

Химия

Основные классы химических соединений

Классификация веществ

Все вещества можно разделить на простые - состоящие из атомов одного элемента и сложные – состоящие из атомов различных элементов.

Простые вещества делятся на металлы и неметаллы:

Металлы – s и d элементы.

Неметаллы – p элементы.

Сложные вещества делятся на органические и неорганические.

Свойства металлов

Свойства металлов определяются способностью атомов отдавать свои электроны.

Характерный тип химической связи для металлов – металлическая связь. Она характеризуется такими физическими свойствами: ковкость, тягучесть, теплопроводность, электропроводность. При комнатных условиях все металлы кроме ртути находятся в твердом состоянии.

Свойства неметаллов

Свойства неметаллов определяются способностью атомов легко принимать электроны и плохо отдавать свои.

Неметаллы обладают противоположными металлам физическими свойствами: их кристаллы хрупкие, отсутствует «металлический» блеск, низкие значения тепло- и электропроводности. Часть неметаллов при комнатных условиях газообразна.

Основные классы неорганических веществ.

- Оксиды
- Гидроксиды
- Кислоты
- Основания
- Соли

Классификация органических соединений.

- По строению углеродного скелета:
Насыщенные/ненасыщенные
Линейные/разветвленные/циклические
- По наличию функциональных групп:
Спирты
Кислоты
Простые и сложные эфиры
Углеводы
Альдегиды и кетоны

Оксиды

Оксиды – сложные вещества, молекулы которых состоят из двух элементов, один из которых – кислород в степени окисления -2.

Оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие(безразличные).

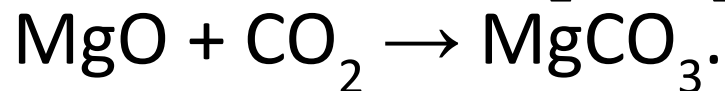
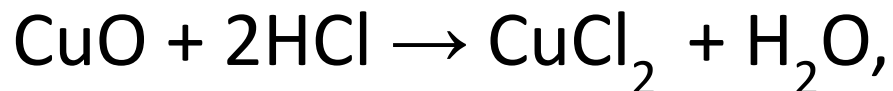
Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды

Основные оксиды – это оксиды, образующие в реакциях с кислотами или кислотными оксидами соли. Основные оксиды образуются металлами с невысокой степенью окисления (+1, +2) – это элементы 1й и 2й групп периодической таблицы.

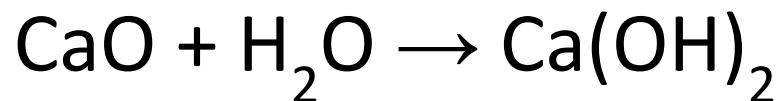
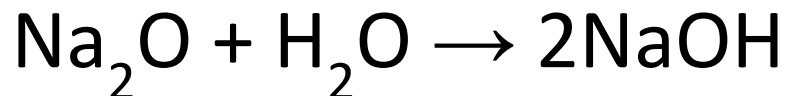
Примеры основных оксидов: Na_2O , CaO , MgO , CuO .

Примеры реакций образования солей:



Основные оксиды

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с водой, образуя основания:



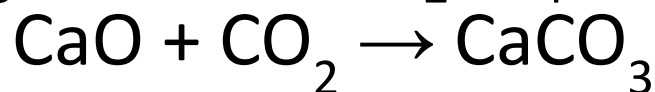
Оксиды других металлов с водой не реагируют, соответствующие основания получают косвенным путем.

Кислотные оксиды

Кислотные оксиды – это оксиды, образующие в реакциях с основаниями или с основными оксидами соли. Кислотные оксиды образуются элементами – неметаллами и d – элементами в высоких степенях окисления (+5, +6, +7).

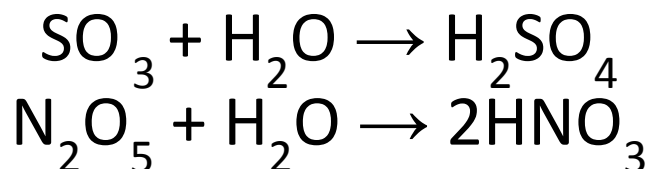
Примеры кислотных оксидов: N_2O_5 , SO_3 , CO_2 , CrO_3 , V_2O_5 .

