

## Химия Урок № 13

Тема: «Кислоты и их свойства. Основания и их свойства».

«Новороссийский колледж строительства и экономики» (ГАПОУ КК «НКСЭ»)

**Дисциплины: «Химия» и «Естествознание – Химия»**

**Тема «Неорганические соединения и их свойства»**



2021 г.

Материал подготовлен кандидатом технических наук Кузьминой Ириной Викторовной



### Содержание

Инструкция по использованию интерфейса  
Классификация неорганических соединений. Классы неорганических соединений. Простые вещества. Двухэлементные (бинарные) соединения. Оксиды. Галогениды. Другие двухэлементные (бинарные) соединения. Многоэлементные соединения. Гидроксиды. Соли. Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал. Металлы и неметаллы. Практическая работа № 5 (Естествознание) «Металлы». Практическая работа № 6 (Естествознание) «Неметаллы». Лабораторная работа № 1 (Естествознание) «Химические свойства металлов и неметаллов». Практическая работа № 5 (Химия) «Проведение качественных реакций с оксидами и гидроксидами элементов III группы». Практическая работа № 7 (Химия) «Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса». Материал для подготовки к опросу. Использованные источники.

### на сайте НКСЭ:

Преподавателям → Методическая копилка → ЦМК Математических и естественнонаучных дисциплин → Кузьмина Ирина Викторовна

### В библиотеке:

«Сетевые ресурсы» → «Справочная информация для студентов» → Кузьмина Ирина Викторовна → «Химия» → «Неорганическая химия»

### Лекция

**Цель:** изучить свойства кислот и оснований.

**Задачи:**

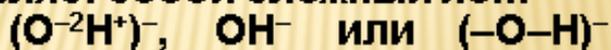
- повторить изученные в школе сведения о свойствах кислот,
- углубить свои знания о свойствах кислот,
- повторить изученные в школе сведения о свойствах оснований,
- углубить свои знания о свойствах оснований.

**Многоэлементные** – соединения, состоящие из атомов трех и большего числа элементов. Многоэлементные соединения подразделяются на **гидроксиды** и **соли**.

### Гидроксиды

**Гидроксиды** – соединения, в состав которых входит группа OH.

**Гидроксид-ион** имеет суммарный заряд –1 и представляет собой сложный ион:



Гидроксиды делятся на:

А) **Оснóвные** – гидроксиды металлов общей формулы  $MeOH$  и  $Me(OH)_2$  (кроме  $Be(OH)_2$ ,  $Sn(OH)_2$ ,  $Pb(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ), которые взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду и не реагируют с щелочами.

Б) **Кислотные** – гидроксиды неметаллов и металлов d-элементов V, VI, VII групп в высших степенях окисления, все кислородсодержащие кислоты:

$HClO_4$  – хлорная (соль – перхлорат),

$HClO_3$  – хлорноватая (соль – хлорат),

$HClO_2$  – хлористая (соль – хлорит),

$HClO$  – хлорноватистая (соль – гипохлорит),

$H_2SO_4$  – серная (соль – сульфат),

$H_2SO_3$  – сернистая (соль – сульфит),

Кислотные гидроксиды взаимодействуют с щелочами образуя соль и воду.

В) **Амфотерные** – гидроксиды неактивных металлов:  $Be(OH)_2$ ,  $Sn(OH)_2$ ,  $Pb(OH)_2$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ . Они не растворяются в воде, взаимодействуют с кислотами и с щелочами, образуя соль и воду.

## Классификация кислот

I. По содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты подразделяют на:

➤ **бескислородные** – кислоты, молекулы которых не содержат атомов кислорода:  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$  и т.д.;

➤ **кислородсодержащие** – это кислоты, молекулы которых содержат атомы кислорода:  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$  и т. д.

II. По числу атомов водорода в молекуле кислоты подразделяют на:

➤ **одноосновные** – кислоты, молекулы которых содержат один атом водорода:  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $HBr$ ;

➤ **многоосновные** – кислоты, молекулы которых содержат два и более атомов водорода:

$H_2SO_4$   
двухосновная

$H_3PO_4$   
трёхосновная



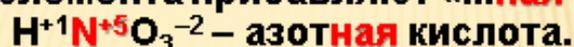
## Номенклатура кислот

**Бескислородные кислоты.** К названию элемента, который образует кислоту, прибавляют соединительную гласную «о» и слова – «...водородная кислота».

Например: HF – фтороводородная кислота, H<sub>2</sub>S – сероводородная кислота.

**Кислородсодержащие кислоты.** К русскому названию кислотообразующего элемента добавляют различные суффиксы. Элемент, атомы которого вместе с атомами водорода и кислорода образуют молекулу кислородсодержащей кислоты, называют **кислотообразующим**.

