

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОСТЫЕ

МЕТАЛЛЫ

Fe, Zn, Cr, Mn
Ca, Na
и др.

НЕМЕТАЛЛЫ

S, P, O₂, N₂,
Br₂, Ne
и др.

МЕТАЛЛОИДЫ

As, Sb, Bi, Se
и др.

СЛОЖНЫЕ

ОКСИДЫ

Na₂O, CuO,
Al₂O₃,
P₂O₅
и др.

ОСНО- ВАНИЯ

NaOH,
Ca(OH)₂
Fe(OH)₃
и др.

КИСЛОТЫ

H₂SO₄,
HNO₃,
HCl,
H₃PO₄
и др.

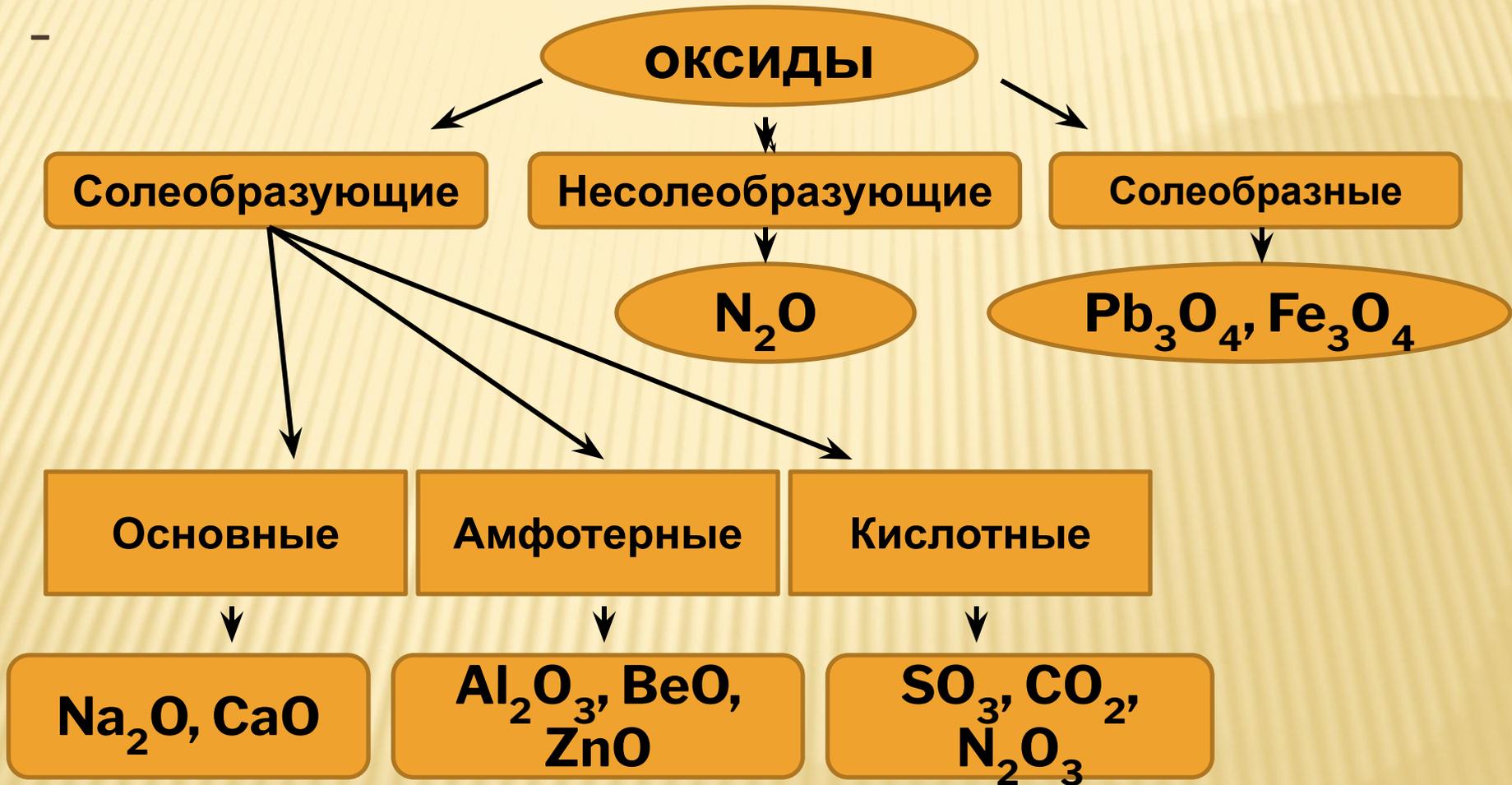
СОЛИ

NaCl,
FeCl₂,
CuOHCl
CaHPO₄,
и др.

