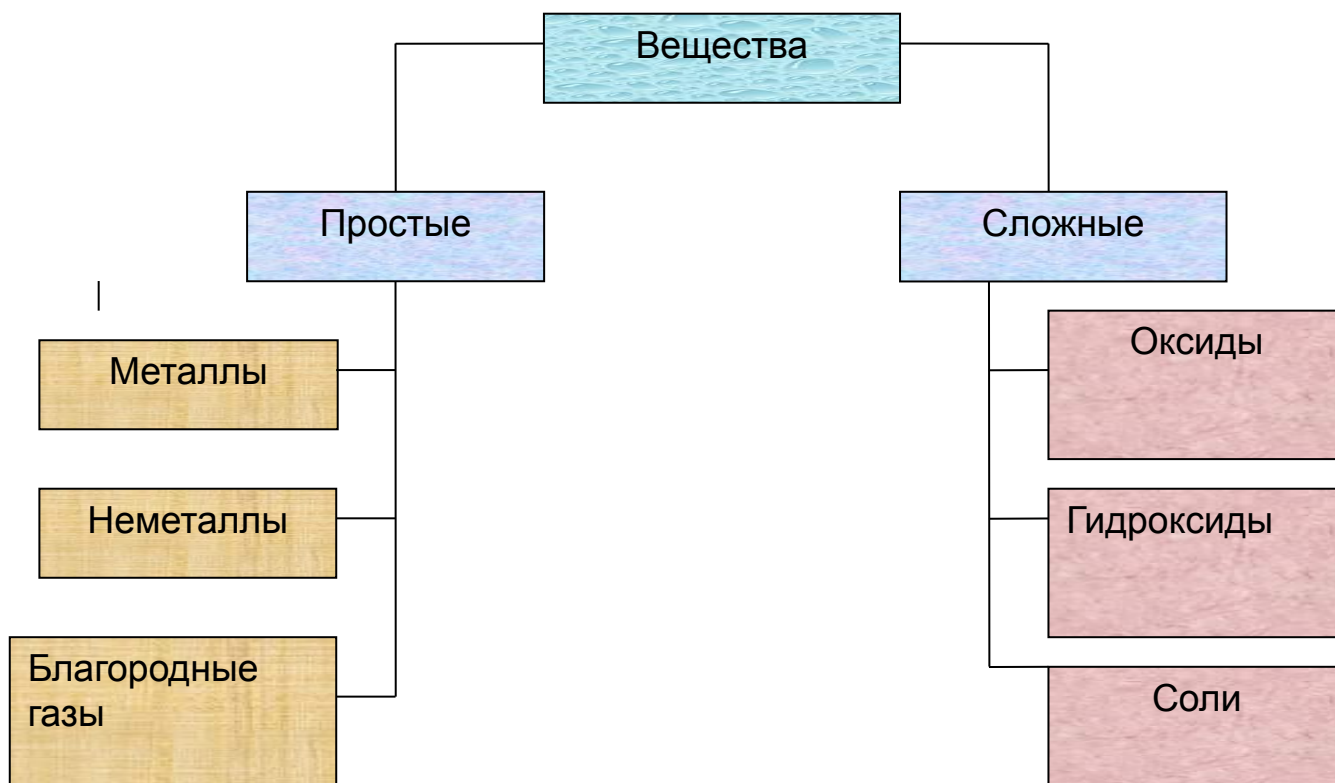


Лекция №2

Тема: Классы неорганических соединений



Простые вещества состоят из атомов одного и того же элемента.

Простые вещества-металлы при обычных условиях представляют собой твердые вещества (кроме жидкой ртути Hg) с металлической кристаллической решеткой, т.е. атомы металлов в простых веществах связаны друг с другом металлической связью. Формулы простых веществ металлов совпадают с символами соответствующих элементов: Fe (железо), Cu (медь), Al (алюминий).

Простые вещества-неметаллы при обычных условиях находятся в разных агрегатных состояниях. Среди них есть газообразные вещества, состоящие из двухатомных молекул: водород H₂, кислород O₂, азот N₂, хлор Cl₂. Из двухатомных молекул также состоят жидкое простое вещество бром Br₂ и твердое простое вещество иод I₂.

В молекулах всех перечисленных веществ атомы связаны друг с другом прочными неполярными ковалентными связями.

