

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



Классификация реакций в неорганической химии

Тип реакции	Схема реакции	Примеры реакций
Соединение	$A + B = AB$	1) $Ca^0 + Cl_2^0 = Ca^{2+}Cl_2^-$ (ОВР) 2) $CaO + CO_2 = CaCO_3$
Разложение	$AB = A + B$	1) $2Ag_2O = 4Ag + O_2$ (ОВР) 2) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
Обмен	$AB + CD = AD + CB$	$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$
Замещение	$AB + C = CB + A$	$Zn + Pb(NO_3)_2 = Pb + Zn(NO_3)_2$ (ОВР)

ОКСИДЫ (ОКИСЛЫ)

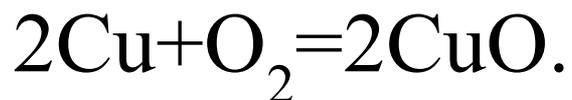
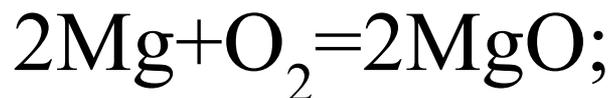
- *сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления, равной -2.*
- **Общая формула любого оксида - ЭхОу^{-2} .**
- **Различают *солеобразующие* (основные: Li_2O , CaO , MgO , FeO ; амфотерные: ZnO , Al_2O_3 , SnO_2 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 ; кислотные: B_2O_3 , SO_3 , CO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7) и *несолеобразующие*: N_2O , NO , CO оксиды.**
- **Элементы с переменной степенью окисления образуют несколько оксидов (MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5). В высшем оксиде, как правило, элемент находится в степени окисления, равной номеру группы.**

- По современной международной номенклатуре названия оксидов составляют следующим образом: слово «оксид», далее русское название элемента в родительном падеже, степень окисления элемента (если она переменна).
- Например: FeO – оксид железа (II), P_2O_5 – оксид фосфора (V).

- **Основные оксиды** это те, которым соответствуют гидроксиды – основания. Основными называют оксиды, взаимодействующие с кислотами с образованием соли и воды. Основные оксиды образуются только металлами в степени окисления +1, +2 (иногда +3), например: BaO, SrO, FeO, MnO, CrO, Li₂O, Bi₂O₃, Ag₂O.

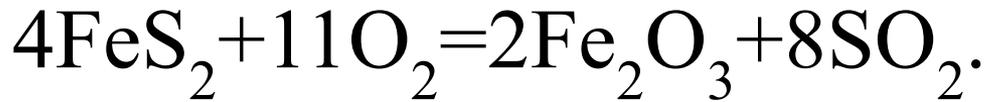
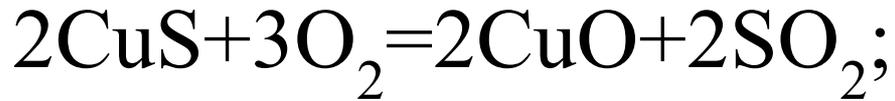
Получение основных оксидов:

1) Окисление металлов при нагревании в атмосфере кислорода:

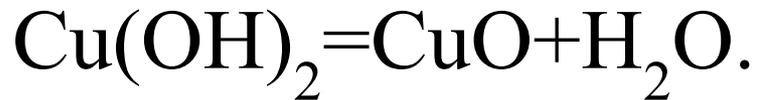


Этот метод практически неприменим для щелочных металлов, которые при окислении обычно дают пероксиды, поэтому оксиды Na_2O , K_2O крайне труднодоступны.

2) Обжиг сульфидов:

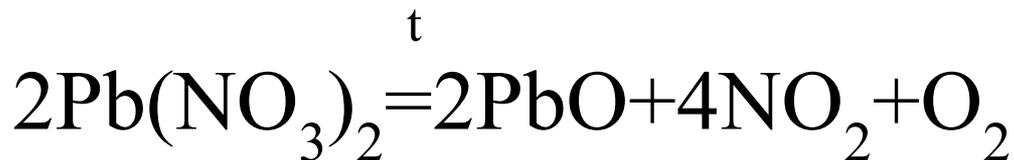
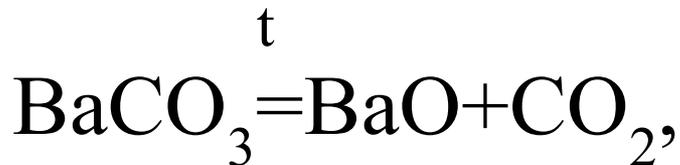


3) Разложение гидроксидов:



Этим методом нельзя получить оксиды щелочных металлов.

