

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 2010

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.– 28 с.

В данном методическом указании содержатся основные сведения о классах неорганических соединений. Рассмотрены примеры, которые могут помочь в выполнении самостоятельной работы по теме «Основные классы неорганических соединений». Приведен разбор типовых задач и тестовых заданий.

Рассмотрено и одобрено на заседании кафедры Общей химии.  
Протокол № 10 от. 24.06.2010

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.

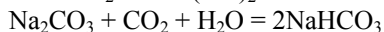
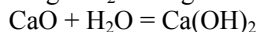
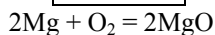
**Неметаллы** не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, очень плохо проводят теплоту и электричество. Некоторые из них при обычных условиях газообразны.

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.

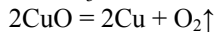
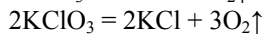
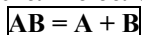
## 2 Классификация химических реакций

### 1. По числу исходных и образующихся веществ

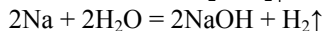
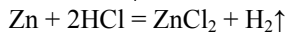
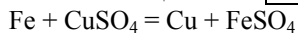
1. Реакция соединения – это реакция, при которой из нескольких веществ образуется одно вещество, более сложное, чем исходные:  $\boxed{A + B = AB}$



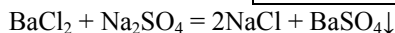
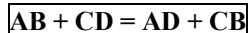
2. Реакция разложения – это реакция, при которой из одного сложного вещества образуется несколько более простых:

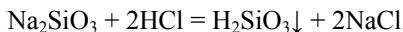


3. Реакция замещения – это реакция между простым и сложным веществом, при которой атомы простого вещества замещают атомы в сложном веществе:  $\boxed{A + BC = B + AC}$



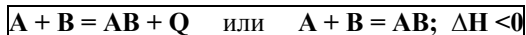
4. Реакция обмена – это реакция между сложными веществами, при которой они обмениваются своими составными частями:



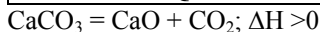
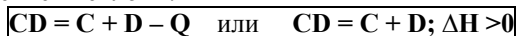


### ***II. По тепловому эффекту химической реакции***

1. Экзотермические – это реакции, сопровождающиеся выделением теплоты:

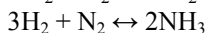
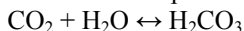


2. Эндотермические – это реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты:



### ***III. По обратимости процесса***

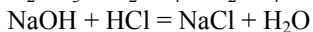
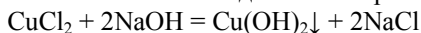
1. Обратимые – это реакции, протекающие в двух взаимно-противоположных направлениях:



2. Необратимые – это реакции, протекающие в одном направлении.

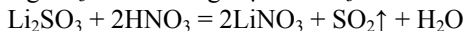
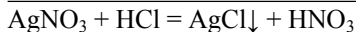
Условия необратимости реакции:

- выпадение осадка(↓)
- выделение газа(↑)
- образование малодиссоциирующего соединения
- большое выделение энергии.

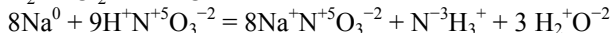
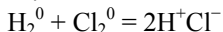


### ***IV. По изменению степени окисления***

1. Без изменения степени окисления



2. Окислительно-восстановительные – с изменением степени окисления:



## **3 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 несолеобразующие (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).

### 3.1 Несолеобразующие оксиды

Несолеобразующие оксиды, как видно из их названия, не способны взаимодействовать с кислотами или с основаниями с образованием солей. По сравнению с другими видами, количество несолеобразующих оксидов невелико, их как правило образуют одно- и двухвалентные неметаллы. К ним относятся  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SiO}$  и некоторые другие оксиды.

### 3.2 Основные оксиды

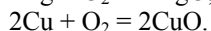
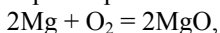
**Основными называются оксиды, взаимодействующие с кислотами (или с кислотными оксидами) с образованием солей.**

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,



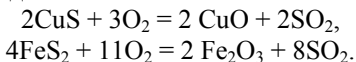
#### Получение основных оксидов

1. Окисление металлов при нагревании в атмосфере кислорода:



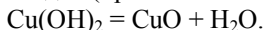
Этот метод неприменим для щелочных металлов, которые при окислении обычно дают пероксиды и супероксиды, и только литий, сгорая, образует оксид  $\text{Li}_2\text{O}$ .

2. Обжиг сульфидов:



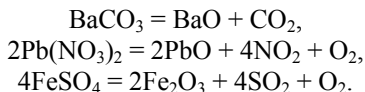
Метод неприменим для сульфидов активных металлов, окисляющихся до сульфатов.