Примеры реакций кислотных оксидов:



Кислотные оксиды

Часть кислотных оксидов реагирует с водой с образованием соответствующих кислот:

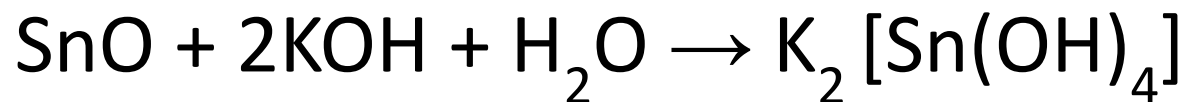
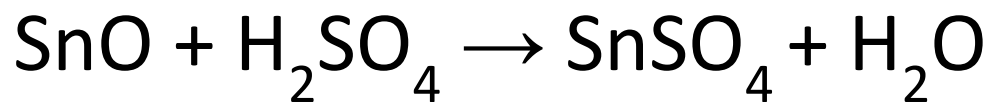


Другие кислотные оксиды напрямую с водой не реагируют (SiO_2 , TeO_2 , TeO_3 , MoO_3 , WO_3), соответствующие кислоты получаются косвенным путем.

Один из способов получения кислотных оксидов – отнятие воды от соответствующих кислот. Поэтому кислотные оксиды иногда называются «ангидридами».

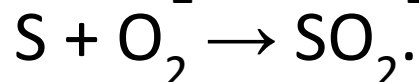
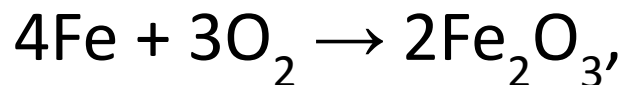
Амфотерные оксиды

Амфотерные оксиды обладают свойствами и кислотных и основных оксидов. С сильными кислотами такие оксиды реагируют как основные, а с сильными основаниями как кислотные:

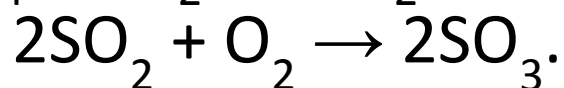
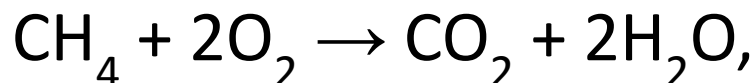


Способы получения оксидов

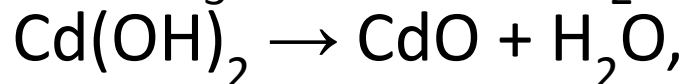
Окисление простых веществ:



Горение сложных веществ:



Термическое разложение солей, оснований и кислот. Примеры соответственно:



Номенклатура оксидов

Название оксида строится по формуле «оксид + название элемента в родительном падеже». Если элемент образует несколько оксидов, то после названия в скобках указывают степень окисления элемента.

Например: CO – оксид углерода (II), CO_2 – оксид углерода (IV), Na_2O – оксид натрия.

Иногда вместо степени окисления в названии указывается число атомов кислорода: монооксид, диоксид, триоксид и т.д.

Гидроксиды

Гидроксиды – соединения, содержащие в своем составе гидроксогруппу (-ОН).

В зависимости от прочности связей в ряду
 $\text{Э}-\text{О}-\text{Н}$

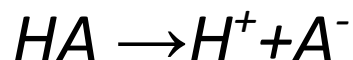
гидроксиды делятся на кислоты и основания:

- У кислот самая слабая связь $\text{О}-\text{Н}$, поэтому при их диссоциации образуется $\text{Э}-\text{О}^-$ и H^+ .
- У оснований самая слабая связь $\text{Э}-\text{О}$, поэтому при диссоциации образуются Э^+ и ОН^- .
- У амфотерных гидроксидов может быть разорвана любая из этих двух связей, в зависимости от природы вещества, с которым реагирует гидроксид.

Кислоты

Термин «кислота» в рамках теории электролитической диссоциации имеет следующее определение:

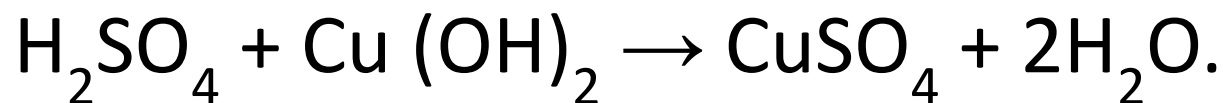
Кислоты – это вещества, диссоциирующие в растворах с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка.