4) Разложение солей некоторых кислородсодержащих кислот:

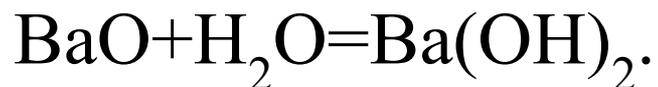
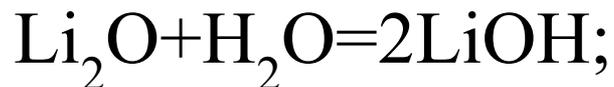


Свойства основных оксидов

- Большинство основных оксидов представляет собой твердые кристаллические вещества ионного характера; в узлах кристаллической решетки расположены ионы металлов, достаточно прочно связанные с ионами O^{2-} , поэтому оксиды типичных металлов обладают высокими температурами плавления и кипения.
- Отметим одну характерную для оксидов особенность. Близость ионных радиусов многих ионов металлов приводит к тому, что в кристаллической решетке оксидов часть ионов одного металла может быть заменена на ионы другого металла. Это приводит к тому, что для оксидов часто не выполняется закон постоянства состава, и могут существовать смешанные оксиды переменного состава.

1) Отношение к воде.

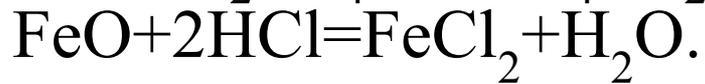
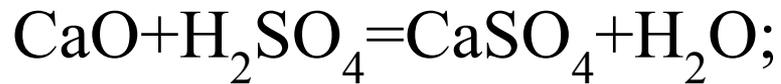
Процесс присоединения воды называется гидратацией, а образующееся вещество – гидроксидом. Из основных оксидов с водой взаимодействуют только оксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba, Ra).



Большинство же основных оксидов в воде не растворяются и не взаимодействуют с ней.

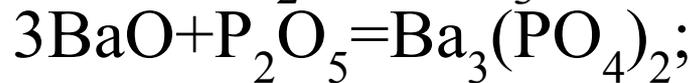
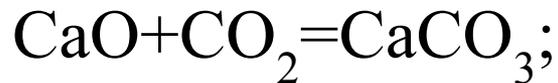
Соответствующие их гидроксиды получают косвенным путем – действием щелочей на соли

2) Отношение к кислотам.

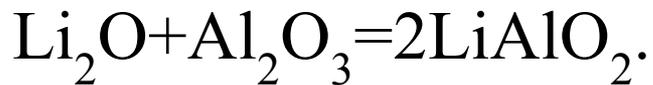


3) Отношение к кислотным и амфотерным оксидам.

Основные оксиды щелочных и щелочноземельных металлов при сплавлении взаимодействуют с твердыми кислотными и амфотерными оксидами, а также с газообразными кислотными оксидами при обычных условиях.



сплавление



сплавление

Основные оксиды менее активных металлов взаимодействуют только с твердыми кислотными оксидами при сплавлении.

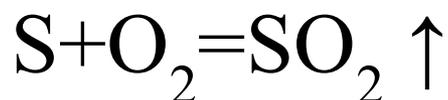
Кислотные оксиды - оксиды, которые при взаимодействии с основаниями образуют соль и воду. Кислотным оксидам соответствуют гидроксиды – кислоты. Кислотные оксиды – это оксиды неметаллов в различных степенях окисления, либо оксиды металлов в высокой степени окисления (+4 и выше).

Примеры: SO_2 , SO_3 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 , CrO_3 .

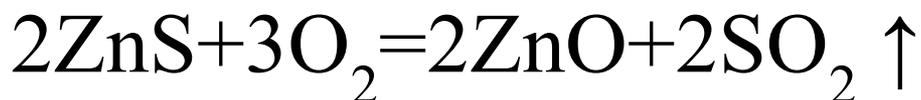
Химическая связь в кислотных оксидах – ковалентная полярная. При обычных условиях кислотные оксиды неметаллов могут быть газообразными (CO_2 , SO_2), жидкими (N_2O_3 , Cl_2O_7), твердыми (P_2O_5 , SiO_2).