Благородные газы — группа химических элементов 8-й группы ПСХЭ со схожими свойствами: при нормальных условиях они представляют собой одноатомные газы без цвета и запаха с очень низкой химической реактивностью. К благородным газам относятся: гелий (He), неон (Ne), аргон (Ar), криптон (Kr), ксенон (Xe) и радиоактивный радон (Ra). Благородные газы химически неактивны и способны участвовать в химических реакциях лишь при экстремальных условиях.

Оксиды

Оксидами называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.



Название = «оксид» + название элемента (в род. падеже) + валентность элемента (римскими цифрами). Например, CO – оксид углерода (II).

Оксиды бывают:

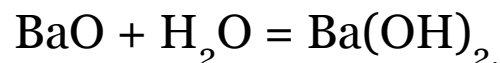
- 1) *несолеобразующие* или *индифферентные* (CO, NO, N₂O), они не образуют солей ни с кислотами, ни со щелочами;
- 2) *солеобразующие* (Na₂O, CaO, CdO, Cl₂O, B₂O₃, CO₂, ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃):
 - а) *основные* (их гидраты – основания);
 - б) *кислотные* (их гидраты – кислоты);
 - в) *амфотерные* (их гидраты проявляют свойства как кислот, так и оснований).

Основные оксиды

К основным оксидам относятся оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, а также многие оксиды других металлов со степенью окисления +1, +2, +3.

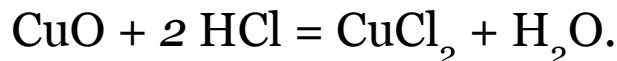
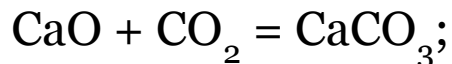
Структурная формула: Ca=O оксид кальция

Они взаимодействуют с водой с образованием оснований:



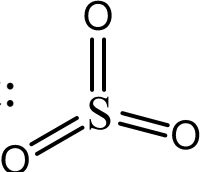
Непосредственно с водой при обычной температуре реагируют только оксиды металлов I и II групп главных подгрупп (кроме оксидов бериллия и магния) периодической системы Д. И. Менделеева.

Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами, образуя соли:



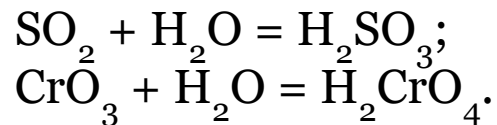
Кислотные оксиды

Кислотные оксиды образуют неметаллы (Cl_2O , B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 и др.), а также металлы со степенью окисления +5, +6, +7 (V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 , WO_3).

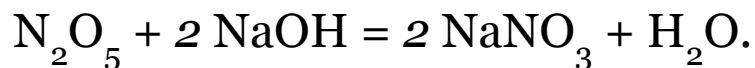
Структурная формула:  оксид серы (VI)

В оксидах атомы кислорода связаны только с атомом элемента и не связаны друг с другом.

Многие кислотные оксиды непосредственно взаимодействуют с водой, образуя кислоты:

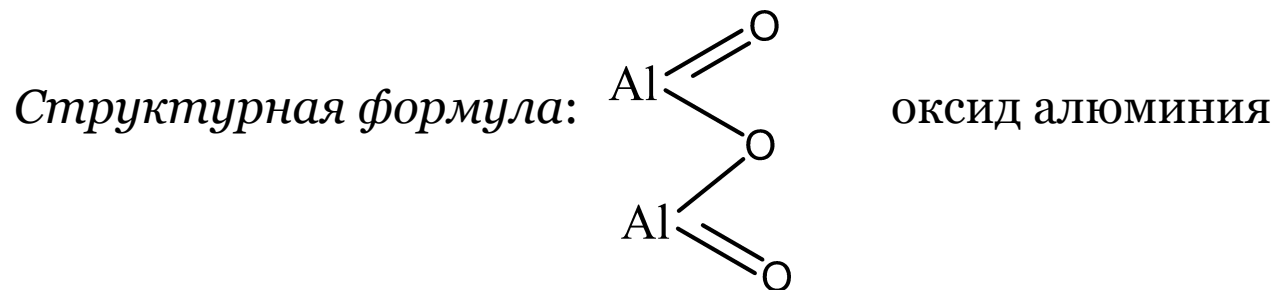


С щёлочами кислотные оксиды образуют соль и воду:

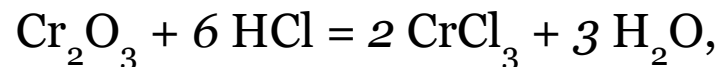


Амфотерные оксиды

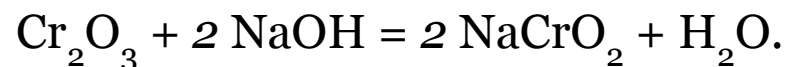
Амфотерные оксиды образуют металлы, имеющие степени окисления +3, +4, иногда +2. К амфотерным оксидам относятся, например, BeO, ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, SnO₂, PbO₂, MnO₂ и др. Они характеризуются реакциями солеобразования и с кислотами, и с основаниями, так как в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства.



