

الكيمياء اللاعضوية

الزمرة السادسة والسابعة والثامنة
المرحلة الثانية/ قسم الكيمياء

مدرسة المادة

غفران شاكر العبيدي

عناصر الزمرة السادسة

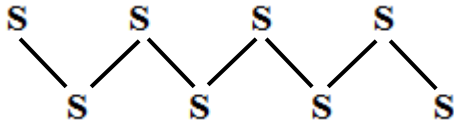
((البولونيوم ^{84}Po , التيلوريوم ^{52}Te , السيلينيوم ^{34}Se , الكبريت ^{16}S , الأوكسجين ^{8}O))

تتميز هذه العناصر بامتلاكها الغلاف الألكتروني الخارجي $[ns^2 np^4]$ وتختلف خواص $[\text{O}_2]$ في هذه الزمرة عن باقي عناصر الزمرة للأسباب التالية.

1- انخفاض السالبية الكهربائية للعناصر من $[\text{Se}]$ الى $[\text{Po}]$ مما يؤدي الى تقليل خواصها الأيونية في مركباتها

2- لا يقتصر العدد التناسقي بهذه العناصر على اربع كما تكون اعداد تكافؤية تكافؤها يزيد عن [2] كما في الأوكسجين وذلك لوجود اوربيتالات $[d]$ التي يمكن استخدامها في تكوين اواصر اضافية

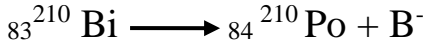
3- ينفرد الكبريت او يتميز بميله لتكوين سلاسل في مركباته لذلك فهو يكون مركبات لاتشابه المركبات التي يكونها الاوكسجين



وتمتاز عناصر هذه الزمرة بأن خواصها فلزية تقل ابتداءً من $[\text{S}]$ الى $[\text{Po}]$ حيث يكون $[\text{S}]$ لافلزي اما $[\text{Se}]$ و $[\text{Te}]$ فهي اشباه فلزات اما $[\text{Po}]$ يكون فلزي.

وجودها في الطبيعة

يتواجد الاوكسجين في الغلاف الجوي بنسبة [46%] اما الكبريت فيكون على شكل مركبات منها كبريتيد الهيدروجين $[\text{H}_2\text{S}]$ واوكسيد الكبريت $[\text{SO}_2]$ وكبريتات الكالسيوم الالمانية $[\text{CaSO}_4]$ اما السيلينيوم و التيلوريوم فتوجد بشكل شوائب في خامات الكبريت اما البولونيوم فيوجد بكميات ضئيلة جدا ويمكن الحصول عليه عن طريق تشعيع البزموت في التفاعلات النووية



نظائرها

| النظائر الغير المستقرة (المشعة) | النظائر المستقرة |
|---|---|
| $^{19}\text{O}, ^{15}\text{O}, ^{14}\text{O}$ | $^{18}\text{O}, ^{17}\text{O}, ^{16}\text{O}$ [8O]-1 |
| $^{38}\text{S}, ^{35}\text{S}, ^{31}\text{S}$ | $^{36}\text{S}, ^{34}\text{S}, ^{33}\text{S}, ^{32}\text{S}$ [16S]-2 |
| $^{84}\text{Se}, ^{79}\text{Se}, ^{70}\text{Se}$ | $^{82}\text{Se}, ^{80}\text{Se}, ^{78}\text{Se}, ^{77}\text{Se}, ^{76}\text{Se}, ^{74}\text{Se}$ [34Se]-3 |
| $^{132}\text{Te}, ^{127}\text{Te}, ^{117}\text{Te}$ | $^{126}\text{Te}, ^{125}\text{Te}, ^{124}\text{Te}, ^{123}\text{Te}, ^{122}\text{Te}, ^{120}\text{Te}$ [34Te]-4 |
| $^{211}\text{Po}, ^{210}\text{Po}, ^{199}\text{Po}$ | $^{130}\text{Te}, ^{128}\text{Te}$ -5 [84Po] لا توجد نظائر مستقرة |

الأوكسجين

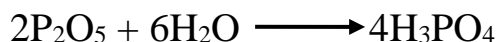
يدخل الأوكسجين في تركيب جزيئات $[\text{H}_2\text{O}]$ والسيليكا كما يكون مركبات مع جميع العناصر ما عدا الغازات النبيلة بكونها خاملة ويعتبر الأوكسجين من عناصر الدورة الثانية اي ان غلابة يمكن ان يشبع ب $[8e^-]$ وذلك عن طريق

- 1- اكتساب الكترولين حيث يتكون ايون الأوكسيد $[\text{O}^{2-}]$
- 2- اكتساب الكترولون واحد اضافة الى تكوين اصرة تساهمية احادية كما في مجموعة $[\text{OH}^-]$ ايون الهيدروجين
- 3- تكوين اصرتين تساهميتين احاديتين مثال ذلك $[\text{R}-\text{O}-\text{R}]$ او اصرة مزدوجة كما في $[\text{O}=\text{C}=\text{O}]$
- 4- تكوين ثلاث او اربع او اصرة تساهمية كما في مركب $[\text{R}_2\text{OH}]$.

