

# СЕРНАЯ КИСЛОТА



*работа выполнена  
ученицами 9 класса А  
Луговой Дарьей и  
Киселёвой Екатериной*

# Серная кислота



**Серная кислота  $H_2SO_4$  — сильная двухосновная кислота, отвечающая высшей степени окисления серы (+6). При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха. В технике серной кислотой называют её смеси как с водой, так и с серным ангидридом  $SO_3$ .**

# Химические свойства

Серная кислота — довольно сильный окислитель, особенно при нагревании и в концентрированном виде; окисляет  $\text{HI}$  и частично  $\text{HBr}$  до свободных галогенов, углерод до  $\text{CO}_2$ ,  $\text{S}$  — до  $\text{SO}_2$ , окисляет многие металлы ( $\text{Cu}$ ,  $\text{Hg}$  и др.). При этом серная кислота восстанавливается до  $\text{SO}_2$ , а наиболее сильными восстановителями — до  $\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . Концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  частично восстанавливается водородом, из-за чего не может применяться для его сушки.

Разбавленная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  взаимодействует со всеми металлами, находящимися в электрохимическом ряду напряжений левее водорода с его выделением.

Окислительные свойства для разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нехарактерны. Серная кислота образует два ряда солей: средние — сульфаты и кислые — гидросульфаты, а также эфиры. Известны пероксомonosерная (или кислота Каро)  $\text{H}_2\text{SO}_5$  и пероксодисерная  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  кислоты.

# Серная кислота



# Серную кислоту применяют:

в производстве минеральных удобрений;

как электролит в свинцовых аккумуляторах;

для получения различных минеральных кислот и солей;

в производстве химических волокон, красителей, дымообразующих веществ и взрывчатых веществ;

в нефтяной, металлообрабатывающей, текстильной, кожевенной и др. отраслях промышленности;

в пищевой промышленности — зарегистрирована в качестве пищевой добавки E513(эмульгатор);

в промышленном органическом синтезе в реакциях:

дегидратации (получение диэтилового эфира, сложных эфиров);

гидратации (этанол из этилена);

сульфирования (синтетические моющие средства и промежуточные продукты в производстве красителей);

алкилирования (получение изооктана, полиэтиленгликоля, капролактама) и др.

