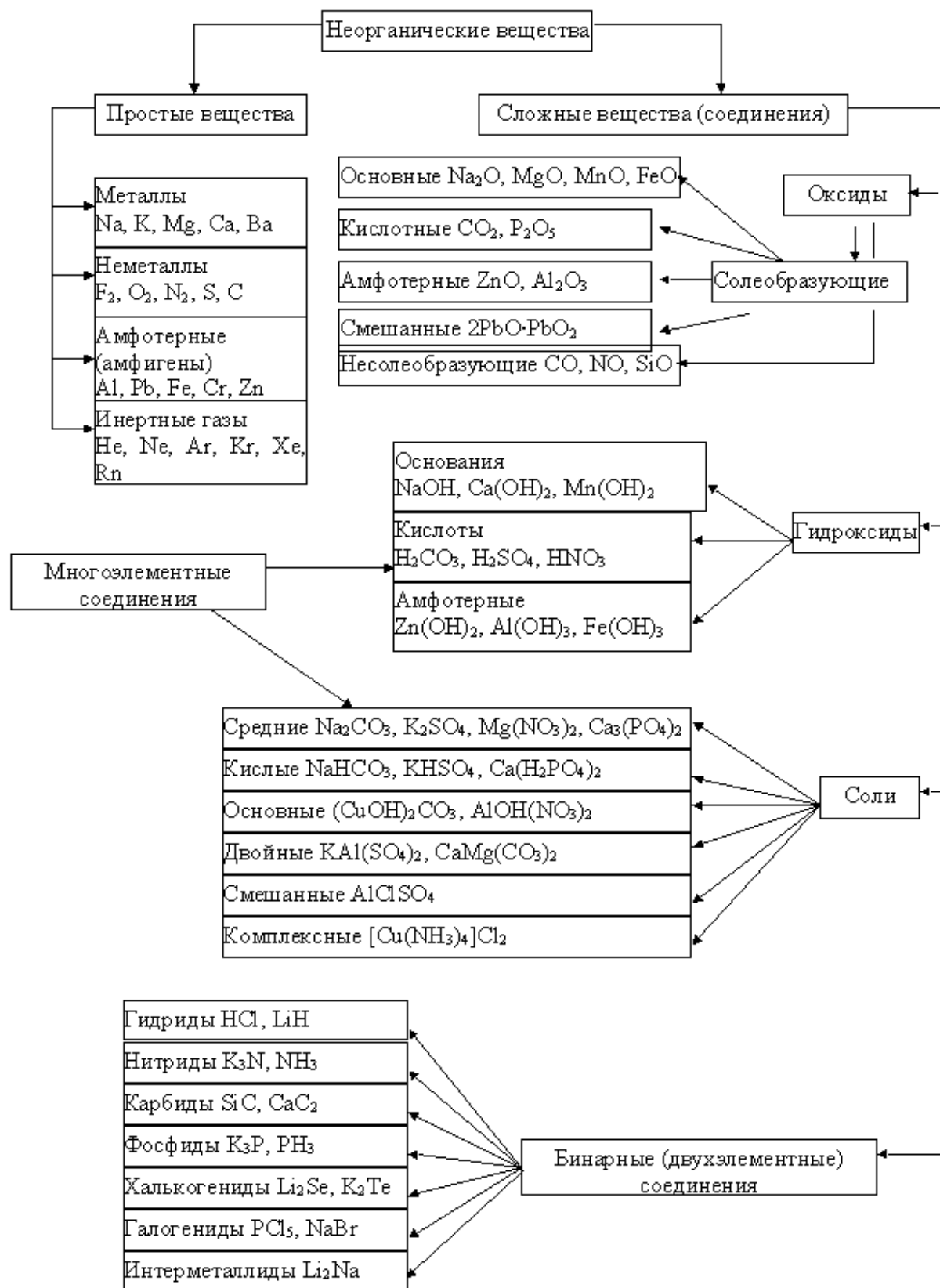


Генетическая связь между классами неорганических соединений



Основные понятия

Неорганические соединения (простые и сложные) – соединения, образуемые всеми химическими элементами (кроме органических соединений углерода).

