

第15章 氧族元素

本章要求：

- 1、熟悉氧化物的分类。
- 2、掌握臭氧、过氧化氢的结构、性质和用途。
- 3、掌握 SO_2 、 SO_3 、亚硫酸、硫酸和它们相应的盐、硫代硫酸盐、过二硫酸盐等的结构、性质、制备和用途以及它们之间的相互转化关系。

本章重点：各种重要化合物的化学性质。

本章难点：各种重要化合物的结构和化学性质。



第15章 氧族元素

15--1 氧族元素的通性

15--2 氧及其化合物

15--3 硫及其化合物



15--1 氧族元素的通性

氧族元素包括氧（O）、硫（S）、硒（Se）、碲（Te）、钋（Po）。氧和硫是典型的非金属元素，硒和碲是准金属，而钋是典型的金属放射性元素。

一、价电子层结构及氧化态

氧族元素的价电子层为 ns^2np^4 。要达到八隅稳定结构，需要吸收两个外来电子。氧族元素的非金属性不如卤素，因为结合两个电子不如卤素原子只结合一个电子容易。氧族元素可呈-2氧化数外，并可以形成呈正的氧化态。

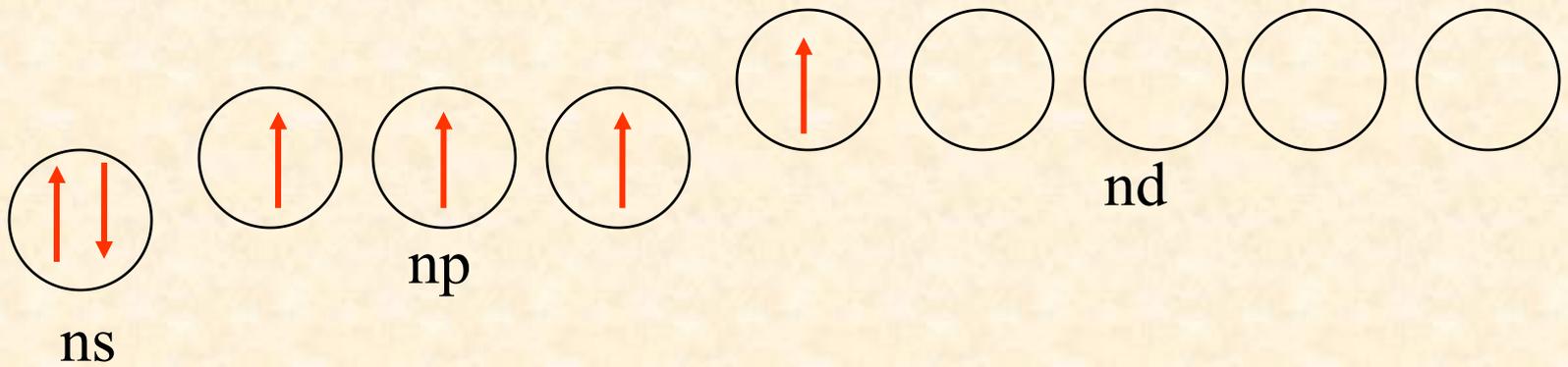
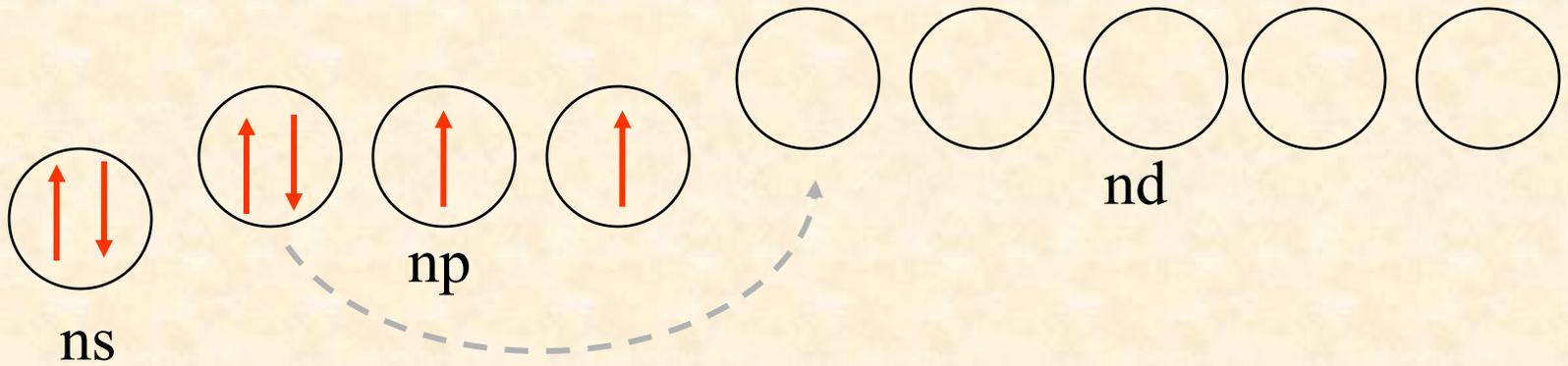
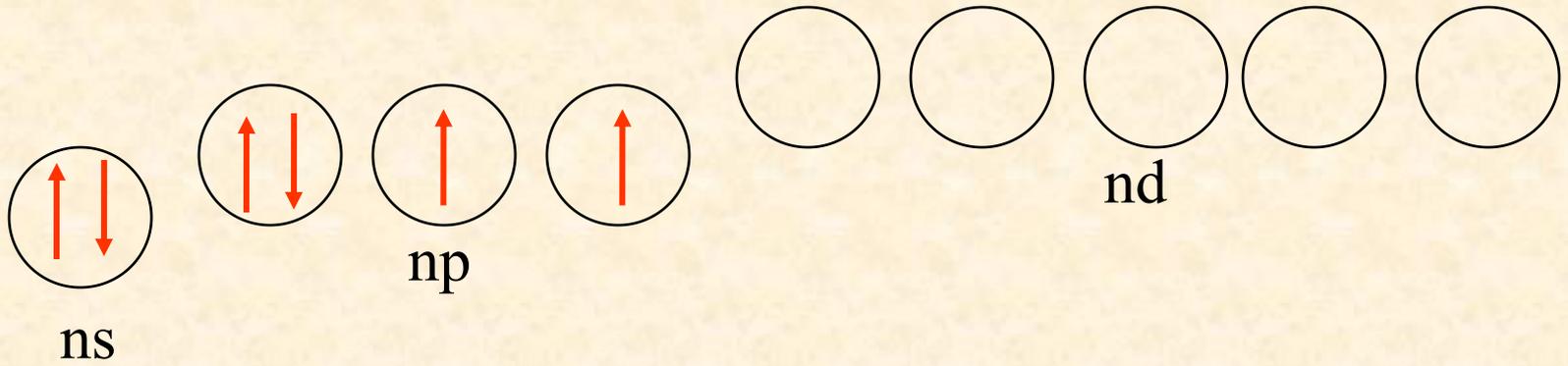


