

Лекция 5

Общие понятия
неорганической химии.

Химические свойства основных
классов неорганических веществ

План лекции

1. Классификация и номенклатура неорганических веществ.
2. Оксиды, их классификация, получение, свойства.
3. Кислоты, их классификация, получение, свойства. Кислоты-окислители.
4. Основания, их классификация, получение, свойства.
5. Соли, их классификация.

Неорганическая химия

Неорганическая химия - наука о химических элементах и образуемых ими простых и сложных веществах, за исключением органических соединений

Главные разделы:

- Теоретическая
- Синтетическая
- Прикладная

Всего известно более **1 000 000** неорганических соединений, простых веществ – около **400**

Классификация веществ по строению и типу химической связи. 1

Четкие границы между данными классами отсутствуют

Молекулярные вещества: CO_2 , HNO_3 , H_2O_2 , $\text{Fe}(\text{CO})_5$

- Атомы соединены ковалентными связями в молекулы.
- Между молекулами – ван-дер-ваальсовы взаимодействия и водородные связи.

Ковалентные атомные вещества: C , SiO_2

- Атомы соединены ковалентными связями в бесконечные сетки или трехмерные структуры.
- Образуются при небольшом различии электроотрицательности атомов.
- Число ближайших соседей атома равно его нормальной валентности.

Классификация веществ по строению и типу химической связи. 2

Солеобразные (ионные) вещества: KNO_3 , NH_4Cl

- Тип связи – ионный с вкладом ковалентного.
- Каждый ион окружен большим количеством противоположно заряженных ионов (4÷12).
- Ионы могут быть образованы как одним атомом (K^+ , Cl^-), так и группой атомов (молекулярные ионы: NH_4^+ , ClO_4^-).