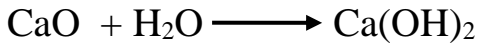
مركبات الأوكسجين

1- **الأكاسيد** : تسمى مركبات الأوكسجين الثنائية بالأكاسيد وهي تختلف في خواصها الكيميائية بسبب طبيعة الاصرة التي تربط $[\text{O}_2]$ بالعنصر الآخر فمنها ما يكون ايوني ومنها ما يكون تساهمي ومنها ما تكون صفاته بين التساهمية والأيونية وبذلك يمكن تصنيف الأكاسيد اعتمادا على صفة الحامض والقاعدة الى اربع اصناف:-

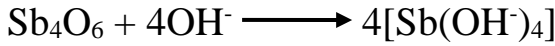
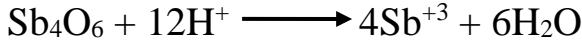
أ- **الأكاسيد الحامضية** :- وهي الأكاسيد التي تذوب بالماء مكونة محلول حامضي مثل $[\text{P}_2\text{O}_5]$ الذي يذوب بالماء مكونا حامض الفسفوريك



ب- الأكاسيد القاعدية :- وهي الأكاسيد التي تذوب بالماء مكونه محلول قاعدي مثل [CaO]

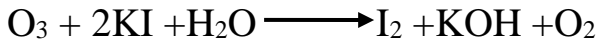


ج- الأكاسيد القاعدية : وهي الأكاسيد التي تبدي صفات كل من الحامض والقاعدة تحت ظروف مختلفة [Sb₄O₆] الذي يمكن ان يتفاعل مع الحوامض والقاعدة



د- الاكاسيد المتعادلة : هي الأكاسيد التي تكون خاملة تجاه الماء والتي لا تذوب في الماء مثال ذلك احادي اوكسيد [CO] و [NO] اوكسيد النتروز.

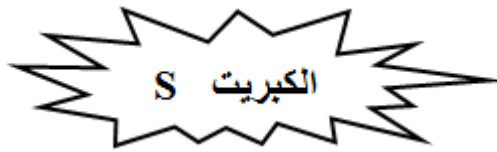
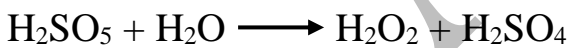
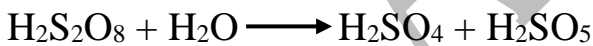
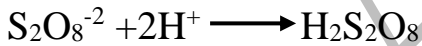
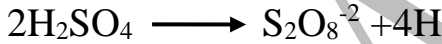
2-الأوزون :- تختلف فعالية الاوزون [O₃] الكيميائية عن عنصر الأوكسجين فالأوزون يمكن ان يتفاعل في درجات الحرارة الواطئة مع العناصر التي لا يمكن للأوكسجين ان يتفاعل معها في درجات حرارة مرتفعة مثال ذلك تفاعل الأوزون مع يوديد البوتاسيوم



وهذا التفاعل يستخدم في تقدير الأوزون كميا وذلك بمعايرة اليود الناتج من التفاعل ويمكن ان يجهز الاوزون بطريقة التفريغ الكهربائي لغاز [O₂] او بفعل تأثير الأشعة فوق البنفسجية على جزيئات [O₂] ويمكن للأوزون ان يتفاعل مع هيدروكسيدات البوتاسيوم او الربيديوم او السيزيوم مكون مركبات تسمى الاوزونيدات



3- البيروكسيدات H₂O₂ : ابسط مثال هو H₂O₂ الذي يعتبر عامل مؤكسد قوي في الوسط الحامضي او الوسط القاعدي ويحضر بطريقة التحلل الكهربائي لمحلول حامض الكبريتيك باستخدام اقطاب من البلاتين وبوجود كثافة عالية من التيار لحدوث التفاعل



يوجد الكبريت في الطبيعة على هيئة مركبات مثل كبريتيدات الفلزات ويمكن ان يكون لذرة الكبريت حالتين هي الصلبة والسائلة

1- الصلب ← حلقات كبريتية (كبريت حلقي)

← سلاسل ذرات الكبريت (كبريت سلسلي)

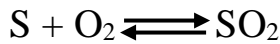
2- السائل: يتكون من صهر الكبريت الصلب الذي يتحول الى سائل غير لزج وتزداد لزوجته بزيادة الصهر وهذه الزيادة سببها تكسر الحلقات بالتسخين وكسر الأواصر بين ذرات الكبريت حيث يتحول الى صورة الكبريت السائل

* يمكن لعنصر الكبريت ان يتحد مع العناصر الفلزية مكونا الكبريتيدات كما في كبريتيدات العناصر القلوية التي تحتوي بنيتها على ايون الكبريت $[S^{-2}]$
 * كما يمكن ان كون متعدد الكبريتيد والتي تحتوي على عدد من ايونات الكبريت $[S^{-2}]$ والتي يتراوح عددها بين [2-6] ايونات