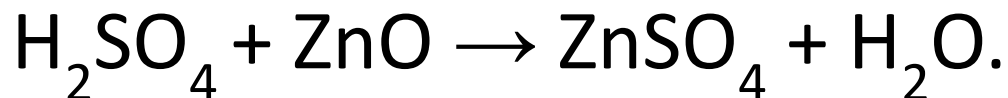
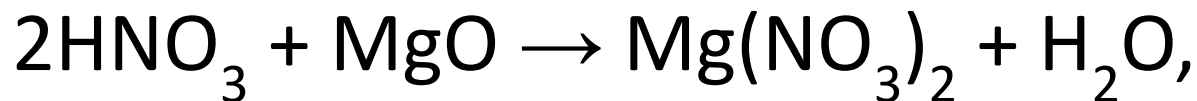
Кислоты делятся на сильные и слабые (по способности к диссоциации), на одно-, двух-, и трехосновные (по количеству содержащихся атомов водорода) и на кислородсодержащие и бескислородные. Например: H_2SO_4 – сильная, двухосновная, кислородсодержащая.

Химические свойства кислот

1. Взаимодействие с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):

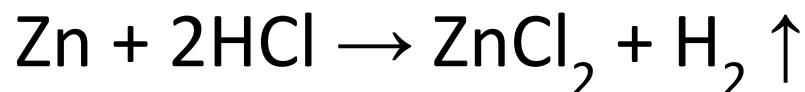


2. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами с образованием солей и воды:



Химические свойства кислот

3. Взаимодействие с металлами. Металлы, стоящие в “Ряду напряжений” до водорода, вытесняют водород из растворов кислот (кроме азотной и концентрированной серной кислот); при этом образуется соль:

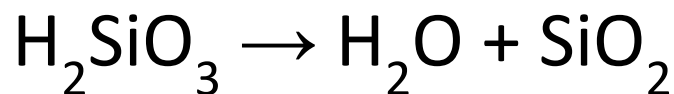


Металлы, находящиеся в “Ряду напряжений” после водорода, водород из растворов кислот не вытесняют

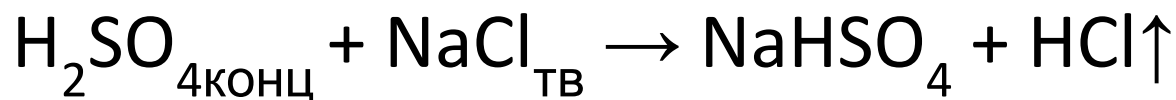


Химические свойства кислот

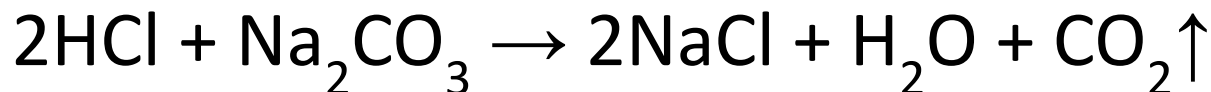
4. Некоторые кислоты при нагревании разлагаются:



5. Менее летучие кислоты вытесняют более летучие кислоты из их солей:



6. Более сильные кислоты вытесняют менее сильные кислоты из растворов их солей:



Номенклатура кислот

Названия бескислородных кислот составляют, добавляя к корню русского названия кислотообразующего элемента (или к названию группы атомов, например, CN – циан, CNS – родан) суффикс «-о-», окончание «водородная» и слово «кислота».

Например:

- HCl – хлороводородная кислота
- H₂S – сероводородная кислота
- HCN – циановодородная кислота

Номенклатура кислот

Названия кислородсодержащих кислот образуются по формуле «название элемента» + «окончание» + «кислота».

Окончание меняется в зависимости от степени окисления кислотообразующего элемента.

Окончания «-овая»/«-ная» используются для высших степеней окисления.

HClO_4 – хлорная кислота.

Затем используются окончания «-оватая».

HClO_3 – хлорноватая кислота.

Затем используется окончание «-истая».

HClO_2 – хлористая кислота.

Наконец, последнее окончание «-оватистая»

HClO – хлорноватистая кислота.

