

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



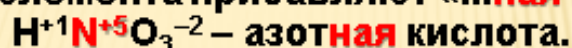
Номенклатура кислот

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

Например: HF – фтороводородная кислота, H₂S – 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**.

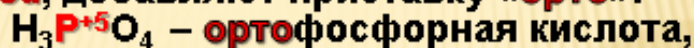
Если кислотообразующий элемент проявляет **максимальную степень окисления** (напомним, что она соответствует номеру группы), то к названию элемента прибавляют «...ная кислота»:



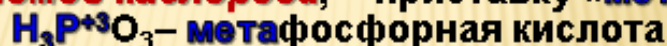
Если степень окисления элемента **ниже максимальной**, то прибавляют «...истая кислота»:



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⁺ или точнее H₃O⁺ (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 + вода

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



оксид цинка + азотная кислота → нитрат цинка + вода

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



гидроксид натрия + серная кислота → сульфат натрия + вода

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



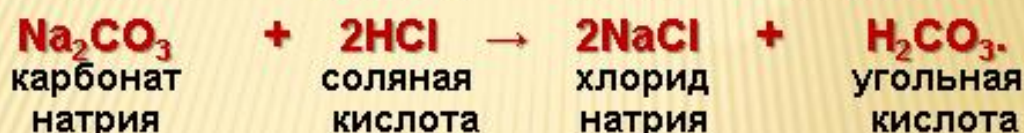
гидроксид цинка + серная кислота → сульфат цинка + вода

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

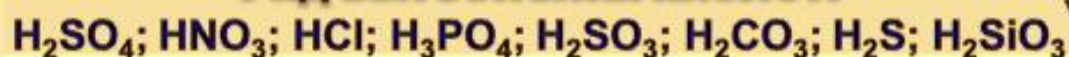


хлорид бария + серная кислота → сульфат бария + хлороводород

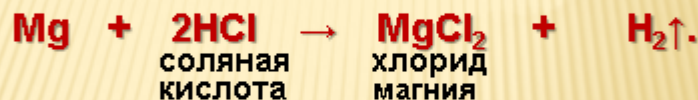
7. Сильные кислоты вытесняют более слабые из их солей:



Ряд вытеснения кислот:



8. Металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют его из раствора кислоты (кроме азотной кислоты HNO₃ любой концентрации и концентрированной серной кислоты H₂SO₄), 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(H₂) Cu Hg Ag Pt Au

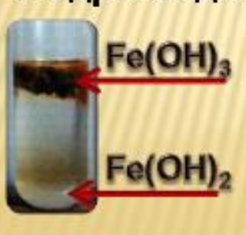
← Активность металлов возрастает

Кислоты / Металлы	H ₂ SO ₄		HNO ₃		
	разбавле нная	конц.	конц.	разбавле нная	очень разбавл.
Акт. мет. (Li – Zn)	Соль + H₂	Соль + H₂O + + H₂S	Соль + H₂O + + NO₂ (для щелочных N ₂ O)	Соль + H₂O + + N₂ (или N₂O)	Соль + H₂O + NH₄NO₃
Средней акт. мет. (Fe – H)	Соль + H₂	Соль + H₂O + + S (или SO₂)	Соль + H₂O + + NO₂	Соль + H₂O + + N₂O (или NO)	Не реагируют
неакт. мет. (Cu – Ag)	Не реагируют	Соль + H₂O + + SO₂	Соль + H₂O + + NO₂	Соль + H₂O + + NO	Не реагируют
Неметал лы	Не реагируют	Кислота + H₂O + + SO₂	Кислота + H₂O + + NO₂	Кислота + 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)₂ – гидроксид магния.

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



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



Fe(OH)₃

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)₂, Fe(OH)₃ и др.



KOH

Ca(OH)₂

Химические свойства оснований

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

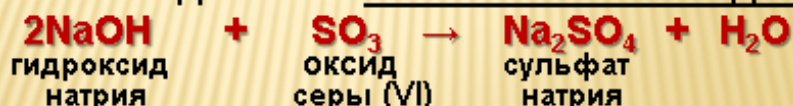
1. Изменение **цвета индикаторов**:

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:

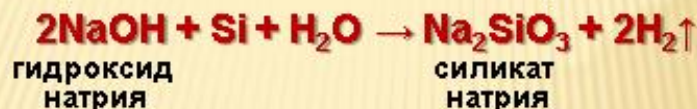
а) при плавлении:



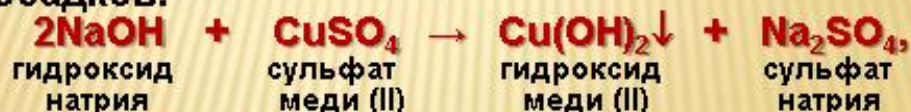
б) в растворе:



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:



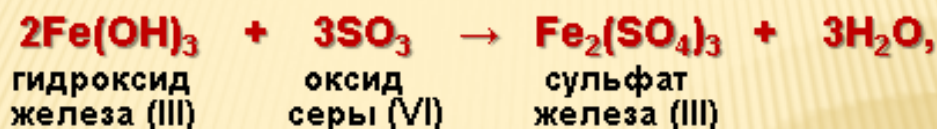
2. Взаимодействие с растворами



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.