

Министерство образования и науки Российской Федерации

Алтайский государственный технический университет  
им. И.И. Ползунова

М.В. Андрюхова, Л.Н. Бородина

Основные классы неорганических соединений

**Методические указания для самостоятельной работы  
по курсу «Общая химия» для студентов первого курса  
нехимических специальностей всех форм обучения**

Изд-во АлтГТУ  
Барнаул 2006

УДК 546 (075.5)

Андрюхова М.В. Основные классы неорганических соединений. Методические указания для самостоятельной работы по курсу «Общая химия» для студентов первого курса нехимических специальностей всех форм обучения/ М.В.Андрюхова, Л.Н.Бородина; Алт. гос. техн. ун-т им. И.И.Ползунова.– Барнаул: Изд-во АлтГТУ, 2006.– 20 с.

В данном методическом указании содержатся основные сведения о классах неорганических соединений. Также рассмотрены примеры, которые могут помочь в выполнении самостоятельной работы по теме «Основные классы неорганических соединений».

Рассмотрено и одобрено на заседании кафедры Общей химии.  
Протокол № 5 от. 12.05.06

Подписано в печать . Формат 60×84 1/16.  
Печать – ризография. Усл. п.л. 0.8  
Тираж 100 экз. Заказ

Издательство Алтайского государственного технического университета им. И.И.Ползунова, 656099, г. Барнаул, пр-т Ленина, 46.

Лицензия на издательскую деятельность ЛР № 020822 от 21.09.93.

Отпечатано в типографии АлтГТУ

## 1 Классификация простых и сложных веществ

Химия занимается изучением превращений химических веществ (число известных к настоящему времени веществ более десяти миллионов), поэтому очень важна классификация химических соединений. *Под классификацией понимают объединение разнообразных и многочисленных соединений в определенные группы или классы, обладающие сходными свойствами.* С проблемой классификации тесно связана проблема номенклатуры, т.е. системы названий этих веществ.

Индивидуальные химические вещества принято делить на две группы: немногочисленную группу простых веществ (элементарные, их, с учетом аллотропных модификаций, насчитывается около 400) и очень многочисленную группу сложных веществ (рисунок). *Простые вещества* состоят из одного элемента, в состав *сложных* входит два или более элементов. Простые вещества, в свою очередь разделяются на металлы и неметаллы.



Рисунок – Классификация веществ

*Металлы* отличаются характерным «металлическим» блеском, ковкостью, тягучестью, могут прокатываться в листы или вытягиваться в проволоку, обладают хорошей теплопроводностью и электрической проводимостью. При

комнатной температуре все металлы (кроме ртути) находятся в твердом состоянии.

*Неметаллы* не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, очень плохо проводят теплоту и электричество. Некоторые из них при обычных условиях газообразны.

Сложные вещества делятся на органические и неорганические. Неорганическая химия охватывает химию всех элементов периодической системы. Неорганические вещества разделяются на классы либо по составу (двухэлементные, или бинарные соединения и многоэлементные соединения; кислородсодержащие, азотсодержащие и т.п.), либо по химическим свойствам, т.е. по функциям (кислотно-основным, окислительно-восстановительным и т.д.), которые эти вещества осуществляют в химических реакциях.

## **2 Классификация, получение и свойства оксидов**

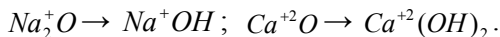
Из бинарных соединений наиболее известны оксиды. *Оксидами называются соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород, имеющий степень окисления -2.* По функциональным признакам оксиды подразделяются на *солеобразующие и не́солеобразующие (безразличные).* Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные, кислотные и амфотерные.

Названия оксидов образуются с применением слова «оксид» и русского названия элемента в родительном падеже с указанием римскими цифрами валентности элемента, например:  $\text{SO}_2$  – оксид серы (IV),  $\text{SO}_3$  – оксид серы (VI),  $\text{CrO}$  – оксид хрома (II),  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – оксид хрома (III).

