

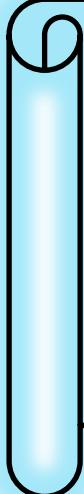
كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى



١



المادة : كيمياء عامة ٢

المحاضرة : ١٢+١١ / نظري /

{{{ A to Z مكتبة }}}}

مكتبة A to Z Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ، تكنولوجيا المعلومات والاتصالات

١٢

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

ପ୍ରକାଶକ ପରିବହନ ପାତ୍ର

संस्कृत-
विद्यालय

卷之三

The Carbon Group

كما يميز الكربون من بين عناصر هذه المجموعة بأنه يشكل روابط مضاعفة في مركباته، وروابط ثنائية وثلاثية مع الفناصر الأخرى أو مع ذاته، مثل:



بينما لا يشكل بقية المناصر مثل هذه الأسماء من السرباط. يلاحظ أن درجات الأصدبار، والقطان المناصر الكربون، والسيلكون، والجرمانيوم متقدمة نتيجة للروابط المشتركة القوية التي تربط ذراتها، بينما تكون درجات الأصدبار والقطان أخضر في حالة التصدير والرصاص بسبب وجود الروابط المعدنية فيها.

مشتركة (بنية رباعية الوجوه) يشكل توليف فيه قطعة الماس بأكملها بدوره واحدة ضخمة. يد الماس خالماً كحمائية فهو لا يتفاعل مع المحض والأسس، ولكنه يتفاعل مع الأكسجين في درجة حرارة 800°C ، وعندما يصهر مع كربونات الصوديوم يرجع إلى الأكسيد:

الكربون 11-2-2

وجوده في الطبيعة

يعد الكربون الوحيد بين عناصر مجموعته الذي يوجد حراً في الطبيعة بشكليين متصلين، هما الماس والغرافيت. ويوجد أيضاً في الفحم الجيري، والبترول، وصادف في الفراز المعدنية على شكل كربونات، من أهمها الحجر الكليسي CaCO_3 كما يوجد في اليواء على شكل غاز ثاني أوكسيد الكربون CO_2 . بعد الكربون من العناصر الأساسية التي تدخل في تركيب جميع الكائنات الحية (حيوانية ونباتية)، كما أنه يدخل في تركيب العديد من المركبات المضوية الطبيعية، ويعد المناصر الثاني بعد الهيدروجين توافراً في المركبات التي يشكلها.

الأشكال التأصلية للكربون 11-2-2

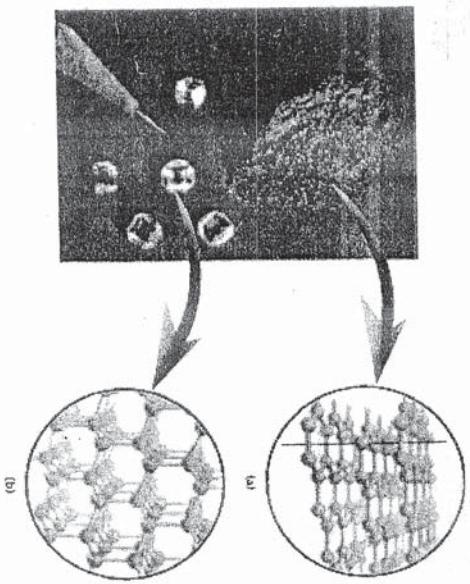
أ. الماس:

يوجد الماس في الطبيعة في مناطق مختلفة في جنوب أفريقيا، وأمريكا، والهند، وأستراليا، وقد حرت محاولات لاصطناع الماس بطرق عدّة يتضمن تبلیغ ضغط عالي كي يتحول الكربون من شكل الغرافيت إلى شكل الماس، وأعطت جهود هذه المحاولات بثماراً صنفية من الماس، يمكن استعمالها في الصناعة. إن الماس عبارة عن جسم صلب شفاف، عديم اللون إذا كان نقى، وهو أقسى المواد الموجودة في الطبيعة، ويختبر جميع المواد الأخرى (معدنية كانت أم زجاجية) وتتعدد قساوة الماس الشديدة، وأرتفاع درجة انصهاره إلى تركيبي الملوثي الناصص؛ إذ ترتبط كل ذرة فيه مع أربع ذرات أخرى متساوية، بالأبعاد عن بعضها، مع أربع روابط



ويتفاعل مع الفلور في درجة 700°C لإعطاء CF_4 .

الماس خاصية متلية، فضلًا عن قساوته، وهي قريبة الإكسيد الماليبي التي تساعد على كسر الضوء، وظهور بريق الماس المشهور. يستعمل الماس نطرًا لفاساته في تقطيع الصخور، قطع الزجاج، كما يستعمل كحجر كريم بسبب قوّة شتيقته للضوء.



الشكل (1-11): الأشكال التأصلية للكربون: (a) الغرافيت: مادة صلبة شبكيّة تكافلية مولفة من صفيحتين لحقائص سداسية المضو. تبتعد الذرات في كل صفيحة بصورة طفيفة عن الذرات في الصفيحة الأخرى. (b) الماس ذو ترتيب ثلاثي الأبعاد لذرات الكربون الموجبة ^{3sp}، إذ ترتبط كل ذرة بستة هندسية هرممية مع أربعة ذرات كربون أخرى.

بينما يعطي الأسيتينين إلأئم التفاعل في درجة حرارة القوس الكهربائي:



3. تفاعله مع الموجينات:

لا يتفاعل الكربون مع الموجينات بشكل مباشر ما عدا تفاعله مع الفلور:



4. تفاعله مع الالمعان:

يتتفاعل الكربون بشكل مباشر مع الكربون، مشكلاً ثالثي كربون CS_2 ، وهو مركب سام، وسريع الاشتعال:



كما يتفاعل الكربون مع الأزوت، ويفعل عازل السيلانيجن C_2N_2 ($\text{N} \equiv \text{C}-\text{C} \equiv \text{N}$) حسب المعادلة الآتية:



5. تفاعله مع المعان:

ينحدر الكربون مع المعان ذات الكهروجاذبية العالمية، مشكلاً مركبات مشكلاً مشكلاً فافية

عديمة اللون ذات طبيعة شاردية تدعى الكربيدات الشاردية، إذ تأخذ شواردها أخذ الأشكال C^4- أو C_2^{2-} أو C_2^4 ، التي تتشكل حسب التفاعلات الآتية:



ب- إيجاع الأكسيد المعادنة:

يتم إيجاع الأكسيد المعادنة بالكربون، ويتشكل غاز CO_2 أو CO من التفاعل تبعاً لدرجة حرارة التفاعل:



الآتية:

تتحلله هذه الكربيدات بدورها في الماء مشكلاً مركبات هيدروكربونية حسب المعادلات الآتية:



يدعم النوع الأول من الكربيدات الشاردية بالمياديدات؛ لأنها تعطي المياد، والبروج الثاني يسمى بالاستيدات؛ لأنها تعطي الأسيتينين، وأما النوع الثالث فيسمى الألينات؛ لأنه يعطي الألين C_3H_6 .

شدة يعطي كربيدات ذات طبيعة مشتركة خاطئة كيبيتيل، وتنتزع بقوسلاوة عالية، وتنتزع من اتحاد الكربون مع بعض المعادن، مثل السكانديوم، والبيريليوم:



كذلك يمكن الكربون أن يشكل كربيدات بینية تدخل فيها ذرات الكربون ضمن فجرولات شمانية الوجه داخل البنية البلورية للمعدن، مما يؤدي إلى زيادة قساوة الشبكية البلورية للمعدن، وارتفاع درجة الصباره.