Получение кислотных оксидов

1) Окисление неметаллов:



2) Окисление сульфидов:



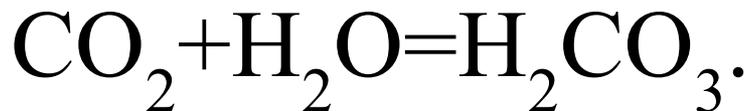
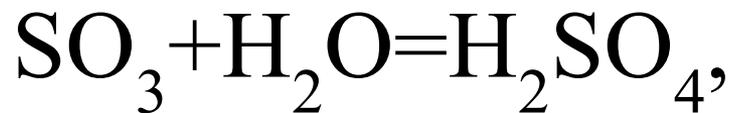
3) Вытеснение непрочных слабых кислот из их солей:



Свойства кислотных оксидов

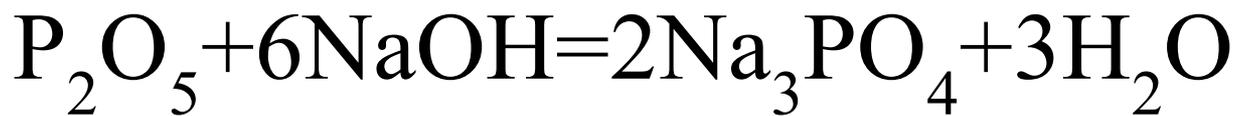
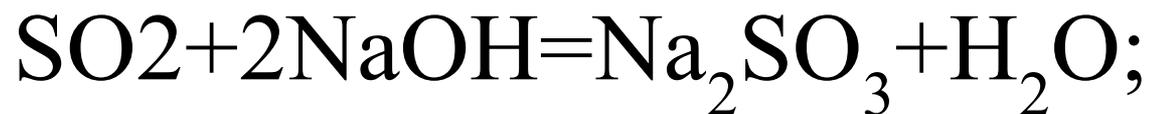
1) Отношение к воде.

Большинство кислотных оксидов растворяются в воде, вступая с ней в химическое взаимодействие и образуя кислоты:



2) Отношение к основаниям.

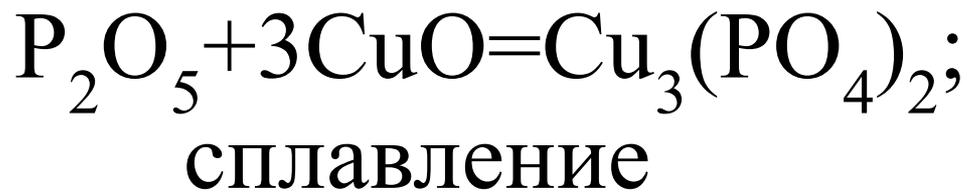
Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями – щелочами, образуя соль и воду.



сплавление

3) Отношение к основным и амфотерным оксидам.

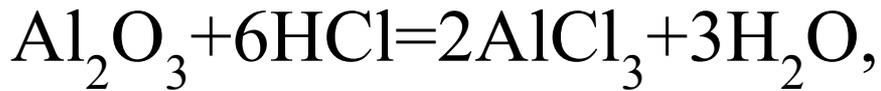
Твердые кислотные оксиды взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами при сплавлении. Жидкие и газообразные оксиды взаимодействуют с оксидами щелочных и щелочноземельных металлов при обычных условиях.



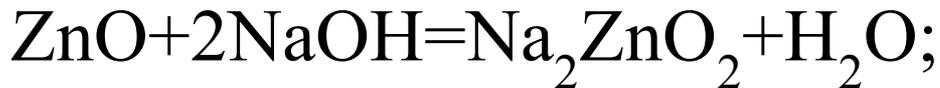
- **Амфотерные оксиды** взаимодействуют и с кислотами и со щелочами, проявляя свойства кислотных и основных оксидов. Им соответствуют амфотерные гидроксиды. Все они твердые вещества, нерастворимые в воде. Примеры амфотерных оксидов: ZnO , BeO , SnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Sb_2O_3 , MnO_2 .

