



Элементы VI группы главной подгруппы Халькогены

Кислород O - голубой

Сера S - желтый

Селен Se - красный

Теллур Te - коричневый



Строение и свойства АТОМОВ



- $\dots nS^2 nP^4$ -строение внешнего энергетического уровня
- Количество электронов на внешнем энергетическом уровне постоянно
- Увеличивается число энергетических уровней
- Увеличивается радиус атома
- Увеличивается способность к отдаче электронов
- Уменьшаются неметаллические и окислительные свойства
- Увеличиваются металлические и восстановительные свойства
- Может проявлять степени окисления: S^{-2} , S^0 , S^{+4} , S^{+6}



Сера – простое вещество

Аллотропные модификации

Сера ромбическая-

Кристаллы
окрашены
в лимонно-желтый
цвет
полупрозрачны
температура
плавления
112,8 С

Сера пластическая-
прозрачная
резинообразная
масса

Сера моноклинная-
игольчатые
кристаллы
лимонно-
желтого цвета
Температура
плавления
119,3 С



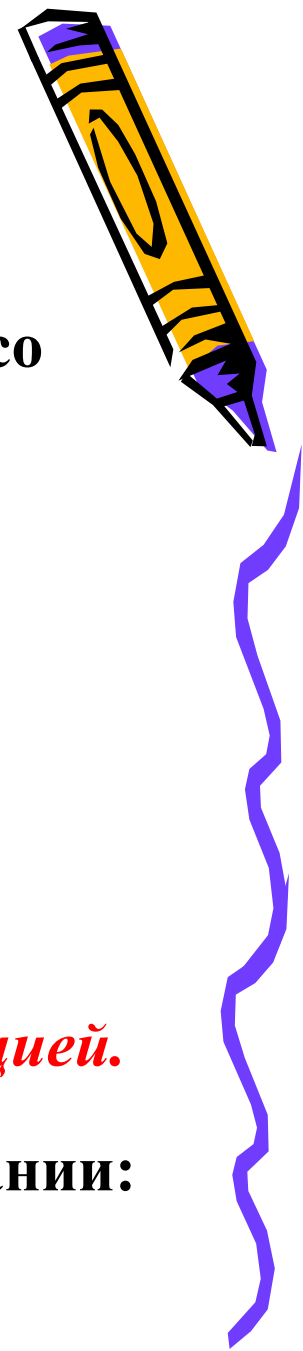
Химические свойства



- Сера проявляет **ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ** свойства при взаимодействии с металлами и водородом, а также с менее электроотрицательными неметаллами.
- Сера проявляет **ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ** свойства при взаимодействии с кислородом



Окислительные свойства серы



- При обычных условиях сера взаимодействует со всеми щелочными и щелочно-земельными металлами, медью, ртутью, серебром:



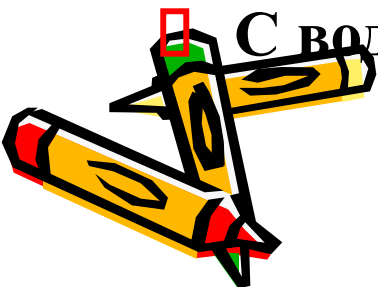
в -ль ОК-ль

Эта реакция лежит в основе удаления и обезвреживания ртути и называется **демеркуризацией**.

- С водородом сера взаимодействует при нагревании:

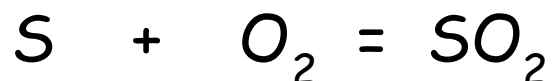


в -ль ОК - ль



Восстановительные свойства серы

- При взаимодействии с простыми веществами



- При взаимодействии со сложными веществами:

составьте уравнение взаимодействия серы с бертолетовой солью KClO_3 , зная, что в результате образуется хлорид калия и оксид серы (IV). Рассмотрите реакцию как окислительно-восстановительный процесс.