Простые вещества образованы атомами одного элемента – металлы, неметаллы.

Сложные вещества образованы атомами разных элементов.

Оксиды

Классификация. *Оксиды* – соединения элементов с кислородом (кроме соединений фтора). Степень окисления кислорода в оксидах равна -2 . Не образуют соединений с кислородом только He, Ne, Ar. По составу и химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие (основные, кислотные, амфотерные) и несолеобразующие.

Несолеобразующие оксиды – оксиды неметаллов, которым не соответствуют ни кислоты, ни гидроксиды, ни вступающие в реакции солеобразования.

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды – это оксиды металлов в степени окисления $(+1,+2)$. Им соответствуют основания. Степень окисления металла в оксиде и в основании одинаковая. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами. С водой взаимодействуют только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

Кислотные оксиды – это оксиды неметаллов в степени окисления $(+3,+4,+5,+6,+7)$ и металлов в высшей степени окисления $(+5,+6,+7)$. Им соответствуют кислоты. Степень окисления элемента в оксиде и в кислоте одинаковая. Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, основными оксидами, многие с водой с образованием кислот.

Амфотерные оксиды – оксиды металлов p- и d-элементов в степени окисления $+2,+3,+4$. Им соответствуют амфотерные гидроксиды.

ды. Амфотерные оксиды проявляют свойства и кислотных, и основных оксидов. Наиболее характерные амфотерные оксиды: ZnO, BeO, PbO₂, SnO₂, Al₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂ и др.

Номенклатура. Если оксид образован элементом, имеющим постоянную степень окисления, то название оксида строится из сочетания «оксид» плюс название элемента. Например, K₂O – оксид калия, ZnO – оксид цинка.

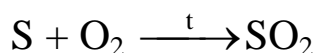
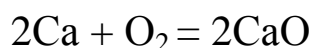
Если оксид образован элементом, имеющим переменную степень окисления, то после названия в скобках указывается либо валентность элемента (римскими цифрами), либо степень окисления. Например,

FeO – оксид железа (II) или оксид железа (+2);

Fe₂O₃ - оксид железа (III) или оксид железа (+3).

Получение.

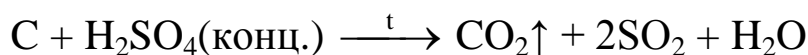
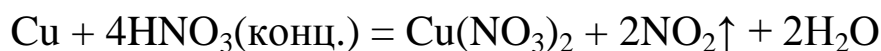
1. Из простых веществ (прямое окисление металлов и неметаллов):



2. Термическое разложение сложных веществ:



3. Взаимодействие кислот-окислителей с металлами и неметаллами:



4. Вытеснение летучего оксида менее летучим при высокой температуре:



Химические свойства.

1. Взаимодействие с водой (реагируют только те оксиды, при взаимодействии которых с водой образуются растворимые кислоты и основания).

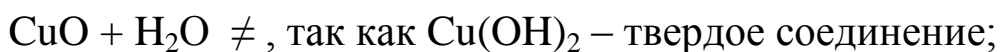
При взаимодействии кислотного оксида с водой образуется растворимая кислота:



При взаимодействии основного оксида с водой образуется щелочь:

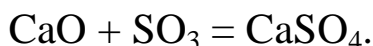


Если в результате реакции оксида с водой получается нерастворимое соединение, то такая реакция не протекает. Например:

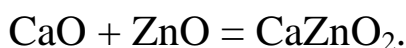


2. Взаимодействие оксидов между собой с образованием соли.