Газовая фаза

-

молекулы PCl_5

Кристалл

-

ионы PCl_4^+ , PCl_6^-

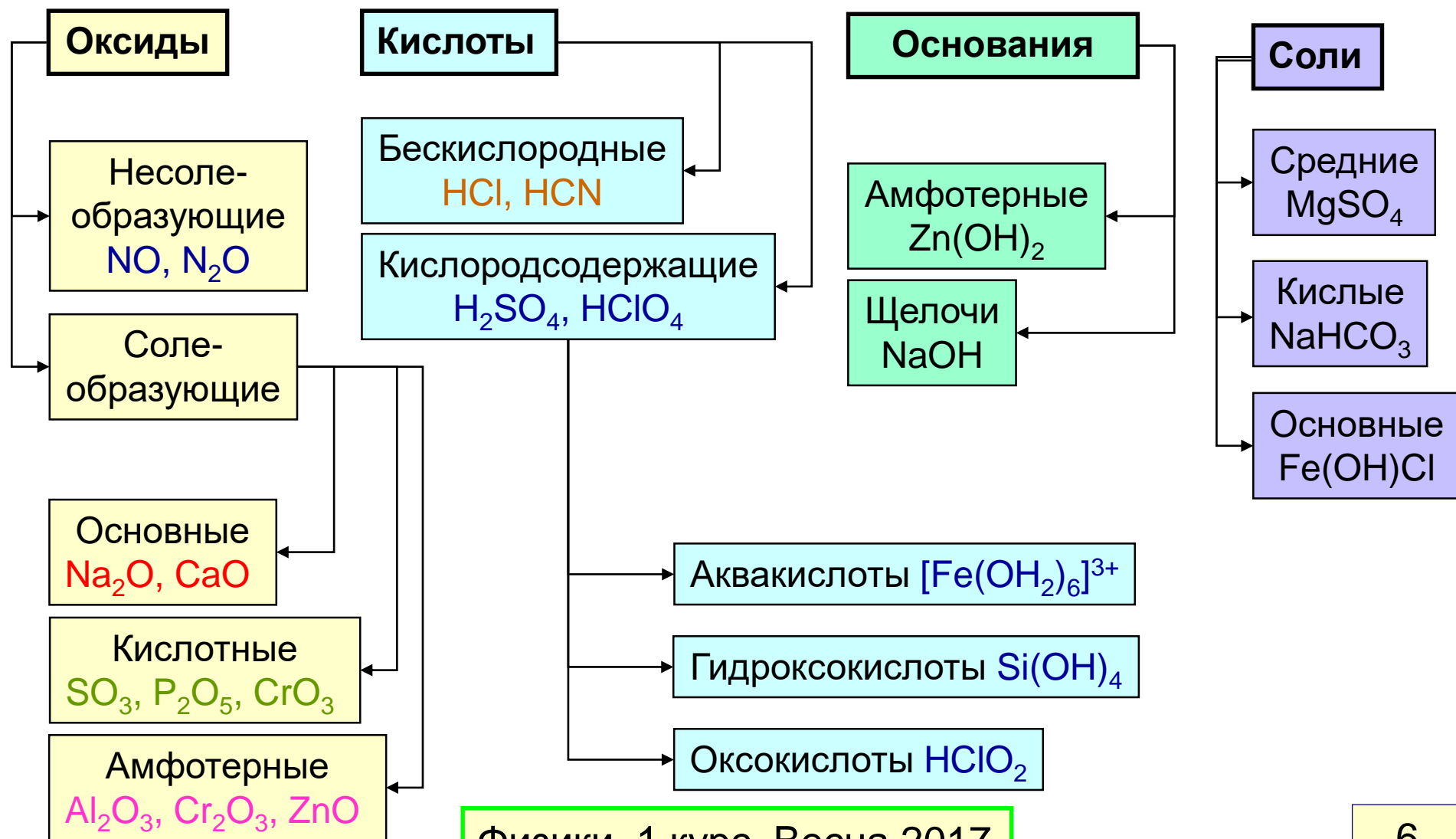


Одно и то же вещество в различных агрегатных состояниях может иметь разный тип связи.

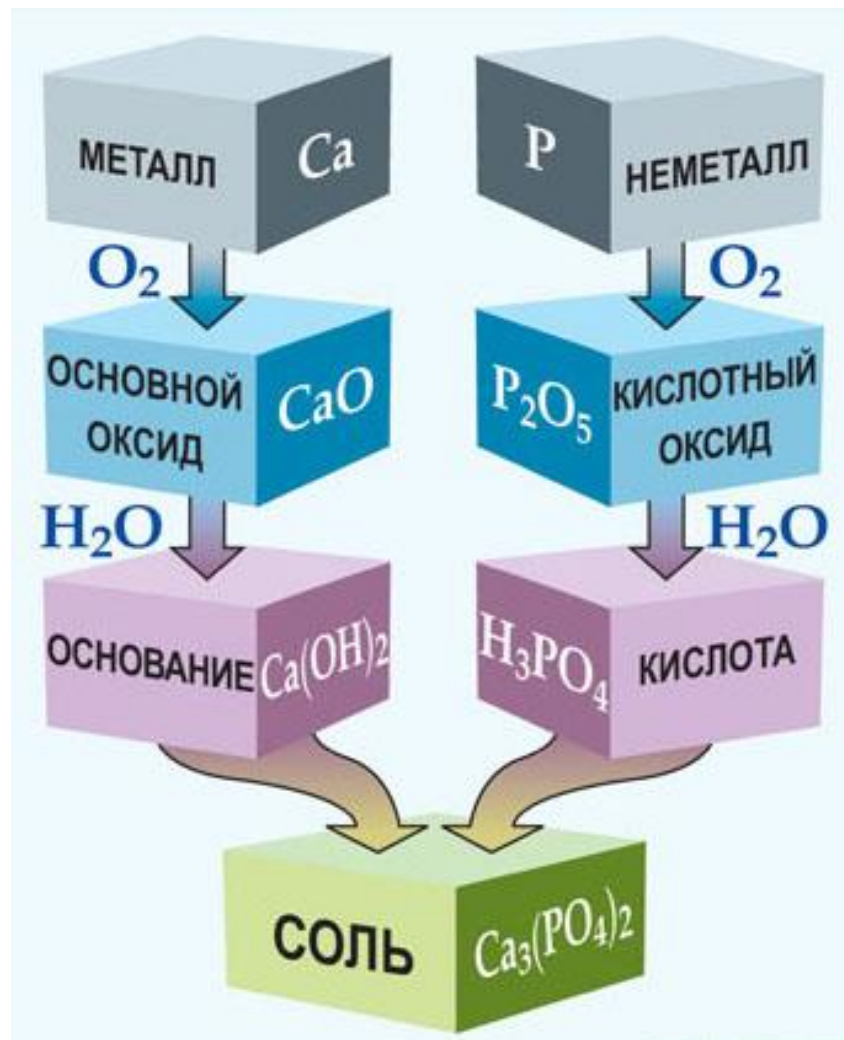
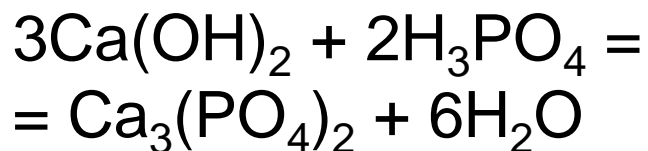
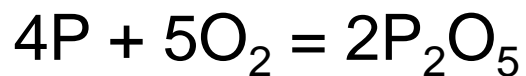
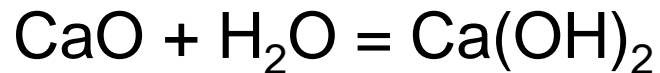
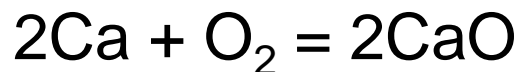
Вещества с металлическим типом связи:

- Металлы и соединения металлом друг с другом (интерметаллиды).
- Некоторые соединения металлов с неметаллами.
- Большинство имеет сложную стехиометрию (Fe_7Mo_6 , Li_8MgSi_6).
- Число ближайших соседей каждого атома обычно превосходит его типичную валентность (до 16).

