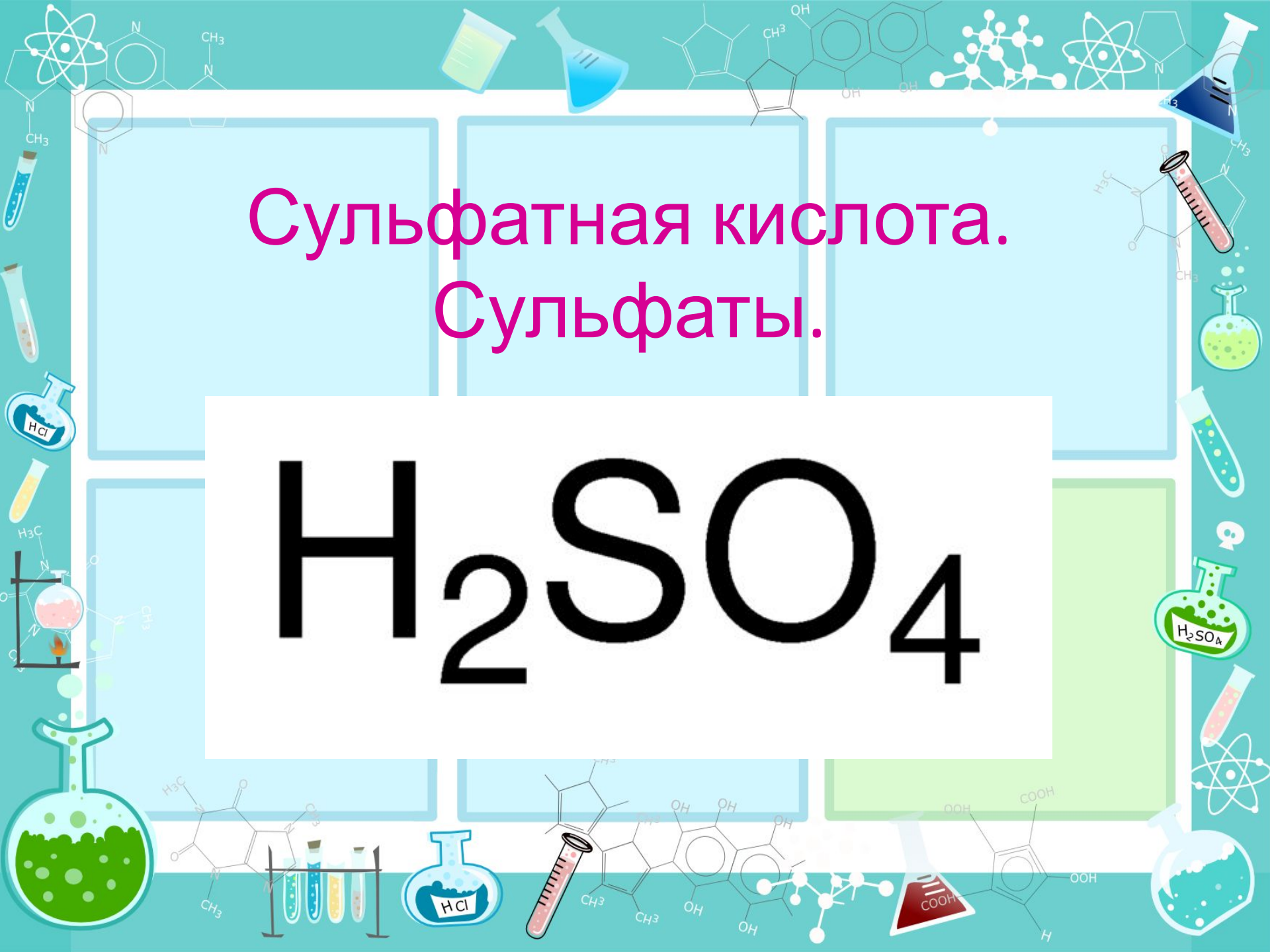


Сульфатная кислота. Сульфаты.



История открытия

Сульфатная кислота известна людям с самой древности. Еще алхимики умели получать ее методами прокаливания разных купоросов. С самого IX века люди получали и использовали это вещество. Позже в Европе Альберт Магнус научился извлекать кислоту в процессе разложения железного купороса. Однако ни один из способов выгодным не был. Затем стал известен так называемый камерный вариант синтеза. Для этого сжигали серу и селитру, а выделяющиеся пары поглощали водой. В результате формировалась сульфатная кислота. Еще позже англичане сумели найти самый дешевый метод получения данного вещества. Для этого использовался пирит - FeS_2 , железный колчедан. Его обжиг и последующее взаимодействие с кислородом до сих пор составляют один из самых главных промышленных способов синтеза серной кислоты. Такое сырье более доступное, дешевое и качественное для больших объемов производства.

Физические свойства серной кислоты.

- При стандартных условиях - жидкость.
- В концентрированном состоянии является тяжелой, маслянистой, за что и получила название "купоросное масло".
- Плотность вещества - 1,84 г/см³.
- Не имеет цвета и запаха.
- Обладает выраженным "медным" вкусом.
- Растворяется в воде очень хорошо, практически неограниченно.
- Гигроскопична, способна улавливать как свободную, так и связанную воду из тканей.
- Нелетучая.
- Температура кипения – 296 С.
- Плавление при 10,3 С.