Например, как основной оксид Cr₂O₃ реагирует с кислотой:

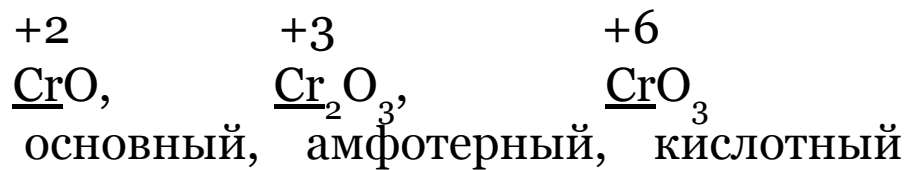


как кислотный – с щёлочью:



Если элемент образует несколько оксидов, то по мере увеличения его степени окисления усиливается кислотный характер оксида.

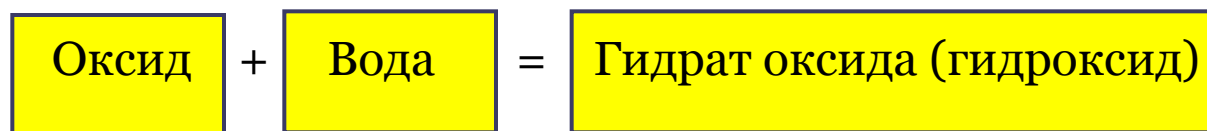
Например,



К оксидам не относятся соединения фтора с кислородом, которые следует называть не оксидами, а **фторидами кислорода**: OF_2 . Степень окисления кислорода равна +2.

Нормальными оксидами также не являются также соединения, в которых степень окисления кислорода равна -1. Они называются **пероксидами**.

Большинство оксидов непосредственно соединяется с водой, в результате образуются гидраты оксидов (гидроксиды).



Некоторые оксиды с водой не взаимодействуют, однако большинству этих оксидов тоже соответствуют гидроксиды, которые можно получить косвенным путем.

При взаимодействии основных оксидов с водой образуются основания.

Гидроксиды

Гидроксиды бывают:

- 1) основные (основания);
- 2) кислотные (кислоты);
- 3) амфотерные (амфолиты).

Основания

Основания – это сложные вещества, состоящие из атома металла и гидроксильных групп (ОН-).

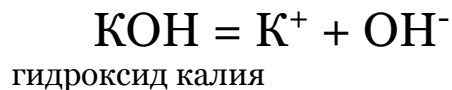
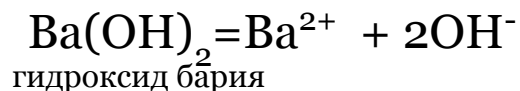
$\text{Me}(\text{OH})_x$ – общая формула,

где x – число ОН-групп, равное валентности металла.

Название = «гидроксид» + название металла (в род. падеже) + валентность метала (римскими цифрами).

Например, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III)

Основания диссоциируют (распадаются) на ионы металла и гидроксильные ионы.

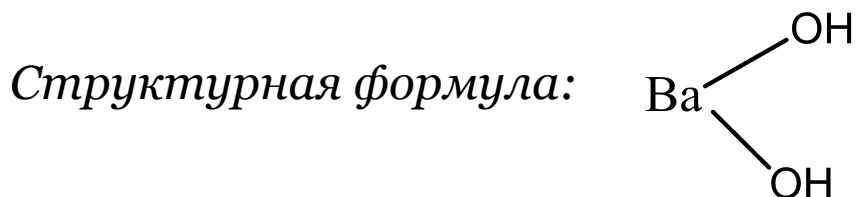
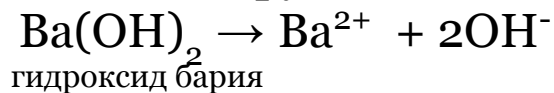


В зависимости от того, сколько гидроксильных групп содержит основание, они делятся на:

- 1) *однокислотные* (гидроксид калия);
- 2) *двухкислотные* (гидроксид железа (II));
- 3) *трехкислотные* (гидроксид алюминия) и т.д.