Свойства амфотерных оксидов

Амфотерные оксиды реагируют с кислотами как основные:

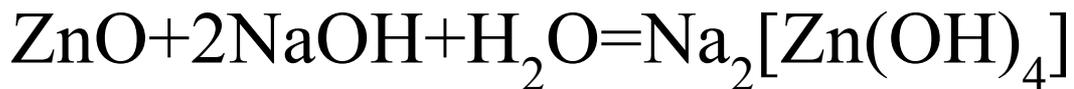


а со щелочами – как кислотные. Состав продуктов реакции зависит от условий. При сплавлении:



Цинкат натрия

В растворе щелочи образуется растворимая комплексная соль, содержащая гидроксокомплексный ион:



Тетрагидроксицинкат натрия

Несолеобразующие оксиды – это оксиды неметаллов, которым не соответствуют гидроксиды и соли. Примеры: CO , N_2O , NO , SiO .

Оксиды широко распространены в природе. Так вода – самый распространенный оксид покрывает 71% поверхности планеты. Оксид кремния (IV) в виде 400 разновидностей кварца составляет 12% от массы земной коры. Оксид углерода (IV) (углекислый газ) содержится в атмосфере - 0,03% по объему, а также в природных водах. Важнейшие руды: гематит, магнетит, бурый железняк состоят из различных оксидов железа. Бокситы содержат оксид алюминия, и т.д.

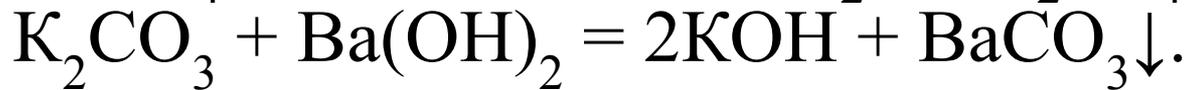
- **ОСНОВАНИЯ** – сложные вещества, в которых на атом металла приходится одна или несколько гидроксогрупп OH^- . Степень окисления атомов металла обычно +1, +2 (реже +3). Общая формула оснований $\text{Me}(\text{OH})_x$, где x – число гидроксогрупп – кислотность основания. (MeOH – однокислотное, $\text{Me}(\text{OH})_2$ – двухкислотное, $\text{Me}(\text{OH})_3$ – трехкислотное основание).
- Названия основаниям дают следующим образом: «гидроксид», затем русское название металла в родительном падеже, а в скобках римскими цифрами – степень окисления, если она переменная. Например: KOH – гидроксид калия, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ – гидроксид никеля(II).
- При обычных условиях основания – твердые вещества, кроме гидроксида аммония – водного раствора аммиака NH_4OH (NH_4^+ – ион аммония, входящий в состав солей аммония).

- *Классификация оснований.* В зависимости от отношения к воде основания делятся на *растворимые (щелочи)* и *нерастворимые*. К растворимым основаниям - щелочам относятся только гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , FrOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Ra(OH)_2) а также водный раствор аммиака. Все остальные основания практически нерастворимы в воде.
- С точки зрения теории электролитической диссоциации основания – электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием в качестве анионов только гидроксид-ионов:
- $\text{Me(OH)}_x \rightleftharpoons \text{Me}^{x+} + x\text{OH}^-$.
- Наличие в растворе ионов гидроксида определяют с помощью индикаторов: лакмуса (синий), фенолфталеина (малиновый), метилоранжа (желтый). Нерастворимые основания не меняют окраски индикаторов.

• *Получение и свойства оснований*

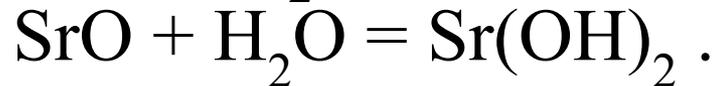
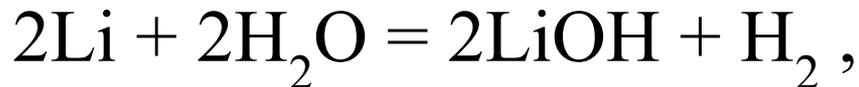
а) получение оснований.

1) Общим методом получения оснований является реакция обмена, с помощью которой могут быть получены как нерастворимые, так и растворимые основания:



При получении этим методом растворимых оснований в осадок выпадает нерастворимая соль.