а) взаимодействие основного и кислотного оксидов:



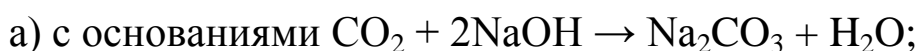
б) взаимодействие основного и амфотерного оксидов образует соль кислоты, которая соответствует амфотерному оксиду:



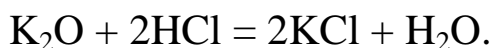
в) взаимодействие кислотного и амфотерного оксидов образует соль кислоты, которая соответствует кислотному оксиду:



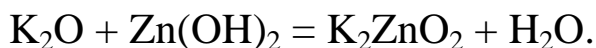
3. Взаимодействие кислотных оксидов с гидроксидами с образованием соли и воды:



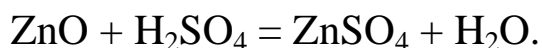
4. Взаимодействие основных оксидов с кислотами и амфотерными гидроксидами:



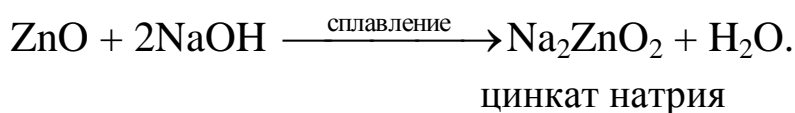
При взаимодействии с амфотерным гидроксидом образуется соль кислоты, соответствующей этому гидроксиду:



Свойства амфотерных оксидов. Амфотерным оксидам присущи свойства как основных, так и кислотных оксидов. При взаимодействии с кислотами амфотерные оксиды проявляют основные свойства:



При взаимодействии с основаниями амфотерные оксиды проявляют кислотные свойства



Кислоты

Кислоты – это электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на катионы водорода (H^+) и анионы кислотных остатков. Число ионов водорода H^+ определяет основность кислот.

Классификация.

1. По основности:
 - одноосновные (HCl , HNO_3 , HCN , $HCNS$);
 - двухосновные (H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_2S);
 - трехосновные (H_3PO_4 , H_3AsO_4) и т.д.
2. По содержанию кислорода в составе молекулы:
 - бескислородные (HCl , HBr , HCN , HF , H_2S);
 - кислородсодержащие (H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3).
3. По растворимости:
 - растворимые (HCl , HI , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3);
 - нерастворимые (H_2SiO_3 , H_2SnO_3).
4. По содержанию воды в составе молекулы:
 - мета- (недостаток воды) (HPO_3 , H_2SiO_3);
 - орто- (избыток воды) (H_3PO_4 , H_4SiO_4).

5. По степени диссоциации:

сильные (HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HMnO₄);

слабые (HF, HCN, H₃PO₄, H₂CO₃).

Номенклатура. Название кислоты зависит от степени окисления кислотообразующего элемента и состава молекулы кислоты.

Название бескислородных кислот складывается из названия элемента и слова «водородная». Например:

HCl – хлороводородная;

HCN – циановодородная;

H₂S – сероводородная.

Название кислородсодержащих кислот определяется степенью окисления кислотообразующего элемента. Например:

H₂S⁺⁶O₄ – *серная* кислота; H₂S⁺⁴O₃ – *сернистая* кислота;

NN⁺⁵O₃ – *азотная* кислота; NN⁺³O₂ – *азотистая* кислота.

HCl⁺⁷O₄ – *хлорная* кислота;

HCl⁺⁵O₃ – *хлорноватая* кислота;

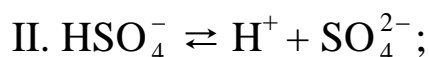
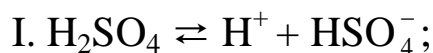
HCl⁺³O₂ – *хлористая* кислота;

HCl⁺¹O – *хлорноватистая* кислота.

Диссоциация. Одноосновные кислоты диссоциируют в водном растворе в одну ступень:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (сколько ионов водорода в молекуле кислоты, столько ступеней диссоциации):



HSO₄⁻ и SO₄²⁻ – кислотные остатки.

Так как 2 ступени диссоциации, то H₂SO₄ проявляет основности 1 и 2.

Получение.