### **2.1 Основные оксиды**

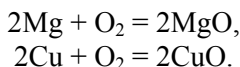
*Основными называются оксиды, взаимодействующие с кислотами (или с кислотными оксидами) с образованием солей.*

К основным оксидам относятся оксиды типичных металлов, им соответствуют гидроксиды, обладающие свойствами оснований (основные гидроксиды), причем степень окисления элемента не изменяется при переходе от оксида к гидроксиду, например,



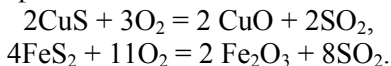
### Получение основных оксидов

1. Окисление металлов при нагревании в атмосфере кислорода:



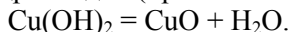
Этот метод неприменим для щелочных металлов, которые при окислении обычно дают пероксиды и супероксиды, и только литий, сгорая, образует оксид  $Li_2O$ .

2. Обжиг сульфидов:



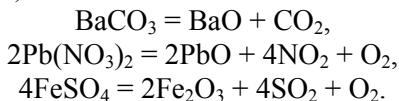
Метод неприменим для сульфидов активных металлов, окисляющихся до сульфатов.

3. Разложение гидроксидов (при высокой температуре):

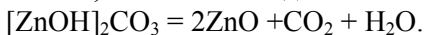


Этим методом нельзя получить оксиды щелочных металлов.

4. Разложение солей кислородсодержащих кислот (при высокой температуре):



Этот способ получения оксидов особенно легко осуществляется для нитратов и карбонатов, в том числе и для основных солей:

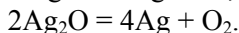
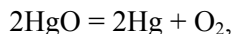


### Свойства основных оксидов

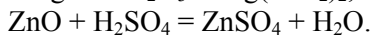
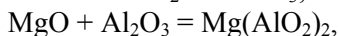
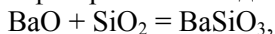
Большинство основных оксидов представляет собой твердые кристаллические вещества ионного характера, в узлах

кристаллической решетки расположены ионы металлов, достаточно прочно связанные с оксид-ионами  $O^{2-}$ , поэтому оксиды типичных металлов обладают высокими температурами плавления и кипения.

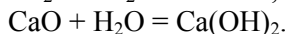
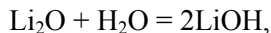
1. Большинство основных оксидов не распадаются при нагревании, исключение составляют оксиды ртути и благородных металлов:



2. Основные оксиды при нагревании могут вступать в реакции с кислотными и амфотерными оксидами, с кислотами:

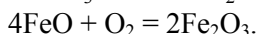
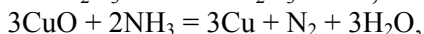
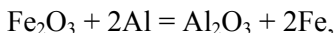


3. Присоединяя (непосредственно или косвенно) воду, основные оксиды образуют основания (основные гидроксиды). Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов непосредственно реагируют с водой:



Исключение составляет оксид магния  $\text{MgO}$ . Из него нельзя получить гидроксид магния  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  при взаимодействии с водой.

4. Как и все другие типы оксидов, основные оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции:



## 2.2 Кислотные оксиды

*Кислотными называются оксиды, взаимодействующие с основаниями (или основными оксидами) с образованием солей.*

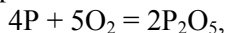
Кислотные оксиды представляют собой оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления, им соответствуют кислотные гидроксиды,

обладающие свойствами кислот. Например,  $S^{+6}O_3 \rightarrow H_2S^{+6}O_4$ ;  $N_2^{+5}O_5 \rightarrow HN^{+5}O_3$ , причем степень окисления элемента не изменяется при переходе от оксида к гидроксиду.

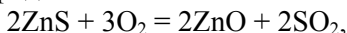
### Получение кислотных оксидов

Кислотные оксиды могут быть получены следующими методами:

1. Окисление кислородом



2. Обжиг сульфидов



3. Взаимодействием соответствующих солей с кислотами

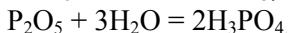
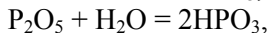


4. Один из способов получения кислотных оксидов – отнятие воды от соответствующих кислот. Поэтому кислотные оксиды иногда называют ангидридами кислот

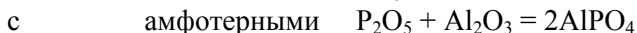
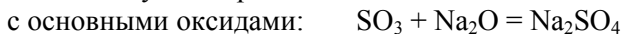


### Химические свойства оксидов

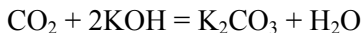
1. Большинство кислотных оксидов непосредственно взаимодействуют с водой с образованием кислот:



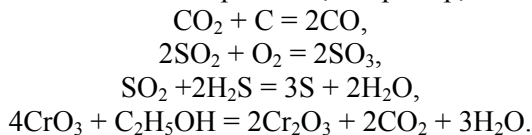
2. Наиболее типичными для кислотных оксидов являются их следующие реакции:



с щелочами:



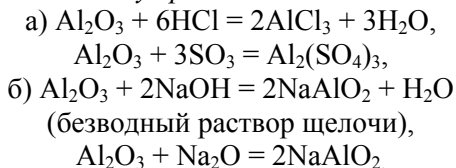
3. Кислотные оксиды могут вступать в многочисленные окислительно-восстановительные реакции, например,



### 2.3 Амфотерные оксиды

Элементы, проявляющие в соединениях металлические и неметаллические свойства, называются амфотерными, к ним относятся элементы главных подгрупп периодической системы – Be, Al, Ga, Ge, Sn, Pb, Sb, Bi, Po и др., а также большинство элементов побочных подгрупп – Cr, Mn, Fe, Zn, Cd, Au и др.

*Амфотерные оксиды обладают двойственной природой; они одновременно способны к реакциям, в которые вступают как основные, так и кислотные оксиды, т.е. реагируют и с кислотами (кислотными оксидами) и со щелочами (основными оксидами) с образованием двух рядов солей:*



Так, оксид алюминия в реакциях (а) проявляет свойства основных оксидов, т.е. реагирует с кислотным гидроксидом HCl (кислотой) и кислотным оксидом SO<sub>3</sub>, образуя соответствующие соли. В реакциях (б) он же проявляет свойства кислотного оксида, т.е. реагирует с основным гидроксидом NaOH (основанием) и основным оксидом Na<sub>2</sub>O, образуя соль – диоксоалюминат (III) натрия NaAlO<sub>2</sub>. В первом случае элемент алюминий проявляет свойства металла и входит в состав электроположительной составляющей (Al<sup>3+</sup>), во втором - проявляет свойства неметалла и входит в состав электроотрицательной составляющей формулы соли (AlO<sub>2</sub><sup>-</sup>).



К числу амфотерных оксидов относятся оксид алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , оксид хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , оксид бериллия  $\text{BeO}$ , оксид цинка  $\text{ZnO}$ , оксид железа (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , оксид свинца (II)  $\text{PbO}$ , оксид свинца (VI)  $\text{PbO}_2$ , и ряд других.

## 2.4 Несолеобразующие оксиды

Несолеобразующие оксиды, как видно из их названия, не способны взаимодействовать с кислотами или с основаниями с образованием солей. К ним относятся  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$  и некоторые другие оксиды.

## 3 Гидроксиды

Среди многоэлементных соединений важную группу составляют гидроксиды. Некоторые из них проявляют свойства оснований (основные гидроксиды) –  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и т.п.; другие проявляют свойства кислот (кислотные гидроксиды) –  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и другие. Существуют и амфотерные гидроксиды, способные в зависимости от условий проявлять как свойства оснований, так и свойства кислот –  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и т.п.

### 3.1 Классификация, получение и свойства оснований

*Основаниями (основными гидроксидами) с позиции теории электролитической диссоциации являются вещества, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .*

По современной номенклатуре их принято называть гидроксидами элементов с указанием, если необходимо, валентности элемента (римскими цифрами в скобках):  $\text{KOH}$  – гидроксид калия, гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ , гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , гидроксид хрома (II) –  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ , гидроксид хрома (III) –  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

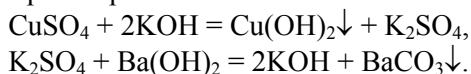
**Гидроксиды металлов** принято делить на две группы: **растворимые в воде** (образованные щелочными и щелочноземельными металлами - Li, Na, K, Cs, Rb, Fr, Ca, Sr, Ba и поэтому называемые щелочами) и **нерастворимые в воде**. Основное различие между ними заключается в том, что концентрация ионов  $\text{OH}^-$  в растворах щелочей достаточно высока, для нерастворимых же оснований она определяется растворимостью вещества и обычно очень мала. Тем не менее, небольшие равновесные концентрации иона  $\text{OH}^-$  даже в растворах нерастворимых оснований определяют свойства этого класса соединений.