单质Se



单质Te





从上可知：氧族元素除O外，都有空的d轨道，可参与成键，形成不同的氧化态。而且正的氧化态都是双数的(+2、+4、+6)。

氧族元素呈正氧化态时多以共价为特征，主要是呈现与电负性较大的卤素化合时和含氧酸。如： SF_4 ， SF_6 ， OF_2 ， H_2SO_4 等。

二、成键特征

对于氧族元素，只有电负性较大的氧与典型的金属元素化合时才形成典型的离子型化合物，其它的因变形性等因素形成共价化合物的多些。

本族元素的电离能比卤素有所减小，故呈正离子的倾向有所加强。如 TeO_4 ， PoO_2 已近似表现出离子型晶体特征。

因氧族元素处于低氧化态时有孤对电子，故可形成配位键。由于氧的半径小，当两个原子形成键后，还容易形成 π 键，即共价重键。如双重键： $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ 。叁重键： $\text{C}\equiv\text{O}$ ， $\text{N}\equiv\text{O}$ 的分子结构。

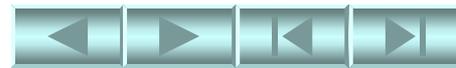


氧族 (VIA)	O	S	Se	Te	Po
元素	非金属		准金属		放射性金属
存在	单质或矿物		共生于重金属硫化物中		
价层电子构型	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$
电负性	3.44	2.58	2.55	2.10	2.0
氧化值	-2, (-1)	$\pm 2, 4, 6$	$\pm 2, 4, 6$	2, 4, 6	2, 6
晶体	分子晶体	分子晶体	红硒 (分子晶体) 灰硒 (链状晶体)	链状晶体	金属晶体



氧族元素的基本性质

	氧	硫	硒	碲
元素符号	O	S	Se	Te
原子序数	8	16	34	52
相对原子质量	16.0	32.06	78.96	127.6
共价半径/pm	66	104	117	137
离子半径/pm				
M ²⁻	132	184	191	221
M ⁶⁺	9	30	42	56
第一电离能/kj.mol ⁻¹	1520	1009	941	869
第一电子亲和能/kj.mol ⁻¹	141	200	195	190
第二电子亲和能/kj.mol ⁻¹	-780	-590	-420	
单键的解离能/kj.mol ⁻¹	142	256	172	126
电负性	3.44	2.58	2.55	2.10

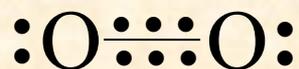
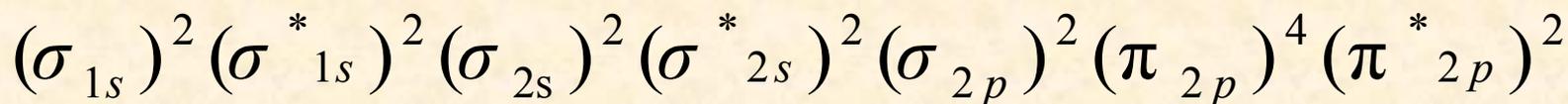


15--2 氧及其化合物

一、氧气单质

1、基本性质

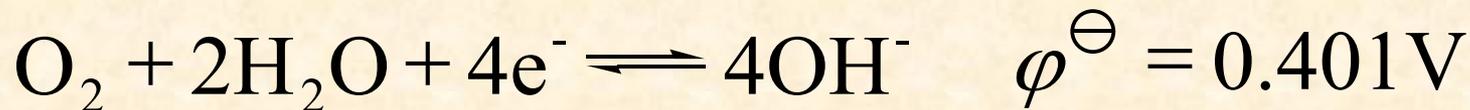
分子轨道电子排布式：



酸性：(氧化性强)



碱性：



氧形成化合物的价键特征

1、氧原子形成化合物的价键特征：

- A、与电负性小的元素原子生成离子型化合物(Na_2O)。
- B、与电负性相近的元素形成共价化合物(H_2O , CO_2)。
- C、氧原子半径小，电负性大易于生成复键(O_2 , CO_2 , CO)。
- D、氧原子有孤对电子，可形成配位化合物。
- E、可以形成配位 σ 键和反馈 $d-p\pi$ 键(HClO_4)。
- F、很多的含氧化合物中可以形成分子间的氢键(H_2O)
- G、氧原子可以形成臭氧化合物(KO_3)、超氧化合物(KO_2)和过氧化合物(Na_2O_2)等。

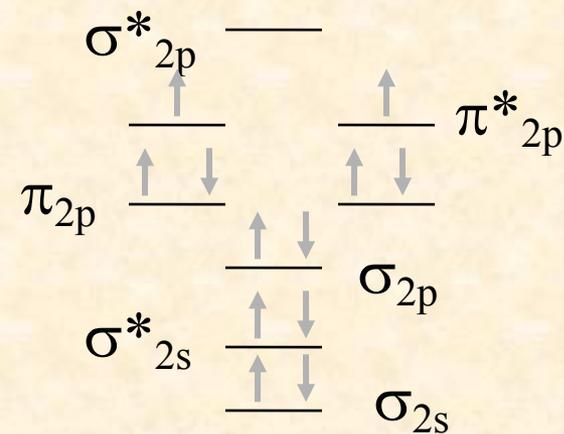
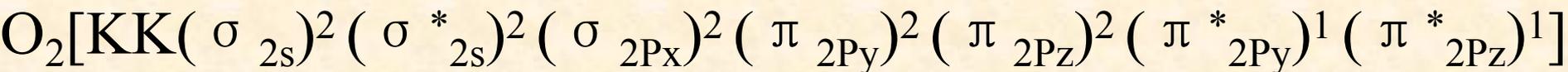
2、氧的化学性质主要表现在它有强的氧化性。