2) Щелочи могут быть также получены взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов или их оксидов с водой:



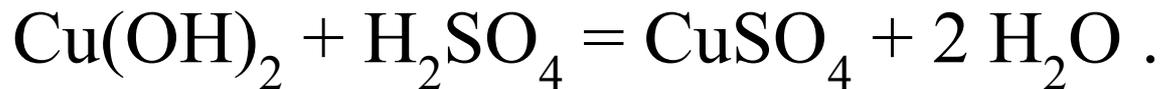
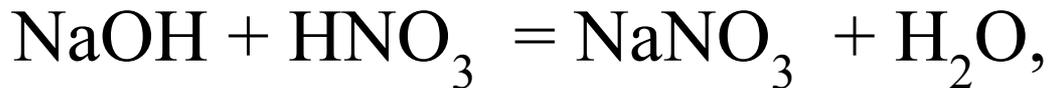
3) Щелочи в технике обычно получают электролизом водных растворов хлоридов:

эл. ток



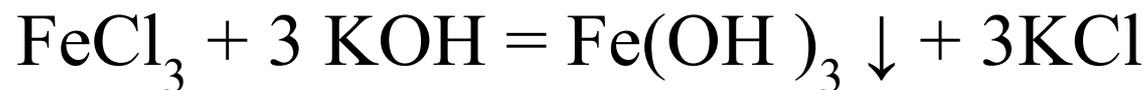
б) химические свойства оснований.

1) Наиболее характерной реакцией оснований является их взаимодействие с кислотами - реакция нейтрализации. В нее вступают как щелочи, так и нерастворимые основания:

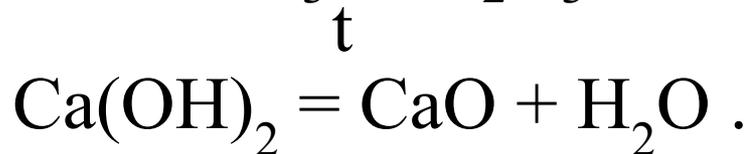
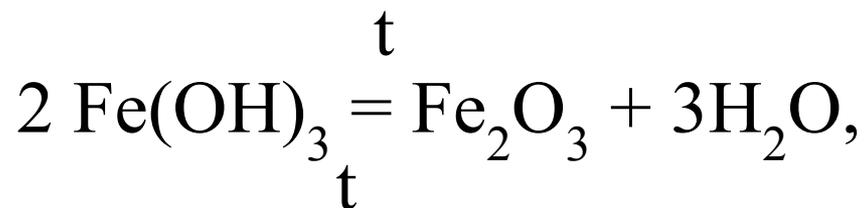


2) Выше было показано, как щелочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами.

3) При взаимодействии щелочей с растворимыми солями образуется новая соль и новое основание. Такая реакция идет до конца только в том случае, когда хотя бы одно из полученных веществ выпадает в осадок.



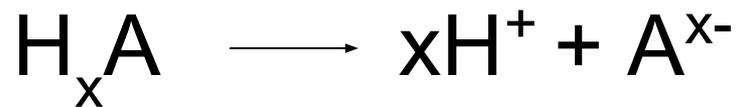
4) При нагревании большинство оснований, за исключением гидроксидов щелочных металлов, разлагаются на соответствующий оксид и воду:



- **КИСЛОТЫ** – сложные вещества, молекулы которых состоят из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка. Состав кислот может быть выражен общей формулой H_xA , где A – кислотный остаток. Атомы водорода в кислотах способны замещаться или обмениваться на атомы металлов, при этом образуются соли.
- Если кислота содержит один такой атом водорода, то это одноосновная кислота (HCl - соляная, HNO_3 - азотная, $HClO$ - хлорноватистая, CH_3COOH - уксусная); два атома водорода - двухосновные кислоты: H_2SO_4 – серная, H_2S - сероводородная; три атома водорода - трехосновные: H_3PO_4 – ортофосфорная, H_3AsO_4 – ортомышьяковая.

- В зависимости от состава кислотного остатка кислоты подразделяют на бескислородные (H_2S , HBr , HI) и кислородсодержащие (H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2CrO_4). В молекулах кислородсодержащих кислот атомы водорода связаны через кислород с центральным атомом: $\text{H} - \text{O} - \text{Э}$. Названия бескислородных кислот образуются из корня русского названия неметалла, соединительной гласной *-о-* и слова «водородная» (H_2S – сероводородная).
- Названия кислородсодержащим кислотам дают так: если неметалл (реже металл), входящий в состав кислотного остатка, находится в высшей степени окисления, то к корню русского названия элемента добавляют суффиксы *-н-*, *-ев-*, или *-ов-* и далее окончание *-ая-* (H_2SO_4 – серная, H_2CrO_4 – хромовая). Если степень окисления центрального атома ниже, то используется суффикс *-ист-* (H_2SO_3 – сернистая). Если неметалл образует ряд кислот, используют и другие суффиксы (HClO – хлорноватистая, HClO_2 – хлористая, HClO_3 – хлорноватая, HClO_4 – хлорная).

