

## المحاضرة الثامنة

### عناصر القطاع-P\_ الزمرة السادسة

Element	Electronic Configuration	Oxide State	Coordination No.
Oxygen O	[He]2s <sup>2</sup> , 2p <sup>4</sup>	-2 (-1)	1 2 (3) (4)
Sulphur S	[Ne] 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>4</sup>	-2 , (2) 4.6	2 . 6 . 4
Selenium Se	[Ar] 3d <sup>10</sup> , 4s <sup>2</sup> , 4p <sup>4</sup>	-2 2 . 4.6	2 . 4 6
Tellurium Te	[Kr] 4d <sup>10</sup> , 5s <sup>2</sup> , 5p <sup>4</sup>	2.4.6	
Polonium Po	Xe] 4f <sup>14</sup> , 5d <sup>10</sup> , 6s <sup>2</sup> , 6p <sup>4</sup>	2.4	

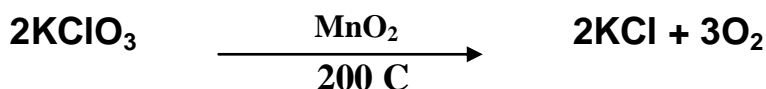
التركيب الإلكتروني وحالات التأكسد :

إن عناصر الزمرة السادسة تحمل التركيب الإلكتروني: ns<sup>2</sup>np<sup>4</sup> تميل للوصول إلى تركيب أقرب غاز خامل بالحصول على إلكترونين مكونة الأيون M<sup>2-</sup> أو مشاركة إلكترونين مكونة أصرتين تساهميتين .  
تتدرج خواص هذه العناصر بازدياد اعدادها الذرية حيث يعد الاوكسجين والكبريت من اللافلزات، بينما يمتلك كل من السليسيوم والتلوريوم صفات اشبه بالفلزات اما البولونيوم فله صفات فلزية تامة.



تحضير الأوكسجين:

- 1- من التحلل الحراري لأوكسيد الزئبق
- 2- من التحلل الكهربائي للماء
- 3- من التحلل الحراري لكورات البوتاسيوم KClO<sub>3</sub> بوجود ثاني أوكسيد المنجنيز كعامل مساعد كما في المعادلة الآتية :-



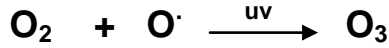
الأوزون O<sub>3</sub>

يتكون الأوزون بصورة طبيعية بتأثير الأشعة فوق البنفسجية على غاز الاوكسجين الموجود في طبقات الجو العليا .

في البداية يتم كسر الاصرة التساهمية في جزيئة الاوكسجين بفعل طاقة الاشعة فوق البنفسجية ويصبح الاوكسجين في صورة ذرية :-



ثم ترتبط ذرة الاوكسجين مع جزيئة الاوكسجين مكونة جزيئة الاوزون :

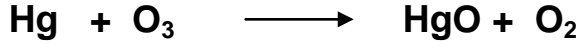


الا ان جزيئة الاوزون تمتص كمية من الاشعة فوق البنفسجية ويتفكك الى ذرات وجزيئات من الاوكسجين

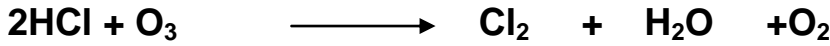


ويبقى هنالك توازن وتعادل بين عملية تكوين الاوزون وعملية تفككه وبالتالي يظل تركيزه ثابتا في طبقات الجو العليا مالم تتدخل عوامل خارجية .

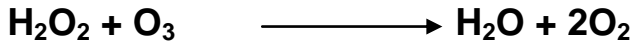
نتيجة هذا التفكك نحصل على الأوكسجين الذري الفعال الذي له قدره كبيرة على الأكسدة



ويؤكسد حامض الهيدروكلوريك ويحرر الكلور :



ويؤثر في الماء الأكسجيني :

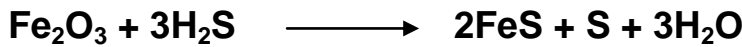


### الكبريت $\text{S}_{16}^{32}$

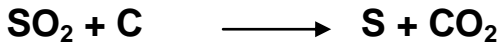
يوجد الكبريت حراً في الطبيعة في أماكن الإندفاعات البركانية أو على شكل مركبات أو من تفكك بعض الكبريتات . أهم مركبات الكبريت هي البيريت  $\text{FeS}$  والجالينا  $\text{PbS}$  والجبس  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  وكبريتيد الزئبق  $\text{HgS}$  وكبريتيد الأنثيمون  $\text{Sb}_2\text{S}_3$

### استخراج الكبريت

• تأكسد غازات كبريتيد الهيدروجين بأوكسيد الحديد الثلاثي :



• اختزال ثاني أوكسيد الكبريت بواسطة الكربون عند درجة حرارة 1000 م ، ويكون التفاعل ذاتياً وطاردا للحرارة .



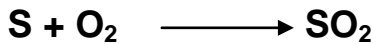
### تحضير الكبريت مختبرياً

يمكن تحضير الكبريت مختبرياً من إضافة حامض الهيدروكلوريك المركز إلى محلول ثايوكبريتات الصوديوم  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  بدرجة  $(-10\text{C})$  . يترسب الكبريت ويجمع بالترشيح حسب معادلة التفاعل

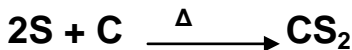


### الخواص الكيميائية للكبريت :

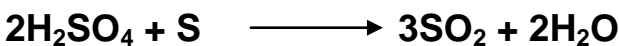
1- التفاعل مع اللافلزات : يحترق الكبريت بسهولة في الهواء بلهب أزرق متحداً مع الأوكسجين الجوي مع توليد كمية كبيرة من الحرارة كما في التفاعل الاتي