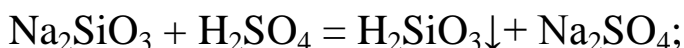
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой (получение растворимых кислот):



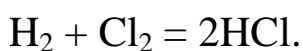
2. Взаимодействие сильных кислот-окислителей с неметаллами:



3. Взаимодействие солей более слабых кислот с более сильными или менее летучими кислотами (реакция обмена):

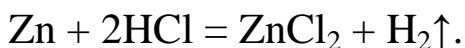


4. Получение из простых веществ:



Химические свойства.

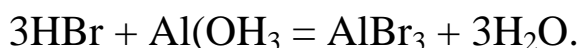
1. Взаимодействие разбавленных растворов кислот с металлами. Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из разбавленных растворов кислот (кроме азотной кислоты):



2. Реакция нейтрализации (взаимодействие с гидроксидами). Образуется соль и вода:



б) взаимодействие с амфотерными гидроксидами:



3. Взаимодействие с оксидами:



4. Взаимодействие с солями (реакция обмена):



Основания

Основания - это электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на катионы основных остатков и анионы гидроксогрупп OH^- . Число OH^- определяет кислотность основания.

Классификация.

1. По кислотности:

однокислотные (NaOH , KOH , NH_4OH);

двухкислотные ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$);

трехкислотные ($\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$) и т.д.

2. По растворимости:

растворимые (NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$) – щелочи, кроме NH_4OH ;

нерастворимые ($\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$) – гидроксиды.

3. По степени диссоциации:

сильные (щелочи);

слабые (все нерастворимые гидроксиды, NH_4OH).

Номенклатура. Если гидроксид образован элементом, имеющим постоянную степень окисления, то название гидроксида строится из сочетания «гидроксид» плюс название элемента. Например

KOH – гидроксид калия;

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ – гидроксид цинка.

Если оксид образован элементом, имеющим переменную степень окисления, то после названия в скобках указывается либо валентность элемента (римскими цифрами), либо степень окисления.

Например:

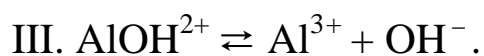
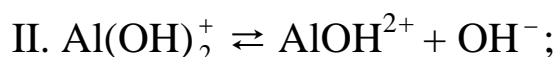
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II) или гидроксид железа (+2);

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ - гидроксид железа (III) или гидроксид железа (+3).

Диссоциация. Однокислотные основания диссоциируют в одну стадию:



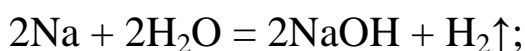
Многокислотные основания диссоциируют ступенчато (сколько групп OH^- , столько ступеней диссоциации):



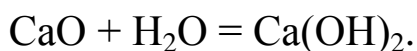
Al(OH)_2^+ , AlOH^{2+} , Al^{3+} - основные остатки. Кислотности гидроксида алюминия равны 1, 2 и 3.

Получение. Растворимые основания получают:

а) взаимодействием активного металла с водой, при этом выделяется водород:



б) взаимодействием основных оксидов с водой:

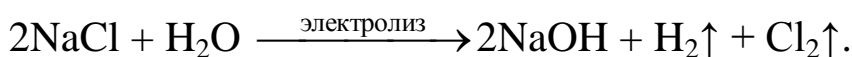


Нерастворимые гидроксиды получают:

а) взаимодействием растворимых солей со щелочами

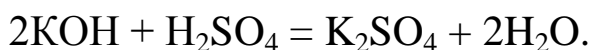


Электролиз водных растворов солей:

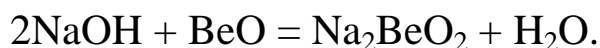
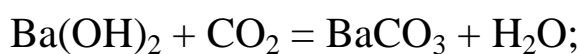


Химические свойства.