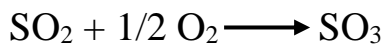
مركبات الكبريت

1- اكاسيد الكبريت :

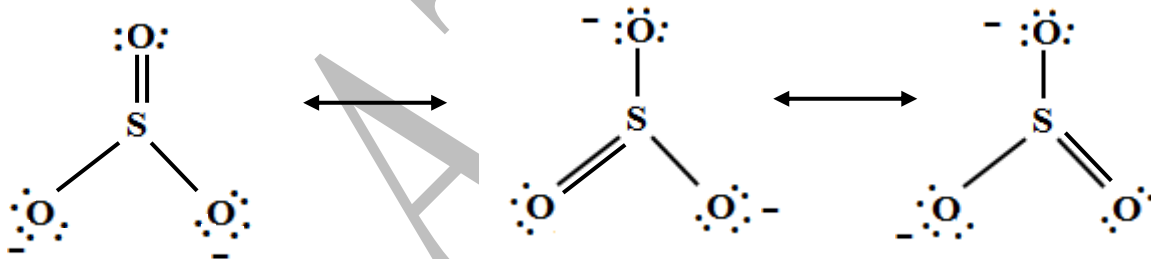
أ- ثنائي اوكسيد الكبريت SO_2 : يكون عامل مختزل ضعيف في الوسط الحامضي ولكن تزداد قوته بالأختزال في الوسط القاعدي فهو يتكون من اكسدة الكبريت $[S]$



ب- ثلاثي اوكسيد الكبريت SO_3 : يحضر من التفاعل المباشر ما بين غاز الأوكسجين وثنائي اوكسيد الكبريت $[SO_2]$ وبوجود عامل مساعد هو خماسي اوكسيد الفناديوم $[V_2O_5]$ ويكون لهذه الجزيئة في الحالة الغازية شكل مثلث مستوي



ويتخذ تراكيب رزونانسية لانتشار الشحنة السالبة على الأوكسجين

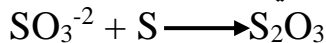


2- الأحماض الأوكسجينية للكبريت: يكون للكبريت احماض اوكسجينية يمكن من حيث عدد ذرات الكبريت الى .

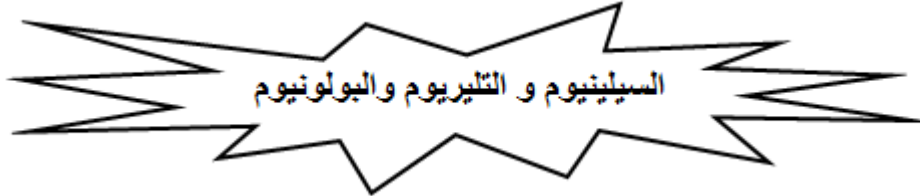
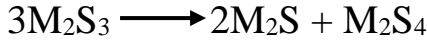
أ- الأحماض التي تحتوي ذرة كبريت واحدة : مثال ذلك حامض الكبريتيك $[H_2SO_4]$ وحامض الكبريتوز $[H_2SO_3]$ وحامض الكبريتيك يتميز بأن له القدرة على انتزاع مكونات الماء من المركبات العضوية مثال ذلك انتزاع جزيئات الماء من السكريات ويتم ذلك بتفاعل حامض الكبريتيك مع الكحول الأثيلي $[C_2H_5OH]$ المستخدم في التفاعل



ب- الأحماض التي تحتوي على ذرتين كبريت :- مثال ذلك حامض ثنائي ثايونيك $[H_2S_2O_6]$ وحامض ثايوكبريتيك $[H_2S_2O_3]$ ويمكن ان يحضر حامض ثايوكبريتيك $[H_2S_2O_3]$ بتسخين المحاليل التي تحتوي على ايون الكبريتيت $[SO_3^{-2}]$ مع عنصر الكبريت او بطريقة التحلل المائي لأيون ثنائي ثايونيت



3- الكبريتيدات الأيونية : تكون الفلزات القلوية الترابية كبريتيدات ايونية تكون على شكل بلورات قابلة للذوبان في الماء او تكون محاليل هذه الكبريتيدات نوعين من المركبات ذات الصيغة $[M_2S_4]$ و $[M_2S_5]$ ويكون هذه النوع من المركبات اكثر استقرارا من المركبات ذات الصيغة العامة $[M_2S_3]$ حيث انها يمكن ان تتفكك مكونة مركبات احادية الكبريت ورباعية الكبريت

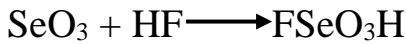


تمتلك هذه العناصر صفات لافلزية كما انها تكون مركبات تساهمية ويمكن ان يكتمل الترتيب الألكتروني لهذه العناصر بحيث يصبح متشابه للترتيب الألكتروني للغازات النبيلة وهذا يتم بالطرق التالية .