Другая классификация оснований основана на различии в растворимости этих соединений в воде.

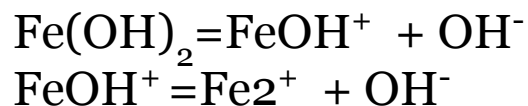
Растворимые в воде основания называются **щелочами** (это гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов) они также называются сильными основаниями, так как в водных растворах нацело диссоциируют на ионы металла и гидроксильные группы.



Структурная формула: К-О-Н

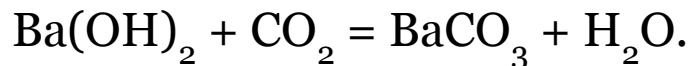
Раствор любой щелочи характеризуется высокой концентрацией гидроксид-ионов, т.е. представляет собой сильнощелочную среду. В растворах щелочей лакмус окрашивается в синий цвет, метилоранж – в желтый и ф/ф – в малиновый.

К нерастворимым основаниям относятся Fe(OH)_2 , Fe(OH)_3 и т.д. Все они (а также NH_4OH) являются слабыми основаниями, т.к. частично диссоциируют на ионы.

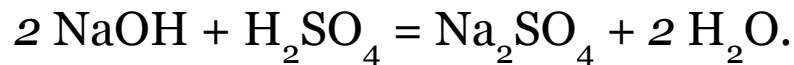


Химические свойства оснований

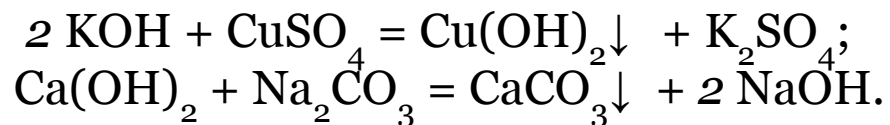
Основания образуют с кислотными оксидами соль и воду:



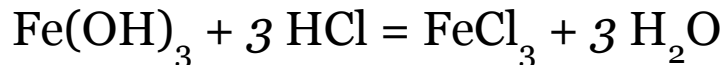
Основания взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



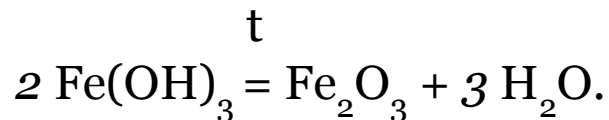
При действии оснований на растворы солей получаются новые соль и основание, при этом одно из полученных веществ должно выпасть в осадок:



Нерастворимые в воде основания, так же как и растворимые, взаимодействуют с кислотами:



и разлагаются при нагревании:



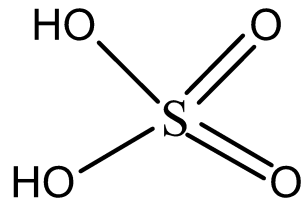
Кислоты

При взаимодействии кислотных оксидов с водой образуются кислоты.

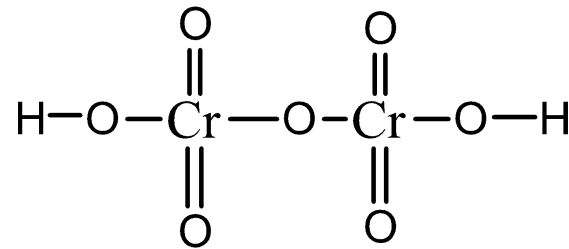
Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.

H_xAc – общая формула,

где x – число атомов водорода, Ac – кислотный остаток.



серная кислота



дихромовая кислота

Классификация кислот

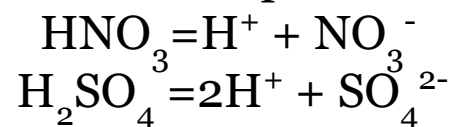
По числу атомов водорода кислоты делятся на:

- 1) *одноосновные* (HNO_3);
- 2) *двухосновные* (H_2SO_4 , H_2CO_3);
- 3) *трехосновные* (H_3PO_4).

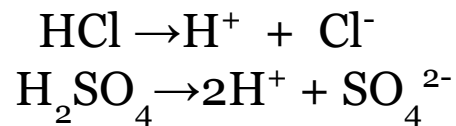
По содержанию кислорода кислоты бывают:

- 1) бескислородные (HCl, HBr, HCN);
- 2) кислородсодержащие (H₂SO₄, H₂CO₃ и т.д.).

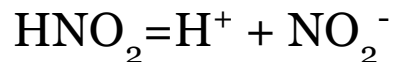
Кислоты диссоциируют на ионы водорода и ион кислотного остатка.



Если кислота в водном растворе полностью диссоциирует на ионы, то она называется **сильной**:



Другие кислоты лишь в незначительной степени обратимо диссоциируют в водных растворах – **слабые кислоты**:



Сильные кислоты: H₂SO₄, HCl, HClO₃, HClO₄, HNO₃, H₂CrO₄.

Слабые кислоты: HF, H₂S, HCN, H₂CO₃, H₂SiO₃, HNO₂, H₃PO₄, H₂SO₃.

Растворы сильных кислот характеризуются высокой концентрацией ионов водорода, т.е. представляют собой сильноокислую среду. Растворы слабых кислот – слабоокислотные среды, так как концентрация ионов водорода в них невелика. И лакмус, и метилоранж в растворах кислот окрашиваются в красный цвет; интенсивность окраски зависит от силы кислоты.

Названия самих кислот происходит от русских названий кислотообразующих элементов + окончание (если в высшей степени окисления, то *-ая*, если в низшей, то *-истая*). Названия кислотных остатков формируются от латинских названий элементов.

Если кислотообразующий элемент находится в высшей степени окисления, то добавляется суффикс *-ат*, если же в низшей степени, то *-ит*.

Если элемент, находясь в одной и той же степени окисления, образует несколько кислот, содержащих по одному атому данного элемента в молекуле, то название кислоты, содержащей наименьшее число атомов кислорода, снабжается приставкой *мета-*, а название кислоты с наибольшим числом атомов кислорода – приставкой *орто-*.

Если молекула кислоты содержит два атома кислотообразующего элемента, то перед её названием помещается числительная приставка *дву-* или *ди-*.

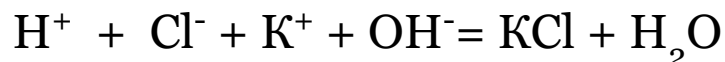
Названия важнейших кислот и их солей

Кислота	Название кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
H_2CO_3	Угльная	CO_3^{2-}	Карбонат
HCl	Хлороводород	Cl^-	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	ClO^-	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	ClO_2^-	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	ClO_3^-	Хлорат
HClO_4	Хлорная	ClO_4^-	Перхлорат
H_2CrO_4	Хромовая	CrO_4^{2-}	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Дихромат
HI	Иодоводород	I^-	Иодид
HNO_2	Азотистая	NO_2^-	Нитрит
HNO_3	Азотная	NO_3^-	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	PO_3^-	Метафосфат
H_3PO_4	Ортфосфорная	PO_4^{3-}	Ортофосфат
H_2SO_3	Сернистая	SO_3^{2-}	Сульфит
H_2SO_4	Серная	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SiO_3	Кремниевая	SiO_3^{2-}	Силикат
CH_3COOH	Уксусная	CH_3COO^-	Ацетат

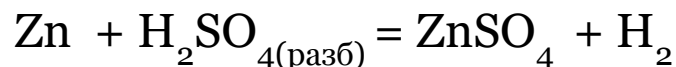
Химические свойства кислот

Кислоты взаимодействуют с основаниями - реакция нейтрализации.

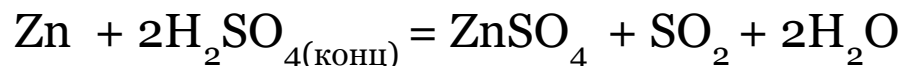
Нейтрализация – это взаимодействие между кислотой и основанием, в результате которого образуется соль и вода. Ионы водорода соединяются с гидроксильными группами.