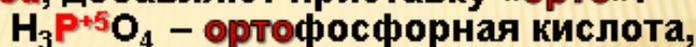
Если кислотообразующий элемент проявляет **максимальную степень окисления** (напомним, что она соответствует номеру группы), то к названию элемента прибавляют «...ная кислота»:



Если степень окисления элемента **ниже максимальной**, то прибавляют «...истая кислота»:



Некоторые элементы в одной и той же степени окисления образуют несколько кислородсодержащих кислот. Тогда к названию кислоты, содержащей **наибольшее число атомов кислорода**, добавляют приставку «орто»:



а к названию кислоты, содержащей **наименьшее число атомов кислорода**, – приставку «мета»:



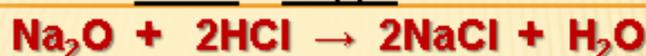
## Химические свойства кислот

Химические свойства кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены наличием в их растворах избытка свободных ионов H<sup>+</sup> или точнее H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (ион гидроксония).

1. Изменение цвета индикаторов:

Индикатор	Цвет индикатора в растворах кислот (кислотная среда)
Фенолфталеин	Бесцветный
Метилоранж	Красный
Лакмус	Красный

2. Взаимодействие с основными оксидами с образованием соли и воды:



оксид натрия + соляная кислота → хлорид натрия

3. Взаимодействие с амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



оксид цинка + азотная кислота → нитрат цинка

4. Взаимодействие с со щелочами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



гидроксид натрия + серная кислота → сульфат натрия

5. Взаимодействие с нерастворимыми основаниями с образованием соли и воды, если используемая кислота растворима:



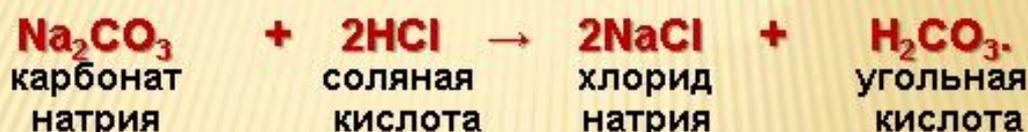
гидроксид цинка + серная кислота → сульфат цинка

6. Взаимодействие с солями, если выпадает осадок или выделяется газ:

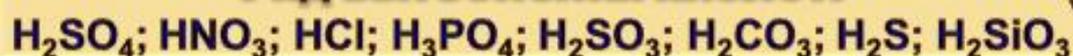


хлорид бария + серная кислота → сульфат бария + хлороводород

7. Сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей:



**Ряд вытеснения кислот:**



8. Металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют его из раствора кислоты (кроме азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  любой концентрации и концентрированной серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), если образующаяся соль растворима:



С азотной кислотой и концентрированной серной кислотами реакция идёт иначе (смотри таблицу):



### Ряд активности металлов

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb(H<sub>2</sub>) Cu Hg Ag Pt Au

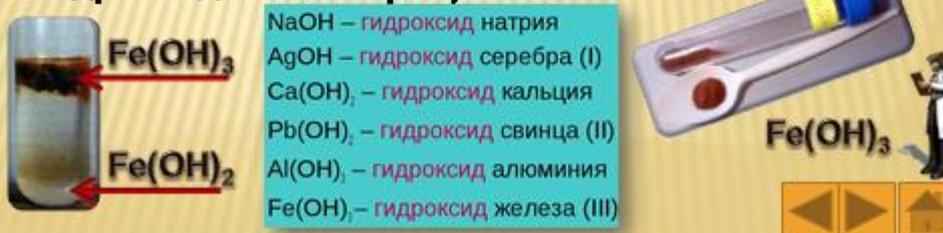
← Активность металлов возрастает

Кислоты / Металлы	$\text{H}_2\text{SO}_4$		$\text{HNO}_3$		
	разбавле нная	конц.	конц.	разбавле нная	очень разбавл.
Акт. мет. (Li – Zn)	Соль + $\text{H}_2$	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{H}_2\text{S}$	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{NO}_2$ (для щелочных $\text{N}_2\text{O}$ )	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{N}_2$ (или $\text{N}_2\text{O}$ )	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{NH}_4\text{NO}_3$
Средней акт. мет. (Fe – H)	Соль + $\text{H}_2$	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{S}$ (или $\text{SO}_2$ )	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{NO}_2$	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{N}_2\text{O}$ (или $\text{NO}$ )	Не реагируют
неакт. мет. (Cu – Ag)	Не реагируют	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{SO}_2$	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{NO}_2$	Соль + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{NO}$	Не реагируют
Неметал лы	Не реагируют	Кислота + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{SO}_2$	Кислота + $\text{H}_2\text{O}$ + $\text{NO}_2$	Кислота + $\text{NO}$	Не реагируют

## Номенклатура оснований

В названии **основания** (**основного** или **амфотерного** гидроксида) на первом месте стоит слово «гидроксид», а затем – наименование металла в родительном падеже: NaOH – гидроксид натрия, Mg(OH)<sub>2</sub> – гидроксид магния.

