

## **Химия**

Дата: 16.11.2023

Группа 8-М

Тема: Классификация неорганических веществ. Кислоты

Задание: Изучить материал. Ответить письменно на вопросы № 1,2,3,4.

Работу отправить на электронную почту: [galina.ch65@mail.ru](mailto:galina.ch65@mail.ru)

### 5.1. КИСЛОТЫ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

■ *Кислоты* — это электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

#### Классификация кислот

Кислоты — это многочисленный класс соединений, а потому нуждается в классификации, т. е. делении на группы по определенным признакам. Классификация кислот по разным признакам приведена в табл. 5.1.

Таблица 5.1. Классификация кислот

Признак классификации	Группа кислот	Примеры
Наличие атома кислорода	Кислородсодержащие	$\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{HNO}_3$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$
	Бескислородные	$\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HCl}$ , $\text{HCN}$
Основность (число атомов водорода в молекуле, способных замещаться на металл)	Одноосновные	$\text{HCl}$ , $\text{HNO}_3$
	Двухосновные	$\text{H}_2\text{S}$ , $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$
	Трехосновные	$\text{H}_3\text{PO}_4$
Растворимость	Растворимые	$\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{HNO}_3$ , $\text{HBr}$
	Нерастворимые	$\text{H}_2\text{SiO}_3$

Признак классификации	Группа кислот	Примеры
Летучесть	Летучие	HCl, H <sub>2</sub> S
	Нелетучие	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>
Степень электролитической диссоциации	Сильные ( $\alpha \rightarrow 1$ )	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HCl, HNO <sub>3</sub>
	Слабые ( $\alpha \rightarrow 0$ )	H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Стабильность	Стабильные	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , HCl
	Нестабильные	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>

### Химические свойства кислот

Кислый вкус, действие на индикаторы, электрическая проводимость, взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями — все эти свойства являются общими для неорганических кислот. Общие свойства кислот определяются их диссоциацией с образованием катионов водорода.

**Изменение окраски индикаторов** (лабораторный опыт № 7). В растворах кислот индикаторы изменяют свою окраску.

**Взаимодействие металлов с растворами кислот** (лабораторный опыт № 8). Это взаимодействие происходит при соблюдении ряда условий:

- металл должен находиться в ряду напряжений левее водорода;
- в результате реакции должна образоваться растворимая соль, так как в противном случае она покроет металл пленкой и доступ кислоты к поверхности металла прекратится;
- для этих реакций не рекомендуется использовать щелочные металлы (*Почему?*);
- концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации взаимодействуют с металлами по-особому.

Например, при взаимодействии соляной кислоты с цинком образуется водород:



Концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода и после водорода, при этом никогда не выделяется водород. В результате реакций этих кислот с металлами-

ми образуются соль, вода и продукт восстановления сульфат- или нитрат-анионов. Так, при взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью образуется оксид серы(IV):



При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью выделяется бурый оксид азота(IV):



Аналогичная реакция меди с разбавленной азотной кислотой дает бесцветный оксид азота(II) в качестве продукта восстановления нитрат-ионов:



Концентрированная серная кислота обугливает органические вещества (цв. вклейка, рис. 12), так как является очень гигроскопичной. (*Вспомните правило разбавления концентрированной серной кислоты!*)

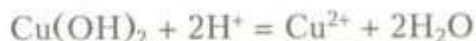
**Взаимодействие кислот с оксидами металлов** (лабораторный опыт № 9). С основными и амфотерными оксидами взаимодействуют все сильные кислоты; например:



или общее ионное уравнение реакции:



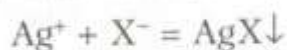
**Взаимодействие кислот с гидроксидами металлов** (лабораторный опыт № 10). С основаниями (щелочами и нерастворимыми в воде основаниями) и амфотерными гидроксидами взаимодействуют все кислоты:



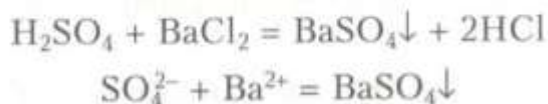
**Взаимодействие кислот с солями** (лабораторный опыт № 11). С солями кислоты взаимодействуют, если в результате реакции образуется осадок или газ.