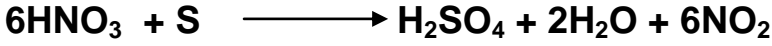
2- يتفاعل الكبريت مع الكربون ليعطي سائل ثنائي كبريتيد الكربون  $\text{CS}_2$



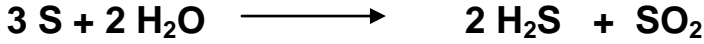
3- صفته الإختزالية التفاعل مع الحوامض المركزة والمؤكسدة : لا يتأثر الكبريت بالحوامض المخففة في حين يتأكسد بالأحماض المركزة القوية مثل حامض الكبريتيك الساخن محرراً أكاسيد لافلزية:



ومع حامض النتريك المركز الساخن محرراً أوكسيد اللافلز



4- يتفاعل الكبريت المغلي مع بخار الماء



5- يشكل كبريتيد الفلز وثيوكبريتات الفلز عند تفاعله مع الهيدروكسيدات



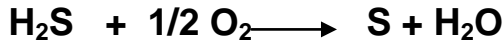
### استعمالات الكبريت :

- 1- يستخدم في الصناعة حيث يدخل في صناعة الثقاب والبارود والألعاب النارية لسهولة اشتعاله
- 2- يستخدم في الزراعة لمعادلة قلوية التربة وبعض أنواع الأسمدة وفي مبيدات الفطريات والحشرات
- 3- يدخل في صناعة المتفجرات وفي تحضير حامض الكبريتيك
- 4- يستخدم لعلاج بعض الأمراض الجلدية كما يستخدم زهر الكبريت في علاج اضطرابات الهضم.

### مشتقات الكبريت الهيدروجينية:

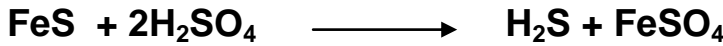
#### كبريتيد الهيدروجين $\text{H}_2\text{S}$ :

- غاز عديم اللون ذو رائحة كريهة نفاذة كرائحة البيض الفاسد و يتكون في الطبيعة بثلاث طرائق هي: 1- تحلل المواد العضوية
- 2- من المياه الجوفية المحتوية على المواد الكبريتية
  - 3- من النشاط الحيوي للبكتريا التي تستخدم الحديد والمنغنيز كجزء من غذائها.
- وهو غاز أثقل من الهواء وهو عامل مختزل

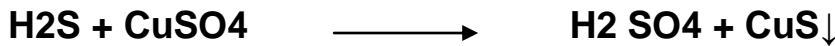


#### تحضيره :

من تفاعل الحوامض المخففة مثل حامض الكبريتيك مع كبريتيدات الفلزات مثل كبريتيد الحديد ( II ) وفق المعادلة الآتية:



عند إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين في محاليل الأيونات الفلزية مثل محلول كبريتات النحاس، نلاحظ تكوين راسب اسود هو كبريتيد النحاس وفق المعادلة الآتية:

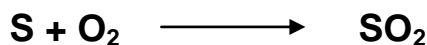


#### حامض الكبريتيك $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

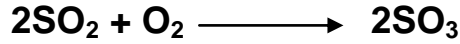
وهو سائل زيتي القوام غير ملون وهو معرض بالهواء وكثافته عالية يتفاعل مع القلويات والفلزات معطيا الكبريتات الحمضية ويعطي مع الفلزات الهيدروجين ويقوم بسلفنة المركبات العضوية

#### تحضير حامض الكبريتيك صناعياً:

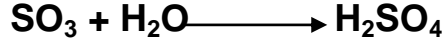
يحضر حامض الكبريتيك بطريقة التلامس والتي يمكن تلخيصها بتفاعل الكبريت مع الاوكسجين لتكوين ثنائي اوكسيد الكبريت



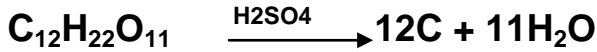
وعند إدخال غاز ثنائي أكسيد الكبريت إلى برج التلامس الذي يحتوي على عامل مساعد للحصول على ثلاثي أكسيد الكبريت وفقاً للتفاعل الآتي:



ثلاثي أكسيد الكبريت هو غاز ثنائي أكسيد الكبريت يتم بعدها إذابة  $\text{SO}_3$  في الماء للحصول على الحامض:



يسلك حامض الكبريتيك كعامل مجفف حيث يمتلك ميلاً شديداً لانتزاع الماء من المركبات العضوية ونلاحظ ذلك عند غمر مقدار ملعقة من سكر القصب في وعاء بحامض الكبريتيك المركز، سنلاحظ بروز مادة كاربونية سوداء من الوعاء نتيجة تفحم السكر حسب المعادلة الآتية:



### استعمالات حامض الكبريتيك

ينتج حامض الكبريتيك سنوياً بكميات كبيرة تفوق أي مادة كيميائية أخرى. ويستعمل الحامض لأغراض متعددة أهمها:

- 1- في تحضير الحوامض الأخرى، كحامض النتريك والهيدروكلوريك بسبب درجة غليانه العالية.
- 2- في تجفيف المواد، لاسيما الغازات التي لا تتفاعل معه بسبب ميله الشديد للاتحاد بالماء.
- 3- في تنقية البترول، وإزالة الشوائب عنه.
- 4- في صناعة المتفجرات كنترات الكليسيرين ونترات السيليلوز.
- 5- في إذابة الصداً الذي يكسو الأدوات الحديدية قبل طلائها بالخرصين.
- 6- في صناعة البطاريات وفي الطلاء الكهربائي بسبب نقل محاليله للتيار الكهربائي.
- 7- في صناعة الأسمدة الكيميائية مثل كبريتات الأمونيوم والأسمدة الفوسفاتية.