**По числу гидроксильных групп (кислотность)**, способных замещаться на кислотный остаток, различают:

- однокислотные основания –  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ;
- двухкислотные основания –  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;
- трехкислотные основания –  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

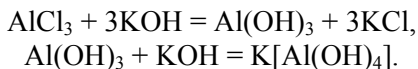
### Получение оснований

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

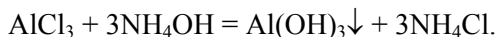


При получении этим методом растворимых оснований в осадок выпадает нерастворимая соль.

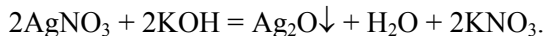
При получении нерастворимых в воде оснований, обладающих амфотерными свойствами, следует избегать избытка щелочи, так как может произойти растворение амфотерного основания, например,



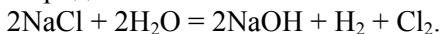
В подобных случаях для получения гидроксидов используют гидроксид аммония, в котором амфотерные оксиды не растворяются:



Гидроксиды серебра, ртути настолько легко распадаются, что при попытке их получения обменной реакцией вместо гидроксидов выпадают оксиды:

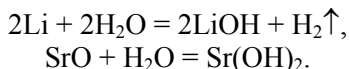


2. Щелочи в технике обычно получают электролизом водных растворов хлоридов:



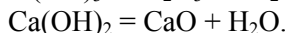
(суммарная реакция электролиза)

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

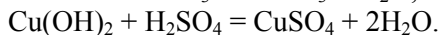
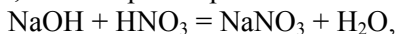


### **Химические свойства оснований**

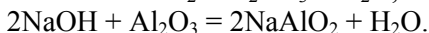
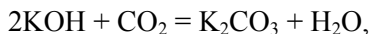
1. Все нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются с образованием оксидов:



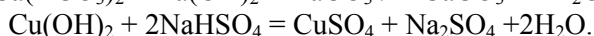
2. Наиболее характерной реакцией оснований является их взаимодействие с кислотами – реакция нейтрализации. В нее вступают как щелочи, так и нерастворимые основания:



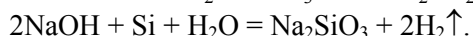
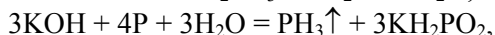
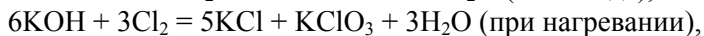
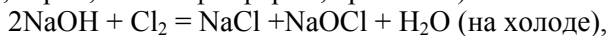
3. Щелочи взаимодействуют с кислотными и с амфотерными оксидами:



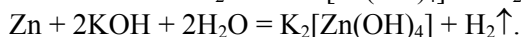
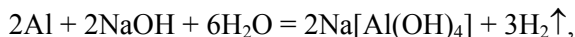
4. Основания могут вступать в реакцию с кислыми солями:



5. Необходимо особенно подчеркнуть способность растворов щелочей реагировать с некоторыми неметаллами (галогенами, серой, белым фосфором, кремнием):



6. Кроме того, концентрированные растворы щелочей при нагревании способны растворять также и некоторые металлы (те, соединения которых обладают амфотерными свойствами):



Растворы щелочей имеют  $\text{pH} > 7$ , изменяют окраску индикаторов (лакмус – синяя, фенолфталеин – фиолетовая).

## 4.2 Классификация, получение и свойства кислот

*Кислотами (кислотными гидроксидами) с позиции теории электролитической диссоциации называются вещества, диссоциирующие в растворах с образованием ионов водорода.*

Кислоты классифицируются по их силе, по основности и по наличию или отсутствию кислорода в составе кислоты.

**По силе** кислоты делятся на сильные и слабые. Важнейшие сильные кислоты – азотная  $\text{HNO}_3$ , серная  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , и соляная  $\text{HCl}$ .

**По наличию кислорода** различают кислородсодержащие кислоты ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и т.п.) и бескислородные кислоты ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$  и т.п.).

**По основности**, т.е. по числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться атомами металла с образованием соли, кислоты подразделяются на одноосновные (например,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ), двухосновные ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), трехосновные ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) и т. д.

