم فوسفات ثنائي وثلاثي الصوديوم في الغلايات أيضا . ويستخدم للملح ثلاثي الصوديوم بالإضافة إلى ذلك كزبد لسر الماء وكإداة مرغية ، ويستخدم فوسفات أحادي الكالسيوم كمخصب وفي مساحيق الخبث ، أما فوسفات ثنائي الكالسيوم فتستخدم في غذاء الحيوان وفي معجون الأسنان ويجب أن يكون الفوسفات المستخدم كمخصب قابلا للتذوب في الماء كي يستوعبه النبات ، ولما كانت خامات الفوسفات عديمة الذوبان في الماء فانه يجب تحويلها إلى فوسفات أحادي الكالسيوم التي تذوب في الماء . ويجرى ذلك بمعالجة فوسفات ثلاثي الكالسيوم بحمض الكبريتيك .



ويباع مخلوط فوسفات أحادي الكالسيوم والجبس تحت اسم «سوبر فوسفات الجير». ويحصل على صماد يسمى بالسوبر فوسفات الثلاثي والذي يحتوي على نسبة أعلى من الفوسفات بمعالجة عجروش فوسفات ثلاثي الكالسيوم بحمض الأرتوفوسفوريك :



هذا ويمكن أن تتحول الفوسفات الثنائية والثلاثية للكالسيوم إلى ملح أحادي الكالسيوم بعوامل التربة ولكن ببطء شديد .

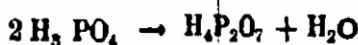
ويستخدم الفوسفات المزدوج للمغنسيوم والأمونيوم وهو مركب شحيح الذوبان في عمليات التحليل الوصفي والسكني للكشف عن الفوسفات والمغنسيوم وتقديرهما .

حمض البيروفوسفوريك

يحضر بتسخين حمض الأرتوفوسفوريك إلى ٢٥٠°م تبعاً للمعادلة :



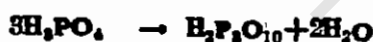
ويتضمن التفاعل إزالة جزيء من الماء من كل جزيئين من حمض الأرتوفوسفوريك كما يتضح من المعادلة :



وحمض البيروفوسفوريك مادة صلبة تدمج إلى حمض الأرتوفوسفوريك عند إذابتها في الماء ، وتحضر البيروفوسفات بتسخين أملاح ثنائي الفوسفات ومن بين الأملاح التي حضرت ثنائي وثلاثي ورباعي بيروفوسفات الصوديوم ، وصيغها على الترتيب $\text{Na}_4 \text{P}_2 \text{O}_7, \text{Na}_3 \text{HP}_2 \text{O}_7, \text{Na}_2 \text{H}_2 \text{P}_2 \text{O}_7$ ويحضر ملح الكالسيوم $\text{Ca}_2 \text{P}_2 \text{O}_7$ بتسخين فوسفات ثنائي الكالسيوم ، كما أن ملح للفضيوم يحضر بتسخين فوسفات المنغنسيوم والأمونيوم ويستخدم رباعي بيروفوسفات الصوديوم كزئيل لمر الماء .

ثلاثي حمض الفوسفوريك

ويتكون بإزالة جزئين من الماء من ثلاثة جزيئات من حمض الفوسفوريك تبعاً للمعادلة :

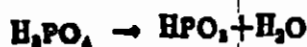


ويستخدم الملح الصوديومي له $\text{Na}_5 \text{P}_3 \text{O}_{10}$ كزئيل لمر الماء ، ويمكن تحضيره بصهر الكميات المناسبة من بيرو وميتا فوسفات الصوديوم .



حمض البيتافوسفوريك

ويتكون بإزالة جزيء من الماء من كل جزيء من حمض الأرتوفوسفوريك .

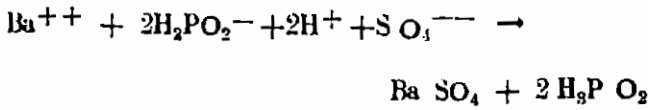


وذلك بتسخين حمض الأرتوفوسفوريك إلى 400°C . وهو يتجمد على هيئة مادة زجاجية ويسمى بـحمض الفوسفوريك الجليدي. وفي حمض الميتافوسفوريك تتكون روابط أكسجينية بين ذرات الفوسفور المتجاورة، لبناء حلقات وسلاسل تحتوي على أربع ذرات من الأكسجين لكل ذرة فوسفور وبذلك تتجمع جزيئات HPO_3 بالاتحاد مع بعضها على هيئة وحدات عدادية تمثلها الصيغة $(\text{HPO}_3)_x$ ويذوب الحمض بسهولة في الماء ويتحول ببطء إلى حمض الأثوفوسفوريك.

وتحضر الميتافوسفات بتسخين أملاح أحادي الأرتوفوسفات. وإذا سخن الناتج بشدة عند 700°C وبرد بسرعة تكون مركب زجاجي من عدادى الميتافوسفات، وعلى الرغم من أنه يسمى بسداسى يثلثافوسفات فإن السلسلة تكون أطول مما يتمشى مع هذه الصيغة، وهى تغطى مع الكالسيوم ملحاً متراكباً قابلاً للذوبان وبذلك تستخدم فى إزالة عسر الماء لأن تركيز أيون الكالسيوم المنفرد ينقص إلى حد كبير فلا يعطى راسباً مع الصابون.