3. Разложение гидроксидов (при высокой температуре):

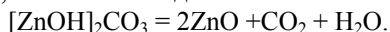


Этим методом нельзя получить оксиды щелочных металлов.

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



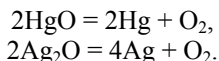
Этот способ получения оксидов особенно легко осуществляется для нитратов и карбонатов, в том числе и для основных солей:



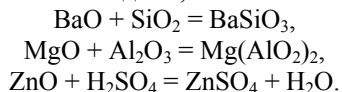
### **Свойства основных оксидов**

Большинство основных оксидов представляет собой твердые кристаллические вещества ионного характера, в узлах кристаллической решетки расположены ионы металлов, достаточно прочно связанные с оксид-ионами  $\text{O}^{2-}$ , 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:

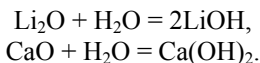


2. Основные оксиды при нагревании могут вступать в реакции с кислотными и амфотерными оксидами, с кислотами:



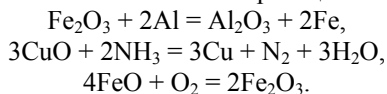
3. Присоединяя (непосредственно или косвенно) воду, основные оксиды образуют основания (основные гидроксиды). Оксиды

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:



### 3.3 Кислотные оксиды

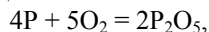
*Кислотными называются оксиды, взаимодействующие с основаниями (или основными оксидами) с образованием солей.*

Кислотные оксиды представляют собой оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления, им соответствуют кислотные гидроксиды, обладающие свойствами кислот. Например,  $\text{S}^{+6}\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ ;  $\text{N}_2^{+5}\text{O}_5 \rightarrow \text{HN}^{+5}\text{O}_3$ , причем степень окисления элемента не изменяется при переходе от оксида к гидроксиду.

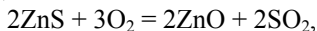
#### Получение кислотных оксидов

Кислотные оксиды могут быть получены следующими методами:

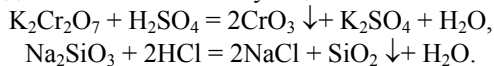
1. Окисление кислородом



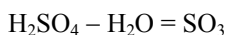
2. Обжиг сульфидов



3. Взаимодействием соответствующих солей с кислотами



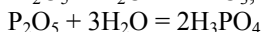
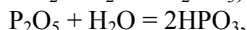
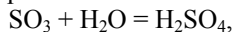
4. Один из способов получения кислотных оксидов – отнятие воды от соответствующих кислот. Поэтому кислотные оксиды иногда называют ангидридами кислот



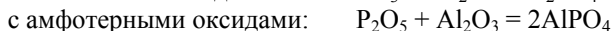


## Химические свойства оксидов

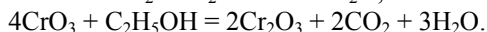
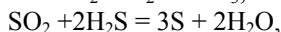
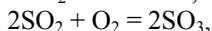
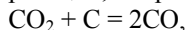
1. Большинство кислотных оксидов непосредственно взаимодействуют с водой с образованием кислот:



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



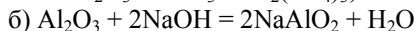
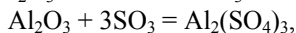
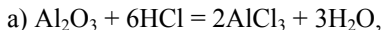
3. Кислотные оксиды могут вступать в многочисленные окислительно-восстановительные реакции, например,



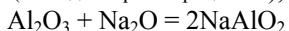
### 3.3 Амфотерные оксиды

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:*



(безводный раствор щелочи),



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>).

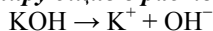
К числу амфотерных оксидов относятся оксид алюминия Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, оксид хрома (III) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, оксид бериллия BeO, оксид цинка ZnO, оксид железа (III) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, оксид свинца (II) PbO, оксид свинца (VI) PbO<sub>2</sub>, и ряд других.

## 4 Гидроксиды

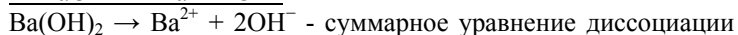
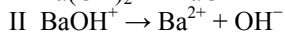
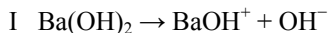
Среди многоэлементных соединений важную группу составляют гидроксиды. Некоторые из них проявляют свойства оснований (основные гидроксиды) – NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>2</sub> и т.п.; другие проявляют свойства кислот (кислотные гидроксиды) – HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> и другие. Существуют и амфотерные гидроксиды, способные в зависимости от условий проявлять как свойства оснований, так и свойства кислот – Zn(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub> и т.п.