ОКСИДЫ

- Оксидами называются бинарные соединения, содержащие кислород в степени окисления -2 .
- К оксидам относятся все соединения элементов с кислородом, например Fe_2O_3 , P_4O_{10} , кроме содержащих атомы кислорода, связанные химической связью друг с другом (пероксиды, надпероксиды, озониды).

КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ



-
- * Несолеобразующими называются оксиды, которым не соответствуют ни кислоты, ни основания.
 - * Солеобразными называются оксиды, в состав которых входят атомы одного металла в разных степенях окисления. Например, Fe_3O_4 представляет из себя два оксида: основной оксид FeO , химически связанный с амфотерным оксидом Fe_2O_3 , который в данном случае проявляет свойства кислотного оксида.

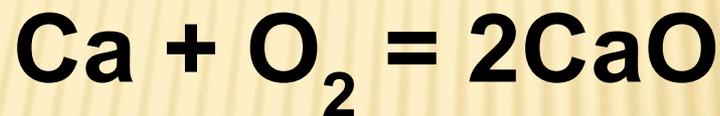
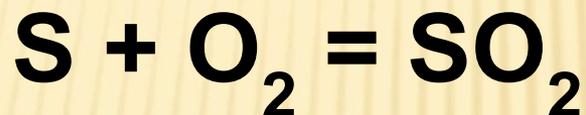
-
- Солеобразующими называются оксиды, которые образуют соли. Они подразделяются на три класса: основные, амфотерные и кислотные.
 - Основными оксидами называются оксиды, элемент которых при образовании соли или основания становится катионом.
 - Кислотными оксидами называются оксиды, элемент которых при образовании соли или кислоты входит в состав аниона.

-
- Амфотерными оксидами называются оксиды, которые в зависимости от условий реакции могут проявлять как свойства кислотных, так и свойства основных оксидов.
 - При образовании солей степени окисления элементов, образующих оксиды, не изменяются:



СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДОВ

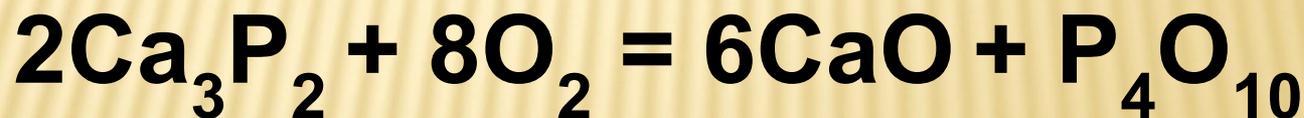
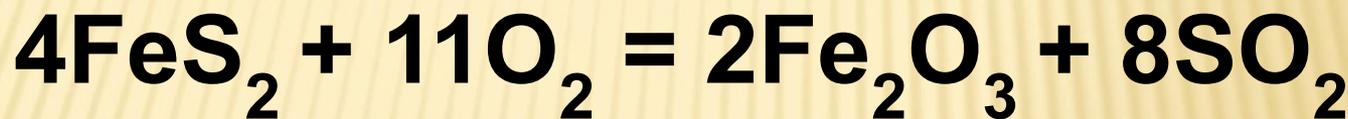
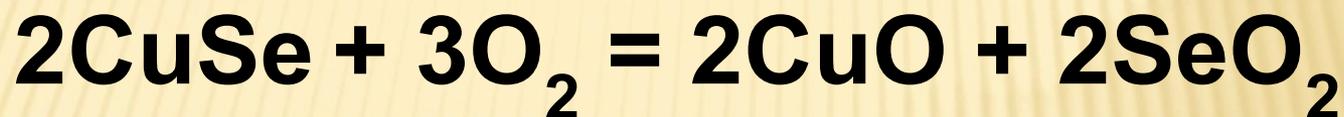
1. При взаимодействии простых веществ:



Оксиды щелочных металлов (кроме лития) получают:



2. В результате горения бинарных соединений в кислороде:



3. При термическом разложении солей:



Карбонаты щелочных металлов
плавятся без разложения (кроме
 Li_2CO_3)



4. Термическое разложение оснований
и кислородсодержащих кислот:



Гидроксиды щелочных металлов
плавятся без разложения.