6. الخاصية الإيجاعية للكربون:

يتنفس الكربون يقدراً لرجاعية عالية تتيجه لميله للارتباط بالأكسجين، ومن أهم تفاعله الإيجاعية ذكر:

أ- إيجاع بخار الماء:

يستطيع الكربون إرجاع بخار الماء مشكلاً المزيرج H_2 + CO ، الذي يدعى غاز الماء، حسب المعادلة:



ج- إيجاع الأكسيد المعدنة:

يتم إيجاع الأكسيد المعدنة بالكربون، ويتشكل غاز CO_2 أو CO من التفاعل تبعاً لدرجة حرارة التفاعل:



الآتية:

ج- إيجاع للمعوض:

يرجع الكربون للحوض الأكسجيني، مثل H_2SO_4 ، HNO_3 ، H_3PO_4 ، H_2CO_3 حمض

الكربون، الذي يترك بسرعه إلى ثالثي أكسيد الكربون والماء حسب المعادلات:





11- 2- 4 ألم مرکبات الكربون

أحادي أكسيد الكربون: CO :

يعد غازاً سلائماً، لأنه ينعدم مع هيموغلوبين الدم مسبباً التسمم نتيجة لتشكله مركباً يمنع تثبيت الأكسجين، وهو عديم اللون والرائحة، ولا ينحل في الماء، ويتم الحصول عليه من الاحتراق غير الكامل لمرکبات الكربون:



كذلك يتشكل أحادي أكسيد الكربون من عملية نزع الماء من الصوص المعدنية، مثل حمض التمل:



ويستخدم حمض الكربون لتنزيف الماء من الحمض.

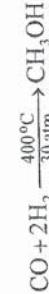
لجزيء أحادي أكسيد الكربون قدرة إرجاعية قوية، إذ لا يسعه أن يرجع الأكسيد



كذلك يستطيع إرجاع بذار الماء بوجود وسليط وفقاً لطريقه بشون:



يتفاعل أحادي أكسيد الكربون مع اليدروجين بوجود وسليط، مثل Cr_2O_3 و ZnO ، تحت ضغط مرتفع، لإعطاء الكحول الميتيلى:



كما يتفاعل مع الأسس المتصهورة تحت ضغط مرتفع، فمثلاً يتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم مشكلًا نملات الصوديوم حسب المعادلة:



[يتفاعل CO مع غاز الكلور بتأثير الضوء مشكلًا غاز الفوسجين السام:



ويتحدد CO مع العديد من المعادن مشكلًا كربونيلات المعادن، مثل كربونيل الحديد $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ، وكربيونيل النikel $\text{Ni}(\text{CO})_4$ ، وهما سالدان طيران سامان جداً، في حين أن CO مع معظم الكربونيلات المعدنية مادة بلورية، وستخدم علينا من أجل الحصول على معدن عالية الققاوة، وبصفتها وسليطاً في التفاعلات الكيميائية.

لذلك يمكن الكشف عن غاز CO ببخاره في محلول كلوريد البلايدوم PdCl_2 ، فيترسبب CO ويزعج عصر البلايدوم:



كما يمكن معايرته الكشف عنه كهذا بفاعلاته مع خامسي أوكسيد اليدور، فيترسرر اليدور:



ومن معايره اليدور المتدرد بوسائل محلول ثيوكربريات الصوديوم تتحدد كهية CO في المزير الغازى.

2. ثاني أكسيد الكربون: CO_2 :

عبارة عن غاز عديم اللون والرائحة، وغير سالم، وله قد يسبب الاختناق نتيجة حبه للأكسجين، لأنه أقل من الهواء، وهو قليل الانحلال في الماء، وتزداد انحلالاته بزيادة الضغط، ولها سلبيات في صناعة المشرب وآلات الغازية.

لذلك بعد جزء CO_2 غير فعال كبيطلياً فهو ثابت، ولا ينفك إلا في السرارات العالية من الحرارة حسب التوازن:



يمكن تحضير ثاني أكسيد الكربون من تكليس كربونات الكالسيوم:



أو من تأثير الصوص المعدنية في الكربونات:



كذلك يمكن الحصول على O_2 من عملية التخمر الكحولي للسكر:



بما أن غاز CO_2 غير فعال كيميائياً، أي أنه لا يحترق، ولا يساعد على تدفئة، فإنه يستخدم في أحذية الأطفاء، إذ تحتوي عادة على مطبل مرتكز من ثاني

الأخير، فإنه يستخدم في إجهزة الإطفاء، إذ تحتوي عادة على محلول مركز من ثاني كربونات الصوديوم، وقليل من حمض الكربونيك، ويترسّج مع الكربونات عند تكثيف الماء، فينطلق CO_2 . تستطيع المركبات القوية، مثل المعادن القلوئية والفلورية، إلزام CO_2 حسب المعادلة:

كما يمكن أن يتفاعل CO_2 مع الأسس، مثلكما الكربونات، والليكربونات حسب المعادلة:



اللعنان (القولية) ينتجه عن تفاعل الكربون مع الأميدات:

$$\text{NaNH}_2 + \text{C} \longrightarrow \text{NaCN} + \text{H}_2$$



السيانو حبيطن مركب يتباهي في خاصية المهاجمين؛ لذلك يدعى المهاجمين الكلذن، فعند تفاعله مع القلويات يشكل مثوارد مشبهة الشوارد الذي تشكل عند مفاعله المهاجمين مع القلويات:

كما ذكر الميلات OCN^- ، والشوييلات SCN^- ، لا يمكن تحضير الميلات من أكسدة الميلات بموكد قوي، مثل أكسيد الرصاص:

$$KCN + PbO \longrightarrow KO CN + Pb$$

بينما تحضر الشوييلات من نقاط الميلات مع الكربون حسب المعادلة:

$$KCN + S \longrightarrow KSCN$$

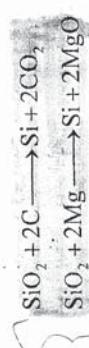
Silicon

سیلیکون 11-13 Si

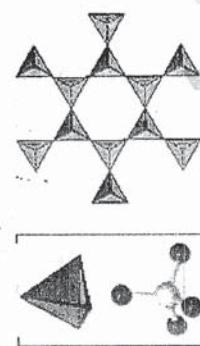
الستيلكون سيد محذر زمادي اللون، قابل للكسر، ويتذار عنصر الستيلكون بأذى
يؤدي لدورا هاما في عالم المركبات غير العضوية بوازي الدور الذي يؤديه الكربون -
في عالم المركبات العضوية، ويعود ذلك إلى مقدرة على تشكيل روابط سبيلاكون -
الستيلكون - سبيلاكون، وبعد عناصر الستيلكون أحد أعداء الثورات الإلكترونية الحديثة،
فهو يد ملأة نصف ناقلة رئيسية تصنف منها الصنفان **الستيلكون** التي تطبع عليهما
الدارات الكهربائية الملقحة. لا يوجد سبيلاكون حرافي الطبيعة، بل على شكل
مركيبات، من ألمها **السيلسيس** (SiO_2 الرمل)، ويتم تحضيره بإرجاع أسم مركيباته
بوساطة مرجع قوي، مثل المغنتيزيرم أو الكربون في فرن كهربائي:

247

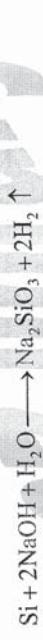
:NO₂



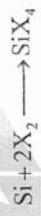
ينتشر السيليكون بدرجة غليان عالية 2400°C ، وهو يشبه الماس في البنية التبلورية؛ فكل ذرة سيليكون ترتبط باربع ذرات مجاورة لها ابوااف رباعيات وجسمه مرتقطة ببعضها مع بعض بروابط متزنة، وهذا يمنعه قساوة تجاهه بفضل انتشاره.