### 4.1 Классификация, получение и свойства оснований

*Основаниями (основными гидроксидами) с позиции теории электролитической диссоциации являются вещества, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов OH<sup>-</sup>.*



Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



По современной номенклатуре их принято называть гидроксидами элементов с указанием, если необходимо, валентности элемента (римскими цифрами в скобках): KOH – гидроксид калия, гидроксид натрия NaOH, гидроксид кальция Ca(OH)<sub>2</sub>, гидроксид хрома (II) – Cr(OH)<sub>2</sub>, гидроксид хрома (III) – Cr(OH)<sub>3</sub>.

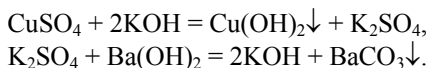
**Гидроксиды металлов** принято делить на две группы: **растворимые в воде** (образованные щелочными и щелочноземельными металлами - Li, Na, K, Cs, Rb, Fr, Sr, Ba и поэтому называемые щелочами) и **нерастворимые в воде**. Основное различие между ними заключается в том, что концентрация ионов  $\text{OH}^-$  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 –  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

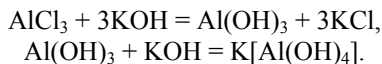
### Получение оснований

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

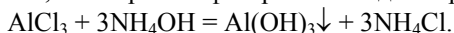


При получении этим методом растворимых оснований в осадок выпадает нерастворимая соль.

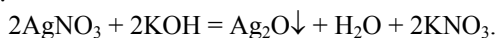
При получении нерастворимых в воде оснований, обладающих амфотерными свойствами, следует избегать избытка щелочи, так как может произойти растворение амфотерного основания, например,



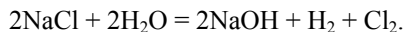
В подобных случаях для получения гидроксидов используют гидроксид аммония, в котором амфотерные оксиды не растворяются:



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

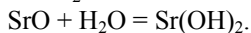
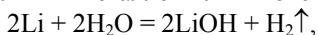


2. Щелочи в технике обычно получают электролизом водных растворов хлоридов:



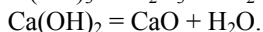
(суммарная реакция электролиза)

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

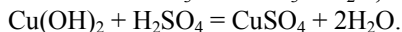
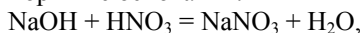


### Химические свойства оснований

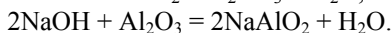
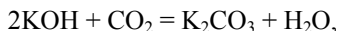
1. Все нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются с образованием оксидов:



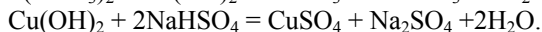
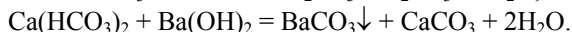
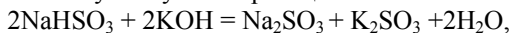
2. Наиболее характерной реакцией оснований является их взаимодействие с кислотами – реакция нейтрализации. В нее вступают как щелочи, так и нерастворимые основания:



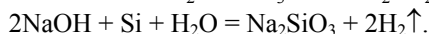
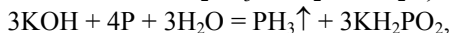
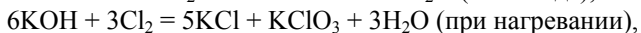
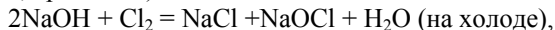
3. Щелочи взаимодействуют с кислотными и с амфотерными оксидами:



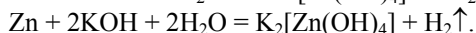
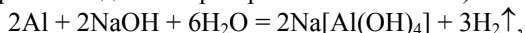
4. Основания могут вступать в реакцию с кислыми солями:



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



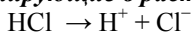
6. Кроме того, концентрированные растворы щелочей при нагревании способны растворять также и некоторые металлы (те, соединения которых обладают амфотерными свойствами):



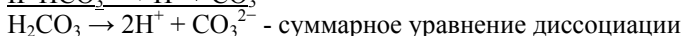
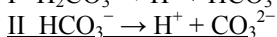
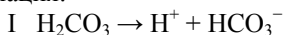
Растворы щелочей имеют  $pH > 7$ , изменяют окраску индикаторов (лакмус – синяя, фенолфталеин – фиолетовая).

## 4.2 Классификация, получение и свойства кислот

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



Для многоосновных кислот характерна ступенчатая диссоциация:



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  $HNO_3$ , серная  $H_2SO_4$ , и соляная  $HCl$ .