5. Если химический элемент образует несколько оксидов:

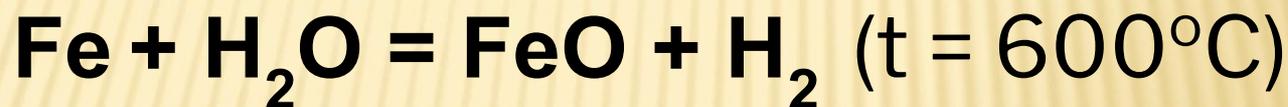
а) окислением низших оксидов



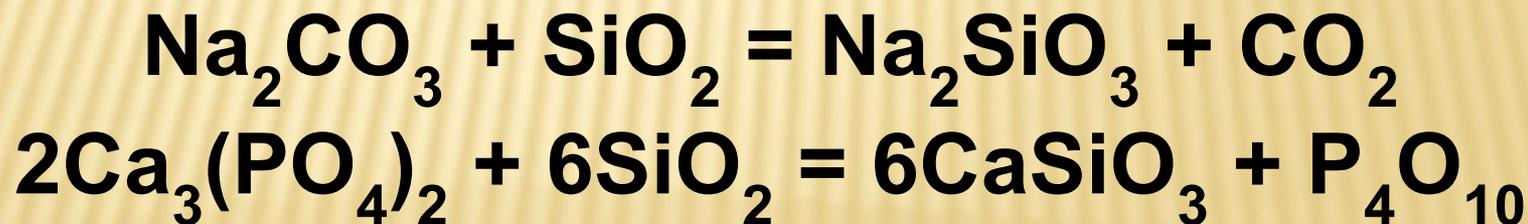
б) восстановлением высших оксидов



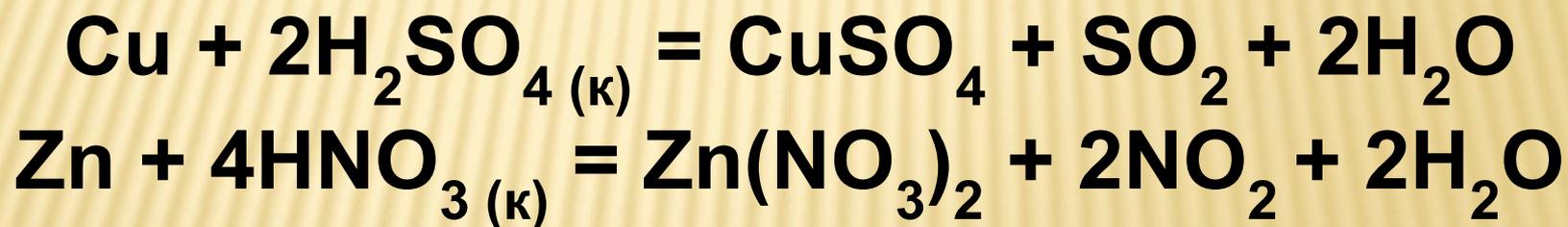
6. Некоторые металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, могут при высокой температуре вытеснить водород из воды, образуя оксид металла:



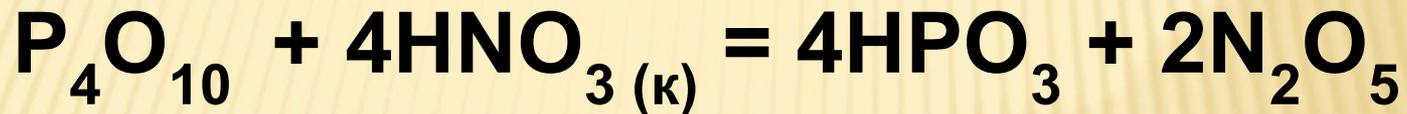
7. При нагревании солей с кислотными оксидами:



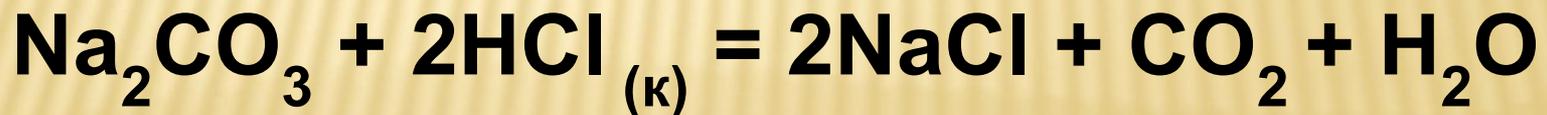
8. При взаимодействии металлов с кислотами-окислителями происходит частичное восстановление кислотообразующего элемента с образованием оксида:



9. При действии водоотнимающих веществ на кислоты или соли:

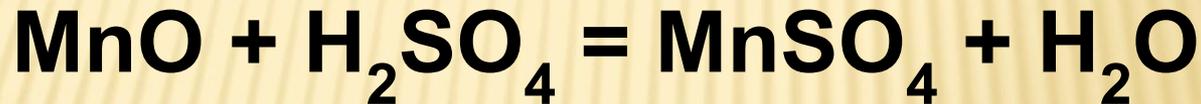


10. При взаимодействии солей слабых неустойчивых кислот с растворами сильных кислот:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