يبي السيليكون الخاص الكيميائية الآتية:
1. ينحل في القلوارات الساخنة، مشكلًا السيليكات، مثل سيليكات الصوديوم:



2. يتفاعل السيليكون مع الهايدروجينات بصورة فعالة عندما يكون على شكل مسحوق ناعم، وفي درجات حرارة مرتفعة، ويشكل تربة لذل رباعي هاليد السيليكون:



3. لا تؤثر الحموض في السيليكون، بالاستثناء حمض فلور الماء، الذي يتفاعل معه، ويعطي فلور السيليسيك حسب التفاعل:



4. يستطع السيليكون ارتجاع الماء في درجات مرتفعة من الحرارة، ويتكون أثر من القلوارات حسب المعادلة:



3 - 3 مركيبات السيليكون

1. ثانوي أكسيد السيليكون SiO_2 (السيليكا):

يوجد في الطبيعة بأشكال تبلورية ثلاثية، هي: الكوارتز، والتربيديوم، والكريستال، وفي الأشكال الثلاثية للسيليكا يقع السيليكون في مركز رباعي وجسمه

محاط باربع ذرات أكسجين SiO_4 ، وبوضوح الشكل (3-11) الشكل الفاغي لـ SiO_4 . تتصل هذه الوحدات بعضها بعضًا بوساطة رؤوس رباعي الوجه الشكلي البنية التبلورية للسيليكا.

الشكل (3-11): البنية التبلورية للكوارتز، يمثل الكوارتز (SiO_2) أساساً جزئياً واحداً لتربيط فيه الذرات Si و O بروابط تكافؤية، تتكون كل ذرة سيليكون Si ببنية هندسية رباعية متزنة كربونات أو أكسجين؛ كل ذرة أوكسجين ببنية خطيئة تقويها بروابطه بذرتي سيليكون.

يعد الكوارتز أهم ذرات السيليكا، وهو مادة شفافة عينية اللون، يستخدم في صناعة العدسات، أما السيليكا الزجاجية العدية الشكل فتشتخدم في صناعة الأواني الزجاجية المقاومة للحرارة (بيركس)، لأن عامل تعدد ملخص، وهذا يعطيه ملائمة ضد الكسر حين يتعرض لفروق كبيرة في درجات الحرارة، يمكن تحضير السيليكا من حمأة رياضي كلوريد السيليكون حسب المعادلة:



وتدعم السيليكا الممية الناتجة السيلياج، وهي ذات بنية بلورية تقدر ماءها بالشخن، وتختفي الماء ثانية عند تعرضها للرطوبة، فتحتول إلى شكل هلامي (جل). تتحل جميع أنواع السيليكا في محلول حمض فلور الماء، ويشكل حمض سداسي فلور السيلييك:



كما تتحل في القلوارات الساخنة، وتشكل منها سيليكات الصوديوم:



يتفاعل السيليكا مع غاز الفلور حسب المعادلة:



و عند تسخين مزيج من الرمل مع فحم الكوك في فرن كهربائي ين Hibok ينhibok



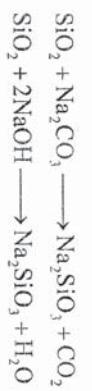
ويُمكن لـ SiO_2 أن يتفاعل مع الحديد من المعادن في درجات حرارة مرتفعة، كما في تسخين SiO_2 مع كمية زائدة من المغنتيزيوم، فيتشكل سيليكايد المغنتيزيوم حسب:

الحادي:



2. المسليفات:

بعد **الستيكات** من هم مركبات **الستيلكون**، وتتميز باحتفاظها على رواسب **الستيكات** من **الستيلكون** - **الستيلكون**، وتشكل **الستيكات** عند صهر **كربونات** أو **أكسيد** **الستيلكون** - **الستيلكون**، وتشكل **الستيكات** عند صهر **كربونات** أو **أكسيد** **الستيلكون** في درجات حرارة عالية، حوالي 1300°C.

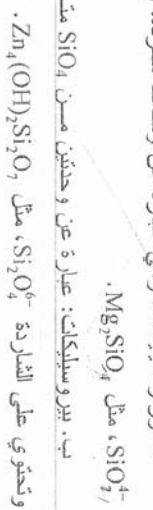


السبيليات مركيات غير منحلة في الماء باستثناء السبيليات القلوية التي يمكن أن

تترسب عند تأثير محلول أحد أملاح المعدن في محلول الميليكات:

$$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{CuSiO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$$

ويُمكن أن تُغيّر عدّة ألوان من السُّبُلِكَاتِ تبعاً لِهذِهِ الْوَحْدَةِ،
إِنَّ الْوَحْدَةَ الْأَسْلَمِيَّةَ فِي بُنْيَةِ السُّبُلِكَاتِ هِيَ ٤٠ Si، الَّتِي تَأْخُذُ شَكْلًا رِبَاعِيَّ الْوَجْهِ،



— سلیمانات صفاتیه لامتناهیه: پیشکل صفاتیه لامتناهیه، وكل سلیمانات پیشکل صفاتیه لامتناهیه، وهی سلیمانات پیشکل صفاتیه لامتناهیه، وكل سلیمانات صفاتیه لامتناهیه.

من خصوصيّات المُهتمّين:

إن إملاح السينيوات التي ينتجهما السيليلكون يغدوها موضوع خير شاسع تتداول

$$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaCl}$$

ب. حمض أورتو الميسيلينيك (H₄SiO₄): يتشكل عند حله في الماء كلوريد

$$\text{SiCl}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HCl}$$

يتركب الزجاج بالدرجة الأولى من ثلاثة أكسيد: الكالسيوم CaO ، والسيликسيت SiO_2 ، وأكسيد الصوديوم Na_2O ، وتتأيي هذه الأكسيدات من المواد الأولية اللازمة لصناعة الزجاج.

النatrium Na_2CO_3 ينبع من الصوديوم Na_2O و CO_2 ، وبشكل مماثل CaCO_3 ينبع من الكالسيوم CaO و CO_2 ، وينظر إلى ما يلي:

تنتسب بيلور ات صلبيه، ويقطنها بيقي سائله، ولكن لزووجته تزداد بالنفاس درجه
تحتيلور حتى ولو برد إلى ما دون درجه الصهلار، فعندما بيرد الزجاج المصهور لا
يمكنه انتقاله إلى ما فوق درجه الصهلار.

الحرارة، ويصبح قاسياً عند درجة الحرارة العادي، ويدو عند ذلك كجسم صلب بلاستوري. يحتوي هذا الزجاج حوالي 10% صوديوم، و 5% كالسيوم، و 1% المغنيسيوم، والباقي من الأكسجين والسيликون. يستعمل الزجاج المصنوع من الرمل، والكلس، والصودا في صناعة زجاج التراقد، والقرميد، وإذا كان الرمل مثوباً بالكسيد الحديد بالزجاج لوناً أخضر، كما أن استبدال الصوديوم بالبوتاسيوم يزيد من شفافة الزجاج. ثمة زجاج خالص يستعمل من أجل العدسات الضوئية، وهو يحوي نسبة عالية من أكسيد الرصاص. أما البيركس المستعمل في صنع الأدوات المختبرية فهو يحوي نسبة من أكسيد الور B_2O_3 بدلًا من جزء من السيликا، كما أن محتواه من أكسيد الكالسيوم، والصوديوم أقل من محتواه هذه المواد في الزجاج العادي. يمكن أيضًا تلوين الزجاج بإضافة بعض ألكاليميد المعدان الانتقالية إليه، قليل من الكروم بعطيه لوناً أخضر غامق، كما أن قليل من الكوروليت بعطيه لوناً أزرق، والباقي أما زجاج الأمان المستعمل في السيارات، فيصنع من طبقة لدنة (بلاستيكية) شفافة ثبأت على كل من وجهها طبقة زجاجية رقيقة بحيث إذا كسر هذا الزجاج لا يتتساير، بل يبقى لاصقاً بالطبقة اللدنة.