**По наличию кислорода** различают кислородсодержащие кислоты ( $HNO_3$ ,  $H_3PO_4$  и т.п.) и бескислородные кислоты ( $HCl$ ,  $H_2S$ ,  $HCN$  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,  $HNO_3$ ,  $HCl$ ), двухосновные ( $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ ), трехосновные ( $H_3PO_4$ ) и т. д.

Названия бескислородных кислот производятся от названия неметалла с прибавлением окончания –водородная:  $HCl$  – хлороводородная кислота,  $H_2Se$  – 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,  $H_2SO_4$  – серная кислота,  $HClO_4$  – хлорная кислота,  $H_3AsO_4$  – мышьяковая кислота. С понижением степени окисления кислотообразующего элемента окончания изменяются в следующей последовательности: «оватая» ( $HClO_3$  – хлорноватая кислота), «истая» ( $HClO_2$  – хлористая кислота), «оватистая» ( $HOCl$  – хлорноватистая кислота). Если элемент образует кислоты, находясь только в двух

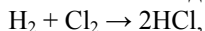
степенях окисления, то название кислоты, отвечающее низшей степени окисления элемента, получает окончание «истая» ( $\text{HNO}_3$  – азотная кислота,  $\text{HNO}_2$  – азотистая кислота).

Таблица 1 – Важнейшие кислоты и их соли

Кислота		Названия соответствующих нормальных солей
Название	Формула	
Азотная	$\text{HNO}_3$	Нитраты
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Нитриты
Борная (ортоборная)	$\text{H}_3\text{BO}_3$	Бораты (ортобораты)
Бромоводородная	$\text{HBr}$	Бромиды
Йодоводородная	$\text{HI}$	Йодиды
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силикаты
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Перманганаты
Метафосфорная	$\text{HPO}_3$	Метафосфаты
Мышьяковая	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	Арсенаты
Мышьяковистая	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	Арсениты
Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфаты (фосфаты)
Дифосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфаты (пирофосфаты)
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматы
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфаты
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфиты
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонаты
Фосфористая	$\text{H}_3\text{PO}_3$	Фосфиты
Фтороводородная (плавиковая)	$\text{HF}$	Фториды
Хлороводородная (соляная)	$\text{HCl}$	Хлориды
Хлорная	$\text{HClO}_4$	Перхлораты
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	Хлораты
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	Гипохлориты
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хроматы
Циановодородная (синильная)	$\text{HCN}$	Цианиды

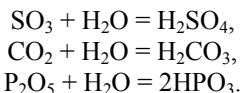
### Получение кислот

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

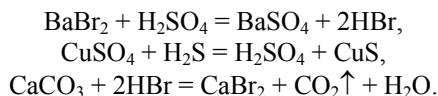




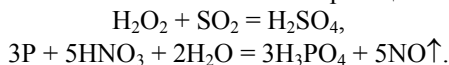
2. Кислородсодержащие кислоты нередко могут быть получены при непосредственном соединении кислотных оксидов с водой:



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

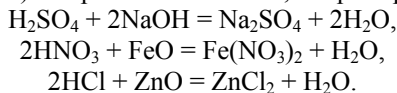


4. В ряде случаев для получения кислот могут быть использованы окислительно-восстановительные реакции:

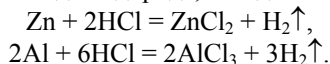


### Химические свойства кислот

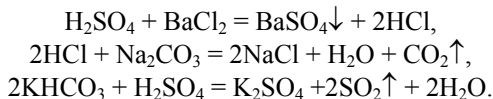
1. Наиболее характерное химическое свойство кислот – их способность реагировать с основаниями (а также с основными и амфотерными оксидами) с образованием солей, например:



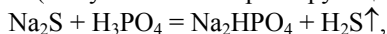
2. Способность взаимодействовать с некоторыми металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода, с выделением водорода:

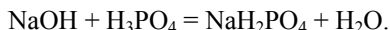


3. С солями, если образуется малорастворимая соль или летучее вещество:



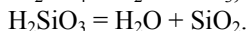
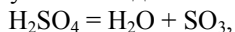
Заметим, что многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, причем легкость диссоциации по каждой из ступеней падает, поэтому для многоосновных кислот вместо средних солей часто образуются кислые (в случае избытка реагирующей кислоты):





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  $\text{P}_2\text{O}_5$ ):



## 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.*

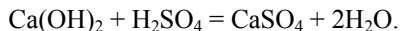
Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов (или группами атомов):



Или как продукты замещения гидроксогрупп в основном гидроксиде кислотными остатками:



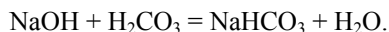
При полном замещении получают **средние (или нормальные) соли**:



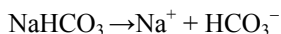
При растворении средних солей образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



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



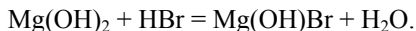
При растворении кислых солей в растворе образуются катионы металла, сложные анионы кислотного остатка, а также ионы, являющиеся продуктами диссоциации этого сложного остатка, в том числе ионы  $\text{H}^+$ :



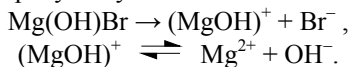




При неполном замещении гидроксогрупп основания - **основные соли**:



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*.