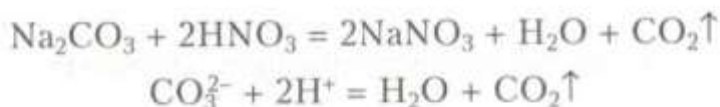
Качественной реакцией на галогенид-ионы  $X^- = Cl^-, Br^-, I^-$  (кроме ионов  $F^-$ ) является реакция с нитратом серебра(I) (точнее – с катионами серебра(I), так как  $AgNO_3 = Ag^+ + NO_3^-$ ):



Качественной реакцией на серную кислоту и ее соли является реакция с раствором соли бария:



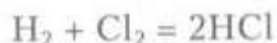
Качественной реакцией на соли угольной кислоты (карбонат- или гидрокарбонат-ионы) является их взаимодействие с кислотами:



### Основные способы получения кислот

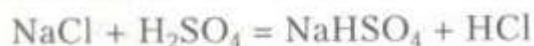
Бескислородные кислоты получают двумя основными способами.

*Первый способ* заключается в синтезе соответствующих водородных соединений неметаллов из простых веществ с последующим растворением их в воде. Так в промышленности получают хлороводородную (соляную) кислоту:



Аналогично можно получать и другие галогеноводородные кислоты.

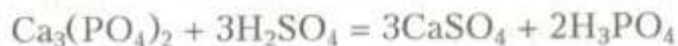
*Второй способ* заключается в вытеснении галогеноводородов из твердых солей концентрированной серной кислотой:



или

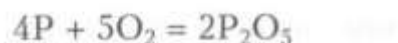
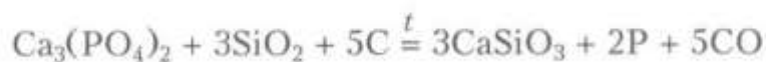


Кроме бескислородных кислот вытеснением из солей серной кислотой получают и некоторые кислородсодержащие кислоты, например фосфорную:



В последнем случае кислоту отделяют от малорастворимого сульфата кальция фильтрованием или отстаиванием. Поскольку получающаяся ортофосфорная кислота загрязнена примесями, ее используют для производства фосфорных удобрений.

Чистую фосфорную кислоту получают термическим способом в несколько стадий, используя в качестве сырья фосфат кальция. Из него вначале получают фосфор, который окисляют до оксида фосфора(V), а затем последний растворяют в воде:



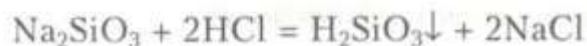
Аналогично взаимодействием кислотного оксида с водой получают многие другие кислородсодержащие кислоты:



Азотную кислоту получают растворением в воде оксида азота(IV) в присутствии кислорода:



Малорастворимую кремниевую кислоту можно получить реакцией обмена между растворимым в воде силикатом и, например, соляной кислотой:



Неорганические кислоты широко используют в промышленности.

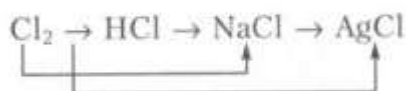
*Серную кислоту*  $\text{H}_2\text{SO}_4$  применяют для получения солей, красителей, удобрений, взрывчатых веществ, лекарств, для очистки нефтепродуктов, травления металлов. Раствор серной кислоты в качестве электролита используется в свинцовых аккумуляторах.

*Соляную кислоту*  $\text{HCl}$  используют для получения ее солей, обработки руд, травления металлов, в химическом синтезе. Очень разбавленный раствор соляной кислоты употребляют в лечебных целях при пониженной кислотности желудка.

*Фосфорная кислота*  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в отличие от серной и соляной не такая сильная и не столь агрессивная. Тщательно очищенная фосфорная кислота применяется даже в пищевой промышленности для подкисления напитков. Многотоннажное производство фосфорной кислоты началось после того, как ее соли стали применять в качестве удобрений.

## ЗАДАНИЯ

1. Дайте определение кислотам исходя из их состава и с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. На какие группы делят кислоты?
3. Исходя из принципов классификации кислот дайте полную характеристику азотной и фосфорной кислотам.
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



- \*5. На полную нейтрализацию 110 г раствора серной кислоты потребовалось 80 г 10%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю кислоты в исходном растворе.
- \*6. Выведите формулу кислоты, если известно, что в ее состав входит 2,13 % водорода, 29,79 % азота и 68,08 % кислорода.
7. К 980 мл 40%-го раствора серной кислоты (плотность 1,3 г/мл) добавили 120 мл воды. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.
8. Как определить наличие кислоты в продуктах питания?

## 5.2. ОСНОВАНИЯ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

■ **Основания** — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы гидроксогрупп.

### Классификация оснований

Принципы классификации оснований аналогичны принципам классификации кислот, в чем вы можете убедиться, ознакомившись с табл. 5.2.

Таблица 5.2. Классификация оснований

Признак классификации	Группа оснований	Примеры
Наличие атома кислорода	Кислородсодержащие	KOH, Ca(OH) <sub>2</sub>
	Бескислородные	NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O