5. الإسمنت: الإسمنت مسحوق من الومبات، وسليلات الكالسيوم، يحصل على معالجته بالماء. يصنع الإسمنت بالحرارة من مسحوق الغبار، والجسر الكالسيي Clinker، الدرجة $1500^{\circ}C$ في فرن دوار. تدعى الكريات الرملادية الناتجة بالكلنكر. وينتج الإسمنت من سحق الكلنكر.

11 - 4 بقية عناصر المجموعة الرابعة العناصر ثالثة الوجود مقارنة بالكريات الرملادية، والجسر الكالسيي، وتحتوي على الكسيدة الأرضية، بينما يشكل الصدير 0.04% منها على شكل حجر قصدير (SnO₂)، في حين يحتوي الكسيدة الأرضية من الرصاص بـ 0.0016% على شكل PbS، من أهمها.

11 - 1 تحضير هذه العناصر يتم تحضير هذه العناصر بتحويل قلائلاًها بعد طحنها، وتوسيعها إلى الأكسيد الموقفي، يرجع الأكسيد بعد ذلك بالفحم أو البيروجين للحصول على العنصر بشكل آخر، شوب (غير ثقي)، وتحتائف الطريقة الحصول على العنصر الثقي من عنصر آخر، فالجرمانيوم يحول إلى كلوريد $GeCl_4$ ، ثم يتم التخلص من الشوائب بالقطير المجزأ، وبعد ذلك يتم الحصول على الجرمانيوم بارجاع المركب بالبيروجين. أما بالنسبة إلى الصدير والرصاص، يتم إذابةهما بوساطة حمض كلور الماء، ومن ثم تجري عملية التخلص الكهربائي لهذه المخلفات الحصول على المعدن بشكله الثقي.

2 - 4 خواص العناصر الجرمانيوم قاس، قابل للكسر، ويعد في حاليه الثقي نصف ناقل، ويستخدمن في صناعة ثلثيات الأطفال، أما الصدير فهو معدن أبيض فضي، لين، وقابل للسحب والتصفيق، ويستخدم في تثبيس الحديد لحماية من التآكل بينما الرصاص معدن أبيض مزرق لمن، يمكن قطعه بالسكن، وقابل للسحب والتصفيق.

أمام من الناحية الكيميائية فإن فاعليتها أكثأ من الكربون والسيликون، وهي تزداد بأشد: يتأثر الهواء في الرصاص في الدرجة العادي من الحرارة، ويشكل PbO ، وفي درجات المرتفعة من الحرارة يتشكل مزيج من PbO ، Pb_3O_4 ، أما الجرمانيوم، والصدير فلا يتآثر بالهواء إلا في الدرجات المرتفعة من الحرارة، إذ يتشكل الأكسيد، أو SnO_2 ، الذي يبقى المعدن من استقرار الأكسدة.

2. تأثير الماء: يتأثر الجرمانيوم، والصدير مع الماء في الدرجات العالية من الحرارة، وتشكل طبقة من الكسيد المعدن MO_2 ثقية المعدن من التآكل. أما الرصاص، فإنه يتفاعل مع الماء في مختلف درجات الحرارة بوجود غاز Cl_2 إذ تتشكل كربونات الرصاص $Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$.

3. تأثير الالوجينات:

تؤثر الالوجينات في هذه العناصر، وتشكل الاليات الرابعة للمعدن MX_4 ، التي يتم بمستثناء الرصاص الذي يتفاعل مع البروم مشكلاً $PbBr_2$ ، ومع الйود مشكلاً PbI_2 ، إن البروم واليود لا يشكلان من أكسدة الرصاص إلى درجة الأكسدة الرابعة، كذلك يعد كلوريد الرصاص الرباعي ضعيف الثبات، ويتكافك حسب المعادلة:



4. تأثير الكبريت:

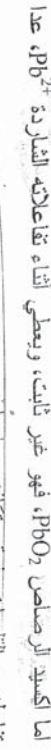
تتداخل العناصر مع الكبريت مشكلاً MS_2 ، ماعدا الرصاص الذي يشكل و PbS .

5. تأثير المحموض الأكسجيني:

يتفاعل الهرماتيوم مع حمض الكلريل المركز، ويعطي الأكسيد المعيدي $GeO_2 \cdot nH_2O$ في حين يعطي الصودير $Sn(SO_4)_2$ أما الرصاص فيشكل على سطحه طبقة من كريات الرصاص تحمي بقية المعدن من استمرار التفاعل. كذلك يتفاعل الهرماتيوم مع حمض الأزوت ليعطي GeO_2 ، وكذلك الكلريل يعطي SnO_2 في حين يتفاعل الرصاص مع الحمض نفسه مشكلاً نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$.

6. تأثير حمض الكلور الماء:

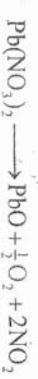
لا يؤثر حمض الكلور الماء في الهرماتيوم، بينما يؤثر في الصودير، والرصاص، وتشكل الشاردة M^{2+} ؛ إذ يكون المفاعل يعطيه الشاردة Pb^{2+} ، مما ينذر حمض الكلريل، فهو غير ثابت، ويعطي أثناء تفاعله الشاردة Na_2SO_3 ، مما ينذر حمض الكلريل، فيقيدي مكافهه رباعي:



شدة أكسيد أخرى معروفة للرصاص، وهي:

PbO

أ. أحادي أكسيد الرصاص PbO عباره عن مادة صلبة، لونه أحمر صافر، يتم الحصول عليه من تفتك نترات أو كربونات الرصاص:



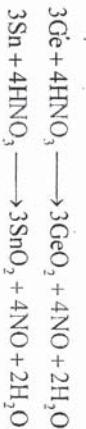
ينحل كل من الهرماتيوم، والصودير، والرصاص في القلويات الممدة ببطء، وشدة في القلويات المركزة حسب المعادلات:

كذلك يمكن الحصول عليه من التفاعل المباشر بين الرصاص والأكسجين بالتسخين، وبعد PbO أكثر شيئاً من PbO_2 ، ويقيناً أكيداً مذبذباً:



3-4-11-3- مركيبات العناصر

تعد أكسيد هذه العناصر أهم مركيباتها، خاصة الأكسيد MO_2 الذي يتم تحضيرها في حالة الهرماتيوم والصودير من تأثير حمض الأزوت المركز في كل منها حسب المعادلات:



منها حسب المعادلات:

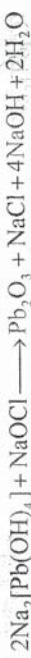
أَمْلَأْنَاهُمْ بِنَعْجَنَةٍ

بـ. أكسيد الرصاص الأحمر Pb_3O_4 : عبارة عن مسحوق قرمزي اللون، يتألف من PbO بالأسוגين بالتسخين. يتفاعل مع الحمض، مثل حمض الأزوت من PbO بالتسخين بالتسخين.