- 1- اكتساب الكترولين وتكوين ايونات $[Po^{-2}, Te^{-2}, Se^{-2}]$
 - 2- تكوين اصرتين تساهميتين كما في مركب ثنائي كلوريد السيلينيوم $[SeCl_2]$
 - 3- تكوين اصرة تساهمية واحدة مع شحنة سالبة للعنصر $[R-S^-]$ $[RS^-]$
 - 4- من خلال تكوين ثلاث اواصر تساهمية مع شحنة موجبة للعنصر $[R_3S^+]$
- *يمكن الحصول على عنصري السيلينيوم والتليريوم كنتاج عرضي من خامات الكبريت ويكون لها صفات تساهمية اكثر مما للكبريت وذلك بسبب انخفاض كثافة الشحنة نتيجة لكبر الحجم وقلة السالبية الكهربائية

مركباتها

- 1- **الأكاسيد :-** تختلف اكاسيد هذه العناصر عن اكاسيد الكبريت حيث تكون مواد صلبة عند درجة حرارة $[25]$ مئوية ومن اهم هذه الأكاسيد هو ثلاثي اوكسيد السيلينيوم $[SeO_3]$ الذي يحضر عن طريق انتزاع جزيئات الماء من حامض السلسنيك $[H_2SeO_4]$ وبأستخدام خماسي اوكسيد الفسفور $[P_2O_5]$ كعامل مساعد بدرجة حرارة تتراوح ما بين $[150-160]$ مئوية ويمكن لهذا الأوكسيد $[SeO_3]$ ان يذوب في حامض الهيدروفلوريك $[HF]$ مكونا حامض فلورسلسنيك $[FSeO_3H]$



كذلك ثلاثي اوكسيد التاليوم $[TeO_3]$ يحضر من انتزاع جزيئات الماء من حامض التلريك $[Te(OH)_6]$ او $[H_6TeO_6]$

اما فيما يخص احماض هذه العناصر مثل حامض السلسنيك $[H_2SeO_4]$ فيحضر بصهر عنصر السيلينيوم مع نترات البوتاسيوم ويتميز هذا الحامض بان له درجة انصهار واطئة تبلغ $[57]$ مئوية

عناصر الزمرة السابعة

((85At أستاتين, اليود 53I , البروم 53Br , الكلور 17Cl , الفلور 9F))

تمتلك عناصر هذه الزمرة الترتيب الإلكتروني $[ns^2 np^5]$ لذلك فإن كل منها يحتاج الى إلكترون واحد للوصول الى ترتيب الكتروني مشابه لترتيب الغازات النبيلة لذلك تميل هذه العناصر الى اكتساب الكترون واحد وتكوين اواصر ايونية او تكوين اواصر تساهمية عن طريق مشاركتها بالالكترونات وهذا ما يفسر وجودها بشكل جزيئات ثنائية الذرة $[X_2]$ وتتميز الهالوجينات بأن جهد تأينها عالي كما تزداد خواصها الفلزية ابتداء من الفلور وانتهاء بالأستاتين وتكون في الحالة السائلة والصلبة مرتبطة فيما بينهما بأواصر تساهمية.

الفلور 9F

يختلف عن باقي عناصر الزمرة بسبب صغر حجمه وسالبية كهربائية عالية وعدم قدرته على توسيع مداره واحتواءه اوربيتال (d)

الكلور 17Cl

يتميز عن باقي عناصر الزمرة بان له طاقة تفكك عالية لأن الكتروناته عند التأصر يمكن ان تكون اواصر $[\pi]$ مما يؤدي الى زيادة في قوة الأصرة (Cl-Cl)

وجودها في الطبيعة

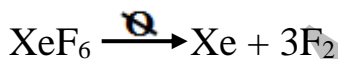
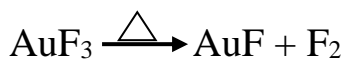
لا توجد هذه العناصر بصورة حرة في الطبيعة وانما يوجد على هيئة هاليدات فالفلور لا يمكن ان يوجد بصورة حرة بسبب فعاليته العالية وانما يوجد بهيئة خامات على شكل الفلورسبار $[\text{CaF}_2]$ ثنائي فلوريد الكالسيوم وعلى شكل الكاريوليت $[\text{Na}_3\text{AlF}_6]$ اما عنصر اليود فيوجد على هيئة املاح اليوديدات [Iodine] اما البروم فيوجد على هيئة ثنائي بروميد الكالسيوم $[\text{CaBr}_2]$ اما الأستاتين فإنه عنصر مشع يحضر من خلال الأنحلال الأشعاعي لعنصري اليورانيوم والثوريوم