- Основныe оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды, например:



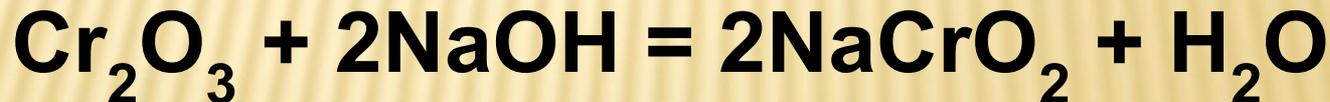
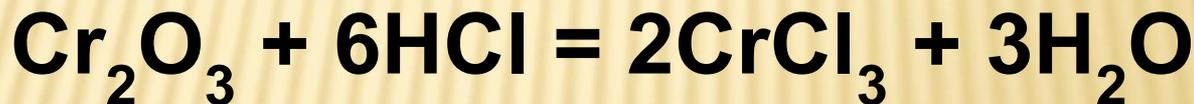
- Основныe оксиды, образованные щелочными и щелочноземельными металлами взаимодействуют с водой с образованием щелочей:



- Кислотные оксиды (кроме **SiO₂**) взаимодействуют с водой:



- Амфотерные оксиды образуют соли как с кислотами, так и с основаниями, например:



- Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют.

-
- Несолеобразующие оксиды **NO**, **N₂O**, **SiO**, **CO** могут реагировать с кислотами или щелочами, но при этом не образуются продукты, характерные для солеобразующих оксидов, например при 150°C и 1,5 МПа **CO** реагирует с гидроксидом натрия с образованием соли – формиата натрия:



КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ

- Существуют несколько теорий кислот и оснований. Рассмотрим основную.

1. Электролитическая теория.

На основании теории электролитической диссоциации, предложенной шведским химиком С.Аррениусом можно дать определения кислотам и основаниям:

- Кислоты – электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов дают только катионы водорода (гидроксония H_3O^+) и анионы кислотного остатка:



- Основания – электролиты, которые при диссоциации в водных растворах, в качестве катионов дают только анионы гидроксила (OH^-) и катионы:



КИСЛОТЫ (по электролитической теории)

□ Классификация неорганических кислот:

1. По содержанию кислорода в кислотном остатке.

- бескислородные – HCl ;

- Кислородсодержащие – H_2SO_4 .

2. По основности.

- одноосновные – HCl , HNO_3 ;

- многоосновные – H_2SO_4 , H_3PO_4 .

Основность кислоты – число ионов водорода, которые обмениваются на катионы металла.

3. Сила кислот.

- слабые - H_2SO_3 , H_2S ;
- сильные - H_2SO_4 , HCl .

4. Устойчивость кислот.

- неустойчивые - H_2CO_3 ;
- устойчивые – HCl .

5. По растворимости.

- нерастворимые в воде - H_2SiO_3 ;
- растворимые в воде - H_2SO_4 .

6. По соотношению воды и кислотного оксида.

- орто (H_3PO_4); 1 : 3

- мета (HPO_3); 1 : 1

- пиро (получаются из орто-кислот при высокой t в результате отщепления воды);

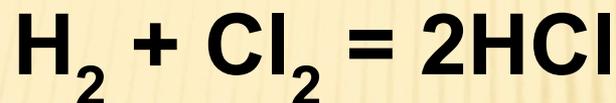


- переменного состава ($x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$).

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ КИСЛОТ

1. Бескислородные:

- взаимодействие простых веществ:



- при горении органических галогенсодержащих соединений



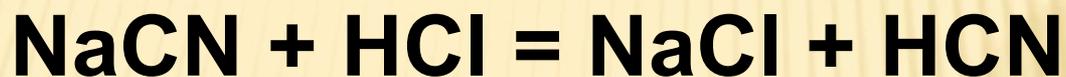
2. Кислородсодержащие:

- растворение оксида в воде:



Общие способы:

1. Взаимодействие между солью и кислотой.



2. Взаимодействие солей, гидролизующихся полностью, с водой.



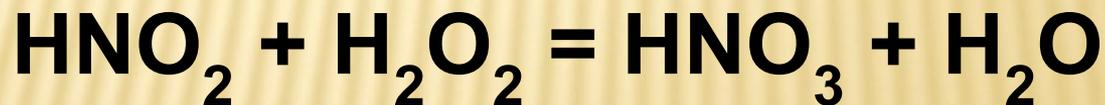
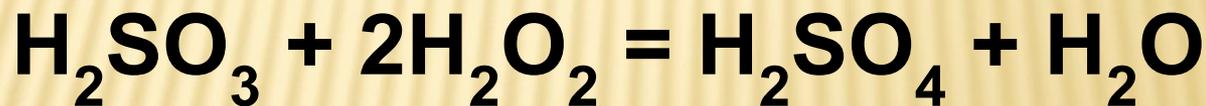
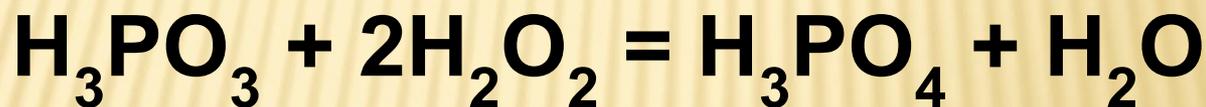
3. Гидролиз галогенгидридов кислот.