يُؤدي Pb_3O_4 دور الموكسد، فمع حمض النيترات المركز الساخن يحصل التفاعل الآتي:



→ أكسيد الرصاص الثنائي: Pb_2O_3 : عبارة عن مسحوق برتقالي، يتم الحصول عليه بأكمله من صلابة الصوديوم.



يُنْهَا كُلُّ هَذَا الْأَكْبَادِ بِالْمُسْخَنِ :



د. تحت أكسيد الرصاص Pb_2O : عبارة عن مسحوق رمادي غامق، يتم الحصول عليه من تكسين أو كز الات الرصاص بمعرض عن الهواء حسب المعادلة:



1. لماذا تكون درجات الانصهار والغليان متقدمة للساندكون والجرمانيوم ، بينما تكون أخفض في حالة التصدير والرصاص.

2. عرف الكربيدات ، وحدد نوعها مع ذكر مثال لكل نوع ، وعلاقة الحصول عليه.

3. ما هي المواد التي تحمل فيها المسنوداً، أكتب المعادلات اللازمة.

4. ادرس تأثير التقويمات على كل من الحرميات، والقصدير، والصلب.

5. الترس خواص الأكسيد MO_2 للحرملين، والقصدير، والرصاص.

7. كييف تتم صناعة الزجاج، وما هي المواد الأولية، الداخلة في كل منها.
8. كييف تتم صناعة زجاج الامان؟

المجموعات الكثالينية

عناصر المجموعة الخامسة

مجموعة الأزوت

The Nitrogen Group

NP AS
SPB

12 - النتروجين العاشر الماءة لعناصر المجموعة الخامسة

تتألف مجموعة الأزوت من العناصر التالية: الأزوت N، والفوسفور P، والزرنيخ As، والانتيمون Sb، والبروموت Bi. يزداد العدد الذري، وكذلك الوزن الذري بالانتقال من أعلى المجموعات نحو أسفلها. تتدنى عناصر هذه المجموعة انتقالاً وأضاحياً من خواص الالامعنية التي تظهر في الأزوت، والفوسفور إلى الخواص المعنية التي تتجلى في البروموت مروراً بأشبه المعادن التي يمتلكها الزرنيخ والأنتيمون. وهذا ما يؤدي إلى التباين في خواص هذه العناصر. فكالسيد الأزوت والفوسفور حمضية، في حين أن كالسيد الزرنيخ والانتيمون مذيبة، بينما تكون كالسيد البروموت ذات خواص أساسية.

الجدول (1-12): الخواص الفيزيائية لعناصر مجموعه الأزوت.

Bi	Sb	As	P	N	المعادن الفلورية
$6s^2 6p^3$	$5s^2 5p^3$	$4s^2 4p^3$	$3s^2 3p^3$	$2s^2 2p^3$	الإلكتروني
271	630	817	44	-210	درجة الأ Celsius (°C)
1560	1352	يتصعد	280	-195.8	درجة الغليان (°C)
1.48	1.41	1.21	1.10	0.70	نصف قطر الذري (Å)
1.20	0.62	2.22	2.12	1.71	نصف قطر الشاردي (Å)*
703	833	945	1011	1402	طاقة التنشير الأول (k)
1610	1594	1797	1902	2855	طاقة التنشير الثاني (k)
2702	2617	2851	1913	4574	طاقة التنشير الثالث (k)
1.65	1.80	2.20	2.05	3.05	الكهرسليبية
+3,+5	±3,+5	±3,+5	±1,+3, +3	±1,+2, ±3,+4, +5	درجات الأكسدة

* من أجل N^{3-} ، و P^{3-} ، و AS^{3-} ، و Sb^{3+} ، و Bi^{3+} .

لها يمكن أن تأخذ المجموعة رقم الأكسدة من 3 إلى 5 ويتلقي ثبات حالات الأكسدة بطيئية العنصر؛ إذ يتلقي ثبات درجة الأكسدة 3- عند الانتقال من الأزوت نحو البروموت، في حين يزداد ثبات الأكسدة 3+، و 5+ عند الانتقال من المذبيعة المشتركة في الأزوت حتى تصبح شواردية في البروموت الذي يشكل الشاردة Bi^{3+} لأن كمون الشاردة يتلقي ثبات من الأزوت إلى البروموت بسبب تزايد تصفق القطر الذري، مما يجعل خسارة الإلكترون السطحي أسهل نتيجة ضعف ارتباطه باللواء.

لعنصر الأزوت كهربائية لا يفوقها سوى الفلور والأكسجين، ويستطع الارتباط مع نفسه لتشكيل الجزيء N_2 ذي البنية: $N \equiv N = N \equiv N$ ؛ إذ تشير كذلك إلكترونات من كل ذرة، وبهذا زوج إلكتروني دون مشاركة. يوضح الجدول (1-12) أسماء الخواص الفيزيائية لعناصر مجموعه الأزوت.

12 - 2 - 12 الأزوت

يوجد الأزوت في الطبيعة على شكل جزيء غازى خاطئ N_2 ، وهو ينافى 78% من حجم الهواء، ويتالف من النظيرين N^{14} و N^{15} ، ويوجد على شكل أملاح لاعضوية، مثل نترات الصوديوم $NaNO_3$ ، ويدخل في تركيب الكائنات الحية، وبعد العنصر الرئيس في بعض المركبات العضوية كالبروتينات، والأسمدة، كما أن أهتماماته هو في إنتاج النشار، والأكسيد الأزوتية، وفي إملاء المصايب الكهربائية.

2 - 2 - 12 درجات أكسدة الأزوت

يبين الجدول الآتي بعض المركبات المهمة للأزوت، ودرجات أكسدة الأزوت فيها.

اسم المركب	صيغته	درجة أكسدة الأزوت
خماس أكسيد الأزوت	N_2O_5	+5
حمض الأزوت	HNO_3	+5
ثاني أكسيد الأزوت	NO_2	+4
ثلاثي أكسيد الأزوت	N_2O_3	+3
حمض الأزوت	HNO_2	+3
أكسيد الأزوت	NO	+2
أكسيد الأزوت	N_2O	+1
الأزوت	N_2	0
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	-1
هيدرازين	NH_2NH_2	-2
نشار	NH_3	-3
شارة الأمونيوم	NH_4^+	-3

وستذكر تحضير الأزوت، ومن ثم تحضير بعض هذه المركبات الهمزة.

3 - 2 - 12 تحضير الأزوت

يمكن تحضير الأزوت بطرق عديدة، أهمها:

- التحطير المجزأ للهواء السائل (وهي الطريقة المتبعة في الصناعة).

2. إملاء غاز النشار على أكسيد النحاس المحسخن:



3. تشكك نترات الأمونيوم حسب المعادلة:



4. تفاعل محلول نترات الصوديوم مع كلوريد الأمونيوم بالتسخين:



5. تشكك أزيد الصوديوم بالتسخين:

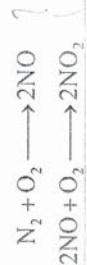


4 - 2 - 12 الغواص الفيزيائية للأزوت

الأزوت عديم اللون والرائحة والطعم، الحاله ضعيف في الماء، يتبيح في درجة 0-169°C، فهو صعب التبخر، أما من الناحية الكيميائية فهو غير مستقر للأزوت، الحر غير فعال في درجة الحرارة العاديه بسبب قوته الربطية الثالثيه بين الذرتين التي تتطلب طاقة كبيرة لقصها، وهي تبلغ 274 kJ/mol. لذلك يجب تنشيط الأزوت حيث يدخل في تفاعلاته الكيميائية إما بالتسخين، وإما باستهلاك وسبط، وإما بالتفريح الكهربائي.