Названия бескислородных кислот производятся от названия неметалла с прибавлением окончания –водородная: HCl – хлороводородная кислота, H<sub>2</sub>Se – селеноводородная кислота, HCN – циановодородная кислота.

Названия кислородсодержащих кислот также образуются от русского названия соответствующего элемента с добавлением слова «кислота». При этом название кислоты, в которой элемент находится в высшей степени окисления, оканчивается на «ная» или «овая», например, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – серная кислота, HClO<sub>4</sub> – хлорная кислота, H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> – мышьяковая кислота. С понижением степени окисления кислотообразующего элемента окончания изменяются в следующей последовательности: «оватая» (HClO<sub>3</sub> – хлорноватая кислота), «истая» (HClO<sub>2</sub> – хлористая кислота), «оватистая» (HOCl – хлорноватистая кислота). Если элемент образует кислоты, находясь только в двух степенях окисления, то название кислоты, отвечающее низшей степени окисления элемента, получает окончание «истая» (HNO<sub>3</sub> – азотная кислота, HNO<sub>2</sub> – азотистая кислота).

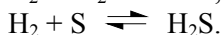
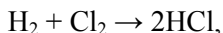
Таблица 1 – Важнейшие кислоты и их соли

Кислота		Названия соответствующих нормальных солей
Название	Формула	
Азотная	HNO <sub>3</sub>	Нитраты
Азотистая	HNO <sub>2</sub>	Нитриты
Борная (ортоборная)	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Бораты (ортобораты)
Бромоводородная	HBr	Бромиды
Йодоводородная	HI	Йодиды
Кремниевая	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Силикаты
Марганцовая	HMnO <sub>4</sub>	Перманганаты
Метафосфорная	HPO <sub>3</sub>	Метафосфаты
Мышьяковая	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Арсенаты
Мышьяковистая	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	Арсениты

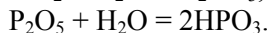
Ортофосфорная	$H_3PO_4$	Ортофосфаты (фосфаты)
Дифосфорная (пирофосфорная)	$H_4P_2O_7$	Дифосфаты (пирофосфаты)
Дихромовая	$H_2Cr_2O_7$	Дихроматы
Серная	$H_2SO_4$	Сульфаты
Сернистая	$H_2SO_3$	Сульфиты
Угльная	$H_2CO_3$	Карбонаты
Фосфористая	$H_3PO_3$	Фосфиты
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фториды
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды
Хлорная	$HClO_4$	Перхлораты
Хлорноватая	$HClO_3$	Хлораты
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты
Хромовая	$H_2CrO_4$	Хроматы
Циановодородная (синильная)	HCN	Цианиды

### Получение кислот

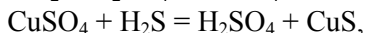
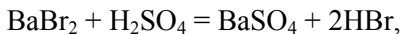
1. Бескислородные кислоты могут быть получены при непосредственном соединении неметаллов с водородом:



2. Кислородсодержащие кислоты нередко могут быть получены при непосредственном соединении кислотных оксидов с водой:

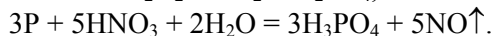
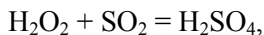


3. Как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить по реакциям обмена между солями и другими кислотами:



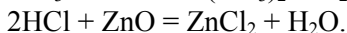
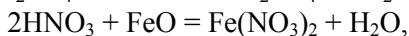
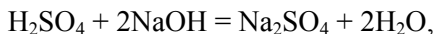


4. В ряде случаев для получения кислот могут быть использованы окислительно-восстановительные реакции:

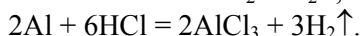
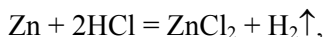


### Химические свойства кислот

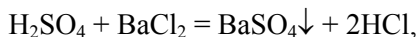
1. Наиболее характерное химическое свойство кислот – их способность реагировать с основаниями (а также с основными и амфотерными оксидами) с образованием солей, например:



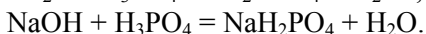
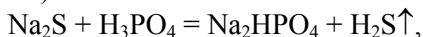
2. Способность взаимодействовать с некоторыми металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода, с выделением водорода:



3. С солями, если образуется малорастворимая соль или летучее вещество:



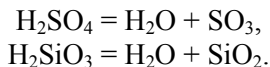
Заметим, что многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, причем легкость диссоциации по каждой из ступеней падает, поэтому для многоосновных кислот вместо средних солей часто образуются кислые (в случае избытка реагирующей кислоты):



4. Частным случаем кислотно-основного взаимодействия являются реакции кислот с индикаторами, приводящие к изменению окраски, что издавна используется для

качественного обнаружения кислот в растворах. Так. лакмус изменяет цвет в кислой среде на красный.