Номенклатура кислот

Если элемент образует всего две кислородсодержащие кислоты (например сера), то для высшей степени окисления используется окончание «-овая»/«-ная», а для более низкой окончание «-истая».

Пример для кислот серы:

H_2SO_4 – серная кислота

H_2SO_3 – сернистая кислота

Номенклатура кислот

Если один кислотный оксид присоединяет различное количество молекул воды при образовании кислоты, то кислота, содержащая большее количество воды обозначается приставкой «орто-», а меньшее «мета-».

$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HPO}_3$ - метафосфорная кислота

$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$ - ортофосфорная кислота.

Основания

Термин «основание» в рамках теории электролитической диссоциации имеет следующее определение:

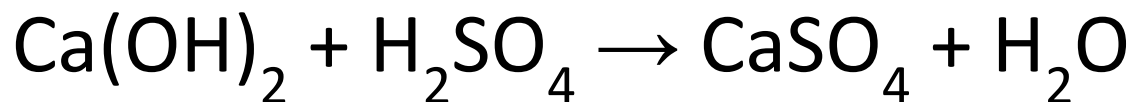
Основаниями – это вещества, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид - ионов (OH^-) и ионов металлов.

Основания классифицируются на слабые и сильные (по способности к диссоциации), на одно-, двух-, трехкислотные (по количеству гидроксогрупп, которые могут заместиться на кислотный остаток) на растворимые (щелочи) и нерастворимые (по способности растворяться в воде).

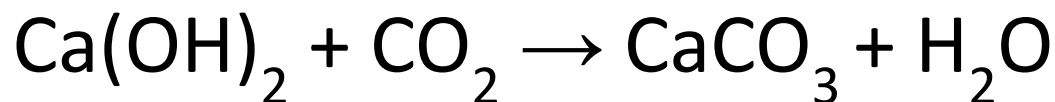
Например, KOH – сильное, однокислотное, растворимое.

Химические свойства оснований

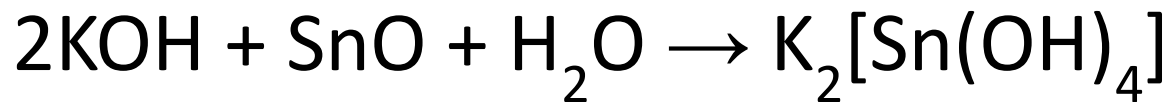
1. Взаимодействие с кислотами:



2. Взаимодействие с кислотными оксидами:

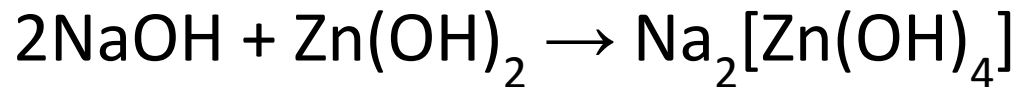


3. Взаимодействие с амфотерными оксидами:

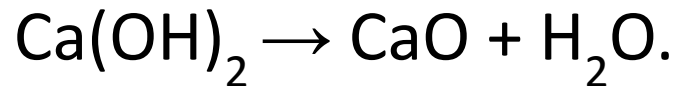


Химические свойства оснований

4. Взаимодействие с амфотерными основаниями:

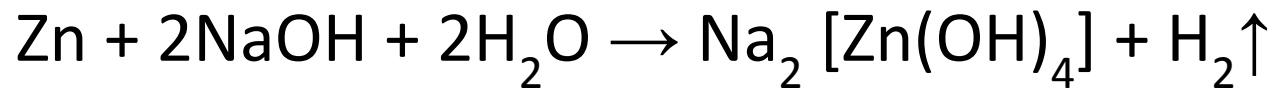


5. Термическое разложение оснований с образованием оксидов и воды:



Гидроксиды щелочных металлов при нагревании не распадаются.

6. Взаимодействие с амфотерными металлами (Zn, Al, Pb, Sn, Be):



Номенклатура оснований

Название основания образуется по формуле «гидроксид» + «название металла в родительном падеже». Если элемент образует несколько гидроксидов, то в скобках указывается его степень окисления.

Например $\text{Cr}(\text{OH})_2$ – гидроксид хрома (II),
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – гидроксид хрома (III).

Иногда в названии приставкой к слову «гидроксид» указывается количество гидроксогрупп – моногидроксид, дигидроксид, тригидроксид, и т.д.