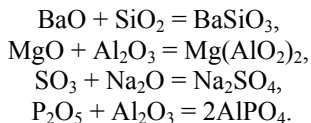
Существуют также некоторые другие типы солей, например: **двойные соли**, в которых содержатся два разных катиона и один анион:  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  (доломит),  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  (сильвинит),  $\text{KAl(SO}_4)_2$  (алюмокалиевые квасцы); **смешанные соли**, в которых содержится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

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 кислотной соли, обозначается приставкой *гидро-* ( $\text{NaHSO}_3$  – гидросульфит натрия), а группа  $\text{OH}^-$  – приставкой *гидроксо-* ( $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$  – дигидроксохлорид алюминия).

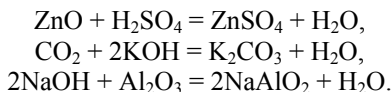
### Получение солей

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:

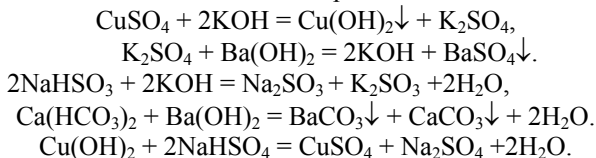
1. Взаимодействие основных, кислотных и амфотерных оксидов друг с другом:



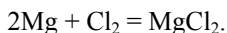
2. Взаимодействие оксидов с гидроксидами (с кислотами и основаниями):



3. Взаимодействие оснований со средними и кислыми солями:



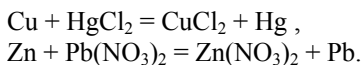
4. Соли бескислородных кислот, кроме того, могут быть получены при непосредственном взаимодействии металлов и неметаллов:



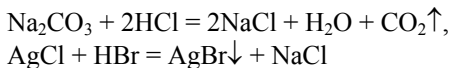
### Химические свойства солей

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:

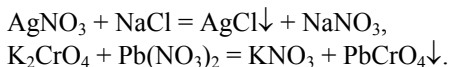
1. С металлами



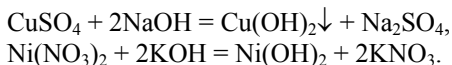
2. С кислотами



3. С солями

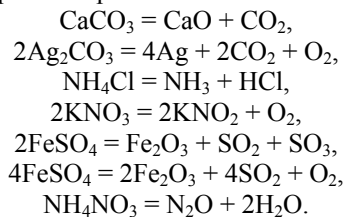


4. С основаниями



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:



## 6 Примеры выполнения 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:

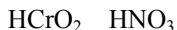
$$\overset{x}{\text{Cl}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3 \quad 2x + 3(-2) = 0 \quad x = +3,$$

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

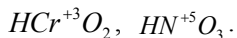
б) Заряд аниона  $(\text{ClO}_4)^-$  равен «-1», поэтому уравнение электронейтральности будет иметь следующий вид:

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

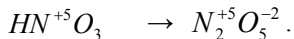
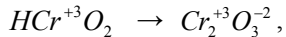
Пример 2. Написать формулы оксидов, соответствующие следующим гидроксидам:



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:



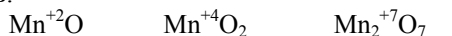
Для выполнения данного задания следует учитывать следующее:

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).

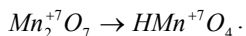
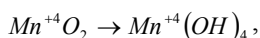
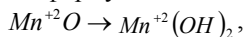
На основании вышесказанного, а так же пользуясь методикой выполнения примера 2

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



основной амфотерный кислотный

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

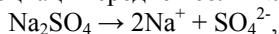


Т. к. с возрастанием степени окисления элемента усиливаются кислотные свойства оксидов, следовательно основному оксиду MnO соответствует основной гидроксид Mn(OH)<sub>2</sub>, а кислотному оксиду Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> соответствует кислотный гидроксид HMnO<sub>4</sub>.