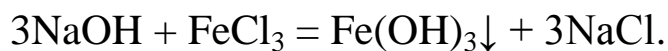
1. Реакция нейтрализации:



2. Взаимодействие с оксидами (кислотными и амфотерными):



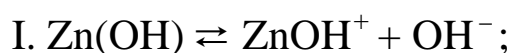
3. Взаимодействие с солями (реакция обмена):

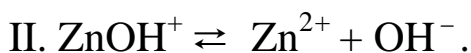


Свойства амфотерных гидроксидов. Амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований и кислот:

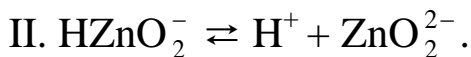
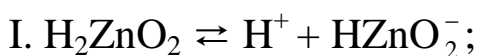
гидроксид цинка $\text{Zn(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{ZnO}_2$ цинковая кислота.

Диссоциация по основному типу:

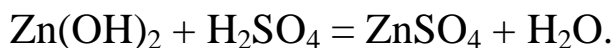




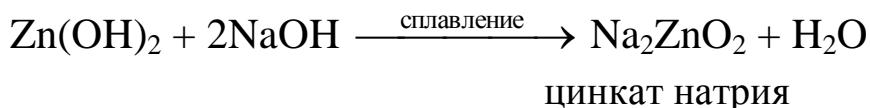
Диссоциация по кислотному типу:



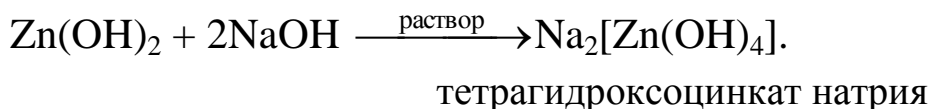
При взаимодействии с кислотой амфотерные гидроксиды проявляют основные свойства:



При взаимодействии с основаниями амфотерные гидроксиды проявляют кислотные свойства. При этом образуются средние соли, если реакция протекает в твердой фазе при сплавлении:



или комплексные соединения, если реакция идет в растворе:

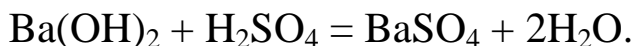


Соли

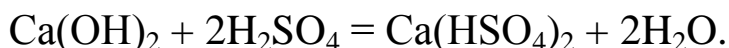
Соли – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы основного остатка и анионы кислотного остатка.

Классификация.

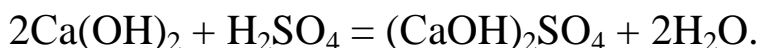
Средние соли (нормальные) – продукт полной нейтрализации основания кислотой, содержат катионы металла и анионы кислотного остатка. Например:



Кислые соли – продукт неполной нейтрализации кислоты основанием (неполного замещения катионов водорода основными остатками). Состоят из катионов металла и анионов кислотных остатков, содержащих катионы водорода. Кислые соли образуются многоосновными кислотами. Например:



Основные соли – продукт неполной нейтрализации основания кислотой (неполного замещения гидроксогрупп кислотными остатками). Состоят из катионов основного остатка, содержащих анионы гидроксогрупп, и анионов кислотного остатка. Основные соли образуются многокислотными основаниями. Например:



Номенклатура. Систематические названия солей, согласно международной номенклатуре, строятся справа налево, начиная с аниона (в именительном падеже), затем катиона (в родительном падеже). Названия одноименных частиц (анионов или катионов) пишутся через дефис.

Для построения названий, как правило, используются корни русских названий элементов (иногда усеченные). Названия одноэлементных анионов оканчиваются на *ид*.

Fe_3C – карбид железа (III);

LiH – гидрид лития;

FeS – сульфид железа (II).

Давая названия сложных анионов кислородсодержащих кислот, учитывают степень окисления кислотообразующего элемента: с элементом в высшей степени окисления – суффикс *ат*; при понижении степени окисления – суффикс *ит*.

FeSO_4 – сульфат железа (II);

Na_2SO_3 – сульфит натрия.

Для металлов с переменной валентностью в скобках после названия римскими цифрами указывается *степень окисления*.

FeCl_2 – хлорид железа (II);

FeCl_3 – хлорид железа (III).

Если элемент образует несколько кислородсодержащих кислот, то в названии соли используются приставки *пер-*, *гипо-*.