النظائر

| (المشعة) | (المستقرة) | العنصر |
|--|----------------------------------|------------------------|
| ^{18}F | ^{19}F | [^9F]-1 |
| $^{39}\text{Cl}, ^{34}\text{Cl}, ^{32}\text{Cl}$ | $^{37}\text{Cl}, ^{35}\text{Cl}$ | [^{17}Cl]-2 |
| $^{84}\text{Br}, ^{80}\text{Br}, ^{77}\text{Br}$ | $^{81}\text{Br}, ^{79}\text{Br}$ | [^{35}Br]-3 |
| $^{132}\text{I}, ^{131}\text{I}, ^{121}\text{I}$ | ^{127}I | [^{53}I]-4 |
| X | X | [^{85}At]-5 |

الفلور ^9F

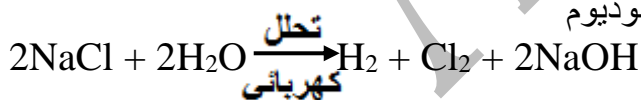
يعتبر اكثر العناصر فعالية ومن اقوى العوامل المؤكسدة ويحضر صناعيا بطريقة التحلل الكهربائي لمنصهر الفلوريدات في سبائك مصنوعة من النحاس والنيكل ويمكن تحضيرها من تفكك الفلوريدات بالحرارة مثال ذلك تفكك ثلاثي فلوريد الذهب



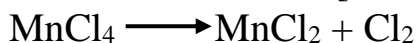
او من خلال تفكك سداسي فلوريد الزينون

الكلور ^{17}Cl

يحضر صناعيا من التحلل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم



وايضا من اكسدة حامض [HCl] بواسطة احد العوامل المؤكسدة القوية مثل [KMnO₄-K₂Cr₂O₇-MnO₂]



البروم ^{35}Br

يحضر من اكسدة ايون البروميدي الى البروم باستخدام غاز الكلور



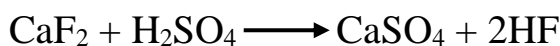
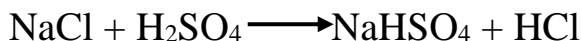
يحضر من اكسدة ايون اليوديد باستخدام غاز الكلور



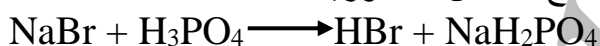
تفاعلاتها

1- مركبات الهالوجينات مع الهيدروجين :

يمكن ان تتفاعل الهالوجينات مع الهيدروجين مكونه هاليدات الهيدروجين وهذه المركبات تتشابه في خواصها الفيزيائية فهي غازات عديمة اللون وذات رائحة نفاذه ويتميز فلوريد الهيدروجين بأن له درجة غليان عالية اعلى من باقي الهاليدات بسبب ميل الفلور الى تكوين الاواصر الهيدروجينية لكون ساليته الكهربائية عالية فمثلا يمكن تحضير حامض كلوريد الهيدروجين (HCl) صناعيا باستخدام حامض الكبريتيك وتفاعله مع كلوريد الصوديوم وثنائي كلوريد الكالسيوم



اما بروميد الهيدروجين فإنه يحضر من تفاعل املاح البروميد مع حامض الفسفوريك



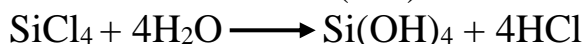
2- الهاليدات

وتقسم الى انواع

أ- الهاليدات الأيونية والتساهمية :- تتكون من تفاعل الهالوجينات مع عناصر الزمرة الأولى والثانية والعناصر الانتقالية ومثالها هو هاليدات الكلوريد والبروميد والتي تكون اكثر قابلية على الأستقطاب بسبب كبر حجمها وقلة السالبية الكهربائية

وتكون الهاليدات اما ايونية مثال ذلك [Cu⁺¹, Ag⁺¹] اما الهاليدات التساهمية فهي لا تذوب في الماء ولها اكثر من حالة تأكسد مثال ذلك ثنائي كلوريد الرصاص [PbCl₂] وثنائي كلوريد القصدير [SnCl₂] التي يمكن ان تؤخذ بشكل رباعي كلوريد الرصاص ورباعي كلوريد القصدير [SnCl₄, PbCl₄]

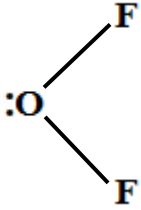
ب- الهاليدات الجزئية: تتكون من تفاعل اللافلزات مع العناصر الانتقالية التي تمتلك حالات تأكسدية عالية مع الهالوجينات وتتكون هذه المركبات بشكل غازات او سوائل او مواد صلبة وسهلة التطاير وترتبط جزيئاتها مع بعضها بقوى ضعيفة تسمى قوى فاندر فالز وتتميز بسهولة تحللها المائي كما في ثلاثي كلوريد البورون



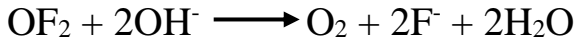
مركبات الهالوجين مع الأوكسجين

من اهم هذه المركبات

1- اكاسيد الفلور مثل ثنائي فلوريد الأوكسجين [OF₂] يكون بشكل غاز حامل نحو التفاعلات الكيميائية وله تركيب يشبه تركيب جزيئة الماء