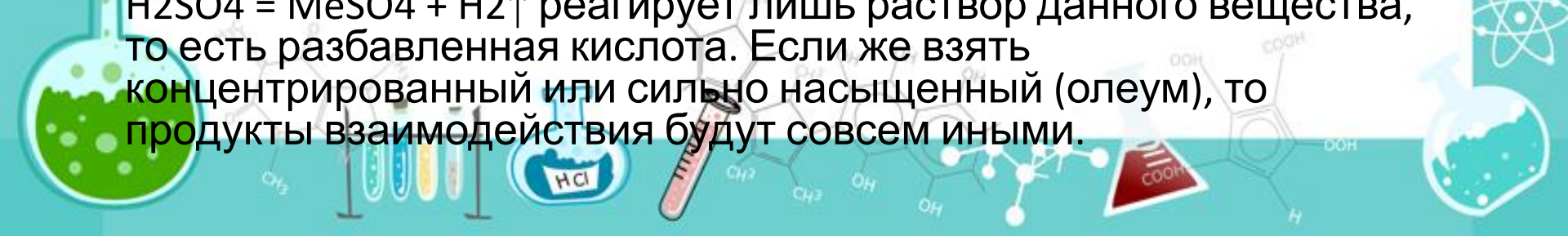




Химические свойства



С точки зрения химии данная кислота является очень сильной, особенно если это концентрированный раствор. Она двухосновная, поэтому диссоциирует ступенчато, с образованием гидросульфат- и сульфат-аниона. В целом ее взаимодействие с различными соединениями соответствует всем основным реакциям, характерным для этого класса веществ. Можно привести примеры нескольких уравнений, в которых принимает участие сульфатная кислота. Химические свойства проявляются в ее взаимодействии с: солями; оксидами и гидроксидами металлов; амфотерными оксидами и гидроксидами; металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода. В результате подобных взаимодействий практически во всех случаях образуются средние соли данной кислоты (сульфаты) либо кислые (гидросульфаты). Особенной чертой также является то, что с металлами по обычной схеме $Me + H_2SO_4 = MeSO_4 + H_2 \uparrow$ реагирует лишь раствор данного вещества, то есть разбавленная кислота. Если же взять концентрированный или сильно насыщенный (олеум), то продукты взаимодействия будут совсем иными.



Особые свойства серной кислоты

К таковым относится как раз взаимодействие концентрированных растворов с металлами. Так, существует определенная схема, отражающая весь принцип таких реакций: Если металл активный, то в результате происходит образование сероводорода, соли и воды. То есть сера восстанавливается до -2 . Если металл средней активности, то в результате - сера, соль и вода. То есть восстановление сульфат-иона до свободной серы. Металлы низкой химической активности (после водорода) - сернистый газ, соль и вода. Сера в степени окисления $+4$. Также особыми свойствами сульфатной кислоты являются способности окислять некоторые неметаллы до их высшей степени окисления и вступать в реакции со сложными простыми веществами и окислять их до



Самые распространенные СОЛИ

Сульфатная кислота и сульфаты, которые она образует, являются важными соединениями во многих отраслях промышленности и быта, в том числе и пищевой. Самыми распространенными солями серной кислоты являются следующие:

- Гипс (алебастр, селенит). Химическое название - водный кристаллогидрат сульфата кальция. Формула: CaSO_4 . Используется в строительстве, медицине, целлюлозно-бумажной промышленности, изготовлении ювелирных изделий.
- Барит (тяжелый шпат). Сульфат бария. В растворе представляет собой молочный осадок. В твердом виде - прозрачные кристаллы. Используется в оптических приборах, рентгеновских излучениях, для изготовления изолирующего покрытия.
- Мирабилит (глауберова соль). Химическое название - кристаллогидрат сульфата натрия десятиводный. Формула: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Применяется в медицине как слабительное средство.

Можно привести в качестве примеров много солей, которые имеют практическую значимость. Однако упомянутые выше - самые распространенные.

Основные области применения

Ежегодное производство серной кислоты составляет 160 млн. тонн в год. Это очень значительная цифра, которая говорит о важности и распространенности данного соединения. Можно выделить несколько отраслей и мест, где необходимо использование сульфатной кислоты:

- В аккумуляторах в качестве электролита, особенно в свинцовых.
- На заводах, где производятся сульфатные удобрения. Основная масса данной кислоты идет именно на изготовление минеральных подкормок для растений. Поэтому заводы по производству серной кислоты и изготовлению удобрений чаще всего строят рядом.
- В пищевой промышленности в качестве эмульгатора, обозначаемого кодом E513.
- В многочисленных органических синтезах в качестве водоотнимающего средства, катализатора. Так получают взрывчатые вещества, смолы, чистящие и моющие средства, капроны, полипропилен и этилен, красители, химические волокна, сложные эфиры и прочие соединения.
- Используют в фильтрах для очистки воды и изготовления дистиллированной воды. Применяют при добыче и обработке редких элементов из руды.

Также много серной кислоты уходит на лабораторные исследования, где ее получают местными способами.