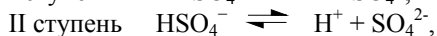
Пример 4. Написать уравнения диссоциации следующих соединений:



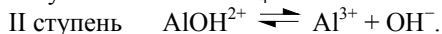
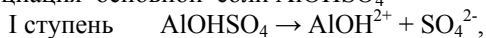
1) диссоциация средней соли  $\text{Na}_2\text{SO}_4$



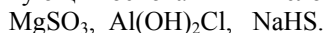
2) диссоциация кислой соли  $\text{KHSO}_4$



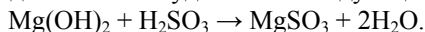
3) диссоциация основной соли  $\text{AlOHSO}_4$



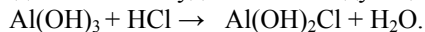
Пример 5. Написать уравнения получения солей при взаимодействии соответствующих оснований и кислот:



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:

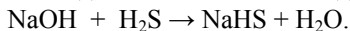


Основная соль  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  состоит из основного остатка  $(\text{Al}(\text{OH})_2)^+$  основания  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , и кислотного остатка  $\text{Cl}^-$  кислоты  $\text{HCl}$ . Уравнение получения данной соли будет иметь следующий вид:

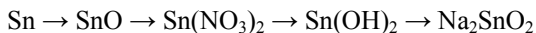


Кислая соль  $\text{NaHS}$  состоит из основного остатка  $\text{Na}^+$  основания  $\text{NaOH}$ , и кислотного остатка  $\text{HS}^-$  кислоты  $\text{H}_2\text{S}$ .

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.

Например, даны ионы  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ . При написании формул необходимо учитывать степени окисления ионов (валентности).

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  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ .

## 7 Разбор типовых задач

### Задача 1

Массовые доли меди и кислорода в оксиде равны соответственно 88,8 % и 11,2 %. Вывести формулу оксида и вычислить его молярную массу.

Решение

Допустим, что в 100 г оксида содержится 88,8 г меди и 11,2 г кислорода.

Находим количества меди и кислорода по формуле  $n = \frac{m}{M}$

$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль}$

$$n(\text{Cu}) = \frac{88,8}{64} = 1,38 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}) = \frac{11,2}{16} = 0,7 \text{ моль} .$$

Выводим формулу  $n(\text{Cu}) : n(\text{O}) = 1,38:0,7 = 2:1$

Следовательно, формула имеет вид  $\text{Cu}_2\text{O}$  – оксид меди (I).

Рассчитываем молярную массу  $\text{Cu}_2\text{O}$

$$M(\text{Cu}_2\text{O}) = 2A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O})$$

$$M(\text{Cu}_2\text{O}) = 2 \cdot 64 + 16 = 124 \text{ г/моль}$$

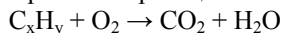
Ответ: формула оксида  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; молярная масса 124 г/моль.

### Задача 2

При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г  $\text{CO}_2$ . Плотность пара углеводорода по водороду равна 43. Вывести молекулярную формулу вещества.

Решение

Уравнение реакции имеет следующий вид:



Необходимо рассчитать, сколько углерода было в углеводороде, исходя из состава  $\text{CO}_2$ .

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г/моль}$$

44 г  $\text{CO}_2$  содержит 12 г С

13,2 г  $\text{CO}_2$  содержит X г С

$$X = \frac{13,2 \cdot 12}{44} = 3,6 \text{ г (C)}$$

Следовательно, водорода в углеводороде содержится  $(4,3 - 3,6) = 0,7$  г.

Вычисляем отношение числа атомов углерода (X) и водорода (Y) в молекуле сгоревшего вещества:

$$X:Y = \frac{3,6}{12} : \frac{0,7}{1} = 0,3:0,7 = 3:7 \Rightarrow \text{простейшая формула } \text{C}_3\text{H}_7.$$

Этой формуле отвечает молекулярная масса равная 43 г/моль.

По условию задачи плотность пара (D) углеводорода по водороду равна 43. Определяем молярную массу  $M_1$  углеводорода по формуле  $M_1 = DM_2$  где  $M_2$  – молярная масса водорода

$$M_1 = 43 \cdot 2 = 86 \text{ г/моль}$$

Следовательно, истинная формула  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ .

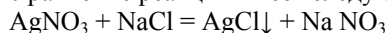
Ответ: молекулярная формула  $\text{C}_6\text{H}_{14}$

### Задача 3

Раствор, содержащий 34,0 г  $\text{AgNO}_3$  смешивают с раствором, содержащим такую же массу  $\text{NaCl}$ . Определить, весь ли нитрат серебра вступит в реакцию? Сколько граммов  $\text{AgCl}$  получилось в результате реакции?

Решение

Уравнение реакции имеет следующий вид:



Из уравнения видно, что 1 моль  $\text{AgNO}_3$  взаимодействует с 1 моль  $\text{NaCl}$ .