С точки зрения теории электролитической диссоциации, кислоты – электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием в качестве катионов только ионов водорода:

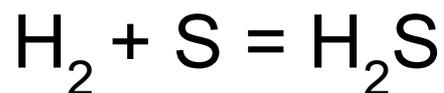
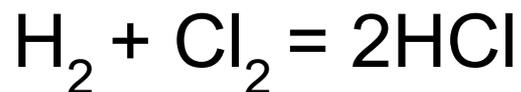


Наличием H^+ - ионов обусловлено изменение окраски индикаторов в растворах кислот: лакмус (красный), метилоранж (розовый).

• *Получение и свойства кислот*

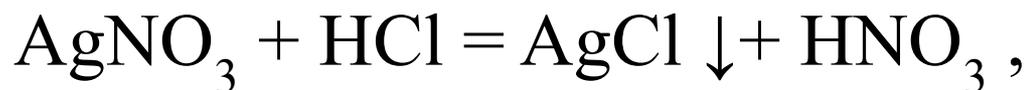
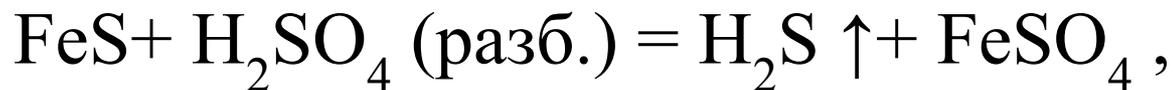
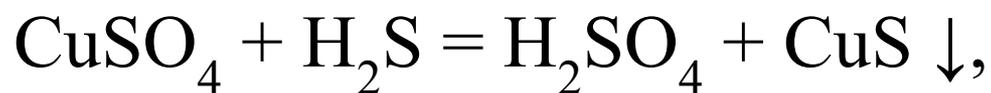
а) получение кислот.

1) Бескислородные кислоты могут быть получены при непосредственном соединении неметаллов с водородом и последующим растворением соответствующих газов в воде:



2) Кислородсодержащие кислоты нередко могут быть получены при взаимодействии кислотных оксидов с водой.

3) Как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить по реакциям обмена между солями и другими кислотами:

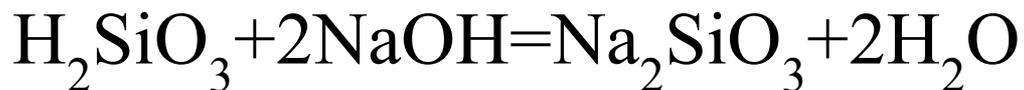


4) В ряде случаев для получения кислот могут быть использованы окислительно-восстановительные реакции:



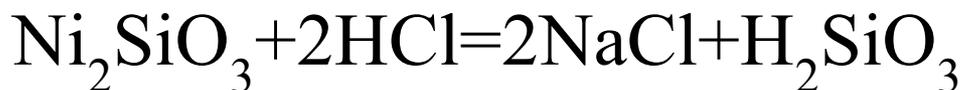
б) химические свойства кислот.

1) Кислоты взаимодействуют с основаниями и амфотерными гидроксидами. При этом практически нерастворимые кислоты (H_2SiO_3 , H_3BO_3) могут реагировать только с растворимыми щелочами.

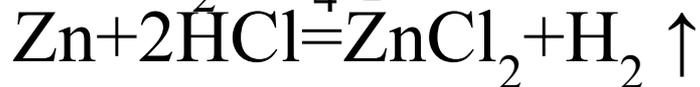
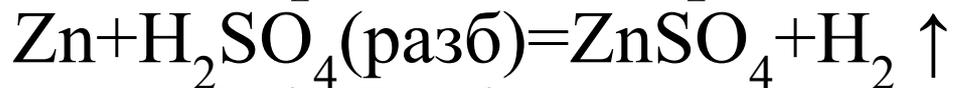


2) Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами рассмотрено выше.

