

СЕРА И ЕЁ СОЕДИНЕНИЯ.

«S» - с лат. *sulfur*

1. Группа – VI
2. Подгруппа –
главная
3. Период - 3



1. Проявляет неметаллические свойства.
2. Заполняется p –подуровень

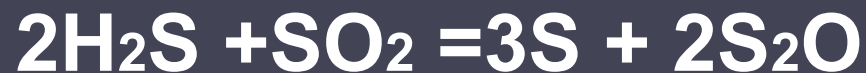
	O
32,066	S
Сера 3s ² 3p ⁴	
Cr	
	Se
Mo	
	Te
W	
	Po
Sg	

Применение:

- Самородная сера
- Сульфат серы: FeS_2 (пирит или железный колчедан), CuS (медный блеск), CuFeS_2 (халькопирит или медный колчедан), PbS (свинцовый блеск), ZnS (цинковая обманка), HgS (киноварь).
- Сульфатная сера: $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (алебастр), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова соль), $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (горькая соль).

Получение серы:

Вулканическая сера образуется по реакции:





Свойства серы:

1. Сера является окислителем по отношению в первую очередь к металлам:



Последнюю реакцию используют для демеркуризации - связыванием разлитой ртути.

Свойства серы:

2. Сера является более слабым окислителем, чем кислород, но взаимодействует с металлами гораздо активнее.



Свойства серы:

3. Восстановительные свойства сера проявляет в реакциях с простыми веществами, образованными неметаллами с большими значениями электроотрицательности, - кислородом и галогенами (кроме иода:):



Свойства серы:

4. Сера будет восстановителем и по отношению к сложным веществам-окислителям:



- Наиболее известные положительные значения степени окисления сера +2, +4, +6, что объясняется различными электронными конфигурациями атомов серы в основном и возбужденном состояниях. Сера является окислителем и по отношению к органическим веществам. Например, нагревание порошка серы с парафином в лаборатории получают сероводород:



- ◎ Сера способна присоединяться по кратным связям олефиновых углеродов, «сшивая» при это молекулы своеобразным дисульфидным мостиков $-S-S-$. На этом свойстве основан знакомый вам процесс вулканизации каучука с получением резины или эбонита.
- ◎ Образование дисульфидных мостиков играет важную роль в организации вторичной структуры белковых молекул, например гемоглобина.

Применение:

- - для производства серной кислоты
- -сульфитов
- - борьбы с болезнями растений
- - производство красителей
- - производства спичек
- - для приготовления