وله القابلية على التحلل في الوسط القاعدي مكونا ايون الفلور ومحورا غاز الأوكسجين



ويمكن ان يتحلل في الوسط المائي مكونا فلوريد الهيدروجين



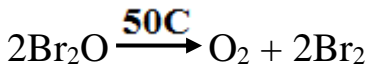
2- اكاسيد الكلور :

تكون شديدة الفعالية غير ثابت مثل ثنائي اوكسيد الكلور [ClO₂-] الذي يستعمل كعامل مؤكسد وتحضر هذه الاوكسيدات من اختزال كلورات البوتاسيوم بواسطة حامض الكبريتيك [H₂SO₄] والأوكزاليك [H₂C₂O₄] كما في المعادلة التالية



3- اكاسيد البروم

تكون هذه الأوكاسيد غير مستقرة وتحضر عن طريق التفاعل بين غاز الأوكسجين والبروم تحت التفريغ الكهربائي وبدرجات حرارية منخفضة مثال ذلك تحضير اوكسيد البروم الثنائي [Br₂O] الذي يتحلل مكونا غاز البروم مع غاز الأوكسجين بدرجة [50] مئوية كما في المعادلة التالية



ويمكن ايضا ان يوجد بشكل [BrO₃] الذي يكون مركب غير مستقر

4- اكاسيد اليود :

اهمها هو [I₂O₅] الذي يحضر بطريقة التحلل الحراري لحامض اليوديك هو [HIO₃] وبدرجة [240] مئوية كما في المعادلة التالية



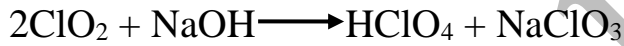
ويستخدم هذا التفاعل لتقدير احادي اوكسيد الكربون والكشف عنه بواسطة تقدير اليود الناتج من التفاعل

الأحماض الأوكسجينية للهالوجينات

مثالها هو حامض البركلوريك $[HClO_4]$ والبر بروميك $[HBrO_4]$ ولها القدرة على الأوكسدة في المحيط الحامضي فتعتبر بذلك عوامل مؤكسدة مما في الوسط القاعدي كما تزداد استقرارية الأحماض والأيونات السالبة لها بزيادة حالتها التأكسدية لذرة الهالوجين وهذا يعود الى زيادة العدد التناسقي الذي يؤدي الى حماية الذرة المركزية من التفاعل وتكون الأيونات السالبة للحامض اكثر استقرارا من الحامض نفسها لأكتسابها طاقة تسمى طاقة الرنين.

بعض الأحماض

1- احماض الهالوز: تمتلك هذه الأحماض الصيغة العامة $[HXO_2]$ ومثالها الكلوكوز و $[HClO_2]$ والذي يكون ضعيف وسريع التفكك ويحضر من تفاعل اوكسيد الكلور في وسط قاعدي

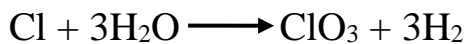
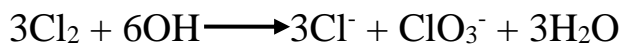
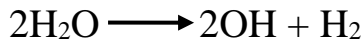
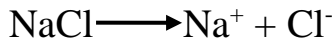


2- احماض الهاليد: تمتلك الصيغة الهامة $[HXO_3]$ ومثالها حامض اليوديك $[HIO_3]$ الذي يحضر من اكسدة اليود بواسطة حامض النتريك او بيروكسيد الهيدروجين اما بالنسبة لأحماض بقية العناصر يمكن تحضيرها بتفاعل حامض الكبريتيك مع ملح الباريوم المشتق من الحامض المراد تحضيره

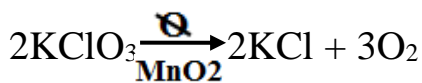


ملح الحامض

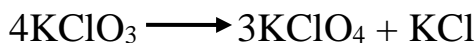
يمكن تحضيره بطريقة صناعية من التحلل الكهربائي لمحلول $NaCl$



يمكن ان تتحلل املاح هذه الأحماض بالتسخين بطرق مختلفة في درجات حرارية عالية وبوجود عامل مساعد تتحلل محررة غاز الأوكسجين



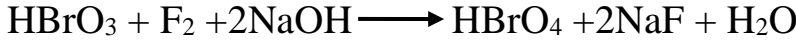
اما في درجات الحرارة المنخفضة فإنه يتحلل مكونا البركلوريدات



3- احماض البرهاليك : تمتلك الصيغة العامة [HXO₄]

يمتلك البركلوريك سلوك حامضي قوي و عامل مؤكسد ضعيف في المحلول البارد اما في المحلول الساخن فانه يسلك سلوك عامل مؤكسد قوي

ويحضر من تفاعل بركلورات البوتاسيوم [3KClO₄] مع حامض الكبريتيك وبطريقة التقطير اما البربروميك فإنه يكون حامض قوي ويحضر من اكسدة حامض البروميك بواسطة غاز الفلور وبوجود وسط قاعدي