Главная классификация сложных неорганических соединений



Основные классы неорганических соединений



Оксиды

Соединения, образованные атомами двух элементов, один из которых - кислород в степени окисления (-2)

Такие соединения кислород образует с металлами и менее электроотрицательными, чем кислород, неметаллами.

$\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2$ - дифторид кислорода

$\overset{+1}{\text{O}}_2\text{F}_2$ - дифторид диоксида

К оксидам **не относят** соединения, в которых атомы кислорода связаны друг с другом химической связью.

H_2O_2 - пероксид (перекись) водорода $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$

Na_2O_2 - пероксид натрия

KO_2 - надпероксид (супероксид) калия $\text{K}^+[\text{O}=\text{O}]^-$

KO_3 - озонид калия $\text{K}^+[\text{O}=\text{O}=\text{O}]^-$

Оксиды: классификация по типу химической связи

Молекулярного строения – оксиды неметаллов:

SO_2	оксид серы (IV), диоксид серы
SO_3	оксид серы (VI), триоксид серы, серный ангидрид
P_2O_5	оксид фосфора (V), фосфорный ангидрид
H_2O	оксид водорода, вода
CO	оксид углерода (II)
CO_2	оксид углерода (IV), диоксид углерода
NO_2	оксид азота (IV), диоксид азота
N_2O	оксид азота (I), закись азота

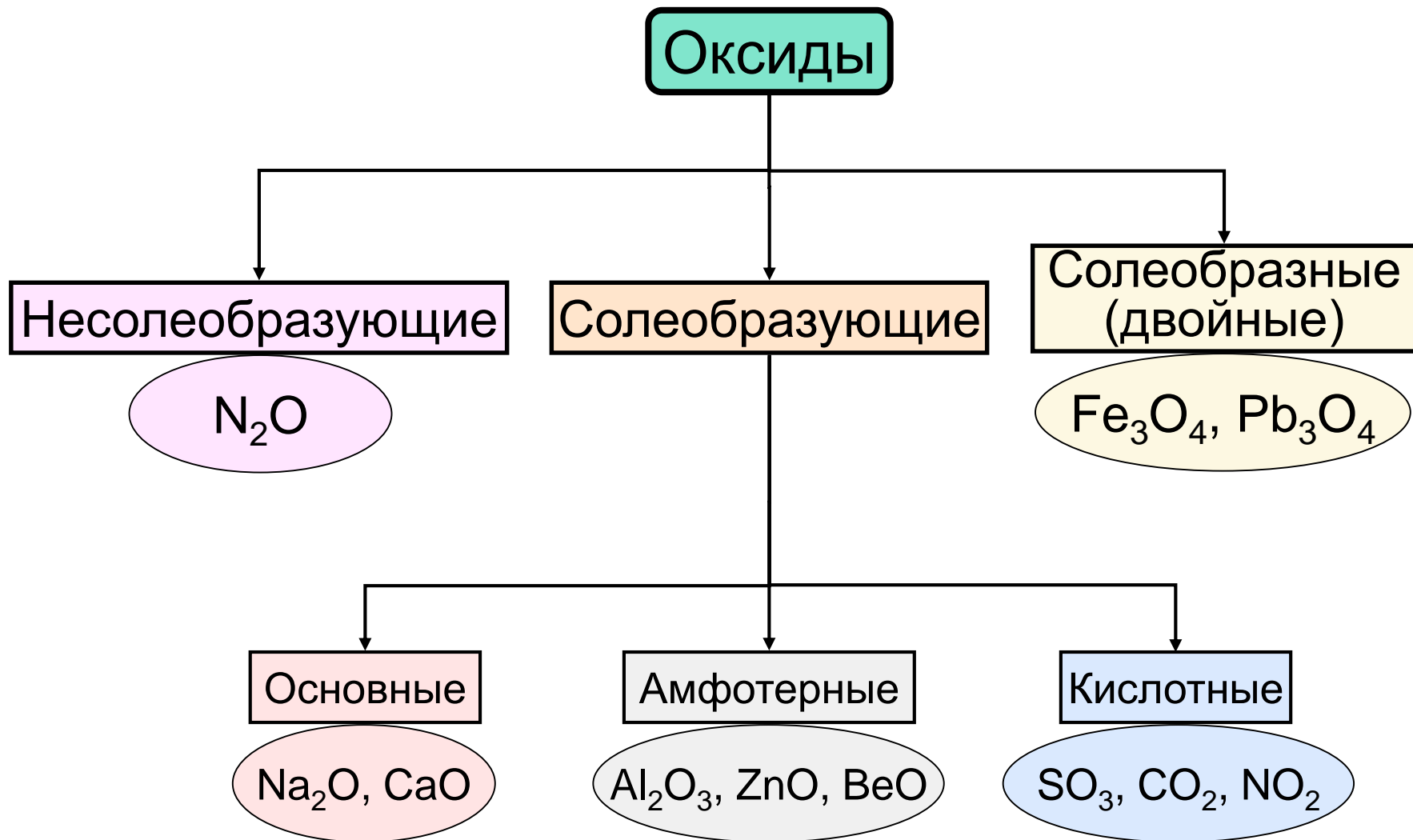
Солеобразные (ионные) – оксиды металлов:

K_2O	оксид калия
BaO	оксид бария

Ковалентные атомные:

SiO_2	оксид кремния
B_2O_3	оксид бора

Оксиды: классификация по химическим свойствам



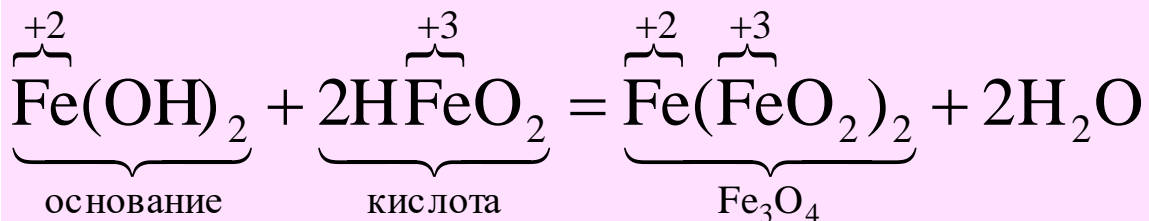
Двойные оксиды

Оксиды, в которых металлы проявляют **несколько** степеней окисления.



В данном соединении Fe_2O_3 проявляет свойства кислотного оксида

Формальный процесс образования двойной соли из основания и кислоты



Кислота HFeO_2 в природе не существует!

Изменение свойств оксидов в периодах

С увеличением порядкового номера происходит усиление кислотных свойств высших оксидов и увеличение кислотного характера высших гидроксидов.



Na₂O	MgO	Al₂O₃	SiO₂	P₂O₅	SO₃	Cl₂O₇
основный оксид	основный оксид	амфотерный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид
NaOH	Mg(OH)₂	Al(OH)₃	H₂SiO₃	H₃PO₄	H₂SO₄	HClO₄
сильное основание	слабое основание	амфотерное основание	очень слабая кислота	кислота средней силы	сильная кислота	очень сильная кислота

Изменение СВОЙСТВ ОКСИДОВ в группах



BeO	амфотер- ный
MgO	основный
CaO	основный
SrO	основный
BaO	основный
RaO	основный

В главных подгруппах периодической системы при переходе от одного элемента к другому сверху вниз основные свойства высших оксидов усиливаются.

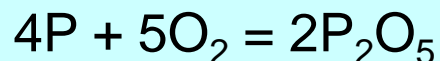
Изменение свойств оксидов в зависимости от степени окисления элемента

С увеличением степени окисления **усиливаются кислотные** свойства оксида и **ослабевают основные** свойства.

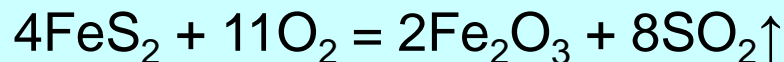
MnO	Mn₂O₃	MnO₂	MnO₃	Mn₂O₇
+2	+3	+4	+6	+7
основный	амфотерный с преобладанием основных свойств	амфотерный с преобладанием кислотных свойств	кислотный	кислотный

Получение оксидов

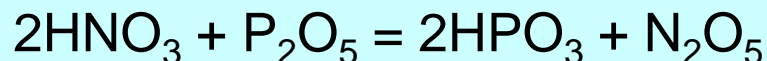
1. Взаимодействие простых веществ с кислородом:



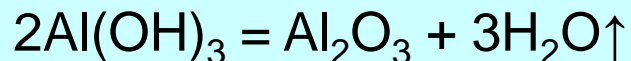
2. Горение бинарных соединений в кислороде:



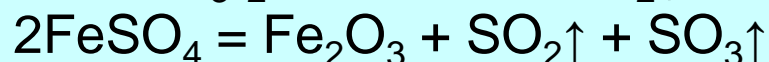
3. Действие водоотнимающих веществ на кислоты:



4. Термическое разложение гидроксидов:



5. Термическое разложение солей кислородсодержащих кислот:

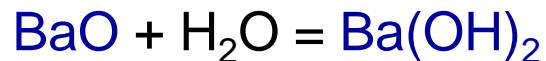


Химические свойства ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

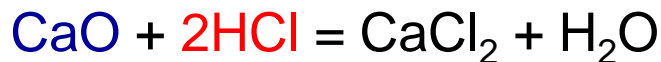
Основные оксиды - это оксиды типичных металлов:

- ☐ Всех щелочных металлов (Li - Fr) (Na₂O)
- ☐ Всех щелочноземельных (Ca -Ra) и Mg (MgO, BaO)
- ☐ Переходных металлов в низших степенях окисления (MnO, FeO)

ОСНОВНЫЙ ОКСИД + вода = основание
(щелочь)