5. При нагревании кислородсодержащие кислоты разлагаются на оксид и воду (лучше в присутствии водоотнимающего  $P_2O_5$ ):



## 5 Классификация, получение и свойства солей

Наиболее сложными среди неорганических соединений являются соли. Они очень разнообразны по составу. Их делят на средние, кислые, основные, двойные, комплексные, смешанные.

*Солями называются соединения, образующие при диссоциации в водном растворе положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков, а иногда, кроме них, ионы водорода и гидроксид-ионы.*

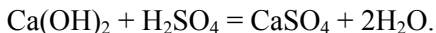
Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов (или группами атомов):



Или как продукты замещения гидроксогрупп в основном гидроксиде кислотными остатками:



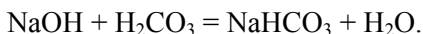
При полном замещении получаются **средние (или нормальные) соли**:



При растворении средних солей образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



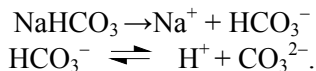
При неполном замещении водорода кислоты получаются **кислые соли**:



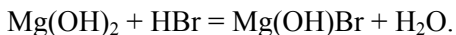
При растворении кислых солей в растворе образуются катионы металла, сложные анионы кислотного остатка, а также ионы,



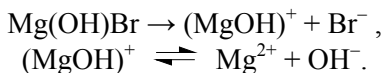
являющиеся продуктами диссоциации этого сложного остатка, в том числе ионы  $\text{H}^+$ :



При неполном замещении гидроксогрупп основания - **основные соли**:



При растворении основных солей в растворе образуются анионы кислоты и сложные катионы, состоящие из металла и гидроксогрупп. Эти сложные катионы также способны к диссоциации. Поэтому в растворе основной соли присутствуют ионы  $\text{OH}^-$ :



Таким образом, в соответствии с данным определением, соли делятся на *средние, кислые и основные*.

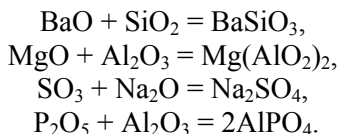
Существуют также некоторые другие типы солей, например: **двойные соли**, в которых содержатся два разных катиона и один анион:  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  (доломит),  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  (сильвинит),  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  (алюмокалиевые квасцы); **смешанные соли**, в которых содержится один катион и два разных аниона:  $\text{CaOCl}_2$  (или  $\text{CaCl}(\text{OCl})$ ) – кальциевая соль соляной и хлорноватистой ( $\text{HOCl}$ ) кислот (хлорид-гипохлорит кальция). **Комплексные соли** содержат комплексные катионы или анионы:  $\text{K}_3^+[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3}$ ,  $\text{K}_4^+[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}\text{Cl}_2^-$ .

Согласно современным номенклатурным правилам, названия солей образуются из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Например  $\text{FeS}$  - сульфид железа (II),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  - сульфат железа (III). Атом водорода, входящий в состав кислой соли, обозначается приставкой *гидро-* ( $\text{NaHSO}_3$  – гидросульфит натрия), а группа  $\text{OH}^-$  – приставкой *гидроксо-* ( $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  – дигидроксохлорид алюминия).

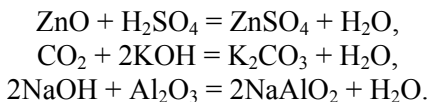
## Получение солей

Соли тесно связаны со всеми остальными классами неорганических соединений и могут быть получены практически из любого класса. Большинство способов получения солей уже было обсуждено выше (п.п. 2 - 4), к ним относятся:

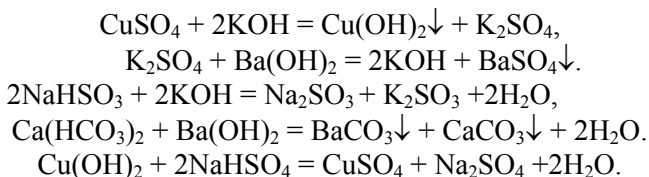
1. Взаимодействие основных, кислотных и амфотерных оксидов друг с другом:



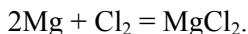
2. Взаимодействие оксидов с гидроксидами (с кислотами и основаниями):



3. Взаимодействие оснований со средними и кислыми солями:



4. Соли бескислородных кислот, кроме того, могут быть получены при непосредственном взаимодействии металлов и неметаллов:

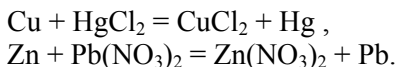


## Химические свойства солей

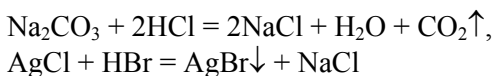
При химических реакциях солей проявляются особенности как катионов, так и анионов, входящих в их состав. Катионы металлов, находящиеся в растворах, могут вступать в реакции с другими анионами с образованием нерастворимых

соединений. С другой стороны, анионы, входящие в состав солей, могут соединяться с катионами с образованием осадков или малодиссоциированных соединений (или же в окислительно-восстановительные реакции). Таким образом, соли могут реагировать:

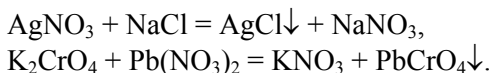
1. С металлами



2. С кислотами

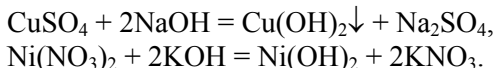


3. С солями

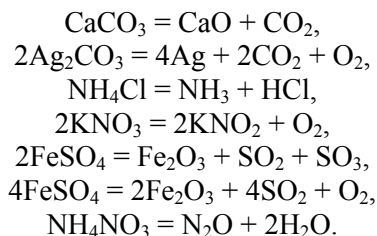


4. С

основаниями



5. Многие соли устойчивы при нагревании. Однако, соли аммония, а также некоторые соли малоактивных металлов, слабых кислот и кислот, в которых элементы проявляют высшие или низшие степени окисления, при нагревании разлагаются:



Далее рассмотрены некоторые примеры, которые помогут в выполнении контрольной работы по теме: «Основные классы неорганических соединений».

Пример 1. Определить степень окисления хлора в следующих соединениях:



Для выполнения данного задания необходимо пользоваться *уравнением электронейтральности*: в молекуле алгебраическая сумма степеней окисления (с. о.) элементов с учетом числа их атомов равна нулю. В многоатомном ионе алгебраическая сумма с.о. элементов с учетом числа их атомов равна заряду иона.

а) В соединениях  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  и  $\text{HClO}$  кислород проявляет с. о. «-2», а водород – «+1». Степень окисления хлора обозначим за «х». В целом молекула заряда не имеет. Следовательно, для этих двух соединений могут быть составлены следующие уравнения:

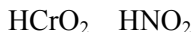
$$\tilde{N}_2^x \text{O}_3^{-2} \quad 2x + 3(-2) = 0 \quad x = +3,$$

$$\text{H}^{+1} \text{Cl}^x \text{O}^{-2} \quad +1 + x + (-2) = 0 \quad x = +1.$$

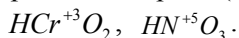
б) Заряд аниона  $(\text{ClO}_4)^-$  равен «-1», поэтому уравнение электронейтральности будет иметь следующий вид:

$$(\text{Cl}^x \text{O}_4^{-2})^- \quad x + 4(-2) = -1 \quad x = +7.$$

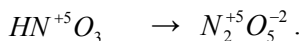
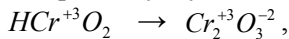
Пример 2. Написать формулы оксидов, соответствующие следующим гидроксидам:



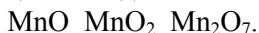
1. Определяют с. о. элементов (хрома, азота) исходя из с. о. кислорода и водорода (см. пример 1):



2. Так как с. о. элемента в гидроксиде и оксиде должна совпадать, составляют формулу оксида, соответствующего данному гидроксиду с учетом числа атомов элементов:



Пример 3. Написать формулы гидроксидов, соответствующих следующим оксидам:



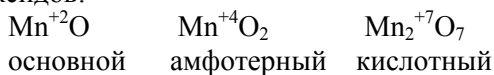
Для выполнения данного задания следует учитывать следующее:

1) если оксиды образованы типичными металлами и металлическими элементами в низкой степени окисления, то таким оксидам соответствуют основные гидроксиды (основания),

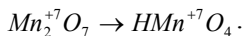
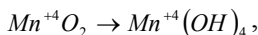
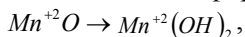
2) если оксиды образованы неметаллическими элементами и металлами в высокой степени окисления, то таким оксидам соответствуют кислотные гидроксиды (кислоты).

На основании вышесказанного, а так же пользуясь методикой выполнения примера 2

а) определяем с.о. марганца в данных оксидах и типы этих оксидов:



б) с учетом уравнения электронейтральности и одинакового значения степеней окисления элементов в оксиде и гидроксиде составляем формулы соответствующих гидроксидов:

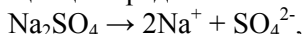


Т. к. с возрастанием степени окисления элемента усиливаются кислотные свойства оксидов, следовательно основному оксиду MnO соответствует основной гидроксид Mn(OH)<sub>2</sub>, а кислотному оксиду Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> соответствует кислотный гидроксид HMnO<sub>4</sub>.

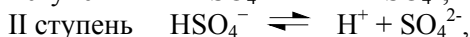
Пример 4. Написать уравнения диссоциации следующих соединений:



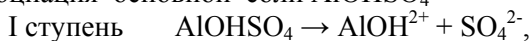
1) диссоциация средней соли Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



2) диссоциация кислой соли KHSO<sub>4</sub>



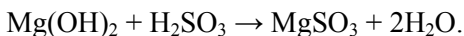
3) диссоциация основной соли  $\text{AlOHSO}_4$



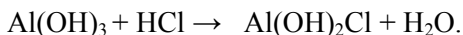
Пример 5. Написать уравнения получения солей при взаимодействии соответствующих оснований и кислот:



Средняя соль  $\text{MgSO}_3$  состоит из основного остатка  $\text{Mg}^{2+}$  основания  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  и кислотного остатка  $\text{SO}_3^{2-}$  кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , тогда уравнение получения данной соли будет иметь следующий вид:

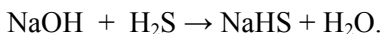


Основная соль  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  состоит из основного остатка  $(\text{Al}(\text{OH})_2)^+$  основания  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , и кислотного остатка  $\text{Cl}^-$  кислоты  $\text{HCl}$ . Уравнение получения данной соли будет иметь следующий вид:

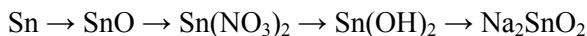


Кислая соль  $\text{NaHS}$  состоит из основного остатка  $\text{Na}^+$  основания  $\text{NaOH}$ , и кислотного остатка  $\text{HS}^-$  кислоты  $\text{H}_2\text{S}$ .

Уравнение получения данной соли имеет следующий вид:



Пример 6. Составить уравнения реакций следующих превращений:



В этом задании необходимо написать уравнения получения последующего вещества из предыдущего, добавляя необходимые компоненты. Расставить коэффициенты.

Пример 7. Написать формулы соединений, используя данные ионы.



В одной комбинации катион  $\text{Fe}^{3+}$  с анионом  $\text{PO}_4^{3-}$  дает соединение  $\text{FePO}_4$ , а в другой – катион  $\text{Fe}^{3+}$  и анион  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  образуют комплексную соль  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ .

При написании формул необходимо учитывать степени окисления ионов (валентности).

## ЛИТЕРАТУРА

1. Кузьменко Н.Е. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. Т. 1 / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, В.А. Попков.- М.: Экзамен, 2002. – 384 с.
2. Глинка Н.А. Общая химия / Н.А. Глинка.– М.: Интеграл - Пресс, 2000. –728 с.
3. Коровин Н.В. Общая химия/Н.В. Коровин.– М.: Высшая школа, 1998. –557 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии/ Н.Л. Глинка.– М.: Интеграл-Пресс, 2002. –240 с.