حمض الفوسفوروز وأملاحه (Phosphorous-acid H_2PO_3)

يحضر حمض الفوسفوروز بتفاعل الماء مع ثالث أكسيد الفوسفور P_2O_3 أو ثالث هاليد الفوسفور وخاصة ثالث الكوريد. وبعد انتهاء عملية التميؤ، يختر المحلول للتخلص من كلوريد الهيدروجين، ويرد المحلول فتتكون بلورات من حمض الفوسفوروز، والبلورات متميعة شديدة الذوبان فى الماء ولها رائحة تشبه رائحة الثوم وينحل الحمض عند درجة 200°C حيث يحدث تفاعل تأكسيد لجزء من الفوسفور إلى الفوسفين وحمض الأرتوفوسفوريك



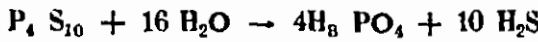
وحمض الهيبوفوسفوروز حمض أحادي القاعدية يعطى سلسلة واحدة من الأملاح، إذا تتحد الدرتان غير الحامضيتان مباشرة مع ذرة الفوسفور وحمض الهيبوفوسفوروز وأملاحه عوامل مخزله قوية .

كبريتيدات الفوسفور

يعطى الفوسفور كبريتيدات هي :



وليس هناك نظير أكسيجيني لهذه الكبريتيدات إلا للكبريتيد الاخير وهو P_4O_{10} . وهي مركبات صلبة صفراء تتكون بالاتحاد المباشر بين العناصر أو باتحاد الكبريت مع P_4S_8 وهو أحد مكونات رأس عود الكبريت الذي يشتعل بالاحتكاك على السطوح الخشنة . أما الكبريتيد $\text{P}_4 \text{ S}_{10}$ فيتمياً بسهولة بالماء معطياً حمض الفوسفوريك وكبريتيد الهيدروجين .



كما تستخدم بعض هذه المركبات لاحتلال الكبريت محل الاكسجين في المركبات المضوية الهيدروكسيلية .

الكشف عن الفوسفات وتقديرها :-

عند معالجة محلول يحتوي على أيونات الفوسفات بمحلول موليبدات

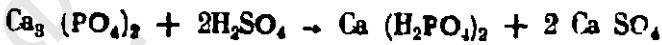
الامونيوم المحمض بمحمض النتريك ، يتكون راسب اصفر كنارى ممتلئ من فوسفو موليدات الامونيوم . ويساعد التسخين على تكون الراسب وتجمعه . ويتكون هذا الراسب مع الميتافوسفات والبيروفوسفات في المحاليل الساخنة لان هذه الاملاح تتحول بتسخينها مع حمض النتريك إلى الارثوفوسفات وللتفرقة بين هذه الانواع من الفوسفات يستفاد من تفاعلاتها مع خلاص الزنك وترات الفضة . فالميتافوسفات تكون راسبا مع خلاص الزنك بينما لاتعطي الفوسفات الاخرى تفاعلا ظاهرا . وللكشف عن الارثوفوسفات يستفاد من راسبها مع تترات الفضة . وتكون الارثوفوسفات راسبا اصفرا بينما يكون الراسب مع البيروفوسفات راسبا أبيضاً .

لتقدير الفوسفات ترسب على هيئة فوسفات للمغنسيوم والامونيوم باضافة كلوريد الامونيوم وكلوريد للمغنسيوم إلى محلول الفوسفات النشادرى ويوزن الراسب على هذه الصورة $(MgNH_4 PO_4)$ أو يورى إلى البيروفوسفات $(Mg_2P_2O_7)$. ولا يستخدم الترسيب المباشر إلا إذا كان المحلول خاليا من أيونات الفلزات الثقيلة والقلويات الأرضية . أما إذا وجدت هذه الايونات وجب فصل الفوسفات اولا على هيئة فوسفو موليدات الامونيوم الذى يذاب بعد ترسيحه في النشادر ، ثم يرسب على شكل فوسفات المغنسيوم والامونيوم .

اسمدة الفوسفات

حيث أن الفوسفور من أهم العناصر اللازمة لنمو النبات ، فانه يلزم إضافته في عمليات التسميد في صورة أملاح ذائبة حتى يمكن أن تمتص في جذور النبات . والمركبات الموجودة في الطبيعة عديمة الذوبان في الماء إذ أنها تتكون أساسيا من فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$. أما المركبات الاخرى

لكالسيوم وهي Ca HPO_4 و $\text{Ca (H}_2\text{PO}_4)_2$ فهي أكثر ذوبانا ولذلك تتحول الفوسفات الموجودة في الطبيعة إلى المركب سهل الذوبان بفعل حمض قوى . فعند معالجة فوسفات الكالسيوم الثلاثي بمحصر الكبريتيك المركز تتحول إلى الفوسفات ثنائية الهيدروجين وكبريتات الكالسيوم . ويعرف المخلوط الناتج بالسوبر فوسفات (Superphosphate)



أما إذا عولجت الصخور الفوسفورية بمحصر الفوسفوريك فإن المركب الناتج يكون فوسفات الكالسيوم الاحادية للمروفة باسم ثلاثي السوبر فوسفات (Tripple Superphosphate)



وإذا أضيف حمض النتريك إلى الصخور الفوسفورية ، تكون مخلوطا من فوسفات الكالسيوم ونترات الكالسيوم . ويحتوى هذا المخلوط على الفوسفور والنروجين اللازمين للنبات كذلك تستخدم فوسفات الامونيوم كسماد جيد تحت اسم الاموفوس (Amophos) .