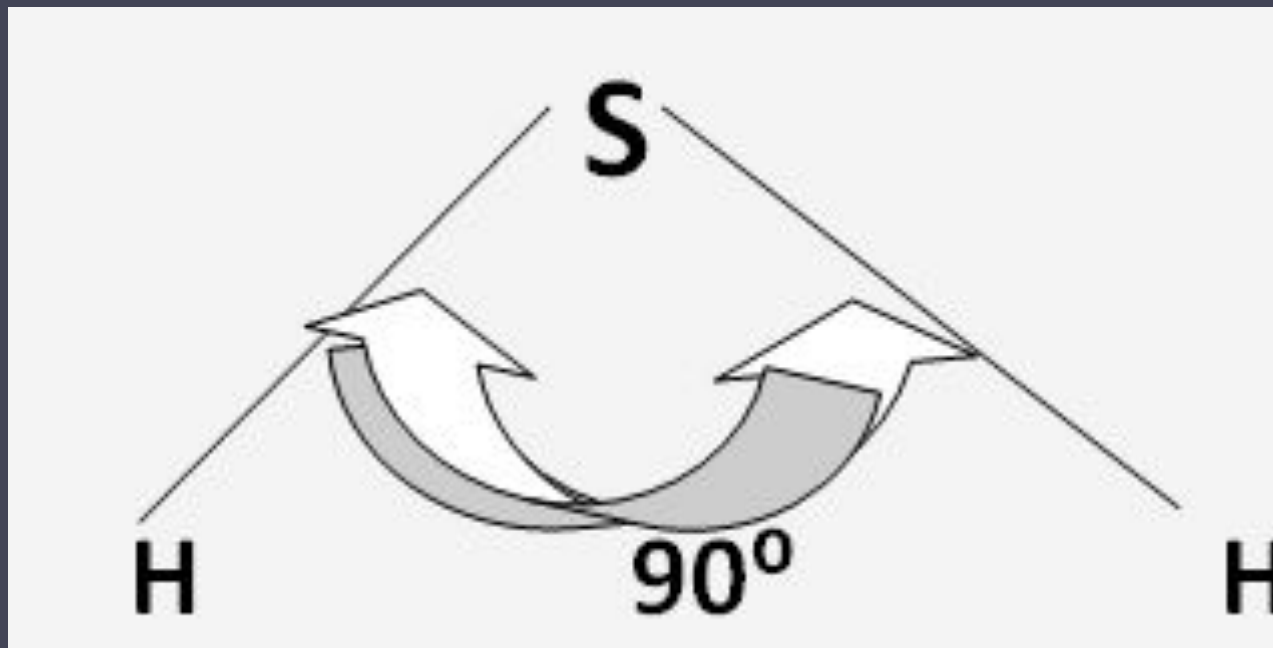
Сероводород:

- Содержится в вулканических газах и постоянно образуется на дне Черного моря. Образуется при гниение белков, поэтому тухлые яйца пахнут сероводородом.

Получение:

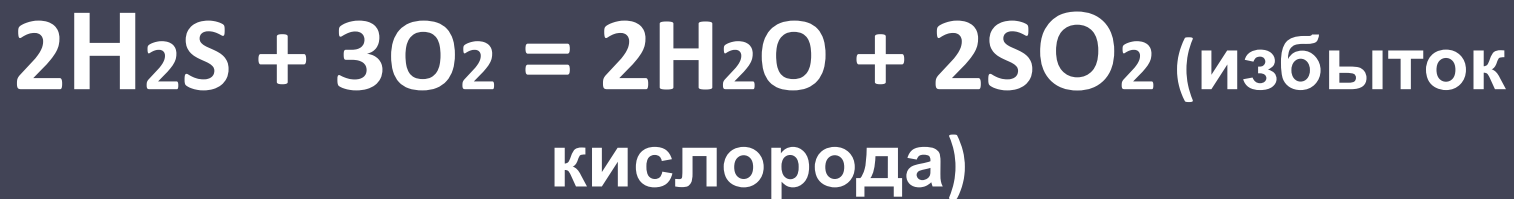
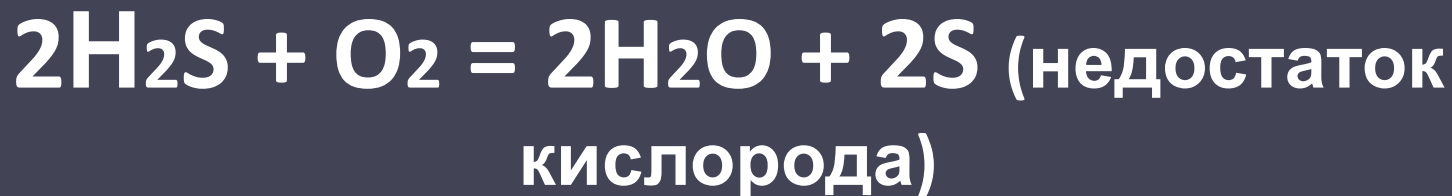


Строение молекулы



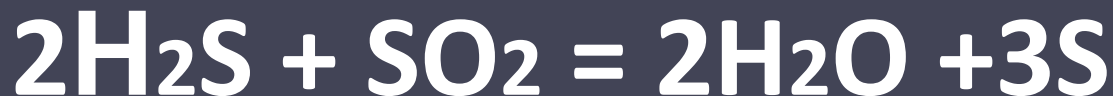
Свойства сероводорода:

Сероводород сильный восстановитель. Он легко сгорает в кислороде или на воздухе:



Свойства сероводорода:

Легко окисляется галогенами,
оксидом серы (VI), хлоридом
железа (III):



Сероводородная кислота и сульфиды

Сероводород хорошо растворим в спирте хуже – воде (при комнатной температуре только 2,5 объема в одном объеме воды). При этом образуется слабая двухосновная сероводородная кислота:



Как двухосновная кислота сероводородная кислота образует ряд солей – средние (сульфиды) и кислые (гидросульфиды):



ZnS



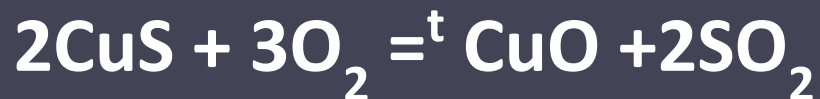
PbS



- Как и оксиды, сульфиды в зависимости от степени окисления второго элемента могут быть основными (Na_2S , K_2S), амфотерными (Al_2S_3 , Cr_2S_3), и кислотными (SiS_2 , CS_2 , P_2S_5)? Что наглядно проявляется при гидролизе этих соединений:



- Как и сероводород, сероводородная кислота и сульфиды являются сильными восстановителями:



- Последняя реакция относится к реакции обжига. Её используют для получения металлов из сульфидных руд.

Оксид серы (IV)

Получение:

Происходит реакция обмена между сульфитом и раствором серной кислоты:



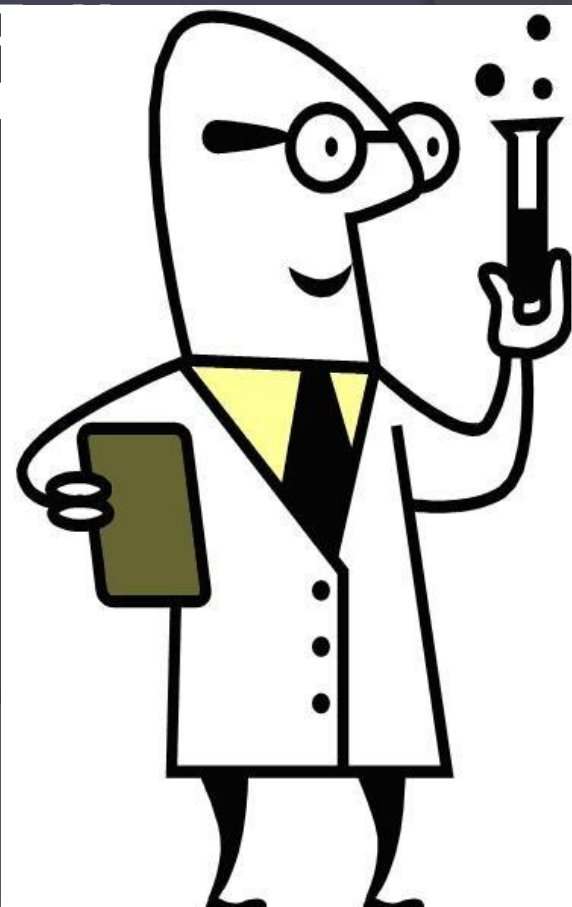
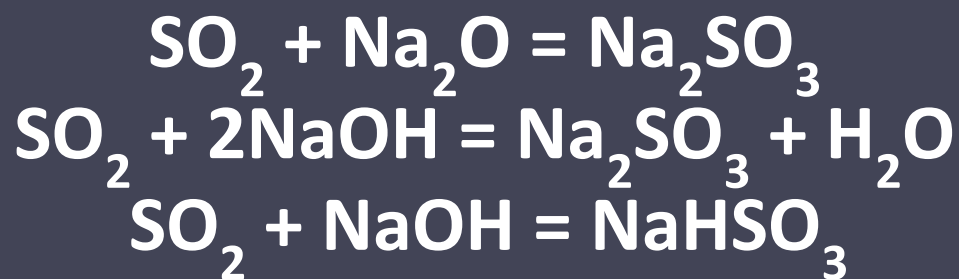
Его также можно получить