Если металл проявляет **переменную** степень окисления, то её значение указывают римской цифрой в скобках. Например: Fe(OH)<sub>2</sub> – гидроксид железа(II) (читается: «гидроксид железа два»), Fe(OH)<sub>3</sub> – гидроксид железа(III) (читается: «гидроксид железа три»).



NaOH – гидроксид натрия  
AgOH – гидроксид серебра (I)  
Ca(OH)<sub>2</sub> – гидроксид кальция  
Pb(OH)<sub>2</sub> – гидроксид свинца (II)  
Al(OH)<sub>3</sub> – гидроксид алюминия  
Fe(OH)<sub>2</sub> – гидроксид железа (II)  
Fe(OH)<sub>3</sub> – гидроксид железа (III)

По числу **гидроксид-ионов** в формуле основания подразделяют на:

- **однокислотные** – основания, в формулах которых указан один гидроксид-ион: KOH, NaOH и т. д.;
- **многокислотные** – основания, в формулах которых указаны два гидроксид-иона и более: Ca(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub> и др.



KOH

Ca(OH)<sub>2</sub>

## Химические свойства оснований

Химические свойства оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены наличием в их растворах избытка свободных гидроксид-ионов OH<sup>-</sup>.

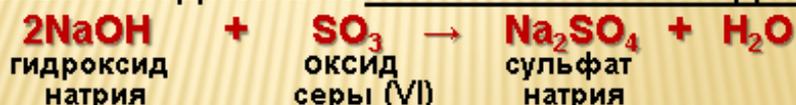
1. Изменение **цвета индикаторов**:

Индикатор	Цвет индикатора в растворах щелочей (щелочная среда)
Фенолфталеин	Малиновый
Метилоранж	Жёлтый
Лакмус	Синий

## 2. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



## 3. Взаимодействие с кислотными оксидами:



## 4. Взаимодействие с амфотерными оксидами и гидроксидами:

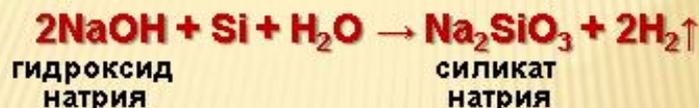
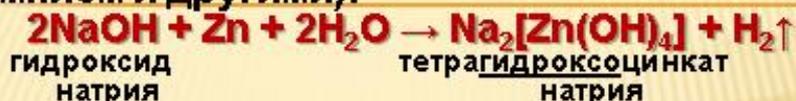
### а) при плавлении:



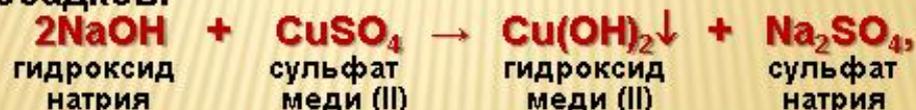
### б) в растворе:



## 5. Взаимодействие с некоторыми простыми веществами (амфотерными металлами, кремнием и другими):



## 6. Взаимодействие растворов щелочей с растворимыми солями с образованием осадков:



## 7. Малорастворимые и нерастворимые основания **разлагаются** при нагревании:



**Амфотерные гидроксиды** проявляют свойства оснований и кислот, поэтому взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями.

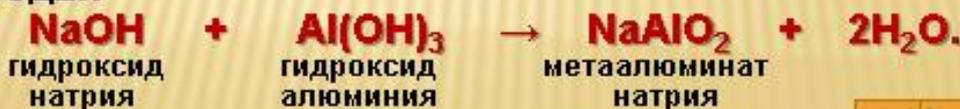
### 1. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:



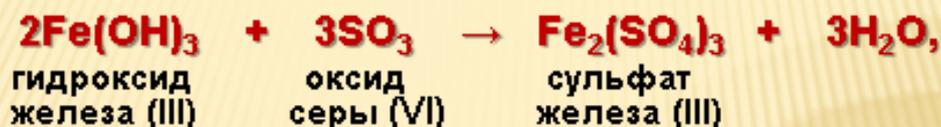
### 2. Взаимодействие с растворами



и **расплавами щелочей** с образованием соли и воды:



### 3. Взаимодействие с кислотными и основными оксидами:



**Примечание:** более полно с материалом можно познакомиться по презентации. По вопросам, приведенным в презентации, проверьте себя, насколько хорошо вы поняли материал.

Все возникшие вопросы можете задать на следующем уроке.