3、氧参与的化学反应多为放热反应。



2、单线态氧

氧气的分子结构为：

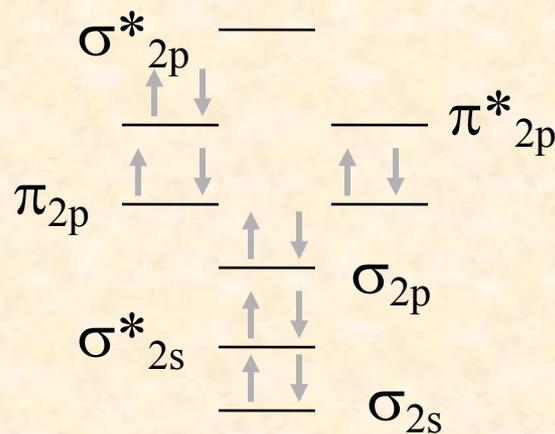


谱线 $(2S+1)=3$

S; 自旋量子数合量

三重态 $(^3\Sigma_g^-)$

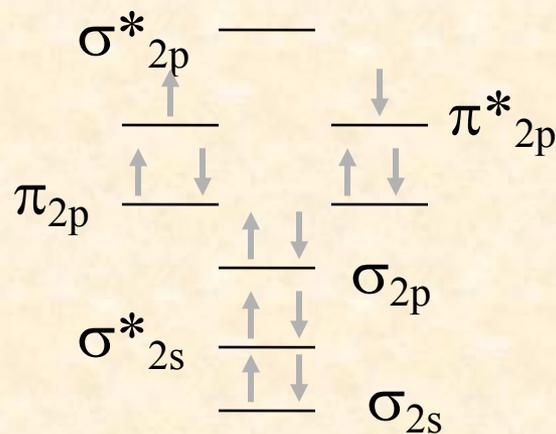
三线态氧 $^3\text{O}_2$



谱线 $(2S+1)=1$

单重态 $(^1\Delta_g)$

单线态氧 $^1\text{O}_2$



谱线 $(2S+1)=1$

单重态 $(^1\Sigma_g^+)$

单线态氧 $^1\text{O}_2$



二、氧化物

氧和电负性较小的元素所形成的二元化合物，称为氧化物。

1、氧化物的键型与晶体类型

键型有：离子键，主要是s区元素的氧化物（CaO），具有高的熔点和沸点。共价键，主要是p区右上角的非金属元素，通常状态下以气态存在，具有很低的熔点和沸点(CO₂)。过渡型，主要是ds区的多些(CuO, Ag₂O)。

晶体类型：离子晶体（BaO）、分子晶体(NO₂)和原子晶体(SiO₂)。

晶体类型与氧化物的键型有很大的关系。



2、氧化物的酸碱性

氧化物按其性质可分为酸性、碱性、两性 and 中性氧化物。

酸性氧化物是指溶于水后呈酸性，或与碱作用只生成盐和水的氧化物。（ CO_2 ， SO_2 ）

碱性氧化物是指溶于水后呈碱性，或与酸作用只生成盐和水的氧化物。（ FeO ， CoO ， BaO ）

两性氧化物是指既能与酸作用又能与碱作用的氧化物。（ ZnO ， Al_2O_3 ）

中性氧化物是指不与酸作用又不与碱作用的氧化物。（ NO ， CO ）



3、氧化物的热稳定性

氧化物的稳定性可根据其标准生成自由能 ΔG_f^θ 来判断（按折合成每 mol O_2 的生成自由能）。负值越大，越稳定。如 CaO ： $\Delta G_f^\theta = -1208 \text{ kJ}$ ， HgO ： $\Delta G_f^\theta = -107 \text{ kJ}$ ，所以 CaO 的热稳定性比 HgO 为好。

4、氧化物的氧化还原性

氧化物的氧化还原性与氧化物的组成有关。不同的氧化物其氧化还原性不同。

呈最高氧化态的氧化物只具有氧化性(SO_3)，中间价态的氧化物既有氧化性又有还原性(NO_2)，过氧化物的氧化性比相应的普通氧化物强(Na_2O_2)。

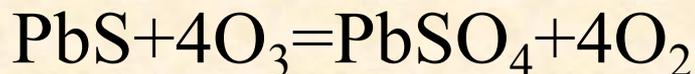
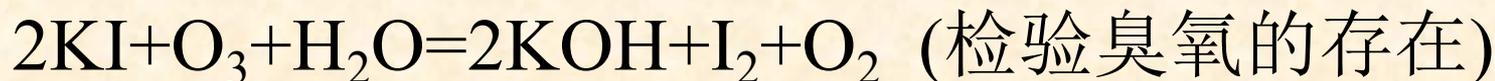
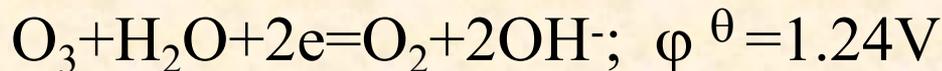
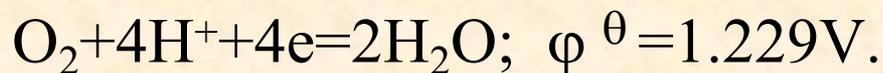


三、臭氧

臭氧(O₃): O₂的同素异形体。臭氧是淡蓝色的气体,液化后变成暗蓝色。固体呈紫黑色,具有鱼腥臭味。具有不稳定性。

熔点: 21.6K, 沸点: 160.6K.临界温度: 268K, 在水中的溶解度: 494mL/L(273K)

不论在酸性还是碱性溶液中,臭氧比氧都具有更强的氧化性.在酸性溶液中, 臭氧应是更强的氧化剂.

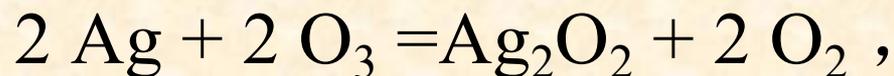


由于臭氧化学性质的不稳定，在空气和水中都会缓慢分解成氧气：



由于分解时放出大量热量，故当其含量在25%以上时，会发生爆炸（在实验室），而实际生产场地臭氧化空气中臭氧浓度很难超过10%，所以臭氧处理水生产的百年中还没有一例爆炸事件。

臭氧可将某些难以氧化的单质和化合物氧化：



臭氧具有强氧化性，在水中杀菌速度比氯快600倍以上，广泛用于饮水杀菌消毒；臭氧具有消烟除臭，分解有害气体作用，净化室内空气；臭氧对某些农药，如对硫磷、乐果、敌百虫有分解作用，用臭氧水处理果菜可以降低农药残留量。臭氧在空气中允许浓度的阈值为 $0.2\text{mg}/\text{m}^3$ ，在水中浓度为 $1\text{mg}/\text{m}^3$ 时，可引起呼吸渐快胸闷等症状，臭氧浓度越高对物品损害越大，善用臭氧，限定浓度可有益于人们的生活和健康。

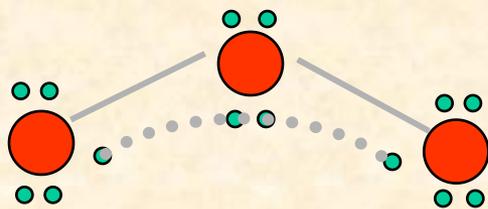
金在 O_3 作用下可以迅速溶解于 HCl ， O_3 还能从 SO_2 的低浓度废气中制 H_2SO_4 。



臭氧分子结构

在臭氧分子中，中心氧原子采用不等性的 sp^2 杂化，与另两个氧原子分别形成 σ 键。中心氧原子上未参与杂化的成对p电子所在轨道与另外两个氧原子中含单个p电子的轨道相互重叠形成三中心四电子 π 键。以 Π_3^4 表示：