взаимодействием концентрированной серной кислоты с медью при нагревании:



Оксид серы (IV) - бесцветный газ с резким запахом, менее токсичен, чем сероводород, но лучше растворим в воде (40 объемов в одном объеме воды).

Это типичный кислотный оксид, поэтому для него характерны все реакции таких оксидов:



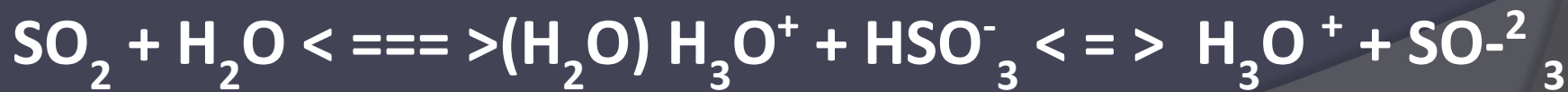
- При растворении в воде образуется гидраты сернистого газа, формулы которых записывают в виде молекулы сернистой кислоты:



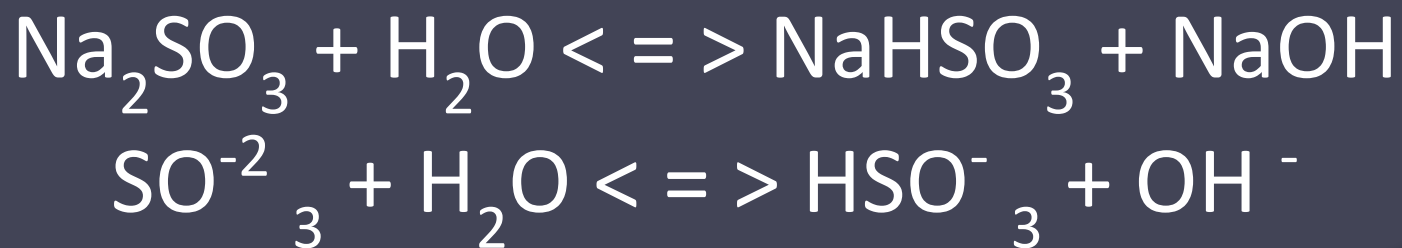
Или упрощенно:



- В водном растворе серистого газа, часто называемого сернистой кислотой (такая кислота не существует в свободном виде), молекулы сернистого газа занимают полости между молекулами воды, увеличивая в них поляризацию связи О-Н, в результате чего раствор приобретает кислотный характер:



В воде растворимы сульфиты щелочных металлов и гидросульфиты. Растворы средних солей хорошо гидролизуются по аниону:



Свойства:

1. Окислительные свойства Оксид серы (IV):



2. Восстановительные свойства :



Применение:

Сернистый газ применяют в производстве серной кислоты, Оксид серы (IV), сульфидов, гидросульфидов, шелка, соломы, консервирования фруктов и овощей.