Соли

Термин «основание» в рамках теории электролитической диссоциации имеет следующее определение:

Соли - это вещества, диссоциирующие в растворах или в расплавах с образованием положительно заряженных ионов, отличных от ионов водорода, и отрицательно заряженных ионов, отличных от гидроксид – ионов.

Соли рассматриваются как продукт частичного или полного замещения атомов водорода на атомы металла или гидроксогрупп на кислотный остаток.

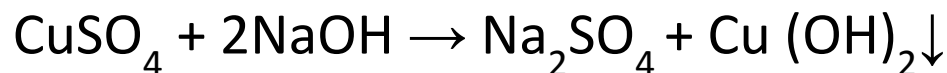
Если замещение происходит полностью, то образуется нормальная (средняя) соль.

Если замещение происходит частично, то такие соли называются кислыми(имеются атомы водорода), либо основными (имеются гидроксогруппы).

Химические свойства солей

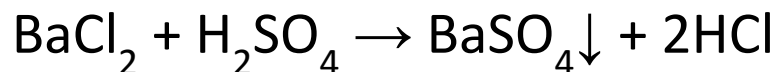
1. Соли вступают в реакции ионного обмена, если при этом образуется осадок, слабый электролит или выделяется газ:

с щелочами реагируют соли, катионам металлов которых соответствуют нерастворимые основания:

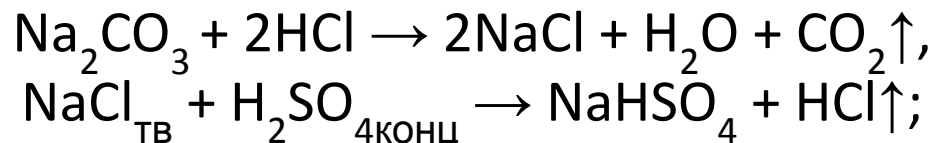


с кислотами взаимодействуют соли:

а) катионы которых образуют с анионом новой кислоты нерастворимую соль:

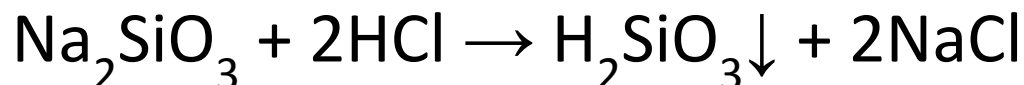


б) анионы которой отвечают неустойчивой угольной или какой-либо летучей кислоте (в последнем случае реакция проводится между твердой солью и концентрированной кислотой):

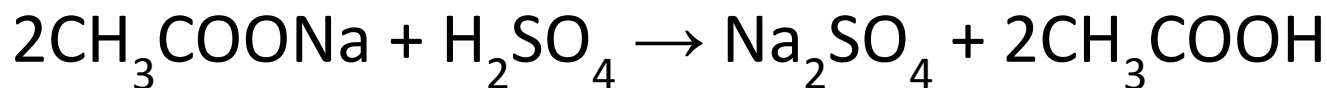


Химические свойства солей

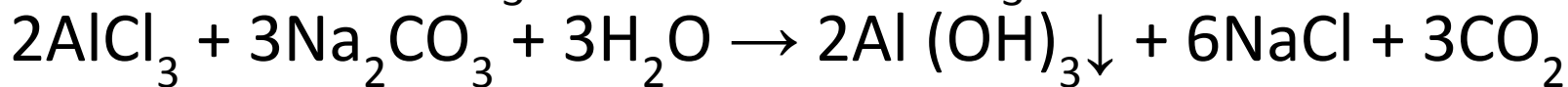
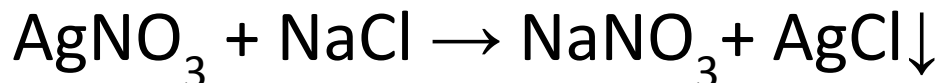
в) анионы которой отвечают малорастворимой кислоте:



г) анионы которой отвечают слабой кислоте:

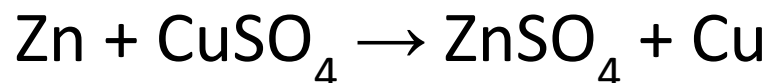


2. соли взаимодействуют между собой, если одна из образующихся новых солей нерастворима или разлагается (полностью гидролизуется) с выделением газа или осадка:

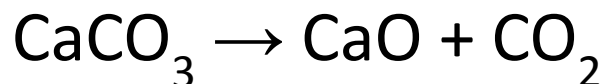


Химические свойства солей

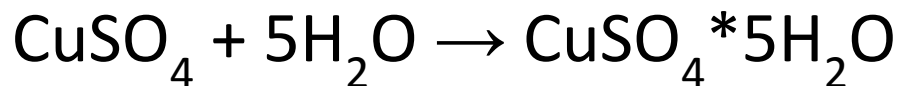
3. Соли могут вступать во взаимодействие с металлами, если металл, которому соответствует катион соли, находится в “Ряду напряжений” правее реагирующего свободного металла (более активный металл вытесняет менее активный металл из раствора его соли):



4. Некоторые соли разлагаются при нагревании:

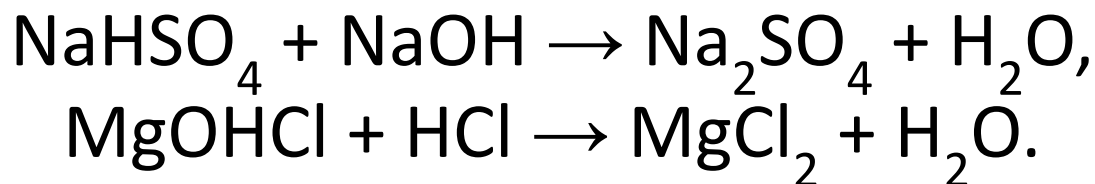


5. Некоторые соли способны реагировать с водой и образовывать кристаллогидраты:



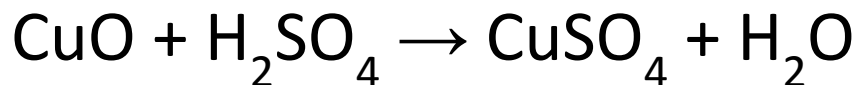
Химические свойства солей

6. Соли подвергаются гидролизу. Подробно этот процесс будет рассмотрен в дальнейших лекциях.
7. Химические свойства кислых и основных солей отличаются от свойств средних солей тем, что кислые соли вступают также во все реакции, характерные для кислот, а основные соли вступают во все реакции, характерные для оснований. Например:

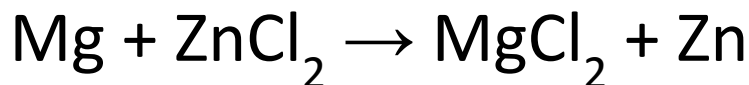


Получение солей

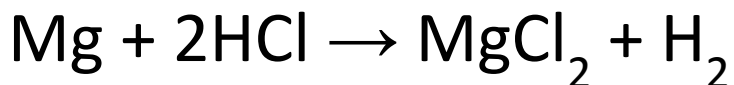
1. Взаимодействие основного оксида с кислотой :



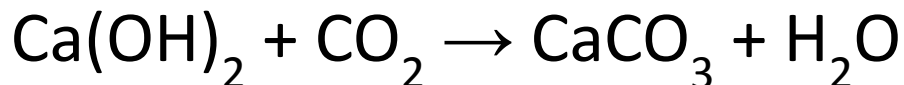
2. Взаимодействие металла с солью другого металла:



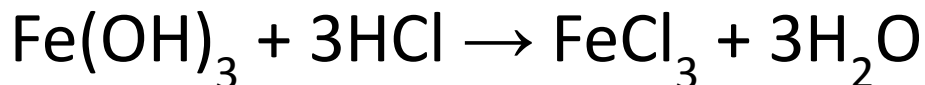
3. Взаимодействие металла с кислотой:



4. Взаимодействие основания с кислотным оксидом:

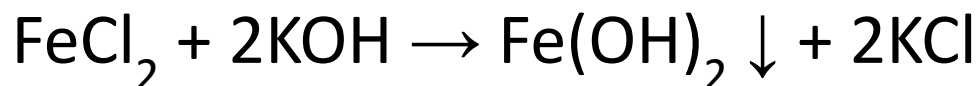


5. Взаимодействие основания с кислотой:

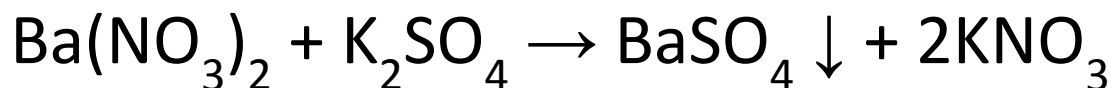


Получение солей

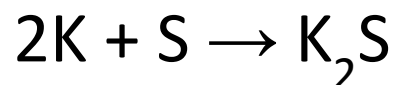
6. Взаимодействие соли с основанием:



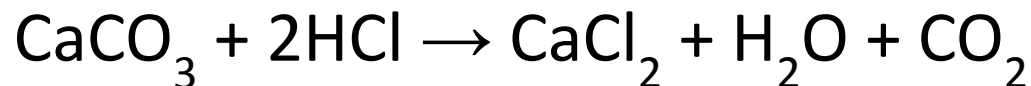
7. Взаимодействие двух солей:



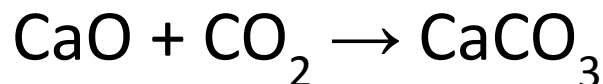
8. Взаимодействие металла с неметаллом:



9. Взаимодействие кислоты с солью:



10. Взаимодействие кислотного и основного оксидов:



Номенклатура солей

Название средней соли формируется по следующему правилу: «название кислотного остатка в именительном падеже» + «название металла в родительном падеже». Если металл может входить в состав соли в нескольких степенях окисления, то степень окисления указывается в скобках после названия соли.

Названия кислотных остатков.

Для бескислородных кислот название кислотного остатка состоит из корня латинского названия элемента и окончания «ид».

Например: Na_2S - сульфид натрия, NaCl – хлорид натрия.

Для кислородсодержащих кислот название остатка состоит из корня латинского названия и нескольких вариантов окончаний.

Названия кислотных остатков.

Для кислотного остатка с элементов в высшей степени окисления используется окончание «-ат». Na_2SO_4 – сульфат натрия.

Для кислотного остатка с меньшей степенью окисления (-истая кислота) используется окончание «-ит». Na_2SO_3 – сульфит натрия.

Для кислотного остатка с еще меньшей степенью окисления (-оватистая кислота) используется приставка «гиппо-» и окончание «-ит». NaClO – гиппохлорит натрия.

Названия кислотных остатков.

Некоторые кислотные остатки называются историческими названиями NaClO_4 – перхлорат натрия.

К названию кислых солей добавляется приставка «гидро», и перед ней еще одна приставка, указывающая на число незамещенных (оставшихся) атомов водорода. Например, NaH_2PO_4 – дигидроортофосфат натрия.

Аналогично к названию металла основных солей добавляется приставка «гидроксо-». Например, $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксохрома (III).

Названия и формулы кислот и их остатков

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
1	2	3	4
Азотная	HNO_3	NO_3^-	нитрат
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	нитрит
Бромоводородная	HBr	Br^-	бромид
Йодоводородная	HI	I^-	йодид
Кремниевая	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	силикат
Марганцовая	HMnO_4	MnO_4^-	перманганат
Марганцовистая	H_2MnO_4	MnO_4^{2-}	манганат
Метафосфорная	HPO_3	PO_3^-	метафосфат
Мышьяковая	H_3AsO_4	AsO_4^{3-}	арсенат

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
Мышьяковистая	H_3AsO_3	AsO_3^{3-}	арсенит
Ортофосфорная	H_3PO_4	PO_4^{3-}	ортофосфат (фосфат)
Пирофосфорная	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	пирофосфат (дифосфат)
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат
Родановодородная	HCNS	CNS^-	роданид
Серная	H_2SO_4	SO_4^{2-}	сульфат
Сернистая	H_2SO_3	SO_3^{2-}	сульфит
Фосфористая	H_3PO_3	PO_3^{3-}	фосфит
Фтороводородная (плавиковая)	HF	F^-	фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl^-	хлорид
Хлорная	HClO_4	ClO_4^-	перхлорат
Хлорноватая	HClO_3	ClO_3^-	хлорат
Хлористая	HClO_2	ClO_2^-	хлорит
Хлорноватистая	HClO	ClO^-	гипохлорит
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	хромат
Циановодородная (синильная)	HCN	CN^-	цианид