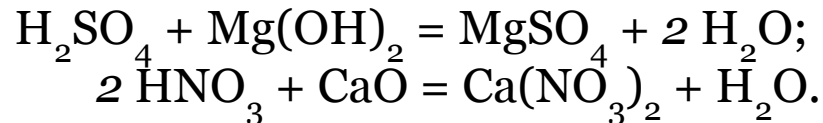
Кислоты реагируют с металлами:



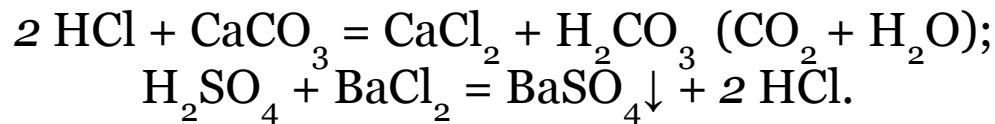
Если же кислота концентрированная, то водород не выделяется:



Кислоты реагируют с основаниями и основными оксидами:



При взаимодействии кислот с солями образуются новые соль и кислота:

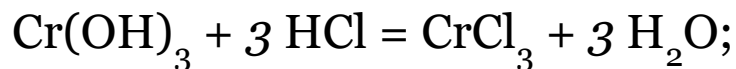


Амфолиты

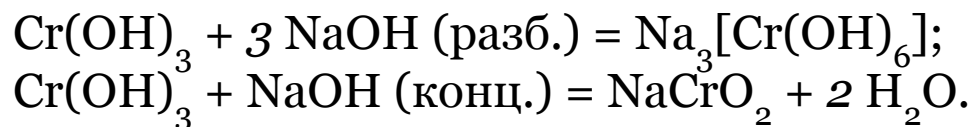
Амфолиты – амфотерные гидроксиды – соединения, проявляющие свойства кислот и оснований в зависимости от среды ($\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$).

Амфотерные гидроксиды способны реагировать как с кислотами, так и с щёлочами. С кислотами они реагируют как основания, а с щёлочами – как кислоты. Чтобы установить амфотерность гидроксида, следует провести две реакции взаимодействия его с кислотой и со щелочью. Если обе реакции имеют место, то гидроксид амфотерный.

Например, при взаимодействии с азотной кислотой $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ведет себя как основание:



А при взаимодействии с основанием, как кислота:

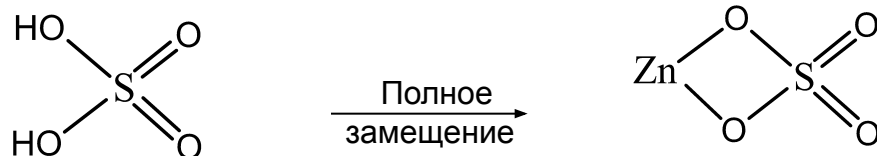


Соли

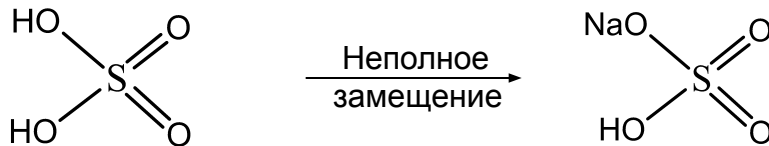
Соли - это сложные вещества, состоящие из ионов металла и кислотного остатка.

Соли бывают:

1) *средние* ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – нитрат алюминия, ZnSO_4 – сульфат цинка, KCl – хлорид калия);



2) *кислые* – продукты неполного замещения ионов водорода на ионы металла в молекулах многоосновных кислот (NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия, KHCO_3 – гидрокарбонат калия);



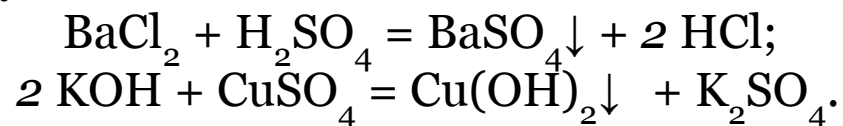
3) *основные* – продукты неполного замещения гидроксильных ионов в молекулах многокислотных оснований (CuOHCl – хлорид гидроксомеди (II), $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксожелеза (III));

4) *двойные* (2 разных катиона и один анион) – KNaSO_4 ;

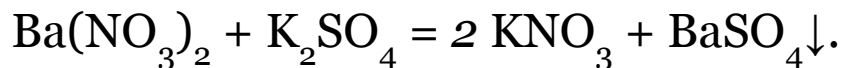
5) *смешанные* (катион одного металла и два разных аниона) – CaOCl_2 – хлорид-гипохлорит кальция.