5 - 2 - 12 الغواص الكيميائية للأزوت

1. تفاعل مع الأكسجين: يحصل التفاعل في درجة حرارة القوس الكهربائي، وينتج أول أكسيد الأزوت NO الذي يتحول إلى ثانوي أكسيد الأزوت NO_2 بتفاعلاته مع الأكسجين حسب المعادلات الآتية:



ينحل NO_2 الدائج في الماء مشكلاً حمض الأزوت، ومحض الأزوت حسب المعادلة:

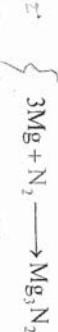


ولكن بعد HNO_2 غير ثابت، ويتكثف إلى HNO_3 أو NH_4OH أو $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$ حسب محلول الشادر أو ماءات الأمونيوم.

2. تفاعل مع ال�يدروجين: يتم التفاعل مع ال�يدروجين بتجزد وبسيط مذاب، وشريط محدد من الضغط ودرجة الحرارة:



3. تفاعل مع المعدان شديدة الكهروجاذبية: يتفاعل مع هذه المعدان مثل الليثيوم، والكلالسيوم، ليشكّل مركبات ذات روابط شاردية تدعى التربيّات، مثل Li_3N و Mg_3N_2 :

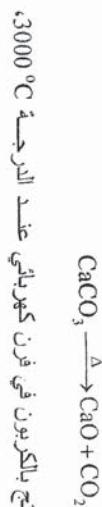


تحل التربيّات الناتجة لتصطلي خار الشادر:



أما مع المعدان الضعيّة الكهروجاذبية، فيشكّل الأزوت تربيّات ذات طبيعة مشتركة، مثل BN و Si_3N_2 .

4. تفاعل مع كربيد الكالسيوم: يحصل التفاعل في درجة حرارة مرتفعة، ويشكّل مركب سيلاند الكالسيوم حسب المعادلة:



ثم يرجع أكسيد الكالسيوم الدائج بالكلارين في فرن كهربائي عند درجة 3000°C فيشكّل كربيد الكالسيوم حسب المعادلة:



وأخيرًا تحصل على خار الشادر بحل مركب سيلاند الكالسيوم الدائج في الماء حسب التفاعل:



أما مخترباً فيمكن تختبره من تأثير القلويات في أملاح الأمونيوم:



خواص الشادر الكميّة:

الشادر خواص أساسية؛ لأن محليله المائية تتصلي وسطاً قلواً ضعيفاً، وتنتقل هذه الحالات المائية مع المحموض لإعطاء أملاح الأمونيوم:



تتميز مركبات الأزوت بتحدد حالات الأكسدة للأزوت الموجود في، وهي

محصور بين 3 و 5، وأهم هذه المركبات، ذكر:

كذلك سهل الشاذر

يستعمل هذا التفاعل الكشف عن الشاذر إذ تتشكل أخونة بيضاء عند تقويب قصدير

مثيل CH_3Cl إلى الوعاء الحاوي على الشاذر.

ترسب هيدروكسيدات المعادن الانتقالية غير النواة عند إضافة ماءات الأمونيوم (محلول الشاذر) إلى محلول أملاح هذه المعادن، ولكن يؤدي زيادة محلول الشاذر في بعض الحالات لاندلاع الهيدروكسيد نتيجة تشكيل مقدار مثيل، فمثلاً عند

إضافة NH_4OH إلى محلول تترات الأنيون تتشكل راسب من ماءات الفضة:



وتؤدي الزيادة من ماءات الأمونيوم لاندلاع الراسب:



ينتزع جزيء الشاذر بقشرته على من الإلكترونات نتيجة وجود السرور الإلكتروني على ذرة الأزوت، وهذا يؤدي دور ألساس لويس؛ إذ يتفاعل مع المركبات الأذلة للاكترونات مثل BF_3 :



يسقط جزيء الشاذر تشكيل مركبات تساندية (معدانات) باستناد عدد من الجزيئات إلى شاردة الغضر الالتفالي، مثل:



على

ينتزع الشاذر أيضاً بخواص الوجاعية فقط، لأن الأزوت في درجة أكسدته الدنيا

(-3)، وبذلك يمكن أن يرجع أكسيد النحاس إلى النحاس الحر وفق المعادلة الآتية:



ويتأكسد بالكلور حسب المعادلة:



ويستعمل هذا التفاعل في الكشف عن الكلور؛ إذ يقرب قضيب مثيل بالشاذر من وجاء

انطلاق الكلور، فيتشكل بخراة بيضاء من NH_4Cl

2. يؤكد الأكسجين الشاذر (الاحتراق)، ليعطي شعلة بلون أحضر شاحب:

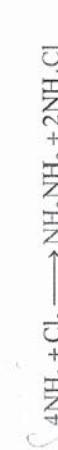


لما يستخدم وسيط من البلافن، فإن الشاذر يتأكد بوجود الهواء في الدرجة الأولى إلى 1000°C إلى NO ، وهو المقوم الأساسي في صناعة حمض الأزوت كما سببri لاحقاً:



2. الهيدرازين: NH_2NH_2 : تكون درجة أكسدة الأزوت فيه (-2)، وهو سائل سريع الانفجار، يخترق في الهواء تأشراً كثيفة كبيرة من الحرارة، لذلك يبخدم بوصفه رقoda للصوارب.

يتم العثور على الهيدرازين بخصوص قلوية أقل من قلوية غاز الشاذر، ويمكن الحصول عليه بولار تيار من غاز الكلور في محلول الشاذر حسب المعادلة وفقاً لشروط محددة:



3. هيدروكسيل أمونيوم NH_3OH : تكون درجة أكسدة الأزوت فيه (-1)، يتشكل بعد إلزاع شوارد التثبيت أو التثبات وفقاً لشروط محددة، وبعد أساساً ضعيفاً.

4. أكسيد الأزوت NO_2 : يأخذ الأزوت فيه رقم أكسدة (+4)، وهو غاز عديم

اللون، وخفيف الالحنة، وصيف الأذلل في الماء. يستخدم بوصفه مخدرًا موضعيًا لدى أطباء الأسنان، ومخدراً عالماً للعمليات البسيطة بعد مزجه مع الأكسجين والهواء، يمكن الحصول عليه من تكسين ترات الأمونيوم بخطف:



5. أكسيد الأزوت NO : يكون رقم أكسدة الأزوت فيه (+2)، وهو غاز عديم اللون، لا ينحل في الماء، ويمكن الحصول عليه من تأثير حمض الأزوت الممدد (6N) في التخلص حسب المعادلة:



يتآكل NO بسرعة بوجود الهواء متولاً إلى NO_2 حسب المعادلة:



يمكن أن يكون جزيء NO عاملًا مرجعًا مع المؤكسدات القوية، مثل برومنغيلات البوتاسيوم:



أو أن يكون عاملًا مؤكسداً مع المرجعات:



يتفاعل NO مع المعنثريوم المشكك، ويشكل خاز الأزوت حسب المعادلة:



6. ثالثي أكسيد الأزوت N_2O_3 : يكون رقم أكسدة الأزوت فيه $(+3)$ ، وهو سائل أزرق مسود غير ثابت، ينفك في درجة الحرارة العادمة حسب المعادلة:



لهذا الجزيء البنية الإلكترونية الآتية:



يعطي لدى احتلاله في الماء حمض الأزوتى، ولهذا يسمى بلاماء حمض الأزوتى:



كما يدخل في القلويات، ويشكل مزيجاً من أصلح النترات والتربيت حسب المعادلة:



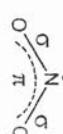
ويزيد NO_2 عاملًا مؤكسداً، فهو يوكد كبريت البارد وجين حسب المعادلة:



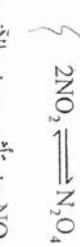
كما يستطيح أكسيد سوارد الحديد الثنائي إلى حديد ثلاثي في وسط حمضى:



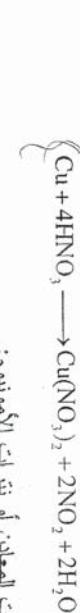
8. خلصى أكسيد شائنى الأزوت N_2O_5 : يوجد فيه الأزوت بدرجة أكسدة $(+5)$ وهو أكسيد صلب بلورى لا لون له، سهل التطاير، وينفك ببطء في درجة حرارة الصيغة المطابقية الآتية:



إلا تكون الرابطة غير متركزة. يختلف NO_2 عند تبريده، ويختلف لونه إلى أن يتتحول إلى رباعي أكسيد الأزوت حسب اللون:



يمكن الحصول على خاز NO_2 من تأثير حمض الأزوت الكثيف في النحاس حسب المعادلة:



أو من تتكافئ ترات المعادن أو ترات الأمونيوم حسب المعادلة:



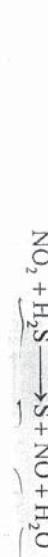
ينحل NO_2 في الماء مشكلاً مزيجاً من حمض الأزوت، وحمض الأزوتى حسب الصيغة المطابقية الآتية:



كما يدخل في القلويات، ويشكل مزيجاً من أصلح النترات والتربيت حسب المعادلة:



ويزيد NO_2 عاملًا مؤكسداً، فهو يوكد كبريت البارد وجين حسب المعادلة:



كما يستطيح أكسيد سوارد الحديد الثنائي إلى حديد ثلاثي في وسط حمضى:



9. أكسيد صلب بلورى لا لون له، سهل التطاير، وينفك ببطء في درجة حرارة الصيغة المطابقية الآتية:



يتم تضليله في الصناعية بأكمله الشادر يكسيجن الهواء عند درجة 1000°C، يوجد البلاتين بصفته محفز إذ يحصل التفاعل وفقاً المراحل الآتية:



ويتأكسد غاز NO التالج في الهواء متولاً إلى NO_2 :



ويحصل التالج في الماء للحصول على حمض الأزوت:



يبلغ ترکیز الحمض الناتج وفق هذه الطريقة 70%.

أما مخربياً فيمكن الحصول على حمض الأزوت من تأشير حمض الكبريت المركب في ملح تترات الصوديوم أو البوتاسيوم:



من أهم الخواص الكيميائية لحمض الأزوت، ذكر:

- تفاعلاته مع المعادن، مثل الزنك، والنحاس، والمعنثريوم؛ إذ تشكل أملاح المعادن، وتنطلق غازات يطلقها بطيئية المعادن، ودرجية ترکيز الحمض. فمثلاً يتفاعل حمض الأزوت الممدد مع النحاس، فينطلق غاز NO حسب التفاعل:



أما حمض الأزوت المركب، فيتفاعل مع النحاس مشكلاً المعادلة:

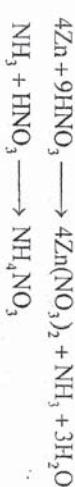


في حين يثر حمض الأزوت الممدد في المعنثريوم، وينطلق غاز NH_3 بحسب التفاعل:



بالتالي، يذعى الماء المركبي أو ماء الذهب؛ لأنه يستطيع أن يذيب الذهب، ويمكن أن يعل هذا التأثير يشكل حذر الكلور نتيجةً أكسدة الكلور Cl^- بوساطة حمض

يوجود حمض الأزوت إلى مركب NH_4NO_3 حسب المعادلة:

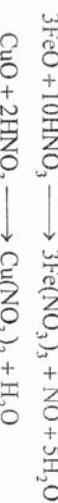


أو اخترأً تكتب:

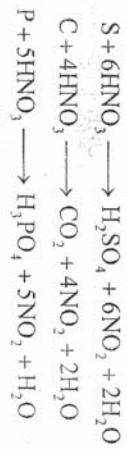


- تفاعل مع الأكسيدات المعدنية، يتفاعل حمض الأزوت مع الأكسيدات المعدنية،

ويتسلل تترات الصوديوم حسب التفاعل:



- تفاعل مع المعادن: يؤكد حمض الأزوت للالمعادن، مشكلاً حمض المولف أو الأكسيد، فهو يتفاعل مع الكبريت، والكلوريون، والفسفور حسب المعادلات:



- تفاعل مع القلويات: يتفاعل حمض الأزوت مع القلويات مثل NaOH ، ويتسلل تترات الصوديوم حسب التفاعل:



- يتفاعل حمض الأزوت مع المعادن المتعددة درجات الأكسدة من خلال درجة أكسدةها الأعظمية، ويستطيع أكسدة أملاحها ذات التكافؤ الأصغرى إلى الكافور الأعظمى، كما في تفاعلاته مع كثيريات الحديد حسب المعادلة:



- يشكل حمض الأزوت مع حمض كلور الماء المركب مزيجاً بنسبية واحد إلى

بلاطة، يذعى الماء المركبي أو ماء الذهب؛ لأنه يستطيع أن يذيب الذهب، ويمكن أن يعل هذا التأثير يشكل حذر الكلور نتيجةً أكسدة الكلور Cl^- بوساطة حمض



يودي كلور التتروريل NOCl دور الوساطة في تفاعل الكلور مع الذهب:



يتفاعل حمض الأزوت مع المركبات العضوية، مثل البنزين، بوجود حمض الكربونيك حسب المعادلة:



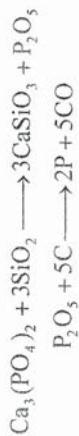
يسعى المركب الناتج تزرو التترن.

12 - 13 الفوسفور

بعد الفوسفور أشد فعالية من الأزوت، ولذلك لا يوجد حراً في الطبيعة، وإنما يوجد بشكل قفزات، أشهرها الأباتيت $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ ، وقفزات فوسفاتات الكالسيوم $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

12 - 1 تحضير الفوسفور

يتم تحضير الفوسفور بدأً من فوسفاتات الكالسيوم؛ إذ يوضع مزيج من الفوسفاتات، والرمل، وفحم الكوك في فرن كهربائي، ويسخن إلى درجة 1500°C ، فتتشكل خصائص أكسيد الفوسفور P_2O_5 الذي يرجم بدوره بوساطة الفحم إلى الفوسفور حسب المعادلات الآتية:



يتم تشكيف بخار الفوسفور الناتج، ويوضع تحت الماء، ويكتفى أن يبرق، ويدخل إلى حمض الفوسفور، للسفور أشكال تصالية، ذكر منها:

1. الفوسفور الأبيض: وهو جسم أبيض كاللشماع، يتتشكل عند تبريد أبخرة

الفوسفور عديمة الاحلال في الماء، بينما يدخل في محلات العضوية، مثل ثباتي كربون الكربون CS_2 .

2. الفوسفور الأسود: يبتعد عن تحول الفوسفور الأبيض بتأثير الضوء، وتشكل

بطيء أو بتشكل الفوسفور الأبيض عند درجة 400°C لمدة ساعات.

3. الفوسفور الأسود: يبتعد عن تحول الفوسفور الأبيض إلى الأسود، وذلك إما بإختصار الفوسفور الأبيض إلى ضغط مرتفع، ولما يوضع قطعة صغيرة من الفوسفور الأسود تحت الضغط الجوي النظامي، في هذه الحالة بعد أسبوع، ويزداد هذا التحولارتفاعاً في درجة الحرارة يصل إلى حوالي 300°C .