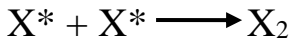
اما اليويديك فإنه يحضر من اكسدة حامض اليويديك باستخدام غاز اليود وبوجود وسط قاعدي



اشباه الهالوجينات

هو عبارة عن جزيئات تتكون من العناصر ذات السالبية الكهربائية العالية وتكون متشابهة للهالوجينات في كثير من خواصها الكيميائية وعند تحللها المائي تكون ايونات اشباه الهاليد ومن اهمها هي [السيانوجين (Cn)₂, السيانيد (CN), الثايبوسيانيد (SCN)₂, الأيزوسيانيد (NCO)] ولهذه المركبات خواص مشتركة بينها وبين الهالوجينات ومنها.

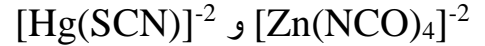
1- تكون كلا المركبات مواد متطايره حيث تتكون جزيئاتها من اتحاد جذرين من الجذور الحرة



2- لها القابلية على الأتحاد مع الفلزات وتكوين الأملاح

3- املاح الزئبق والفضة والرصاص تكون غير ذائبة في الماء

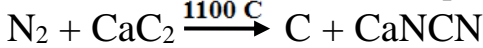
4- تكون ايونات معقدة ناتجة من ارتباط اكثر من ايون من ايونات الهاليد وشبه الهاليد مع الفلزات مثال ذلك



5- تتفاعل اشباه الهالوجينات مع القواعد مما يؤدي الى تفاعل اكسدة واختزال ذاتي

تحضير اشباه الهالوجينات

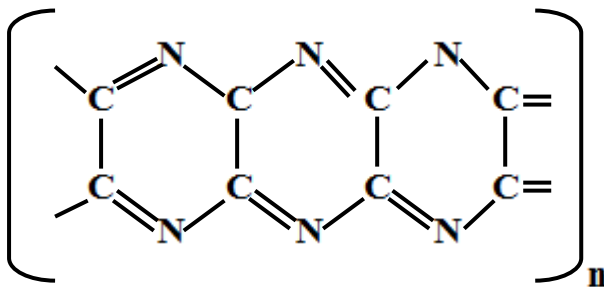
يحضر من تفاعل غاز النتروجين مع كاربيد الكالسيوم بدرجة [1100 C]



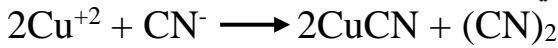
سيانيد الكالسيوم

اما السيانوجين فإنه يكون غير ثابت عند درجة [25] مئوية عندما يكون في الحالة الفعلية

اما غير النقي فيمكن ان يتبلر مكونا ما يسمى الباراسيانوجين (CN)_n ويمتلك الصيغة التركيبية التالية .



ويحضر السيانوجين بأكسدة السيانيد باستخدام ايون النحاس الثنائي



ويمكن ان يحضر بطريقة اخرى باستخدام ثنائي كلوريد الزئبق مع ثنائي سيانيد الزئبق



عناصر الزمرة الثامنة

((الرادون 86Rn , 54Xe الزينون, الكريبتون 36Kr , الأركون 18Ar , النيون 10Ne , الهيليوم 2He))

تتميز هذه العناصر بأن لها الترتيب الألكتروني المشبع هو $[\text{ns}^2 \text{np}^6]$ كما ان قابلية هذه الغازات للمشاركة في التفاعلات الكيميائية مع الذرات الاخرى محدودة جدا. الا انه يمكن اجراء بعض هذه التفاعلات عندما تكون هذه العناصر في حالتها الغازية وتتصف هذه المركبات بأن ساليبيتها الكهربائية تقل ابتداءا من الهيليوم وحتى الرادون.

وجودها في الطبيعة

يوجد عنصر الهيليوم في بعض الهيدروكربونات الغازية كما يمكن ان نحصل عليه عن طريق تسخين المعادن المشعة اما النيون والأركون والكريبتون والزينون يتم الحصول عليها عن طريق التقطير التجزيئي للهواء.

اما الرادون فإنه ينتج عن طريق سلسلة من الأتحلال الإشعاعي لعنصر الرادون $[\text{Rn}^{222}]$

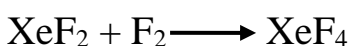
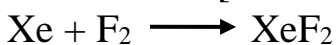
استخدامات عناصر الزمرة الثامنة

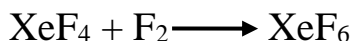
- 1- يستخدم غاز النيون بصورة رئيسية في المصابيح الضوئية
- 2- يستخدم غاز الأركون في معاملة العناصر المقاومة للصدأ كالألومنيوم $[\text{Zr}]$ والنيونيوم كغلاف حامل
- 3- يستخدم الرادون كمصدر لدقائق بيتا المستخدمة في علاج الأفلج السرطانية
- 4- يستخدم الهيليوم في مجالات الطاقة الذرية وكذلك في مل المناظير وايضا يستخدم في التنفس الصناعي حيث يخلط مع نسبة من غاز الأوكسجين بسبب قابلية ذوبانه الواطئة مع سوائل الجسم مما يساعد على استخدامه في هذا المجال.