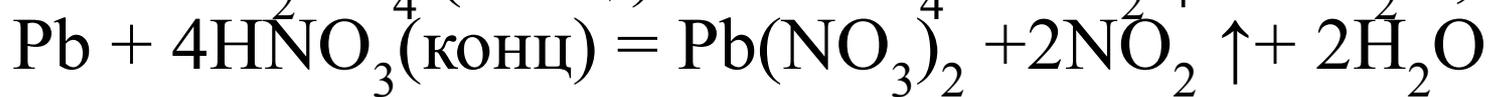
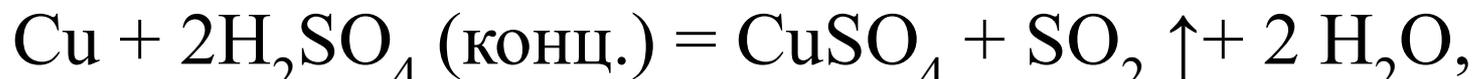
3) Взаимодействие кислот с солями – это обменная реакция с образованием соли и воды. Эта реакция идет до конца, если продуктом реакции является нерастворимое или летучее вещество, либо слабый электролит.



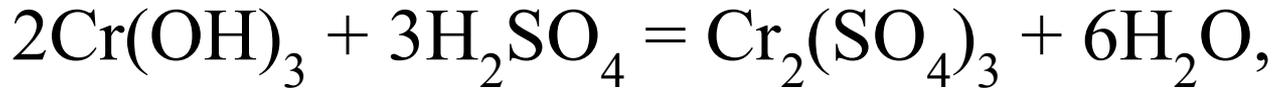
4) Взаимодействие кислот с металлами – окислительно-восстановительный процесс. Восстановитель – металл, окислитель – ионы водорода (кислоты-неокислители: HCl, HBr, HI, H₂SO₄ (разбавл), H₃PO₄) или анион кислотного остатка (кислоты-окислители: H₂SO₄(конц), HNO₃ (конц и разб)). Продуктами реакции взаимодействия кислот-неокислителей с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, являются соль и газообразный водород:



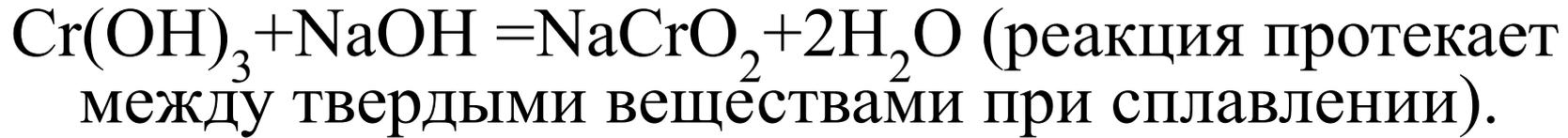
Кислоты окислители взаимодействуют почти со всеми металлами, включая и малоактивные (Cu, Hg, Ag), при этом образуются продукты восстановления аниона кислоты, соль и вода:



АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ проявляют кислотно-основную двойственность: с кислотами они реагируют как основания:

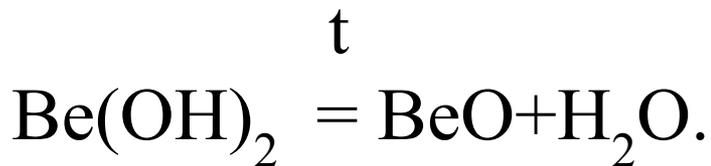


а с основаниями – как кислоты:



С сильными кислотами и основаниями амфотерные гидроксиды образуют соли.

Как и другие нерастворимые гидроксиды, амфотерные гидроксиды разлагаются при нагревании на оксид и воду:



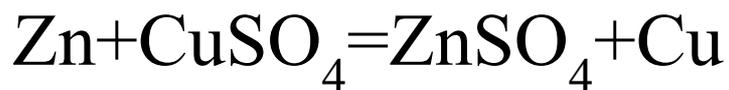
СОЛИ – ионные соединения, состоящие из катионов металлов (или аммония) и анионов кислотных остатков. Любую соль можно рассматривать как продукт реакции нейтрализации основания кислотой. В зависимости от того, в каком соотношении взяты кислота и основание, получаются соли: *средние* (ZnSO_4 , MgCl_2) – продукт полной нейтрализации основания кислотой, *кислые* (NaHCO_3 , KH_2PO_4) – при избытке кислоты, *основные* (CuOHCl , AlOHSO_4) – при избытке основания.