Рассчитаем, сколько моль содержится в 34 г  $\text{AgNO}_3$  и 34 г  $\text{NaCl}$  по формуле  $n = \frac{m}{M}$

$$M_r(\text{AgNO}_3) = A_r(\text{Ag}) + A_r(\text{N}) + 3A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{AgNO}_3) = 108 + 14 + 48 = 168 \text{ г/моль}$$

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl})$$

$$M_r(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{AgNO}_3) = \frac{34}{168} = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{34}{58,5} = 0,58 \text{ моль}$$

Можно сделать вывод, что 0,2 моль  $\text{AgNO}_3$  прореагирует полностью и в ходе реакции образуется также 0,2 моль  $\text{AgCl}$ .

$$M(\text{AgCl}) = 108 + 35,5 = 143,5 \text{ г/моль}$$

Находим массу 0,2 моль  $\text{AgCl}$  по формуле  $m = n \cdot M$

$$m(\text{AgCl}) = 0,2 \cdot 143,5 = 28,7 \text{ г}$$

Ответ: в реакцию вступит весь нитрат серебра. В результате реакции получилось 28,7 г  $\text{AgCl}$ .

#### **Задача 4**

При сжигании 3,00 г антрацита получилось 5,30 л  $\text{CO}_2$ , измеренного при нормальных условиях. Рассчитать, сколько процентов углерода (по массе) содержит антрацит?

Решение

1 моль газообразного вещества занимает при н.у. объём 22,4 л.

Рассчитаем число моль газа по формуле  $n = \frac{V}{V_M}$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{5,3}{22,4} = 0,237 \text{ моль} \approx 0,24 \text{ моль}$$

Найдем массу углерода в 0,24 моль  $\text{CO}_2$  по формуле  $m = n \cdot M$

$$m(\text{C}) = 0,24 \cdot 12 = 2,84 \text{ г}$$

Определяем процентное содержание углерода в антраците

3,00 г антрацита составляет 100%

2,84 г углерода в антраците X%

$$X = \frac{2,84 \cdot 100}{3} = 94,6\%$$

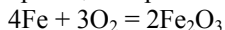
Ответ: антрацит содержит 94,6% углерода.

#### **Задача 5**

Вычислить массу оксида железа (III), полученного при сжигании железа массой 28 г.

Решение

Записываем уравнение реакции горения железа



Уравнение составляется согласно закону сохранения массы: количество каждого элемента до реакции и после реакции одинаково.

Из уравнения реакции видно, что 4 моль Fe образуют 2 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Рассчитаем, сколько моль содержится в 28 г железа по формуле

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Fe}) = \frac{28}{56} = 0,5 \text{ моль}$$



Определим, сколько моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  соответствует рассчитанному количеству железа

4 моль Fe – 2 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

0,5 моль Fe – X моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

Отсюда  $X = \frac{0,5 \cdot 2}{4} = 0,25 \text{ моль}$

Тогда масса оксида железа  $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = M \cdot n$

$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2A_r(\text{Fe}) + 3A_r(\text{O})$

$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль}$

$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \cdot 0,25 = 40 \text{ г.}$

Ответ: масса оксида железа (III) 40 г.

## 8 Примеры выполнения тестовых заданий

1. Формула сульфата железа (III)

1)  $\text{FeSO}_3$  2)  $\text{FeSO}_4$  3)  $\text{FeS}$  4)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Ответ: 4

Решение:  $\text{FeSO}_3$  – соль сернистой кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , носит название сульфит железа (II);  $\text{FeSO}_4$  – сульфат железа (II);  $\text{FeS}$  – сульфид железа (II);  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – сульфат железа (III).

2. Степень окисления азота в  $\text{KNO}_2$

1) -3 2) +1 3) +3 4) +5

Ответ: 3

Решение: для того чтобы узнать, чему равна степень окисления элемента в молекуле, примем степень окисления (с.о.) азота за X, кислород проявляет с.о. «-2», калий – «+1» и составим математическое выражение учитывая, что молекула заряда не имеет:  $+1 + X + 2(-2) = 0$ . Отсюда  $X = +3$ .

3. Число ионов в уравнении полной электролитической диссоциации хлорида кальция составляет

1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

Ответ: 3

Решение: Напишем уравнение полной электролитической диссоциации хлорида кальция:  $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

Т.о. число ионов в правой части уравнения равно 3.