ОСНОВНЫЙ ОКСИД + **КИСЛОТА** = соль + вода



ОСНОВНЫЙ ОКСИД + **КИСЛОТНЫЙ ОКСИД** = соль



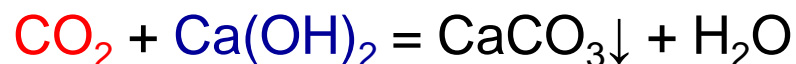
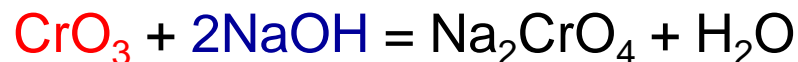
Химические свойства КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ

Кислотные оксиды - это оксиды:

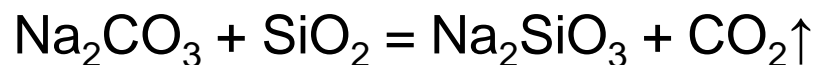
- ☐ Большинство неметаллов (CO_2 , SO_3 , P_4O_{10})
- ☐ Переходных металлов в высших степенях окисления (CrO_3 , Mn_2O_7)

кислотный оксид + вода = кислота $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

кислотный оксид + **основание** = соль + вода



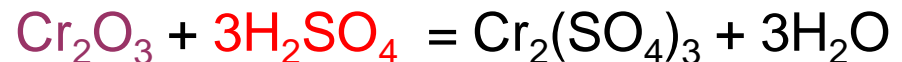
соль + **кислотный оксид** = соль + **кислотный оксид**



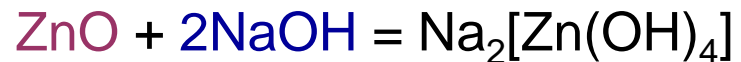
Химические свойства амфотерных оксидов

- ❑ Оксиды Al, Be и некоторых переходных металлов (Cr_2O_3 , ZnO)
- ❑ Вода (H_2O)
- ❖ Могут вступать в реакции, типичные как для кислотных, так и для основных оксидов.

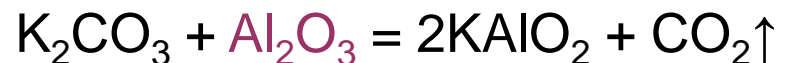
амфотерный оксид + сильная кислота = соль + вода



амфотерный оксид + сильное основание = соль + вода

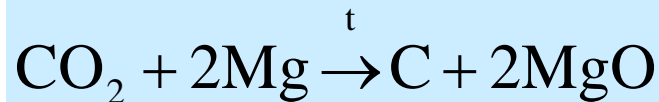
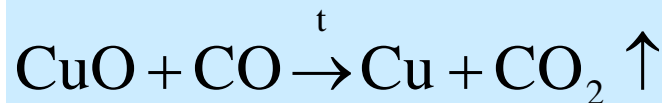
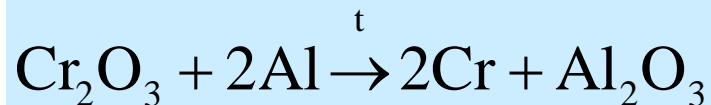
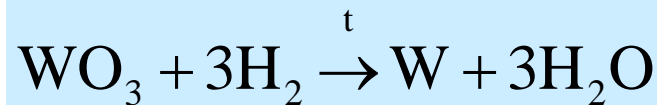
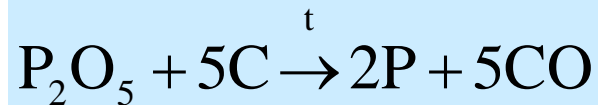
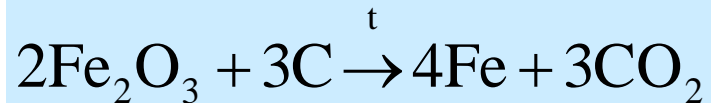


соль + амфотерный оксид = соль + летучий оксид



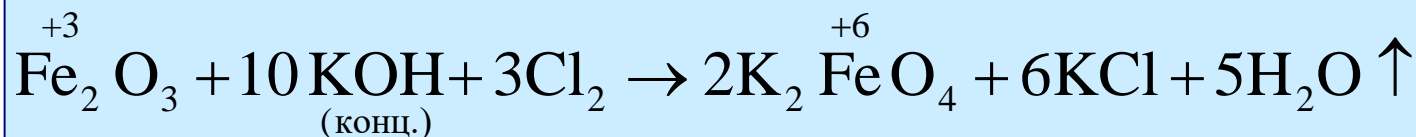
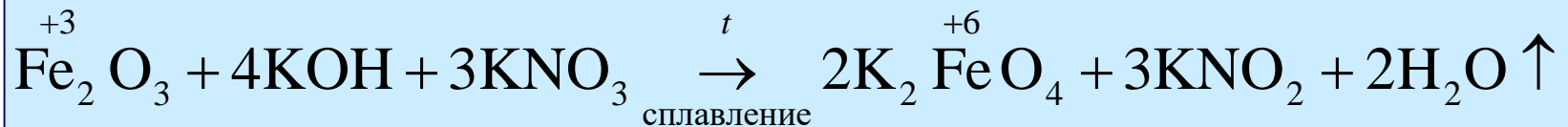
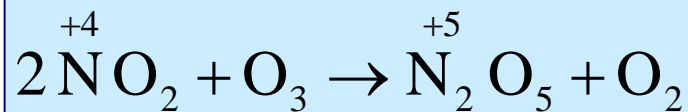
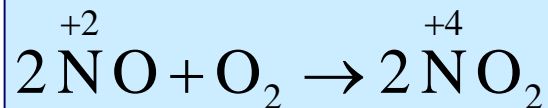
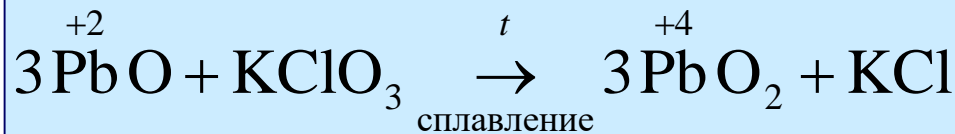
Восстановление оксидов

Восстановители (**C, CO, H₂,...**, активные металлы **Mg, Al,...**) при нагревании отнимают кислород у многих оксидов и восстанавливают их до простых веществ.



Окисление оксидов

Оксиды элементов, проявляющих **переменную** степень окисления (**Cr, Pb, Fe, N,...**), могут участвовать в реакциях, приводящих к повышению степени окисления данного элемента.



Классификация кислот. 1

По содержанию кислорода в кислотном остатке:

- Кислородсодержащие (оксокислоты) $H_n E_m O_p$
 - Бескислородные $H_n X$
- X - галоген, халькоген или неорганический радикал типа CN, NCS

HF	плавиковая
HCl	соляная
H ₂ S	сероводородная
HCN	синильная

По основности: числу атомов водорода, способных отщепляться при диссоциации или замещаться на катионы металла при взаимодействии с основанием или металлом.

- Одноосновные HNO_3 , HCl
- Многоосновные H_2SO_4 (двух-), H_3PO_4 (трех-)

Классификация кислот. 2

По силе: степени диссоциации в растворе.

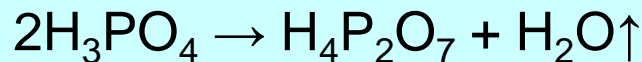
Для оксокислот состава $H_m ЭО_p$ справедлива качественная оценка:

$p - m = 0$	очень слабая	$HClO$
$p - m = 1$	слабая	$HClO_2$
$p - m = 2$	сильная	$HClO_3$
$p - m = 3$	очень сильная	$HClO_4$

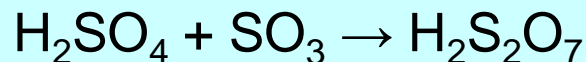
По соотношению воды и оксида:

- орто-кислоты H_3PO_4 $v(H_2O):v(P_2O_5) = 3:1$
- мета-кислоты HPO_3, HNO_3, H_2SO_4 $v(H_2O):v(P_2O_5) = 1:1$
- пиро-кислоты

получаются из орто-кислот в результате отщепления воды при нагревании:

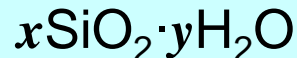


или растворением кислотного оксида в кислоте:



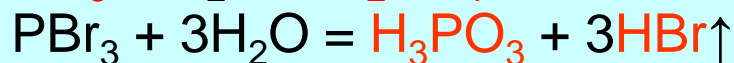
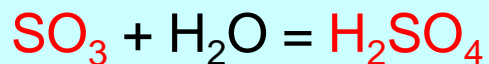
- кислоты

переменного состава

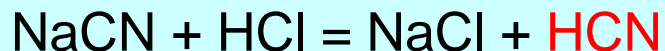


Получение кислот

1. Реакции кислотных оксидов или других бинарных соединений с водой:



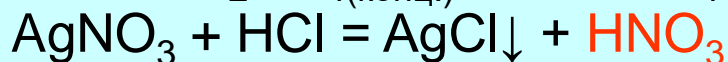
2. Взаимодействие соли с другой кислотой:



вытеснение более сильной кислотой

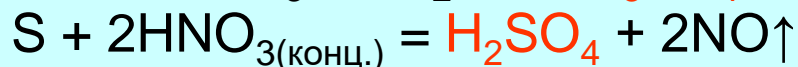


вытеснение менее летучей кислотой



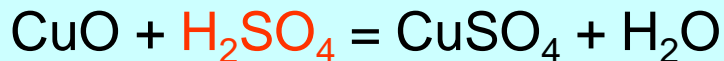
образование осадка

3. Окисление неметаллов азотной кислотой:

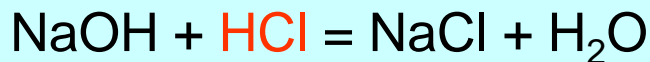


Общие химические свойства кислот

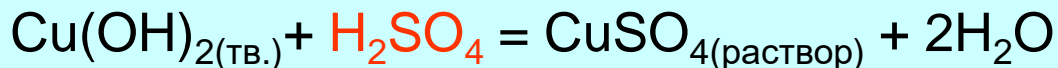
1. Реакции обмена:



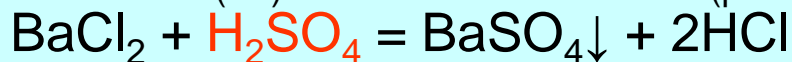
с основным оксидом



с растворимым основанием



с нерастворимым основанием

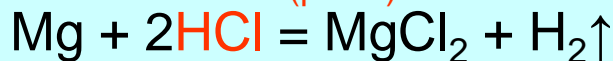
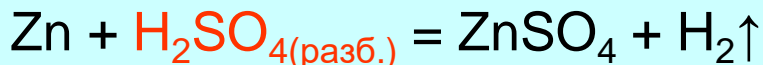


с солью с выпадением осадка



с солью с выделением газа

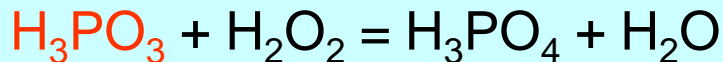
2. Реакции с металлами с выделением водорода:



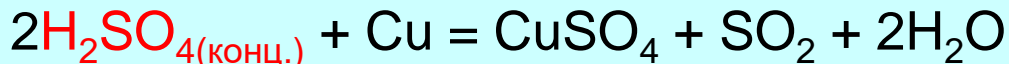
3. Окислительно-восстановительные реакции:



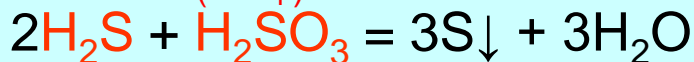
кислота-восстановитель



кислота-восстановитель

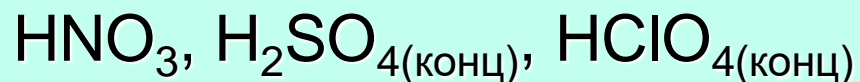


кислота-окислитель

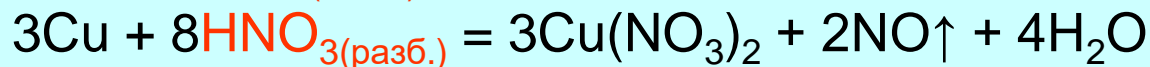
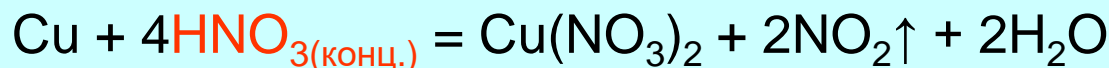


одна кислота-восстановитель,
другая-окислитель

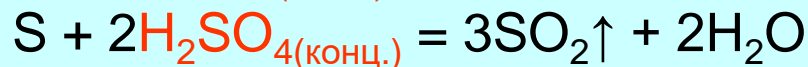
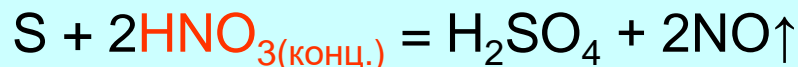
Химические свойства кислот-окислителей



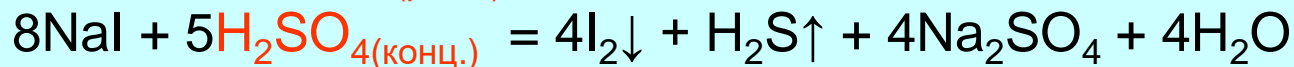
1. Реакции с металлами (без выделения водорода):



2. Реакции с неметаллами:



3. Реакции с солями-восстановителями:

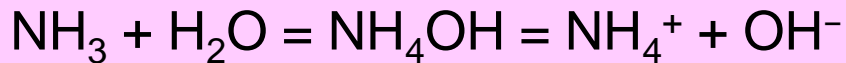


Гидроксиды (основания)

Неорганические гидроксиды – соединения, содержащие **ОН-группы** и атомы металла общей формулы $M^{+n}(OH)^{-}_n$
(n – степень окисления)

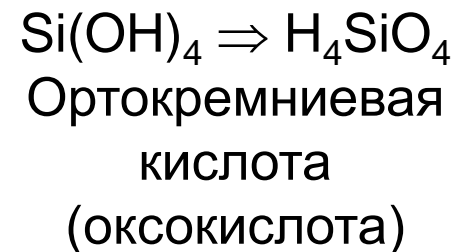
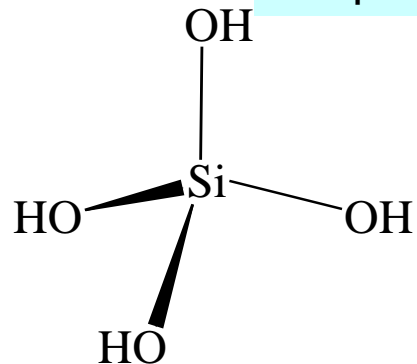
В гидроксиде аммония NH_4OH роль катиона металла играет ион аммония NH_4^+ .

В водных растворах диссоциируют на ионы металла и гидроксид-ионы OH^-



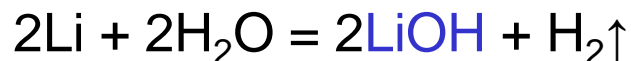
Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов являются **основаниями**.

Гидроксиды ряда переходных и некоторых непереходных металлов в высших степенях окисления проявляют **кислотные свойства**.

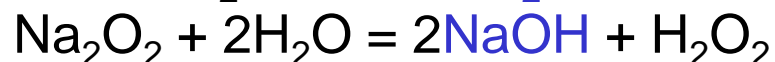
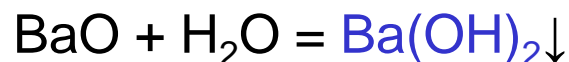


Получение оснований

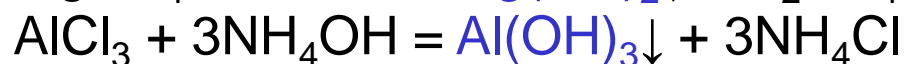
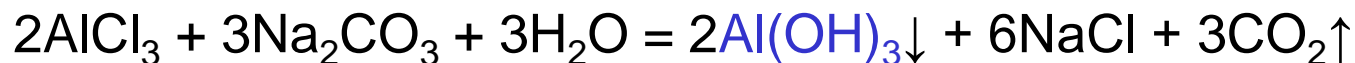
1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



2. Растворение оксидов и пероксидов щелочных и щелочноземельных металлов в воде:



3. Осаждение из растворов солей:

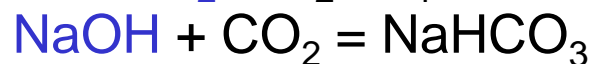
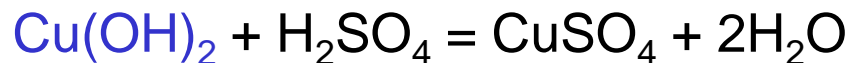


4. Электролиз водных растворов солей:



Химические свойства оснований

1. Реакции с кислотами и кислотными оксидами:



2. Обменные реакции щелочей с солями:



3. Реакции щелочей с неметаллами:



4. Реакции щелочей с металлами:



5. Термическое разложение нерастворимых оснований:

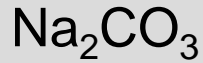


Соли

- Общепринятого понятия «соль» в настоящее время не существует.
- Соли могут рассматриваться как:
 - ✓ продукты замещения атомов водорода Н кислоты на атомы металлов или группы атомов (NH_4 и др.)
 - ✓ продукты замещения групп ОН основания на атомы или группы атомов кислотного остатка (Cl , SO_4 и др.)
- С точки зрения электролитической теории соли это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов или другие катионы (UO_2^{2+} , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, и др) и анионы кислотного остатка.

Классификация солей

Соли



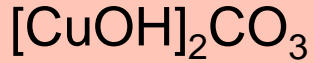
Средние

Двойные



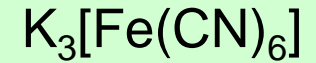
Кислые

Смешанные



Основные

Комплексные



Примеры вопросов для экзамена

1. Выберите оксид молекулярного (ионного, атомного) строения и приведите 3 реакции, характеризующие его свойства.
2. Напишите уравнения реакций по схеме:
простое вещество \rightarrow оксид \rightarrow кислота \rightarrow соль;
простое вещество \rightarrow оксид \rightarrow основание \rightarrow соль.
3. Напишите по одному уравнению реакций, характеризующих кислотные и окислительные (восстановительные) свойства азотной (серной, соляной, сероводородной) кислоты.
4. Предложите способ получения одного и того же основания из: а) простого вещества; б) оксида; в) соли.

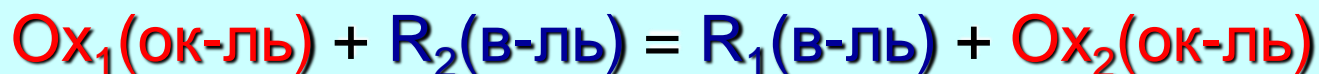
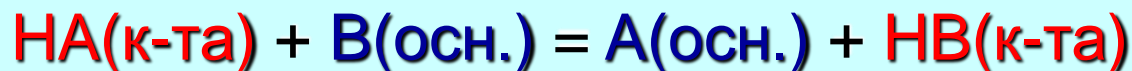
Коротко о главном

Основные понятия неорганической химии:
кислота, основание, окислитель, восстановитель.

Основные классы неорганических соединений –
оксиды, кислоты, основания, соли

Химические свойства неорганических веществ
определяются кислотно-основными и окислительно-
восстановительными закономерностями.

Типичные неорганические реакции:



Литература

1. Еремин, Борщевский. Общая и физическая химия. Глава 2.
2. Кузьменко, Еремин, Попков. Начала химии. Гл. 9.
3. Ахметов. Общая и неорганическая химия. Часть 1, раздел 5, гл. 3, 5, 6.
4. Шрайвер, Эткинс. Неорганическая химия, т. 1. Гл. 5, 6.