Названия солей по международной номенклатуре образуют из двух слов: названия аниона кислоты в именительном падеже и катиона металла в родительном с указанием степени его окисления, если она переменная, римской цифрой в скобках. Например: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат хрома (III), AlCl_3 – хлорид алюминия. Названия кислых солей образуют добавлением слова *гидро-* или *дигидро-* (в зависимости от числа атомов водорода в гидроанионе): $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат кальция, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия. Названия основных солей образуют добавлением слова *гидроксо-* или *дигидроксо-*: $(\text{AlOH})\text{Cl}_2$ – гидроксохлорид алюминия, $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ – дигидроксосульфат хрома(III).

Получение и свойства солей

а) химические свойства солей.

1) Взаимодействие солей с металлами – окислительно-восстановительный процесс. При этом металл, стоящий левее в электрохимическом ряду напряжений, вытесняет последующие из растворов их солей:

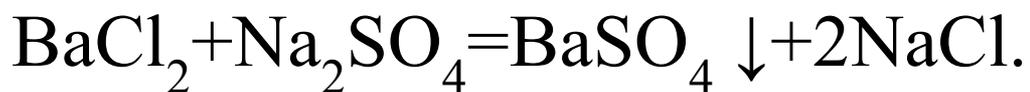


Щелочные и щелочноземельные металлы не используют для восстановления других металлов из водных растворов их солей, поскольку они взаимодействуют с водой, вытесняя водород:



2) Взаимодействие солей с кислотами и щелочами было рассмотрено выше.

3) Взаимодействие солей между собой в растворе протекают необратимо лишь в том случае, если один из продуктов – малорастворимое вещество:

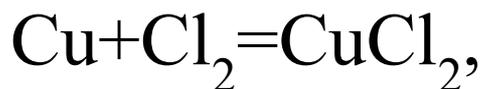


4) Гидролиз солей - обменное разложение некоторых солей водой. Гидролиз солей будет подробно рассмотрен в теме «электролитическая диссоциация».

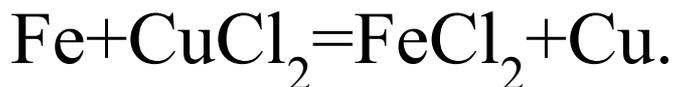
б) способы получения солей.

В лабораторной практике обычно используют следующие способы получения солей, основанные на химических свойствах различных классов соединений и простых веществ:

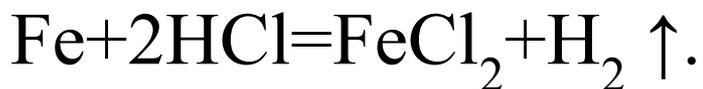
1) Взаимодействие металлов с неметаллами:



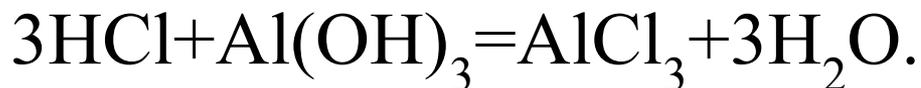
2) Взаимодействие металлов с растворами солей:



3) Взаимодействие металлов с кислотами:



4) Взаимодействие кислот с основаниями и амфотерными гидроксидами:



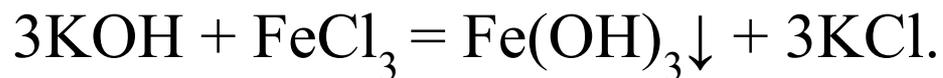
5) Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами:



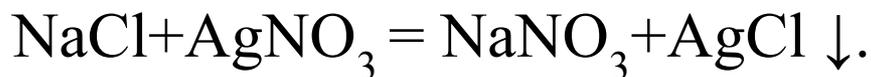
6) Взаимодействие кислот с солями:



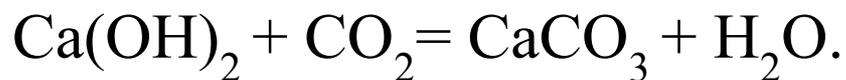
7) Взаимодействие щелочей с солями в растворе:



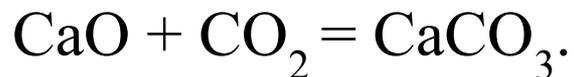
8) Взаимодействие двух солей в растворе:



9) Взаимодействие щелочей с кислотными и амфотерными оксидами:



10) Взаимодействие оксидов различного характера друг с другом:



Соли встречаются в природе в виде минералов и горных пород, в растворенном состоянии в воде океанов и морей.