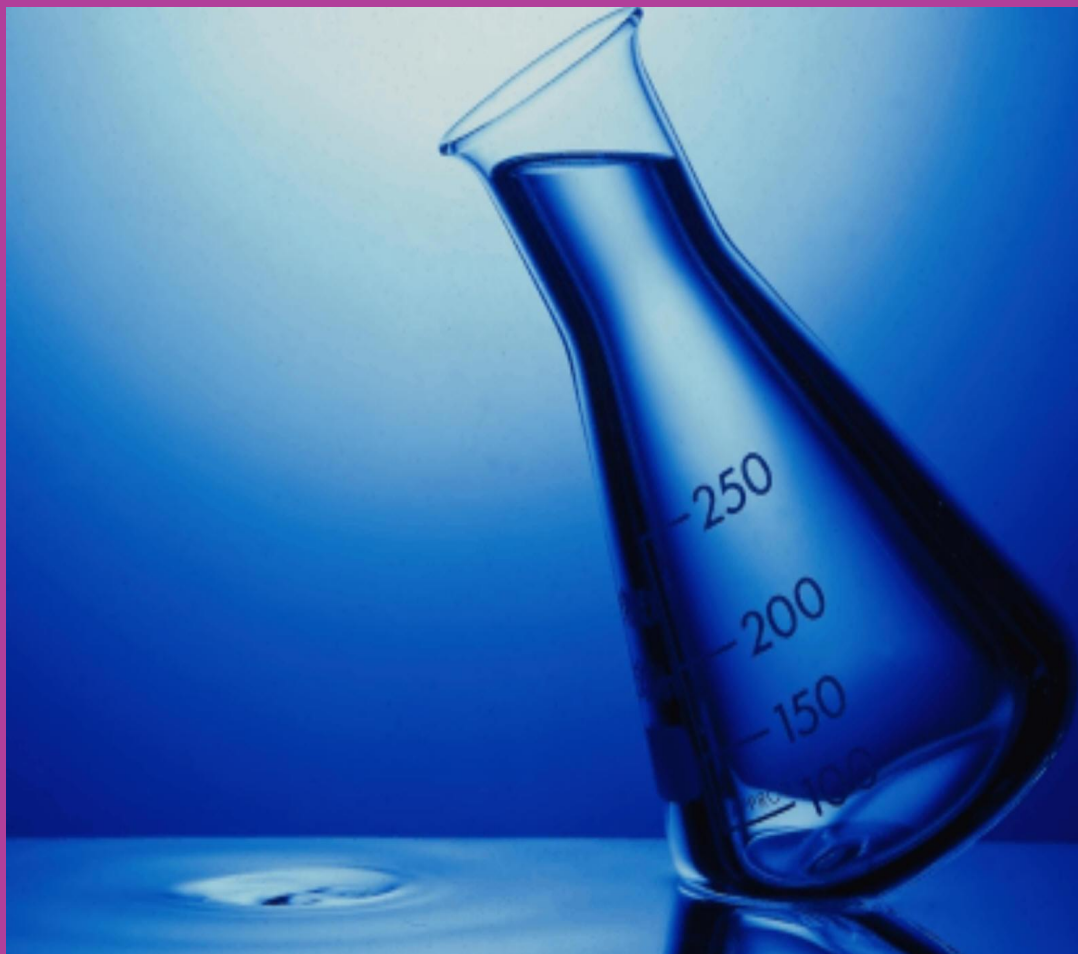
Для восстановления смол в фильтрах на производстве дисцилированной воды.

Мировое производство серной кислоты ок. 160 млн тонн в год. Самый крупный потребитель серной кислоты — производство минеральных удобрений. На 1 т  $P_2O_5$  фосфорных удобрений расходуется 2,2-3,4 т серной кислоты, а на 1 т  $(NH_4)_2SO_4$  — 0,75 т серной кислоты. Поэтому сернокислотные заводы стремятся строить в комплексе с заводами по производству минеральных удобрений.

# Токсическое воздействие

Серная кислота и олеум — очень едкие вещества. Они поражают кожу, слизистые оболочки, дыхательные пути (вызывают химические ожоги). При вдыхании паров этих веществ они вызывают затруднение дыхания, кашель, нередко — ларингит, трахеит, бронхит и т. д. Предельно допустимая концентрация аэрозоля серной кислоты в воздухе рабочей зоны 1,0 мг/м<sup>3</sup>, в атмосферном воздухе 0,3 мг/м<sup>3</sup> (максимальная разовая) и 0,1 мг/м<sup>3</sup> (среднесуточная). Поражающая концентрация паров серной кислоты 0,008 мг/л (экспозиция 60 мин), смертельная 0,18 мг/л (60 мин). Класс опасности II. Аэрозоль серной кислоты может образовываться в атмосфере в результате выбросов химических и металлургических производств, содержащих оксиды S, и выпадать в виде кислотных дождей.

# Серная кислота



# Исторические сведения

*Серная кислота известна с древности. Возможно, первое упоминание о кислых газах, получаемых при прокаливании квасцов или железного купороса «зеленого камня», встречается в сочинениях, приписываемых арабскому алхимику Джабир ибн Хайяну.*

*В IX веке персидский алхимик Ар-Рази, прокаливая смесь железного и медного купороса ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), также получил раствор серной кислоты. Этот способ усовершенствовал европейский алхимик Альберт Магнус, живший в XIII веке.*