2 - 3 الخواص الكيميائية للفوسفور

يكتفى الفوسفور الخواص الكيميائية الآتية:

1. يختلف الفوسفور بحسب تشكيله الهواء مشكله خصائص أكسيد الفوسفور حسب المعادلة:



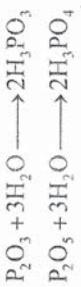
ويكتفى حمض أكسيد الفوسفور بالشكل $\text{P}_2\text{O}_5 \cdot \text{P}_4\text{O}_6$ ، وبكتفى أن يتشكل تلائفي أكسيد

الفوسفور إذا كانت عملية الاحتراق بطيئة حسب المعادلة:



ذلك يكتفى تلائفي أكسيد الفوسفور بالشكل P_4O_6 . تتميز أكسيد الفوسفور بأنها شرارة

جافة الماء، فهي تستلزم بصفتها مادة ملصقة للطوبية، الفوسفور إذا كانت عملية الاحتراق بطيئة حسب المعادلة:



وحمض الفوسفور حسب المعادلتين:

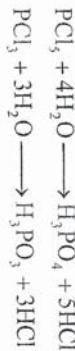


ثبات البوتاسيوم أو كلورات البوتاسيوم حسب المعادلتين:

كما يرجع حمض الأزوت وحمض الكبريت حسب المعادلين:



المعالتين الآتىتين:



٤. يتحد المؤسسور مع الكثيريت، ويشكّل عدّة مركبات، من أهمها P_4S_3 الذي

5. يتفاعل الفوسفور مع المعادن الكهروجاذبية، مثل المغنتيزيوم، ويشكل مركبات

تُدعى الفوسفادات، يأخذ فيها الفوسفور رقم الأكسدة (-3):

$$2\text{P} + 3\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}_3\text{P}_2$$

کذلک پیشک فوسفید Na_3P و فوسفید Ca_3P_2 اکالسیوم تسبیز هنده

$$\text{Mg}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{heat}} 2\text{PH}_3 + 3\text{Mg}(\text{OH})_2$$

الشقايب: كانت أعاد الكتاب تصنیع قديماً يخنسها بمزیج من الفوسفور الأبيض،

الحمل بمرض نخر المخاطم، ولذاك استبدل الفوسفور بكبريت ونصف الفوسفور

$$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$$

يختس سوسيين مي حمصن يور الماء، ويسخن مربج يجوي على سارده القوسسو بيوم
 $\text{PH}_3 + \text{HI} \longrightarrow \text{PH}_4^+$

2. حمض الفوسفوريك: H_3PO_4 : يشك حمض الفوسفوريك من اندلاع ثلاسي
 H_3PO_4 حسب المعادلة:
 $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$

يذكّر بذلك يمكّن الحصول على الفوسفين عند تشكّل حمض الفوسفوري بالاستهلاك

$$4\text{H}_3\text{PO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{PH}_3 + 3\text{H}_3\text{PO}_4$$
 يخترق الفوسفين الناتج باكتساحين الهواء مشكلًا خصائصيًّا أكسيدة للفوسفور الذي ينحل

$$2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 \longrightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$$
 يدوره في الماء ليعطي حمض الفوسفوري حسب المعادلة:

$$\text{PH}_4^+ + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$
 يتفاعل الفوسفين مع حمض يود الماء، ويشكّل مركبًا يحوري على شاردة الفوسفوفينيوم حسب المعادلة:

2/5

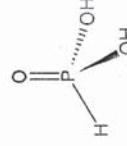
$$2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$$

٢. حمض الفوسفور في الماء حسب المعادلة:

أو من حلبة هاليدات الفوسفور الثلاثية حسب المعادلة:



إن حمض الفوسفوري حمض ضعيف ثانٍ الوظيفة الحمضية، يتذبذب بالبنية الجزيئية الفراغية الآتية:



يسأك حمض الفوسفوري سلوكاً مرجعاً، ويتأكد إلى حمض الفوسفور حسب المعادلة:



بعد حمض الفوسفوري مرتكباً صلباً أبيض اللون، يتكثك بالتسخين ليعطي غاز الفوسفين حسب المعادلة:



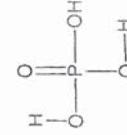
3. حمض الفوسفور: مادة صلبة عديمة اللون، ينحل جيداً في الماء، وبعد حمضها ضعفها، ويمكن تحضيره من انحلال خلاسي لكسيد الفوسفور في الماء حسب المعادلة:



أو من تأثير حمض الكبريت في فوسفات الال كالسيوم حسب المعادلة:



يأخذ جزيء حمض الفوسفور البنية الآتية:



يتذبذب حمض الفوسفور على ثلث مراحل:



ظهور شاردة ثانٍ هيدروفوسفات:



وظهور شاردة هيدروفوسفات:



وظهور شاردة أورتو فوسفات.

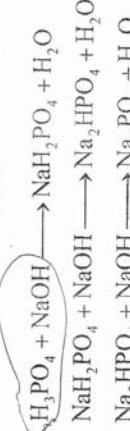
يسعى H_3PO_4 أو رتو حمض الفوسفور الذي يتحول إلى حمض ميتسا الفوسفور بسمى H_3PO_4 ، ينزع جزء منه حسب المعادلة:



اما ينزع جزء منه من أورتو حمض الفوسفور، فنحصل على بيرود حمض الفوسفور حسب المعادلة:



4. أصلاح الفوسفات: يتم الحصول على أملأح الفوسفات من تفاعل حمض حمض الفوسفور مع الأسس، مثل ماءات الصوديوم، حسب المعادلات:



يُعلن أملأح الفوسفات الـ Na_3PO_4 مركب Na_3PO_4 بوصفة سهلة جداً، وهو مزيج من محل الفوسفات، وكثيريات الـ Na_3PO_4 ، الذي يتم تحضيره من تأثير حمض الكبريت الممدد في فوسفات الـ Na_3PO_4 حسب المعادلة:



تحول الفوسفات الثنائية البيروجين إلى مينا الفوسفات الأغنى بالفوسفور، والتي تفضل من سباد المزير فوسفات للأرض، ويتم هذا التحويل بالتسخين؛ لأنفس

الفوسفات الثنائية الماء حسب المعادلة:



تستخدم أملاح الفوسفات الثنائية البيروجين في تصنيع بودرة المعجنات، أما أملاح الفوسفات الثنائية فتُستخدم في إزالة قساوة الماء، أو لإزالة أملاح الكالسيوم منه، كذلك يستخدم حمض الفوسفور في صناعة الأدوية المقوية للأعصاب.

أسئلة وتمارين

- هل بعد الشادر عاملًا موكمداً أم مرجعًا، وضح ذلك بمثال.
- البرح طريقة تحضير كل من الكربونيد، وأميد الصوديوم بدأ من الشادر، وأذكر مجال استخدام كل مركب.
- أكتب محللات الحصول على كل من المركبات الآتية: N_2H_4 ، PH_3 ، و NO_2 .
- أكتب الصيغة الفرعية للثوارد NO_3^- ، NO_2^+ ، و N_2O_5 .
- عرف الفسفيدات، مع ذكر مثال، وبين كيف تتحامله الفوسفيدات بالصام.
- كيف يمكن تحضير حمض الفوسفوري، وحمض الفوسفور؟
- ووضح دور الفوسفور بصفته مرجحاً قرباً للحمض الكثيف والمركز، مثل حمض الكربونيك، وحمض الأزوت، وبصع المركبات القوية، مثل KClO_3 و KNO_3 .



مكتبة
A to Z