KClO_4 – перхлорат калия;

KClO_3 – хлорат калия;

KClO_2 – хлорит калия;

KClO – гипохлорит калия.

Названия кислых солей образуются добавлением к аниону приставки *гидро-*. Количество ионов водорода в кислотном остатке указывается латинскими числительными *ди-*, *три-* и т.д.

Na_2HPO_4 – гидрофосфат натрия;

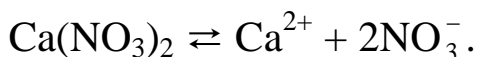
NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

Названия основных солей образуются добавлением к аниону приставки *гидроксо-*. Количество ионов OH^- указывается латинскими числительными *ди-*, *три-* и т.д.

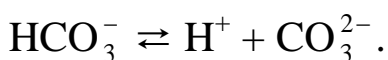
AlOHCl_2 – гидроксохлорид алюминия;

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид алюминия.

Диссоциация. Средние соли диссоциируют с образованием катионов металла и анионов кислотного остатка:



Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато. У кислых солей сначала происходит диссоциация на катион металла и анион кислотного остатка, а затем, в значительно меньшей степени, анион кислотного остатка диссоциирует в растворе с образованием ионов водорода:



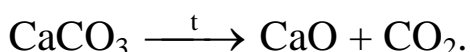
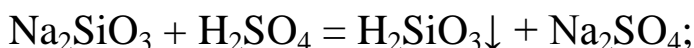
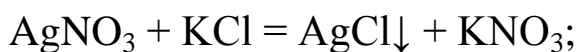
У основных солей сначала происходит диссоциация на катион основного остатка и анион кислотного остатка, а затем, в значительно меньшей степени, катион основного остатка диссоциирует в растворе с образованием гидроксид-ионов:



Получение. Соли тесно связаны со всеми остальными классами неорганических соединений и могут быть получены из любого клас-

са. Большинство способов получения солей практически рассмотрено выше.

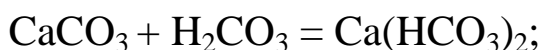
Химические свойства. Наиболее характерными для солей являются реакции ионного обмена (в том числе гидролиз), взаимодействия с более сильными кислотами и основаниями, реакции термического разложения и т.д.



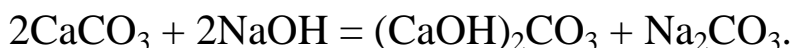
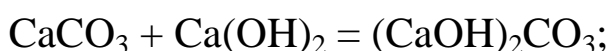
В химических реакциях соли проявляют особенности анионов и катионов, входящих в их состав.

1. Химические свойства средних солей:

а) взаимодействие с кислотами с образованием кислой соли

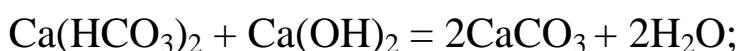


б) взаимодействие с гидроксидами с образованием основной соли



2. Химические свойства кислых солей:

а) взаимодействие с основаниями с образованием средней соли

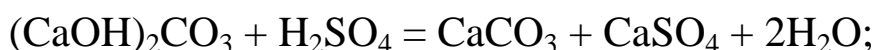


б) взаимодействие с основаниями с образованием основной соли (при избытке основания)

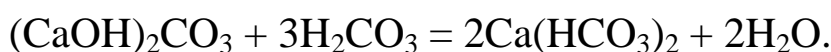


3. Химические свойства основных солей:

а) взаимодействие с кислотами с образованием средней соли

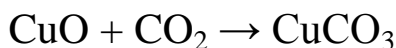
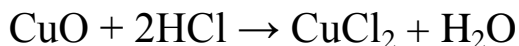


б) взаимодействие с кислотами с образованием кислой соли (при избытке кислоты)

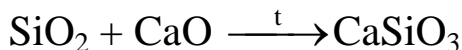
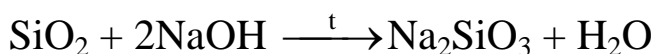


Задача 1. Какими свойствами обладают указанные оксиды: оксид меди, оксид кремния (IV), оксид бериллия, оксид азота (II)? Доказать химические свойства с помощью уравнений реакций.