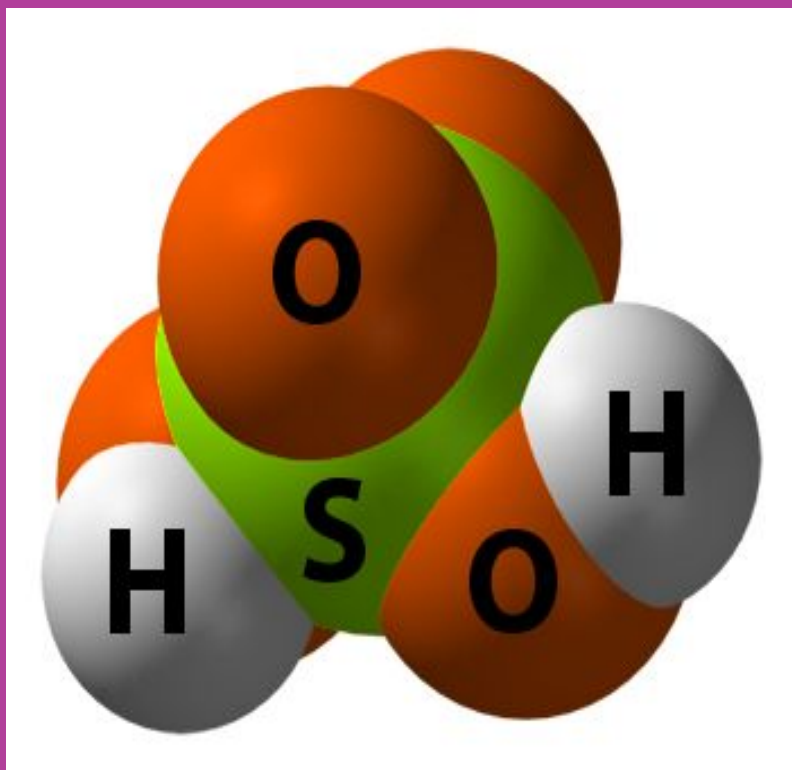
*В XV веке алхимики обнаружили, что серную кислоту можно получить, сжигая смесь серы и селитры, или из пирита — серного колчедана, более дешевого и распространенного сырья, чем сера. Таким способом получали серную кислоту на протяжении 300 лет, небольшими количествами в стеклянных ретортах. И только в середине 18 столетия, когда было установлено, что свинец не растворяется в серной кислоте, от стеклянной лабораторной посуды перешли к большим промышленным свинцовым камерам.*



# Дополнительные сведения

Мельчайшие капельки серной кислоты могут образовываться в средних и верхних слоях атмосферы в результате реакции водяного пара и вулканического пепла, содержащего большие количества серы. Получившаяся взвесь, из-за высокого альbedo облаков серной кислоты, затрудняет доступ солнечных лучей к поверхности планеты. Поэтому (а также в результате большого количества мельчайших частиц вулканического пепла в верхних слоях атмосферы, также затрудняющих доступ солнечному свету к планете) после особо сильных вулканических извержений могут произойти значительные изменения климата. Например, в результате извержения вулкана Ксудач (п-ов Камчатка, 1907 г.) повышенная концентрация пыли в атмосфере держалась около 2 лет, а характерные серебристые облака серной кислоты наблюдались даже в Париже[1]. Взрыв вулкана Пинатубо в 1991 году, отправивший в атмосферу 34107 тонн серы, привёл к тому, что 1992 и 1993 года были значительно холоднее, чем 1991 и 1994

# Получение серной кислоты



Сырьём для получения серной кислоты служат сера, сульфиды металлов, сероводород, отходящие газы теплоэлектростанций, сульфаты железа, кальция и др.

## ОСНОВНЫЕ ЭТАПЫ ПРОИЗВОДСТВА

Основные стадии получения серной кислоты:

Обжиг сырья с получением  
SO<sub>2</sub>

Окисление SO<sub>2</sub> в SO<sub>3</sub>

Абсорбция SO<sub>3</sub>