Сера в природе

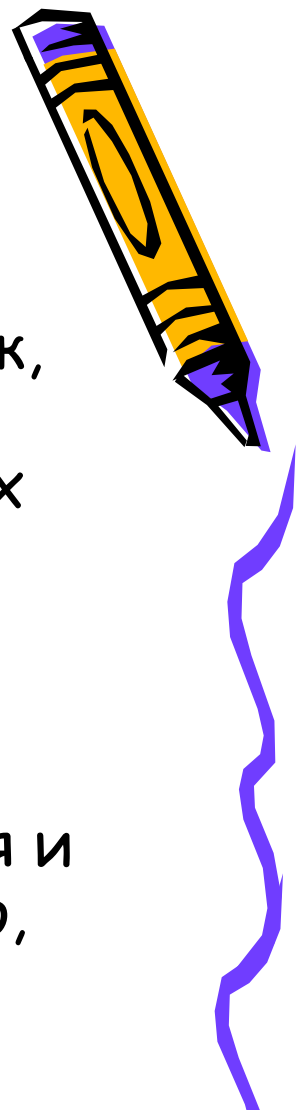


- Самородная (S^0)
- Сульфидная (S^{2-}) FeS_2 . ZnS . PbS
- Сульфатная (SO_4^{2-})
гипс, глауберова соль
- Выдающийся естествоиспытатель древности Плиний старший погиб в 79 г.н.э. при извержении вулкана. Его племянник в письме историку Тациту писал: «...Вдруг раздались раскаты грома, и от горного пламени покатились вниз черные серные пары. Все разбежались. Плиний упал и ...задохся».



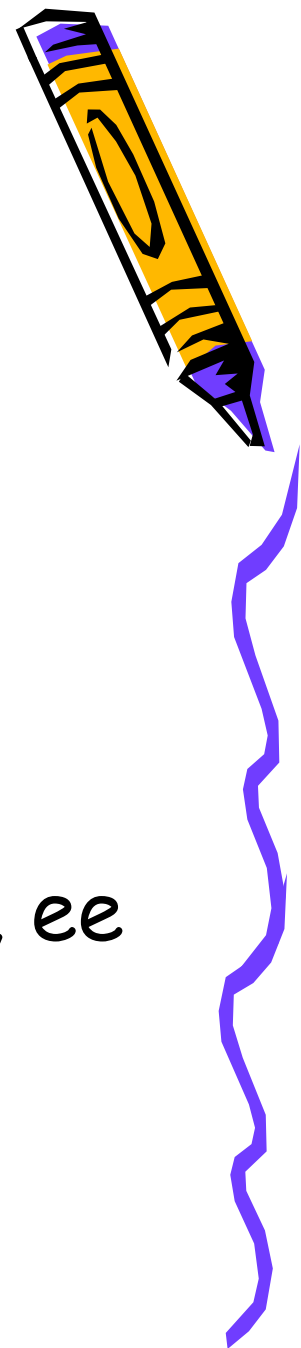
Применение серы

- Сера применялась в Древнем Египте уже за тысячи лет до н.э. для приготовления красок, для беления тканей, изготовления косметических средств, для лечения кожных заболеваний, в целях дезинфекции вещей и воздуха в помещениях.
- В наши дни это бумага и резина, эбонит и спички, ткани и лекарства, косметика и пластмассы, взрывчатка и краски, удобрения и ядохимикаты- это небольшой перечень того, что нуждается в сере для изготовления.



Соединения серы

- Сероводород и сульфиды
- Оксид серы (IV), сернистая кислота, ее соли (сульфиты)
- Оксид серы (VI), серная кислота, ее соли (сульфаты)



Сероводород и сульфиды



□ H_2S -бесцветный газ с резким запахом, очень ядовит, однако в небольших дозах проявляет лечебное действие (входит в состав лечебных минеральных вод Пятигорска, Мацесты, Серноводска)

□ Образуется при гниении белка (постоянно образуется на дне Черного моря), содержится в вулканических газах.

□ При растворении в воде образуется слабая **сероводородная кислота**, соли которой называются **сульфидами**.

□ Сероводород горит:

$2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + \underline{2\text{S}}$ - в недостатке кислорода

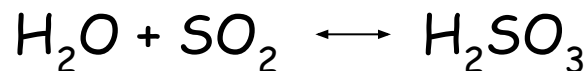
$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \underline{2\text{SO}_2}$ - в избытке кислорода



Оксид серы (IV)



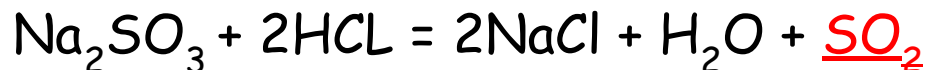
SO₂ – бесцветный газ с характерным резким запахом, проявляет типичные свойства кислотных оксидов, хорошо растворяется в воде, образуя слабую неустойчивую сернистую кислоту:



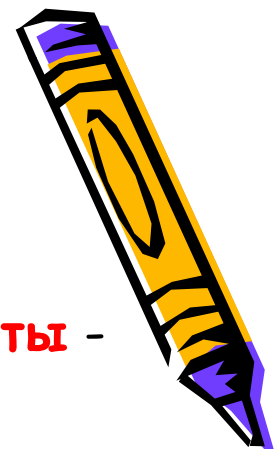
Соли сернистой кислоты – сульфиты и гидросульфиты, используются для отбеливания тканей, бумаги, в качестве консервирующего средства при хранении овощей и фруктов