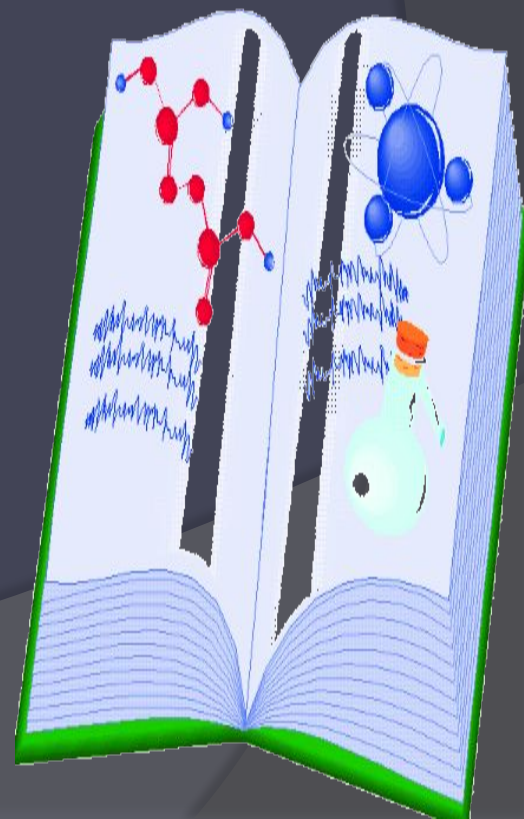


Получение:

- Оксид серы (VI)(серный ангидрид) получают как промежуточный продукт при производстве серной кислоты каталитическим окислением сернистого газа при температуре около 500°C:



- При обычных условиях это бесцветная ядовитая жидкость. Оксид серы (VI) является типичным кислотным оксидом:



Серная кислота и её

СОЛИ

Получение:

1 стадия

Получение SO_2 .

Из колчедана путем методом кипящего слоя получают оксид серы (IV). После чего ее очищают, осушают, промывая серной кислотой, потом подогревают в теплообменнике.

2 стадия.

Получение SO_3

Получают по принципу теплообмена

3 стадия

Получение H_2SO_4

Получают в результате растворения оксида серы (VI) в концентрированной серной кислоте, при этом получается раствор, называемый олеумом

Свойства:

- ✓ Химические свойства серной кислоты в значительной степени зависят от ее концентрации!



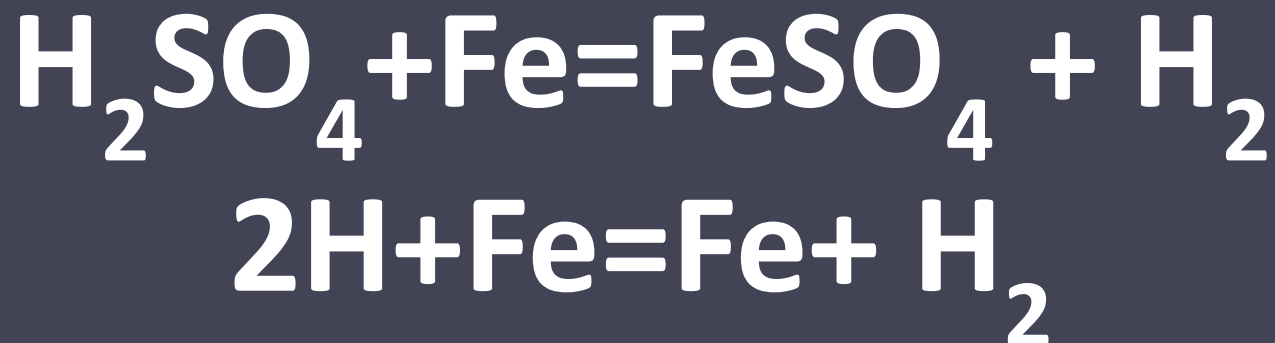
Разбавленная серная кислота:

Проявляет все свойства кислот:
взаимодействует с металлами,
оксидами металлов, основаниями и
солями

Образует 2 ряда солей: средние -
сульфаты и кислые – гидросульфаты
Реактивом является ХЛОРИД БАРИЯ,
образуя белый нерастворимый осадок
– сульфат бария:



Концентрированная серная кислота:



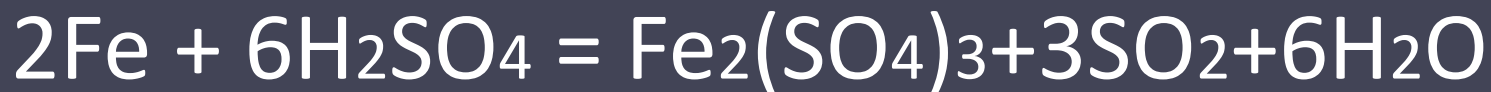
Концентрированная серная кислота:

- Концентрированная серная кислота окисляет металлы вне зависимости от их места их положения, но не железо, Алюминий, хром, золото и металлы платиновой группы:



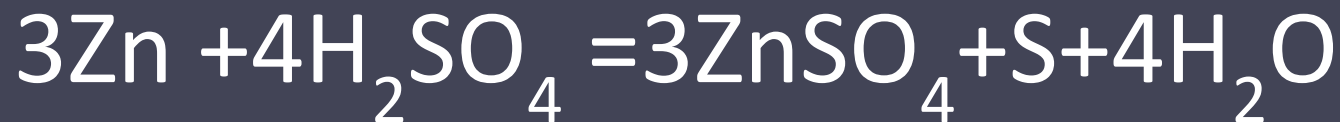
Концентрированная серная кислота:

- Железо, алюминий, хром
концентрированная серная кислота
пассивирует



Концентрированная серная кислота:

- Наиболее активные из металлов - щелочные, щелочно-земельные, магний и цинк - восстанавливают сульфат - ионы до SO_2 , S, или H_2S .



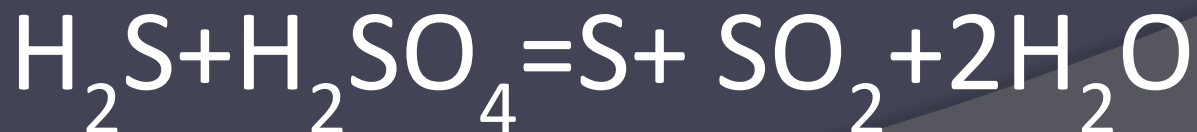
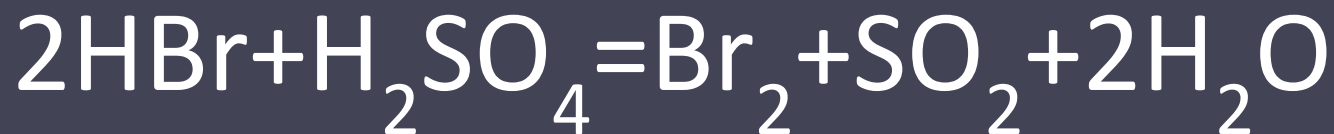
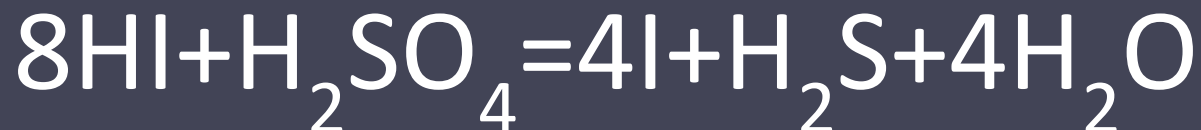
Концентрированная серная кислота:

- Окислителем кислота выступает и по отношению к неметаллами



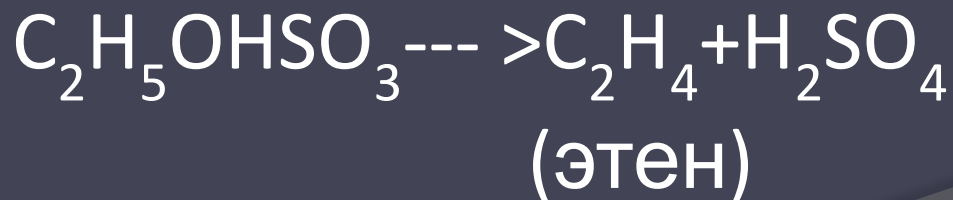
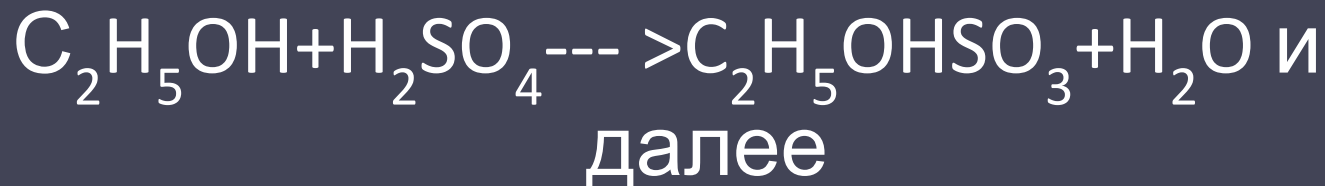
Концентрированная серная кислота:

Уже при комнатной температуре концентрированная серная кислота окисляет галогеноводороды и сероводород

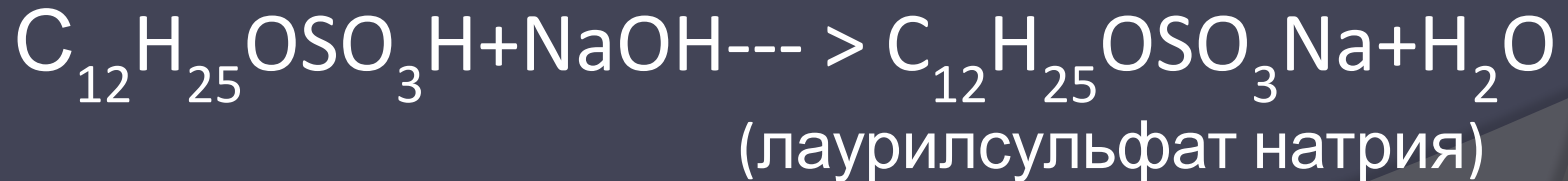


Концентрированная серная кислота:

Концентрированная серная кислота очень гигроскопична и разлагает многие органические вещества, отнимая от них воду:



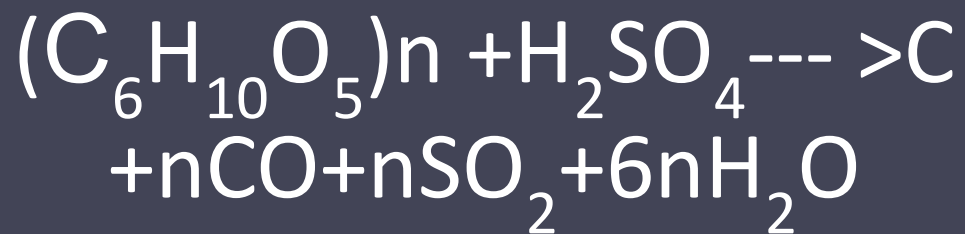
Серная кислота образует сложные эфиры с высшими спиртами. Эта реакция лежит в основе получения синтетических моющих средств - солей алкилсульфатов :



- Очень важной в промышленном отношении является реакция сульфирования бензола:



Отнимая воду от молекул углеводов, концентрированная серная кислота обугливает их



(целлюлоза)

Применение:

Серную кислоту широко используют в производстве:

- Удобрений
- Синтетических моющих средств
- Минеральных кислоты, солей

Для получения:

- ✓ Взрывчатых веществ
- ✓ Изоктана
- ✓ Простых и сложных эфиров

Соли серной кислоты:

- ☐ Сульфат натрия ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)
- ☐ Сульфат магния (MgSO_4).
- ☐ Сульфат кальция ($2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$).
- ☐ Сульфат аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$).
- ☐ Купоросы ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).