Решение. CuO – основной оксид, так как образован металлом в степени окисления +2.



SiO₂ является кислотным оксидом, так как образован неметаллом в степени окисления +4.



BeO – амфотерный оксид, т.к. образован амфотерным металлом.

Основные свойства: $\text{BeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

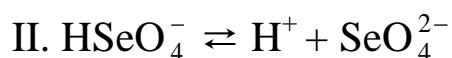
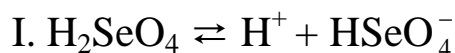
Кислотные свойства: $\text{BeO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

бериллат натрия

NO – несолеобразующий оксид. Образован неметаллом в степени окисления (+2). С кислотами и щелочами не реагирует.

Задача 2. Напишите ступенчатую диссоциацию селеновой кислоты. Какие основности она проявляет?

Решение.

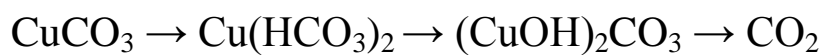


Так как 2 ступени диссоциации, то H₂SeO₄ проявляет основности 1 и 2.

Задача 3. Напишите уравнения реакций образования всех возможных солей при взаимодействии гидроксида алюминия и серной кислоты.

Решение. Так как при диссоциации серная кислота образует два кислотных остатка, а гидроксид алюминия – три основных остатка, то

6. При помощи каких реакций можно осуществить превращения:



7. При помощи каких реакций можно осуществить превращения:



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. 4-е изд., испр. и доп. – М.: Новая волна, 2002. – 480с. – ISBN 5-7864-0142-1.
2. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков А.В. Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы: Учеб. пособ. – М.: МГУ, ЛКИ, 2015. – 472с. – ISBN 978-5-19-010989-4.
3. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы. 4-е изд., испр. и доп. – М.: Новая волна, 2002. – 272с. – ISBN 5-7864-0143-X, 5-94368-004-7.
4. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. Химия. 2400 задач для школьников и поступающих в вузы. – М.: Дрофа, 1999. – 560. – ISBN 5-7107-2553-6.
5. Шиманович И.Е., Павлович М.Л. и др. Общая химия в формулах, определениях, схемах. – Минск: «Полымя», 1996. – 528с.
6. Егоров А.С. и др. Химия. Пособие-репетитор. 29-е изд. – Ростов-н/Д: Феникс, 2010. – 762с.
7. Слета Л.А. Химия: Справочник для студентов и абитуриентов. – Харьков: Фолио, 2000. – 496с. – ISBN 966-03-0769-1; ISBN 5-17000016-2.
8. Пенина В.И., Афанасьева О.Ю., Лаврентьева О.В. Общая химия для поступающих в вузы: Учеб. пособ. – Самара: СамГТУ, 2015. – 116с.
9. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособ. для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – 24-е стереотипное – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 240 с.
10. Романцева Л.М. и др. Сборник задач по общей химии. – М.: Высш. шк., 1997.
11. Самоучитель решения задач по общей химии: учеб. пособ. / О.В. Лаврентьева, И.К. Гаркушин, И.Б. Костылева, Л.А. Медовщикова. – Самара: СамГТУ, 2010. – 260 с.
12. Химия для технических вузов: учеб. пособие. В 2-х частях / И.К. Гаркушин, Н.И. Лисов, О.В. Лаврентьева, А.В. Немков; 3-е изд., перераб. и доп. Ч. 1. – Самара: Самар. гос. техн. ун-т, 2012. – 404 с.: ил. – ISBN 978-5-7964-1495-8.
13. Химия для технических вузов: учеб. пособие. В 2-х частях / И.К. Гаркушин, Н.И. Лисов, О.В. Лаврентьева, А.В. Немков; 3-е изд., перераб. и доп. Ч. 2. – Самара: Самар. гос. техн. ун-т, 2012. – 234 с.: ил. – ISBN 978-5-7964-1479-2.