الزينون 54Xe

يمكن لعنصر الزينون ان يتفاعل مع باقي عناصر الزمرة تحت ظروف خاصة من درجة حرارة وضغط مكونا مركبات يكون فيها حالات تأكسدية $[+2, +8]$ وتكون بعض هذه المركبات لها درجة استقرار عالية مثل رباعي اوكسيد الزينون $[\text{XeO}_4]$ وثنائي فلوريد اوكسي الزينون $[\text{XeOF}_2]$ ومن مركبات هذه العناصر :-

1- الفلوريدات/ تتكون من التفاعل المباشر بين الفلور والزينون بدرجة حرارة $[250-500]$ مئوية





وتكون جميع الفلوريدات مواد متطايرة
كما يتميز رباعي فلوريد الزينون وسداسي فلوريد الزينون بأنها سريعة التميؤ لذلك يجب تجنب تعرضها
للماء اثناء العمل بها.

2- مركبات الزينون ثنائي التكافؤ/ ثنائي فلوريد الزينون وثنائي كلوريد الزينون

وتحضر من التفاعل المباشر مابين الزينون والهالوجين او يمكن ان تحضر من التفاعل بين غاز الزينون
وثنائي فلوريد الأوكسجين بدرجة [118] مئوية
وتتميز بأن تحللها في المحاليل الحامضية بطيء على عكس المحاليل القاعدية الذي يتم بصورة اسرع كما في
المعادلة



ويمكن ان تستخدم كعوامل مؤكسدة قوية حيث يمكن ان يتأكسد حامض [HCl] مكونا غاز الكلور او اكسدة
السيريوم الثلاثي الى السيريوم الرباعي [+4]

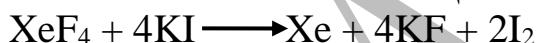
3- مركبات الزينون رباعي التكافؤ/رباعي كلوريد الزينون [XeCl₄]

ويتم تحضير هذا المركب عن طريق تفاعلات الأحلل لرباعي كلوريد اليود [ICl₄] نتيجة لتعرضه لأشعه
بيتا [⁰B⁻¹]

رباعي فلوريد الزينون [XeF₄] يتميز بأنه مركبات صفراء سريعة التفكك وتمتلك الصيغة [XeOF₂]
وبالتالي فتتكون مركبات تدعى البرزينات كما في تعرض رباعي فلوريد الزينون الى وسط قاعدي مكونا
البرزينات



اما اذا كان التفاعل لمحلول يوديد البوتاسيوم فإنه يكون فلوريد البوتاسيوم



ويتم تحضير رباعي فلوريد الزينون من تسخين مزيج مكون من غاز الزينون وغاز الفلور في اناء مصنوع
من النيكل وتحت ضغط مقدارة [6] جو ودرجة حرارة [400] مئوية ويكون رباعي فلوريد الزينون الناتج
من هذا التفاعل يحتوي على كميات من ثنائي فلوريد الزينون ورباعي فلوريد الزينون
وللتخلص من هذه المواد يتم اذابة المزيج في خماسي فلوريد الزينون فينتج لذلك ثنائي فلوريد
الزينون ورباعي فلوريد الزينون.

وللتخلص من هذه المواد يتم اذابة المزيج في خماسي فلوريد الزينون فينتج لذلك ثنائي فلوريد
الزينون وسداسي فلوريد الزينون بشكل املاح.

ويمكن الحصول على رباعي فلوريد الزينون عن طريق التقطير التجزيئي للناتج

سداسي فلوريد الزينون

يكون مادة مؤكسدة قوية اقوى من الثنائي والرباعي ويكون اكثر فعالية ايضا ولا يمكن خزنه في اواني
مصنوعة من الزجاج والكوارتز وذلك لحدوث تفاعل بينه وبين ثنائي اوكسيد السيليكون كما في المعادلة
التالية.



ويمكن تحضير هذا المركب عن طريق مزج غاز الفلور والزينون تحت ضغط عالي ويتم هذا التفاعل في اواني مصنوعة من النيكل او بطريقة التفريغ الكهربائي لمزيج من غاز الزينون والفلور بدرجة [78] مئوية شرط ان تكون نسبة الفلور الى الزينون [3:1].

- ثلاثي اوكسيد الزينون: يكون هذا المركب صلب عديم اللون يتميء عندما ترتفع درجة الرطوبة اكثر من [25%] ويعتبر هذا المركب اكثر استقرارا في المحلول المائي مما في الحالة الصلبة ويحضر هذا المركب عن طريق تميؤ سداسي فلوريد الزينون في كمية من الماء ثم تبخير المحلول الناتج للحصول على ثلاثي اوكسيد الزينون بحالة صلبة.

AZSHK