Химические свойства солей

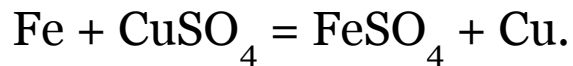
Соли взаимодействуют с кислотами и щелочами:



При взаимодействии двух растворимых в воде солей образуются две новые соли, одна из которых должна выпасть в осадок:



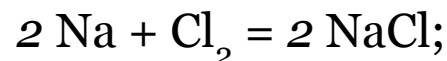
Реакция металла с солью менее активного металла приводит к образованию соли и металла. Исходная соль должна быть растворимой в воде, а металл – находиться в ряду стандартных электродных потенциалов левее вытесняемого из соли металла:



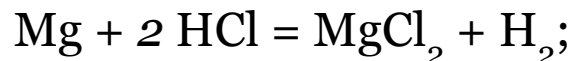
Получение солей

Средние соли могут быть получены многими способами:

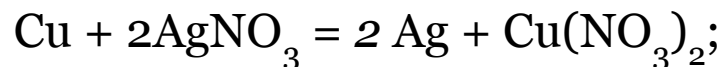
1) взаимодействием металла с неметаллом



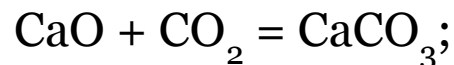
2) взаимодействием металла с кислотой



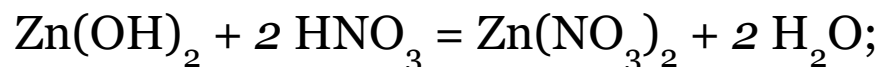
3) взаимодействием металла с солью



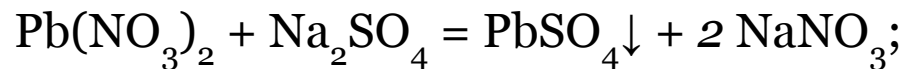
4) взаимодействием основного оксида с кислотным оксидом



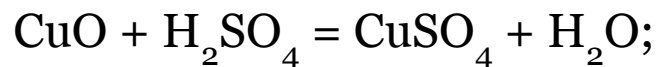
5) взаимодействием основания с кислотой



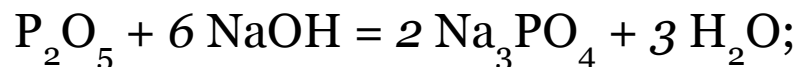
6) взаимодействием соли с солью



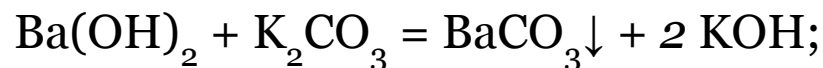
7) взаимодействием основного оксида с кислотой



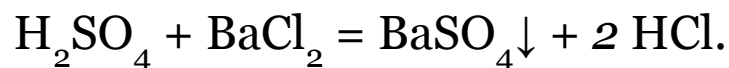
8) взаимодействием кислотного оксида с основанием



9) взаимодействием щёлочи с солью

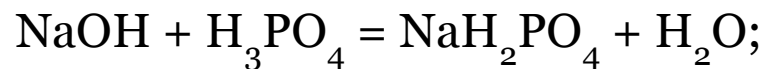


10) взаимодействием кислоты с солью



Кислые соли могут быть получены в кислой среде:

1) взаимодействием основания с кислотой (избыток)

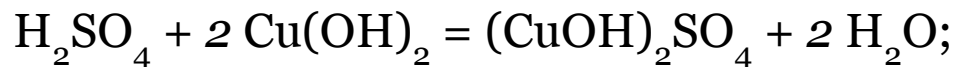


2) взаимодействием средней соли с кислотой (избыток)

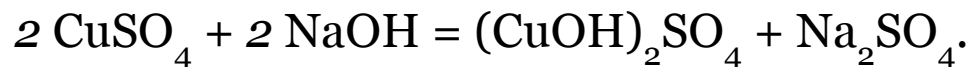


Основные соли могут быть получены в щелочной среде:

1) взаимодействием кислоты с основанием (избыток)

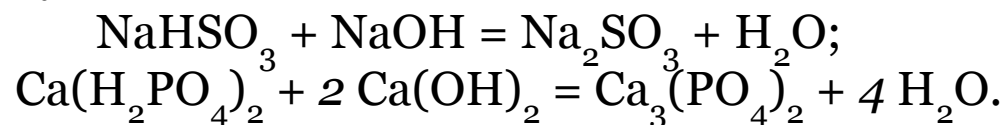


2) взаимодействием средней соли с щёлочью (недостаток)



Превращение кислых и основных солей в средние происходит следующими способами:

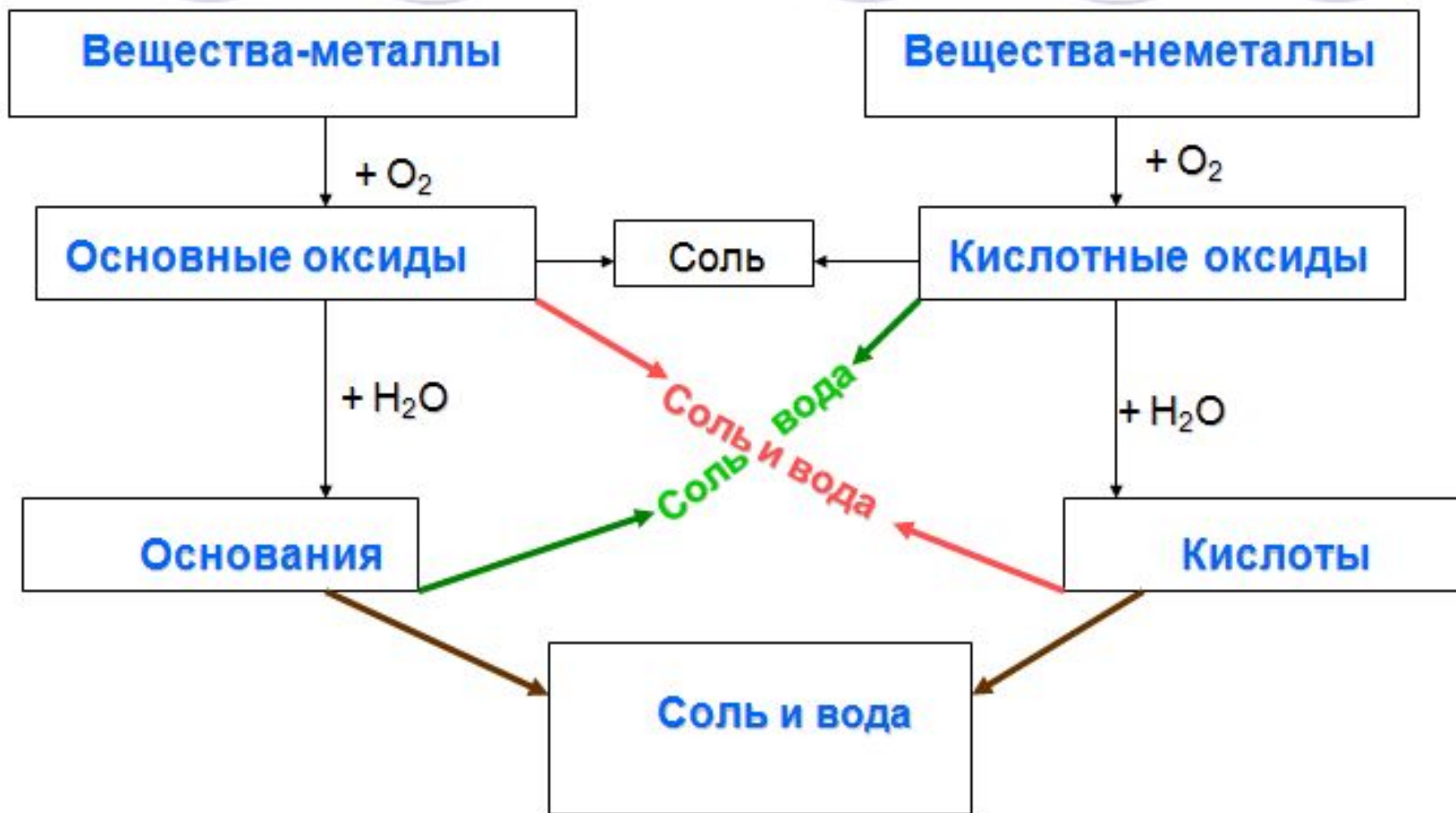
1) реакцией между кислой солью и щёлочью



2) реакцией между основной солью и кислотой



ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ОСНОВНЫМИ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



Вопросы по лекции

В день лекции до 20:00 свои листочки с решениями загрузить в личный кабинет. Листы подписать (Фамилия И.О., группа).

Задание № 1. Какие металлы образуют амфотерные оксиды? Приведите 3 примера и назовите эти вещества.

Задание № 2. Приведите по 3 примера средних, кислых и основных солей и назовите эти вещества.

Задание № 3. Составьте формулы веществ по следующим названиям: оксид марганца (VII), гидроксид никеля (II), кремниевая кислота, перхлорат магния, гидросульфат натрия.