

Кислоты
Серная кислота- H_2SO_4

Антипова Диана 9П-11

История:

- Первое упоминание о серной кислоте обнаружено в сочинениях персидского алхимика в 940 году.
 - В 13 веке серную кислоту получали алхимики из «зеленого камня» (железный купорос) или квасцов путем сильного нагревания (прокаливания). Так, например, из железного купороса получали тяжелую маслянистую жидкость – купоросное масло:
$$2\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 13\text{H}_2\text{O}.$$
 - Первое упоминание о кислых газах, получаемых при прокаливании квасцов или купороса, встречается в сочинениях, приписываемых арабскому алхимику Джафар аль-Суфи (Гебер), жившему в VIII в. Некоторые ученые приписывают честь открытия серной кислоты персидскому алхимику Абубекеру аль-Рази, жившему в X в. Более определенно говорит о серной кислоте алхимик Альберт Великий.
 - В 15 веке серную кислоту получали совместным сжиганием серы и селитры в сосудах большого объема, стенки которого смачивали водой. Этим способом ее и получали более 300 лет, но небольшими количествами в ретортах – стеклянных колбах.
-



Физические свойства:

- Чистая серная кислота или моногидрат - это бесцветная маслянистая жидкость, которая застывает в кристаллическую массу при температуре $+10^{\circ}\text{C}$. Серная кислота, предназначенная для реакций, содержит 95 % H_2SO_4 и имеет плотность $1,84\text{г/см}^3$. 1 литр такой кислоты весит 2кг. Затвердевает кислота при температуре -20°C . Теплоте плавления $10,5\text{кДж/моль}$ при температуре $10,37^{\circ}\text{C}$.



Химические свойства:

- Серная кислота – сильная двухосновная кислота. По первой ступени в растворах невысокой концентрации она диссоциирует практически нацело:
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$.
 - Диссоциация по второй ступени
 - $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 - Концентрированная серная кислота, особенно горячая, — энергичный окислитель. Она окисляет HI и HBr (но не HCl) до свободных галогенов, уголь – до CO_2 , серу – до SO_2 . Указанные реакции выражаются уравнениями:
 - $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$;
 - $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
-



Получение:

- Концентрированную серную кислоту («купоросное масло») сначала получали нагреванием «зеленого купороса» $\text{FeSO}_4 \times n\text{H}_2\text{O}$ и расходовали в большом количестве на получение Na_2SO_4 и NaCl .
- В современном процессе получения серной кислоты используется катализатор, состоящий из оксида ванадия(V) с добавкой сульфата калия на носителе из диоксида кремния или кизельгура. Диоксид серы SO_2 получают сжиганием чистой серы или при обжиге сульфидной руды (прежде всего пирита или руд Si , Ni и Zn) в процессе извлечения этих металлов. Затем SO_2 окисляют до триоксида, а потом путем растворения в воде получают серную кислоту:
 - $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
 - $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$



Применение:

- Применение серной кислоты меняется от страны к стране и от десятилетия к десятилетию. Так, например в США в настоящее время главная область потребления H_2SO_4 — производство удобрений (70%), за ним следуют химическое производство, металлургия, очистка нефти (~5% в каждой области). В Великобритании распределение потребления по отраслям иное: только 30% производимой H_2SO_4 используется в производстве удобрений, зато 18% идет на краски, пигменты и полупродукты производства красителей, 16% на химическое производство, 12% на получение мыла и моющих средств, 10% на производство натуральных и искусственных волокон и 2,5% применяется в металлургии.
-
- 