臭氧分子的结构



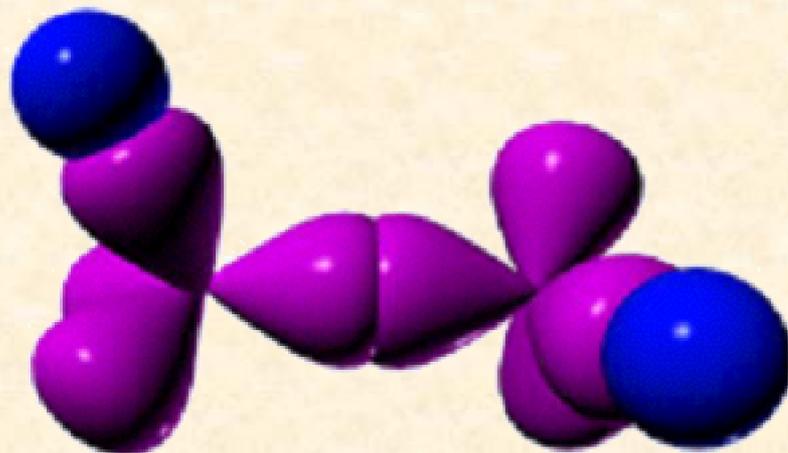
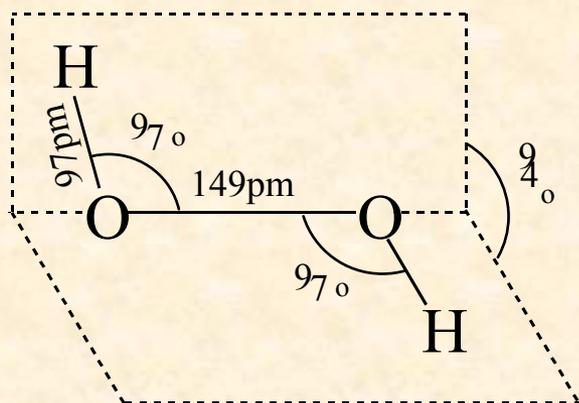
臭氧分子中的 Π_3^4 键，称为离域 π 键或大 π 键。离域的意思是指成键的电子不是定域在两个原子核之间，而是离域运动于形成大 π 键的几个原子核周围。

形成离域 π 键的条件是：A、这些原子都是 在同一平面上；B、有垂直于分子平面的平行轨道；C、形成离域 π 键的p电子的数目小于p轨道数目的两倍。



四、过氧化氢

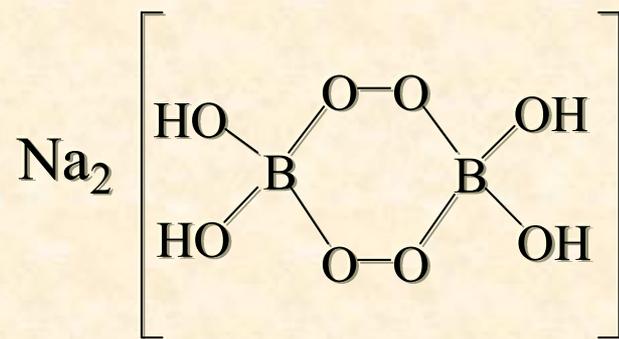
过氧化氢分子中有一个—O—O—过氧链。是一个极性分子，它的分子结构如下：



纯的过氧化氢为无色粘稠状液体，沸点为423K，凝固点为272K，过氧化氢与水互溶，其水溶液俗称双氧水。

世界年产量估计超过 $1 \times 10^6 \text{t}$ （以纯 H_2O_2 计）。纯过氧化氢为淡蓝色接近无色的粘稠液体，通常以质量分数为 0.35，0.50 和 0.70 的水溶液作为商品投入市场。如欧洲国家将总产量的 40% 用于制造过硼酸盐和过碳酸盐，总产量的 50% 用于纸张和纺织品漂白，在美国则将总产量的 25% 用于净化水（杀菌和除氯）。

过硼酸钠的结构见图，而过碳酸盐实际上是碳酸钠的过氧化氢合物 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 1.5\text{H}_2\text{O}_2$ 。这两种无机过氧化物主要用于洗涤剂组分。

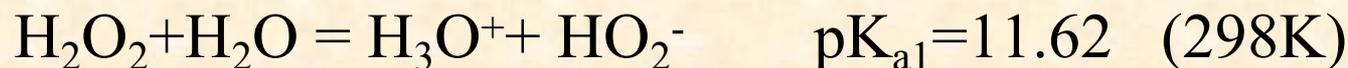


H₂O₂的标准电极电势:



化学性质:

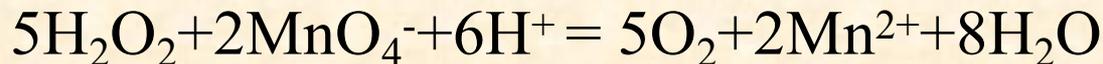
1、弱酸性: (二元弱酸)



2、氧化还原性:

H₂O₂ 氧化性较还原性为强, 在酸性比碱性时氧化性强。

作氧化剂, 还原产物为H₂O, 作还原剂, 氧化产物为O₂



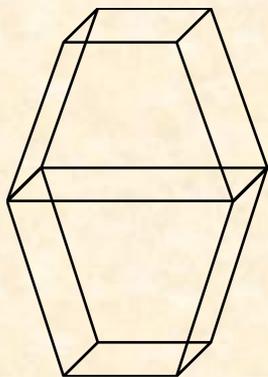
不稳定, 受热容易分解 (歧化反应): $2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



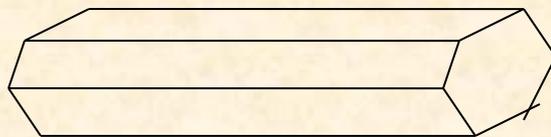
15--3 硫及其化合物

一、硫的同素异性体：

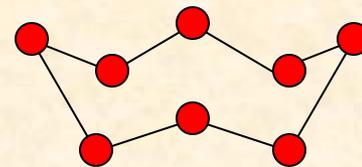
同素异性体是指由同种元素组成的不同单质。晶状硫主要有菱形硫和单斜硫两种呈黄色的同素异形体，它们的熔点都很低，属于分子晶体，晶格结点上是由八个原子组成的 S_8 分子环状结构。



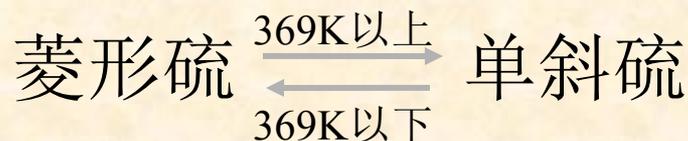
菱形硫



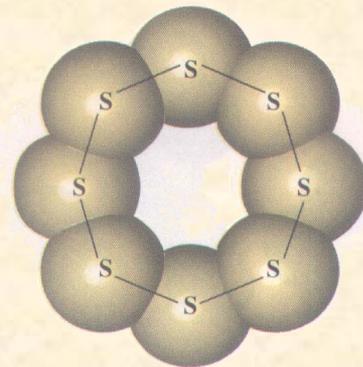
单斜硫



S_8 分子结构



结构：S： sp^3 杂化，形成环状 S_8 分子。



(a)