4. Кислотный характер имеют оксиды, образованные металлами

- 1) главных подгрупп
- 2) со степенью окисления ниже +4
- 3) со степенью окисления равной или выше +4
- 4) с любой степенью окисления

Ответ: 3

Решение: кислотными оксидами являются оксиды переходных металлов в высоких степенях окисления (равной +4 или выше). Металлы главных подгрупп и со с.о. ниже +4 образуют основные оксиды.

5. В схеме превращений



А, Б, В являются соответственно:

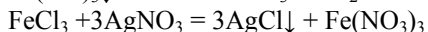
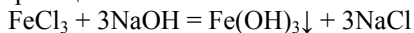
- 1)  $H_2O$ ,  $NaOH$ ,  $AgNO_3$
- 2)  $NaOH$ ,  $HCl$ ,  $AgNO_3$
- 3)  $H_2O$ ,  $HCl$ ,  $AgNO_3$
- 4)  $NaOH$ ,  $NaCl$ ,  $AgNO_3$

Ответ: 2

Решение: Напишем соответствующие уравнения реакций.

В варианте 1) не возможна реакция  $FeCl_3 + H_2O$ , а так же используя  $NaOH$  на втором этапе невозможно из  $Fe(OH)_3$  получить  $FeCl_3$ , следовательно, этот вариант не удовлетворяет условию.

В варианте 2) возможно протекание всех обозначенных в условии реакций



В варианте 3) не возможна реакция  $Fe(OH)_3 + H_2O$ , следовательно, этот вариант не удовлетворяет условию.

В варианте 4) не возможна реакция  $Fe(OH)_3 + NaCl$ , т.к.  $Fe(OH)_3$  нерастворимое соединение и с солями не взаимодействует, следовательно, этот вариант не удовлетворяет условию.

Т.о., правильным ответом является вариант 2.

6. Амфотерными является пара оксидов

- 1)  $Cr_2O_3$  и  $Al_2O_3$

2)  $\text{CrO}_3$  и  $\text{BeO}$

3)  $\text{MnO}$  и  $\text{ZnO}$

4)  $\text{NiO}$  и  $\text{Cu}_2\text{O}$

Ответ: 1

Решение: в варианте 1) хром (III) и алюминий (III) образуют амфотерные оксиды. В остальных вариантах присутствуют либо кислотные ( $\text{CrO}_3$  (VI)) либо основные ( $\text{MnO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ) оксиды.

7. Со щелочами взаимодействуют оксиды

1) железа (II) 2) хрома (III) 3) серы (IV) 4) азота (II)

Ответ: 2, 3

Решение: щелочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами, которыми являются оксиды хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и серы (IV)  $\text{SO}_2$ . Оксид железа (II)  $\text{FeO}$  является основным, оксид азота (II)  $\text{NO}$  – несолеобразующим.

8. При взаимодействии избытка раствора  $\text{NaOH}$  с  $\text{H}_3\text{PO}_4$  образуется

1)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  2)  $\text{Na}_2\text{HPO}_3$  3)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  4)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$

Ответ: 3)

Решение: При взаимодействии избытка щёлочи с многоосновной кислотой образуется средняя соль  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Все остальные соли, представленные в ответах, являются кислыми.

9. Основные соли образуют гидроксиды

1) меди(II) 2) натрия 3) цинка 4) калия

Ответ: 1, 3

Решение: Основные соли образуются при неполном замещении гидроксогрупп многокислотных оснований, которыми являются  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  и  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .

10. В ряду оксидов  $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$  происходит переход от

1) амфотерного оксида к кислотному

2) кислотного оксида к основному

3) основного оксида к кислотному

4) основного оксида к амфотерному

Ответ: 4

Решение: оксиды  $\text{Na}_2\text{O}$  и  $\text{MgO}$  являются основными, а  $\text{Al}_2\text{O}_3$  проявляет амфотерные свойства.

11. Оксид цинка не реагирует с

1)  $\text{NO}$  2)  $\text{SO}_2$  3)  $\text{CO}_2$  4)  $\text{NaOH}$

Ответ: 1

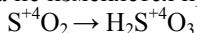
Решение: Так как оксид цинка является амфотерным, он взаимодействует с кислотными оксидами ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ) и со щёлочью ( $\text{NaOH}$ ). Оксид  $\text{NO}$  является несолеобразующим.

12. Оксиду  $\text{SO}_2$  соответствует гидроксид

1)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  2)  $\text{H}_2\text{S}$  3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  4)  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Ответ: 1

Решение: Кислотному оксиду  $\text{SO}_2$  соответствует кислотный гидроксид, обладающий свойством кислоты. Степень окисления элемента не изменяется при переходе от оксида к гидроксиду



## 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.
5. Салыгина М.В. Химия / М.В. Салыгина. – СПб.: ООО Полиграфуслуги, 2005. – 240 с.