4. Окисление неметаллов азотной кислотой.



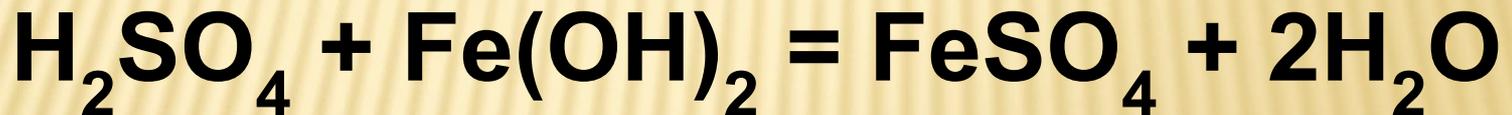
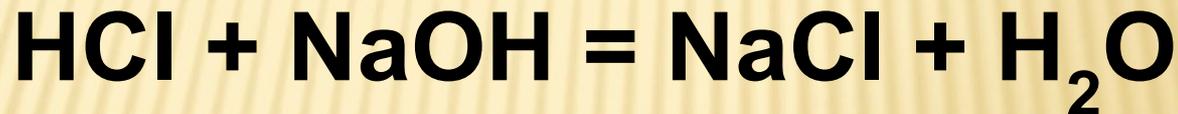
5. Окисление кислотообразующего элемента до более высокой степени окисления.



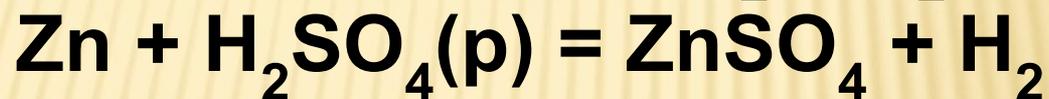
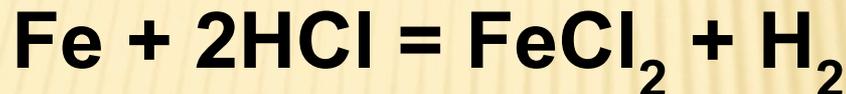
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

- Кислоты реагируют с основаниями (а также с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами) с образованием солей.

Например:



- Взаимодействуют с металлами. Обычные кислоты (неокислители) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода:



- Кислоты окислители могут реагировать как с металлами, расположенными в ряду напряжений левее водорода, например:



так и правее его:



-
- Термически неустойчивые кислоты разлагаются при комнатной температуре или при легком нагревании:



ОСНОВАНИЯ

□ Классификация неорганических оснований:

1. По кислотности.

- однокислотные – NaOH , KOH ;

- многокислотные – Ca(OH)_2 , Al(OH)_3 .

Кислотность основания – число OH -групп, способных обмениваться на кислотный остаток.

2. Сила оснований.

- слабые – NH_4OH ;
- сильные – NaOH .

3. Термическая устойчивость.

- разлагающиеся на оксиды и воду – $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
- плавящиеся без разложения – NaOH .

4. По растворимости.

- нерастворимые в воде – $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
- растворимые в воде – KOH .

5. По соотношению к кислотам и щелочам.

- основные – KOH , NaOH ;
- амфотерные – $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОСНОВАНИЙ

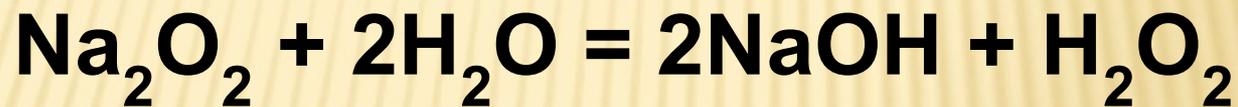
1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой.



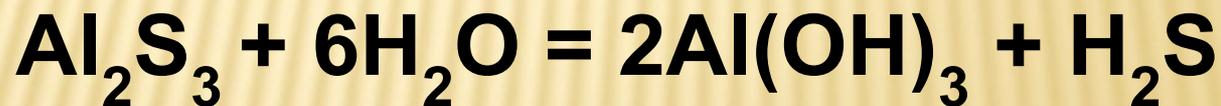
Также получают гидроксид аммония



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



3. Взаимодействие солей, гидролизующихся полностью, с водой.