物理性质：

硫有几种同素异形体

斜方硫

单斜硫

弹性硫

密度/ $g \cdot cm^{-3}$

2.06

1.99

颜色

黄色

浅黄色

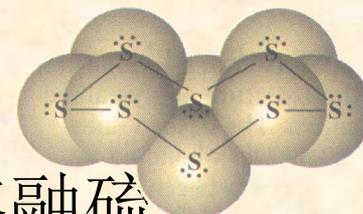
190℃的熔融硫

稳定性

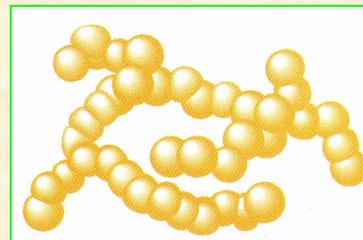
$< 94.5^\circ C$

$> 94.5^\circ C$

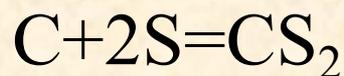
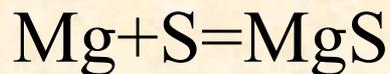
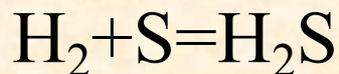
用冷水速冷



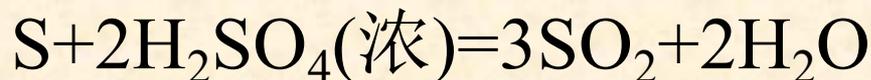
(b)



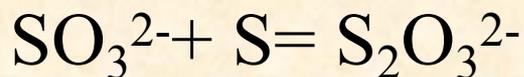
硫的化学性质比较活泼，但不如氧。能和相当多的金属和非金属在加热的条件下直接化合：



硫既有氧化性又有还原性。



如S过量，则有： $n\text{S} + \text{S}^{2-} = \text{S}_{n+1}^{2-}$ ($n=1\sim 8$)



二、硫化物和多硫化物

硫与电负性比它小的元素所形成的化合物叫做硫化物。

1、硫化氢

硫化氢是无色的具有腐蛋臭味的剧毒气体，大气中 H_2S 的含量达到100ppm即能致命。

由于S的电负性比O减小很多，分子间不可能生成氢键，所以 H_2S 的熔点、沸点都比 H_2O 低。

H_2S 是弱极性分子，所以微溶于水。

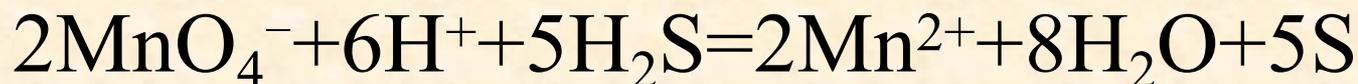
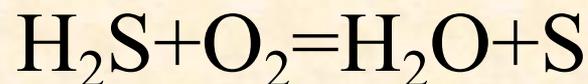
H_2S 以及氢硫酸的化学性质主要是它的弱酸性和还原性：

由于氢硫酸为弱酸性，所以所有的硫化物都有不同程度的水解作用。

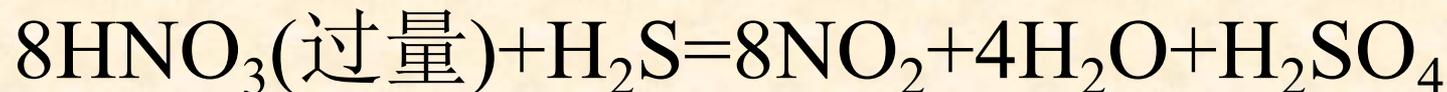


由于硫化氢及硫化物中的硫,都处于-2最低氧化态,因此硫化氢和硫化物都有还原性。

H_2S 能被 O_2 、 Fe^{3+} 、 I_2 、 MnO_4^- 等多种氧化剂所氧化成单质S:



当氧化剂较强且过量时, H_2S 可被氧化成硫酸:



硫化物与氧化物的比较：

A、硫的电负性比氧小得多，故硫化物中键的共价性常超过对应的氧化物：

$M-S > M-O$ (离子型的硫化物比氧化物少)

B、硫化物与对应的氧化物相比，其生成热小。即是相应的氧化物稳定。(CaO:-635, CaS:-483)

C、氧化物比硫化物易呈现最高氧化物。如有：AgO，但不存在AgS。

重金属的硫化物大多数是有颜色的且难溶于水。如：PbS(黑色), CdS(黄色), HgS(黑色), CuS(黑色)。CdS 黄。这些硫化物都难溶于水。



那些金属硫化物易溶于水？为什么多数重金属硫化物难溶于水？

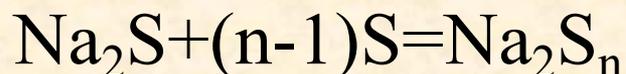
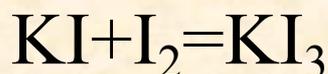
具有8电子构型的阳离子(Na^+ 、 Mg^{2+}等), 结构较稳定, 极化力不大, 又不易变形, 金属阳离子和 S^{2-} 相互极化作用小, 所以这些离子的硫化物可溶于水或稀酸中。具有18电子或18+2电子构型的金属阳离子, 极化力强, 变形性也大(如 Cu^+ 、 Cu^{2+} 、 Ag^+ 、 Hg^{2+} 等); S^{2-} 的半径大, 易变形, 离子的相互极化作用加强, 附加效应大大加强, 所以这类硫化物(CuS 、 HgS 、 Ag_2S 等)是不溶于水的。



多硫化物:

由于S--S的键能 (264kJ/mol) 比O--O之间的键能 (146kJ/mol) 大得多, 故S原子间比O更倾向于在更多个原子间以单键成链。即易形成多硫化物。

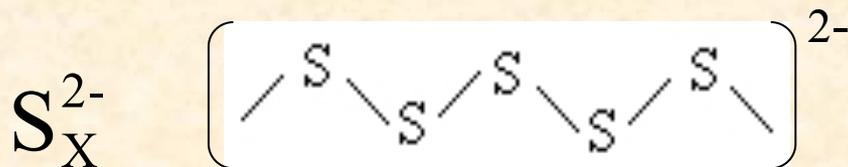
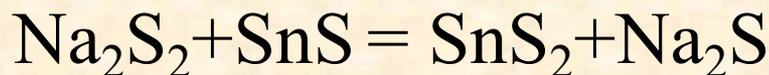
多硫化物的生成与多卤化物的生成相似:



多硫化物在酸性中不稳定, 易分解: $\text{H}_2\text{S}_n = \text{H}_2\text{S} + (n-1)\text{S}$



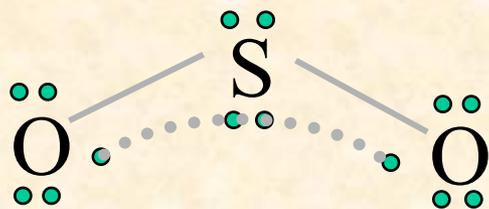
多硫化物与过氧化物一样, 具有氧化性。



三、硫的含氧化合物

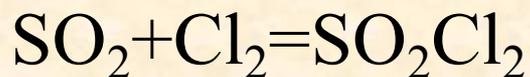
1、二氧化硫、亚硫酸和亚硫酸盐

SO₂是无色有刺激臭味的气体，它的分子具有极性，极易液化。其结构如下：



在SO₂分子中，中心S原子采用不等性的sp²杂化，与两个氧原子各形成一个σ键。S未参与杂化的成对p电子所在轨道与两个氧原子中含单个p电子的轨道相互重叠形成一个Π₃⁴的离域π键。

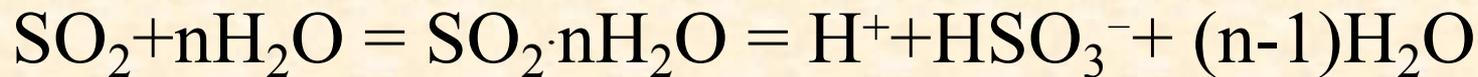
SO₂既有氧化性也有还原性，以还原性为主：



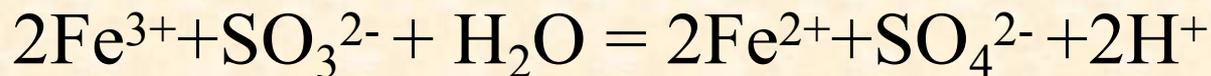
SO₂的水溶液叫做亚硫酸

亚硫酸（H₂SO₃）应当写成SO₂·nH₂O。n值取决于温度以及溶液浓度和PH。

亚硫酸在水中的电离应当表示为：

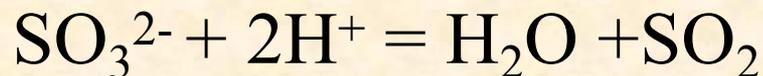


亚硫酸既有氧化性又有还原性,但以还原性为主,而且是在碱性溶液中强于酸性:



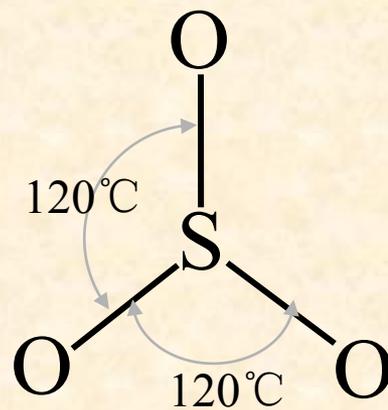
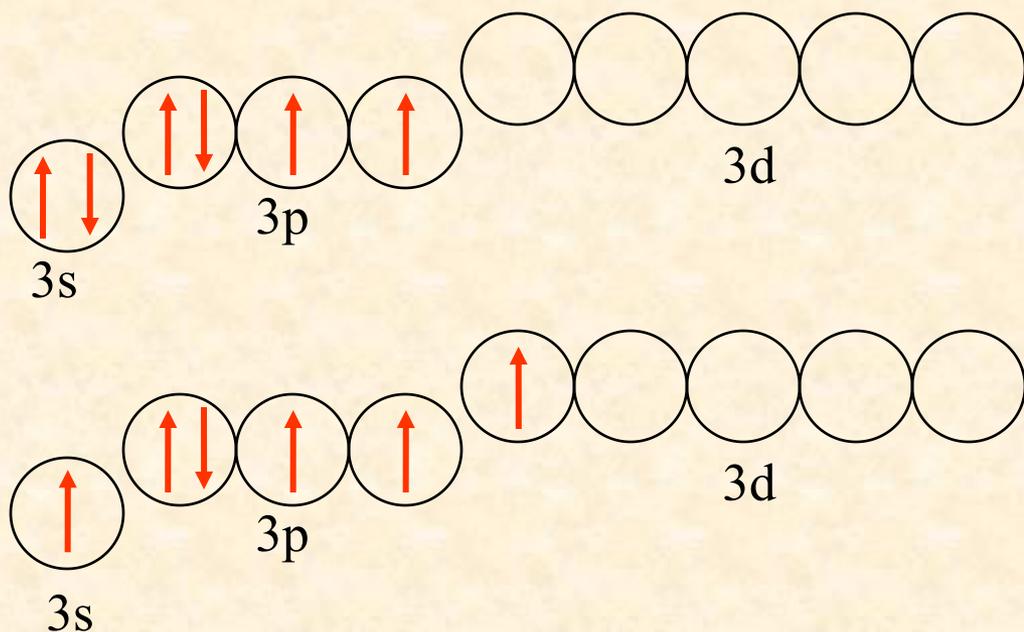
Na₂SO₃不稳定,受热容易分解为硫酸钠和硫化钠.

亚硫酸盐或酸式亚硫酸盐遇强酸即分解,放出SO₂:

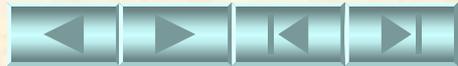


2、SO₃、硫酸及其盐

SO₃在常况下是无色易挥发的液体。气态时主要是以单分子存在。它的分子是平面三角形，S原子以sp²杂化形成3个σ键和一个4原子6电子的离域π键(Π₄⁶):



SO₃是一种强氧化剂，因为硫原子处于最高氧化态：
 $5\text{SO}_3 + 2\text{P} = \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{SO}_2$ $2\text{KI} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2$



三氧化硫极易吸收水分，在空气中强烈冒烟，溶于水即生成硫酸并放出大量热。

硫酸的化学性质主要表现在：酸性、浓硫酸的氧化性和吸水性。

硫酸是二元酸，在其水溶液中 HSO_4^- 比 SO_4^{2-} 多得多，若加入 OH^- 则促进 HSO_4^- 的电离：



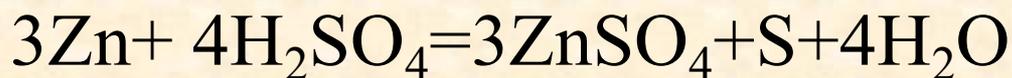
从上可知，碱与稀的 H_2SO_4 作用只能得到硫酸盐，要生成酸式硫酸盐，就必须在硫酸盐溶液中加入过量的浓硫酸。

浓硫酸是中等强度的氧化剂（加热）：



浓硫酸与金属或非金属反应的产物往往同时有很多种，而在某一指定反应里，它们各自所占的相对含量又取决于酸的浓度、还原剂的强度以及反应温度等因素。

金属和浓硫酸反应时，金属活泼性小的，产物中SO₂多些；金属活泼性大的，产物中的硫化氢(或硫)就增多些：



随着浓硫酸稀释，其氧化性迅速降低。当溶液中的[H⁺]少于1mol/L时，其中的SO₄²⁻离子几乎没有什么氧化能力了。稀硫酸与金属作用放出氢气时，氧化性只是指H₂SO₄中的H⁺离子，这和浓硫酸的氧化性是无关的。



硫酸形成两种类型的盐：硫酸盐和酸式硫酸盐。
(NaHSO_4 和 Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ 和 CaSO_4)

大多数的硫酸盐能溶于水。

硫酸盐在水中的溶解有如下规律：对于易溶盐，正盐的溶解度大于酸式盐(NaHSO_4 和 Na_2SO_4), 对于难溶盐，正盐的溶解度小于酸式盐[$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ 和 CaSO_4]。

硫酸盐的热稳定性与金属离子的极化作用大小有关，大则不稳定。(如 Na_2SO_4 比 Ag_2SO_4 的热稳定性好)

可溶性硫酸盐从溶液中析出时常带有结晶水(如 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)。多数硫酸盐能形成含结晶水的复盐，这类复盐称为矾 ($\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$)

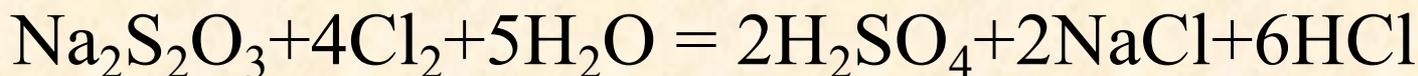
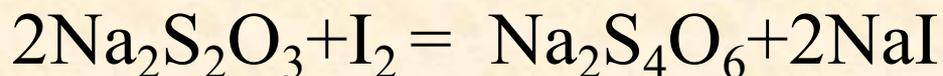


3、硫代硫酸钠 ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)

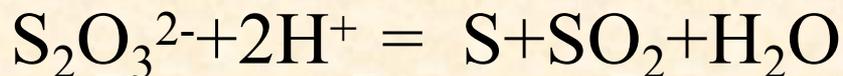
硫代硫酸($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$): 极不稳定, 尚未制得纯品。

硫代硫酸盐: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, 海波, 大苏打。

硫代硫酸钠是中等强度的还原剂:



$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 在碱性溶液中是稳定的, 但在酸性中是不稳定的, 分解成单质硫和二氧化硫:



$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 离子可作为配位体, 与很多的金属离子形成稳定的配离子:

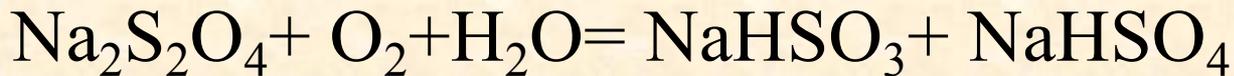
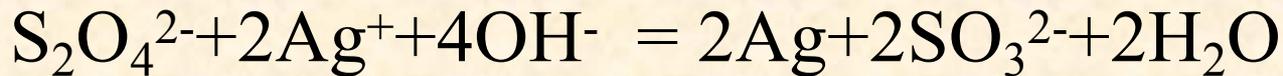


4、连二亚硫酸钠($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$)

连二亚硫酸钠又称保险粉，能溶于水，不稳定，加热或在酸的作用下会发生分解作用：



连二亚硫酸钠是一个强的还原剂，能将硝基化合物还原为胺，使碘、碘酸盐、过氧化氢及 Ag^+ 、 Cu^{2+} 等离子还原：

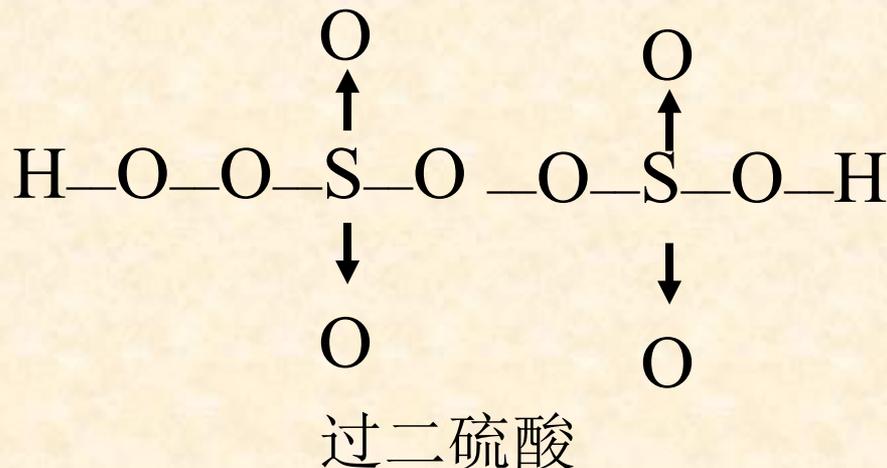
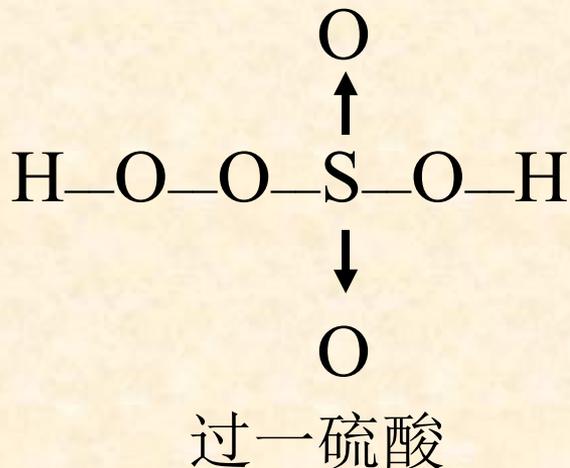


从上一反应可知， $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ 在气体分析中可用来吸收氧气。

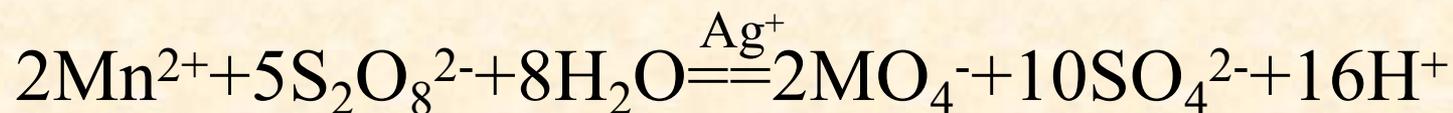


5、过硫酸及其盐

含有过氧链的硫的含氧酸，称为过氧硫酸，简称为过硫酸。



过硫酸晶体有强烈的吸水性,都是强的氧化剂。其呈氧化性并非其中的硫的氧化数降低,而是失去过氧链,所以它的氧化行为与过氧化氢有类似的表现。



6、连多硫酸

连多硫酸的通式为 $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$ ， $x=3\sim 6$ 。含有硫链(S--S--S)。根据分子中硫原子的总数，可命名为连三硫酸、连四硫酸等。游离的连多硫酸不稳定，分解为S、 SO_2 、或 SO_4^{2-} 等：

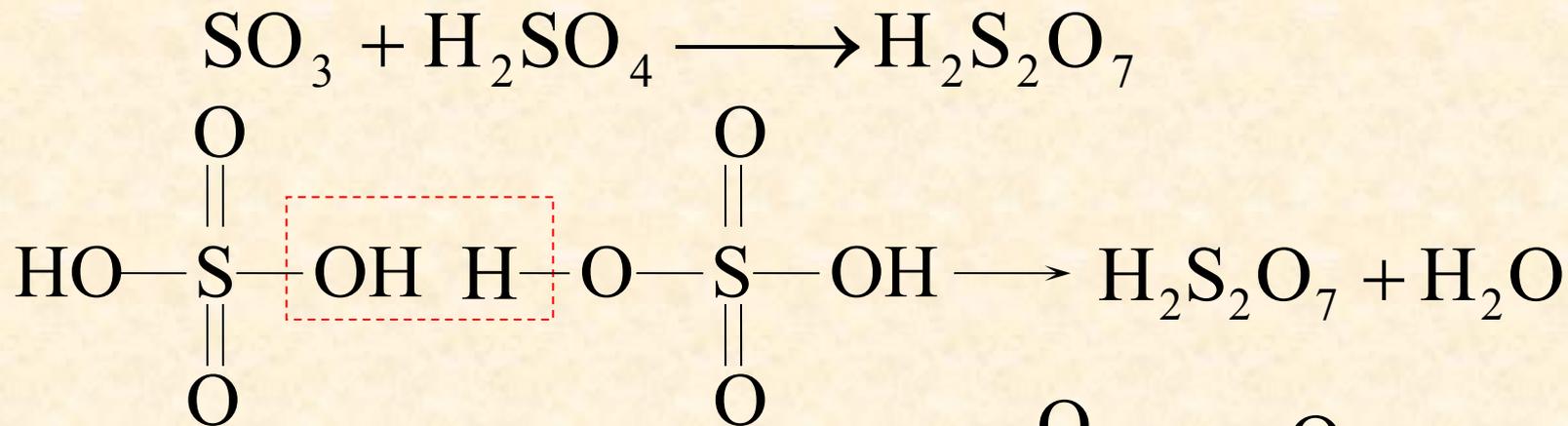


连多硫酸具有还原性，容易被氧化成硫酸：

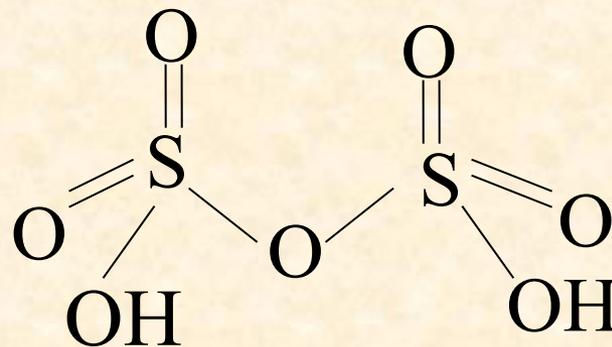


7、焦硫酸及其盐

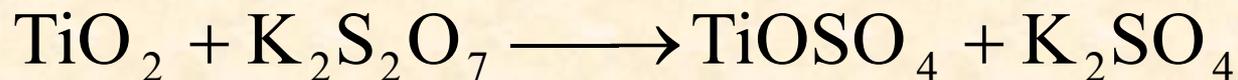
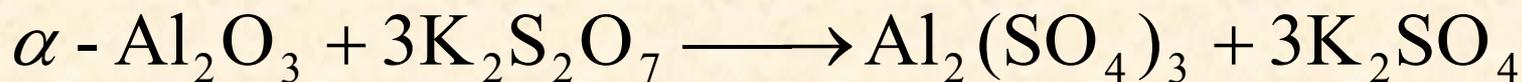
冷却发烟硫酸时，可以析出焦硫酸晶体：



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ 为无色晶体，吸水性、腐蚀性比 H_2SO_4 更强。



焦硫酸盐可作为溶剂：



四、硫的成键类型

硫在化合物中的成键特征和价键结构形式，归纳如下：

- 1、从电负性较小的原子接受两个电子形成含 S^{2-} 离子的离子型硫化物如 Na_2S 等。
- 2、形成两个共价单键，组成共价键硫化物如 H_2S 等。
- 3、与相结合原子间除了一个 σ 键外，还形成离域 π 键，如 SO_2 等。
- 4、利用3d轨道把电子对拆开成单进入3d轨道，可以形成氧化数为+4，+6的化合物，如 SF_4 等。
- 5、利用3d空轨道接受氧原子上的孤对电子对形成d-p π 配键，如 H_2SO_4
- 6、硫原子相连形成长硫链，如多硫化物和连多硫酸等。



氧族元素氢化物的性质

性质	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
熔点/K	273	187	212.8	224
沸点/K	373	202	232	271
生成焓(Kj/mol)	-241.8	-20.15	85.81	155.0
电离常数K ₁ (291K)	1.07×10^{-16}	9.1×10^{-8}	1.7×10^{-4}	2.3×10^{-3}
稳定性	—————→			逐渐降低
还原性	—————→			逐渐增强
水溶液酸性	—————→			逐渐增强
毒性	—————→			增 大



氢键强度HF分子之间大于H₂O分子之间，为什么HF的熔沸点却比H₂O的低？

主要原因是：

- 1、形成的氢键数目不同。在HF中，每个HF分子只能用头尾与另外两个HF形成两个氢键，而在H₂O中，每个H₂O分子有可能形成四个氢键，因此每mol水形成的氢键总数比每mol液态HF的多。
- 2、破坏氢键的程度不同。物质的熔化甚至沸腾并不是破坏所有的氢键。即是说，物质沸腾变成气体并不意味着它一定要变成单个分子。HF的蒸气并不是单个分子，而是多个HF分子通过氢键相连而成的缔合分子(HF)_n，即是HF沸腾并不需要破坏所有的氢键，而只需破坏其中的一部分。与此不同的是，水蒸气中并不存在缔合分子，它是由单个H₂O分子组成，所以水沸腾要破坏所有的氢键。

从上可知，虽然 HF分子之间氢键强度大于H₂O分子之间，但就固态变成液态或液态变成气态所需的能量来说，H₂O却是大于HF，这就是H₂O的溶沸点比HF的高的主要原因。