Получение:

- Горение серы $\text{S} + \text{O}_2 = \underline{\text{SO}_2}$
- Полное сгорание сероводорода $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \underline{2\text{SO}_2}$
- Обжиг сульфидов $\text{ZnS} + \text{O}_2 = \text{ZnO} + \underline{\text{SO}_2}$
- Взаимодействие солей сернистой кислоты с сильными кислотами:



Оксид серы (VI)



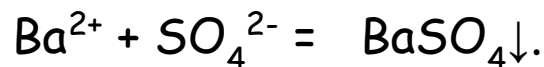
- Оксид серы (VI) SO_3 - **ангидрид серной кислоты** - бесцветная жидкость
- SO_3 получают окислением SO_2 только в присутствии катализатора
$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longleftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$$
- SO_3 - является типичным кислотным оксидом и проявляет все свойства, характерные для кислотных оксидов
- Оксид серы (VI) энергично соединяется с водой, образуя серную кислоту (маслянистая жидкость):
$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4.$$
- SO_3 очень хорошо растворяется в 100%-ной серной кислоте. Раствор SO_3 в такой кислоте называется **олеумом**.



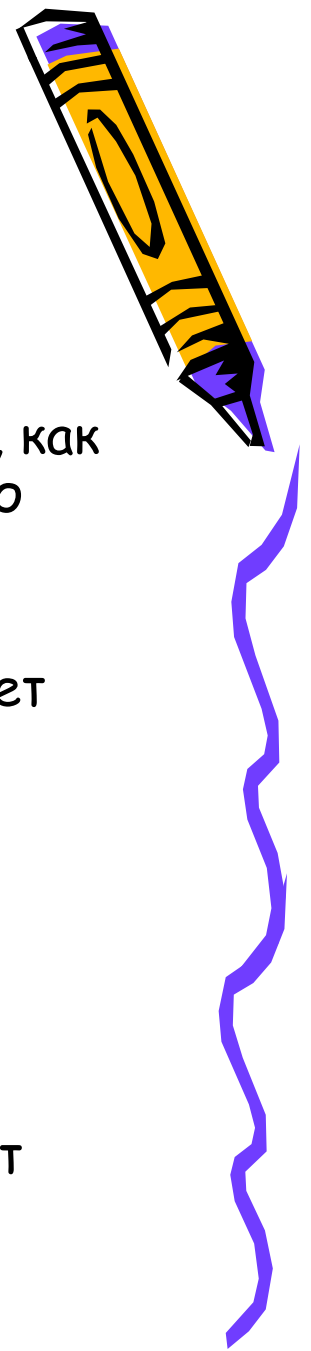
Серная кислота



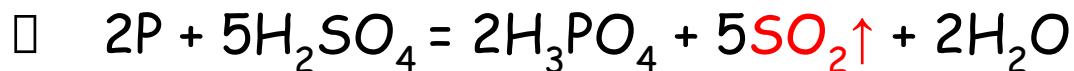
- H_2SO_4 - сильная двухосновная кислота. В воде она диссоциирует ступенчато, образуя гидросульфат- и сульфат- ионы:
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
 - $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- Серная кислота принимает участие во всех реакциях, характерных для кислот.
- H_2SO_4 разб. окисляет только металлы, стоящие в ряду активности до водорода, за счет ионов H^{+1} , например:
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб}) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow,$
 - в реакциях с основаниями, щелочами и оксидами образует соли (сульфаты либо гидросульфаты).
- Из всех сульфатов наименьшей растворимостью обладает сульфат бария - именно поэтому его образование в виде белого осадка используют как **качественную реакцию на сульфат-ион:**



Серная кислота концентрированная сильно по свойствам отличается от разбавленной: при взаимодействии с металлами H_2 не выделяется, поскольку окислителем выступает S^{+6}



- При взаимодействии концентрированной серной кислоты с различными металлами, как правило, происходит ее восстановление до SO_2 , например:
- $Zn + 2H_2SO_4(\text{конц}) = ZnSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$.
- Концентрированная серная кислота окисляет медь, серебро, углерод, фосфор:



- В качестве продуктов восстановления могут быть также: H_2S , S^0



Разбавление серной кислоты



- При разбавлении серной кислоты необходимо **кислоту** очень медленно вливать в воду, тщательно перемешивая



Применение серной кислоты



- ❖ Около трети всей серной кислоты используют для производства удобрений. Еще треть потребляет химическая промышленность при производстве синтетических моющих средств, пластмасс, фтороводорода и других реактивов. Серная кислота применяется также в производстве тканей и лекарственных препаратов.