4. Смешиванием водных растворов, взаимно усиливающих гидролиз:



5. Разложением некоторых бинарных соединений металл-неметалл водой:



6. Электролизом водных растворов хлоридов щелочных и щелочноземельных металлов:



7. Осаждением из растворов солей щелочами или раствором аммиака.

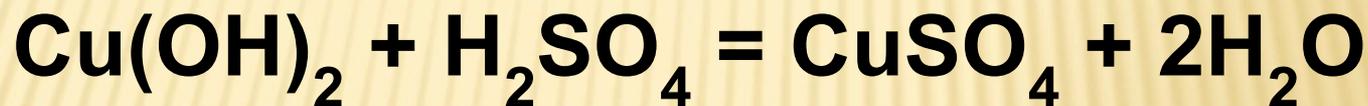


8. Окислением катиона, находящегося в низшей степени окисления, до высшей.

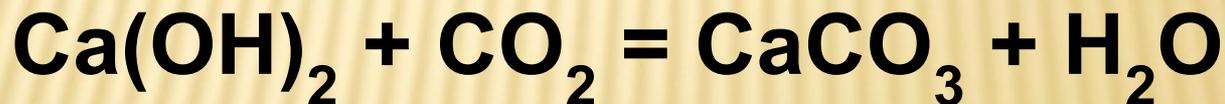


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

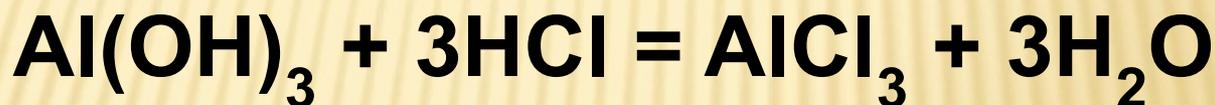
- Основныe гидроксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды, например:



- Щелочи реагируют с кислотными и амфотерными оксидами:



-
- Амфотерные гидроксиды реагируют и с кислотами (в этом случае они ведут себя как основания), и со щелочами (как кислоты), например:



- Слабые основания и амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются:



СОЛИ

Соли - сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотных остатков. Это наиболее многочисленный класс неорганических соединений.

Соли классифицируют:

- Средние
- Кислые
- Основные
- Двойные
- Смешанные
- Комплексные

- **Средние.** При диссоциации дают только катионы металла (или NH_4^+)



- **Кислые соли** - продукты неполного замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы металла.
- При диссоциации дают катионы металла (NH_4^+), ионы водорода и анионы кислотного остатка.



- **Основные соли** - продукты неполного замещения групп OH соответствующего основания на кислотные остатки.

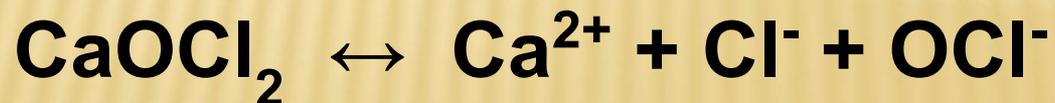
При диссоциации дают катионы металла, анионы гидроксила и кислотного остатка.



- **Двойные.** При диссоциации дают два катиона и один анион.



- **Смешанные.** Образованы одним катионом и двумя анионами:



-
- **Комплексные.** Содержат сложные катионы или анионы.



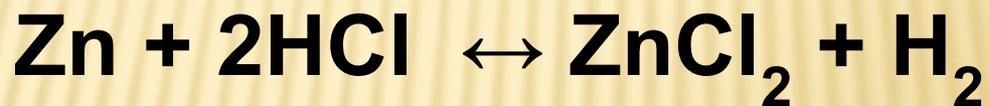
ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ (СРЕДНИЕ)

- Большинство способов получения солей основано на взаимодействии веществ с противоположными свойствами:

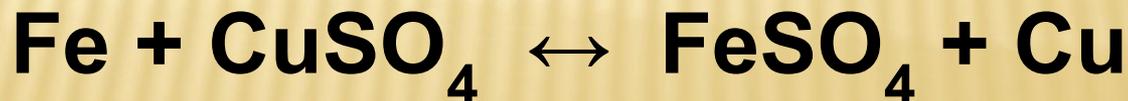
- 1) металла с неметаллом:



- 2) металла с кислотой:



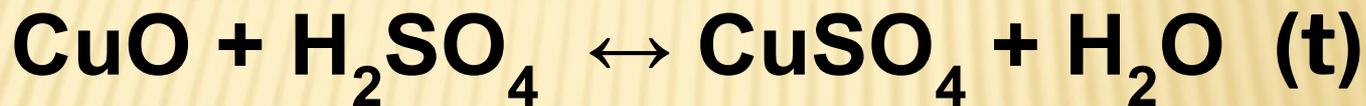
- 3) металла с раствором соли менее активного металла



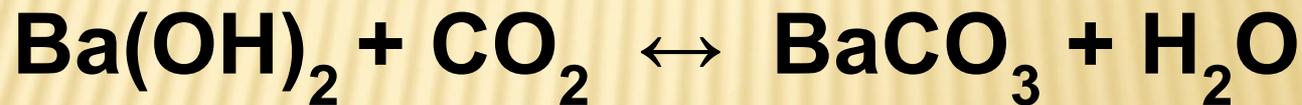
-
- 4) основного оксида с кислотным оксидом:



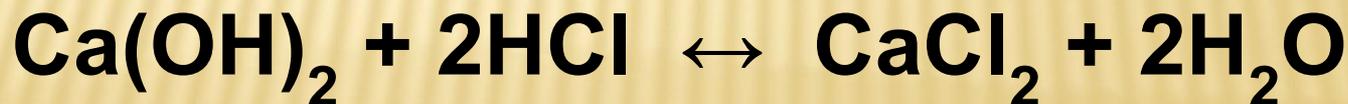
- 5) основного оксида с кислотой



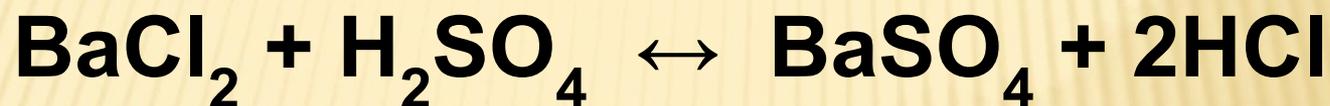
- 6) основания с кислотным оксидом



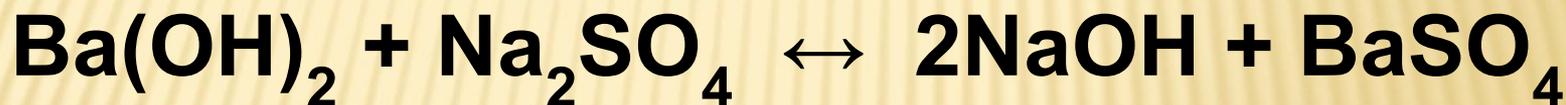
- 7) основания с кислотой:



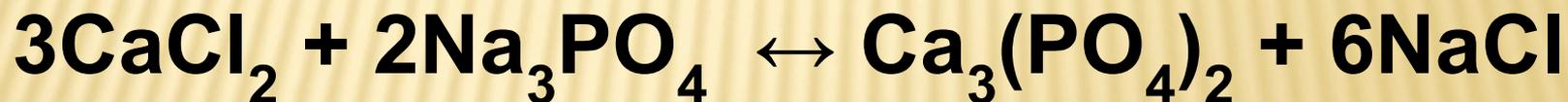
-
- 8) соли с кислотой:



- 9) раствора основания с раствором соли:

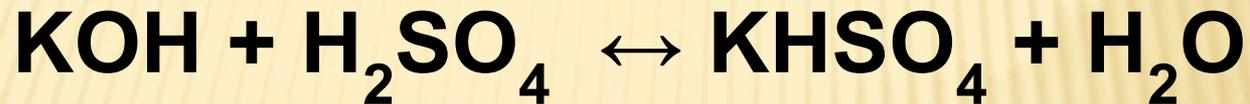


- 10) растворов двух солей



КИСЛЫЕ СОЛИ - ПОЛУЧЕНИЕ

- 1. Взаимодействие кислоты с недостатком основания.



- 2. Взаимодействие основания с избытком кислотного оксида



- 3. Взаимодействие средней соли с кислотой



ОСНОВНЫЕ СОЛИ - ПОЛУЧЕНИЕ

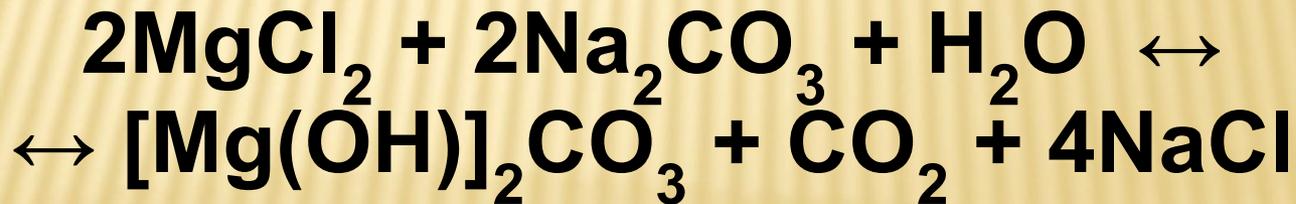
- 1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой



- 2. Добавление (по каплям) небольших количеств щелочей к растворам средних солей металлов



- 3. Взаимодействие солей слабых кислот со средними солями



КОМПЛЕКСНЫЕ СОЛИ - СТРОЕНИЕ

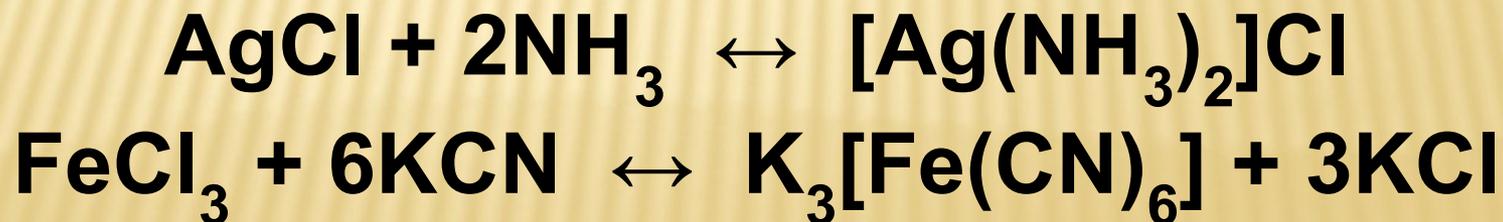


- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - Внешняя сфера
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - Внутренняя сфера
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - Комплексообразователь (центральный атом)
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - Координационное число
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - Лиганд

□ Центральными атомами обычно служат ионы металлов больших периодов (Co, Ni, Pt, Hg, Ag, Cu); типичными лигандами являются OH^- , CN^- , NH_3 , CO , H_2O ; они связаны с центральным атомом донорно-акцепторной связью.

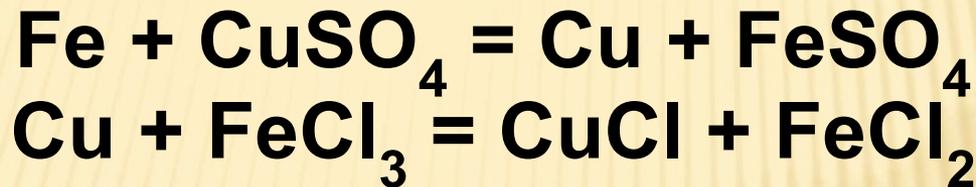
□ Получение:

1. Реакции солей с лигандами:

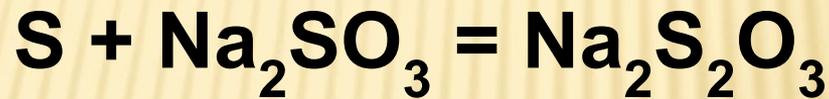


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

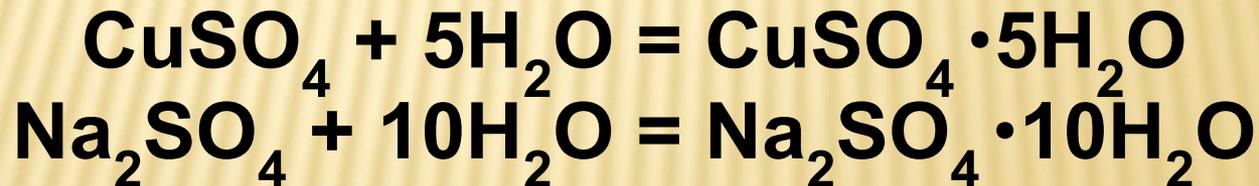
Соли реагируют с металлами, эти реакции всегда окислительно-восстановительные:



С неметаллами, это также окислительно-восстановительные реакции:



При кипячении с водой, образуют кристаллогидраты:



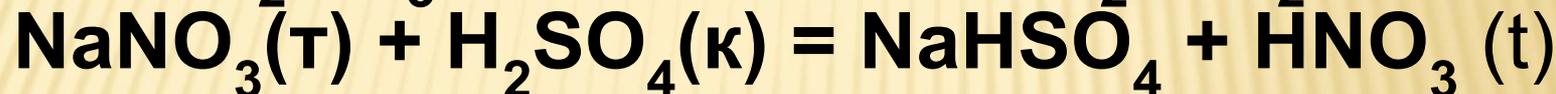
или необратимо гидролизуются:



- Соли реагируют со щелочами:



и кислотами:



с солями:



Соли кислородных кислот при нагревании разлагаются:

