

## **ПРЕДИСЛОВИЕ**

Экзамен по химии состоит из двух частей: части 1 и части 2. Эта книга посвящена вопросам и заданиям высокого уровня сложности и поможет вам подготовиться к выполнению части 2 любого варианта ЕГЭ. В пособие включены все типы заданий, которые могут встретиться ученику на экзамене.

В начале издания дается пояснительная записка об особенностях ЕГЭ по химии, а затем идет необходимый теоретический материал для всех заданий части 2 (№ 30–35). После изложения теоретического материала в пособии рассматриваются решения наиболее типичных примеров с подробным объяснением к каждому заданию. Затем приводятся задачи для самостоятельного решения (также по заданиям ЕГЭ). Для самостоятельной подготовки далее даются 5 вариантов заданий части 2 в формате ЕГЭ. В конце пособия приводятся ответы для самопроверки.

## ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Единый государственный экзамен (ЕГЭ) – это форма оценки качества подготовки обучающихся, освоивших образовательные программы среднего общего образования, с использованием заданий стандартизированной формы (контрольных измерительных материалов – КИМов).

Содержание КИМов ЕГЭ определяется федеральным компонентом государственного стандарта среднего (полного) общего образования по химии. КИМы ориентированы на проверку усвоения системы знаний, которая рассматривается в качестве инвариантного ядра содержания действующих программ по химии для общеобразовательных учреждений. В стандарте эта система знаний представлена в виде требований к подготовке выпускников. В КИМах с данными требованиями соотносятся проверяемые элементы содержания.

В целях обеспечения дифференцированной оценки учебных достижений выпускников КИМы ориентированы на проверку усвоения основных образовательных программ по химии на трех уровнях сложности: базовом, повышенном и высоком. Учебный материал, на основе которого строятся задания, отбирается по признаку его значимости для общеобразовательной подготовки выпускников средней школы.

### Структура КИМов ЕГЭ

Каждый вариант экзаменационной работы построен по единому плану: работа состоит из двух частей, включающих в себя 35 заданий.

Часть 1 содержит 29 заданий *с кратким ответом*, в числе которых 21 задание *базового уровня сложности* (в варианте они присутствуют под номерами: 1–7, 10–15, 18–21, 26–29) и 8 заданий *повышенного уровня сложности* (их порядковые номера: 8, 9, 16, 17, 22–25).

Часть 2 содержит 6 заданий *высокого уровня сложности с развернутым ответом* (порядковые номера этих заданий: 30, 31, 32, 33, 34, 35).

Каждая группа заданий, включенных в варианты КИМов, имеет свое функциональное предназначение. Тип и сложность каждого задания экзаменационной работы определяются в соответствии с глубиной изучения проверяемого элемента содержания и необходимым уровнем его усвоения, а также в соответствии с видом учебной деятельности, которую следует осуществить при выполнении задания. Это позволило более точно определить функциональное предназначение каждой группы заданий в структуре КИМов.

Задания *базового уровня сложности* с кратким ответом проверяют усвоение элементов содержания из всех важнейших разделов школьного курса химии: «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия»,

«Органическая химия», «Методы познания в химии. Химия и жизнь». Согласно требованиям стандарта к уровню подготовки выпускников эти знания являются обязательными для освоения каждым обучающимся.

Задания данной группы имеют сходство по формальному признаку – по форме краткого ответа, который записывается в виде двух либо трех цифр, или в виде числа с заданной степенью точности. Между тем по формулировкам условия они имеют значительные различия, чем, в свою очередь, определяются различия в поиске верного ответа. Это могут быть задания с единым контекстом (как, например, задания 1–3), с выбором двух верных ответов из пяти, а также задания на «установление соответствия между позициями двух множеств». При этом важно заметить, что каждое отдельное задание базового уровня сложности, независимо от формата, в котором оно представлено, ориентировано на проверку усвоения только одного определенного элемента содержания. Однако это не является основанием для того, чтобы отнести данные задания к категории легких, не требующих особых усилий для поиска верного ответа. Напротив, выполнение любого из этих заданий предполагает обязательный и тщательный анализ условия и применение имеющихся у обучающихся системных знаний.

Задания *повышенного уровня сложности с кратким ответом*, который устанавливается в ходе выполнения задания и записывается согласно указаниям в виде определенной последовательности цифр (трех или четырех), ориентированы на проверку усвоения обязательных элементов содержания основных образовательных программ по химии не только базового, но и углубленного уровня. В сравнении с заданиями предыдущей группы они предусматривают выполнение большего количества разнообразных действий по применению знаний в измененной, нестандартной ситуации, а также сформированность умений *систематизировать* и *обобщать* полученные знания.

В экзаменационной работе предложена только одна разновидность этих заданий: на установление соответствия позиций, представленных в двух множествах. Это может быть соответствие между названием органического соединения и классом (группой), к которому оно принадлежит; названием или формулой соли и отношением этой соли к гидролизу; исходными веществами и продуктами реакции между этими веществами; названием или формулой соли и продуктами, которые образуются на инертных электродах при электролизе ее водного раствора, и т. д.

Для оценки сформированности интеллектуальных умений более высокого уровня, таких как умение *устанавливать* причинно-следственные связи между отдельными элементами знаний (например, между составом, строением и свойствами веществ), умение *формулировать* ответ в определенной логике с аргументацией сделанных выводов и заключений, используются задания высокого уровня сложности с развернутым ответом.

Задания *с развернутым ответом*, в отличие от заданий двух предыдущих типов, предусматривают комплексную проверку усвоения на профильном уровне нескольких (двух и более) элементов содержания из различных содержательных блоков. Они подразделяются на следующие разновидности:

- задания, проверяющие усвоение важнейших элементов содержания, таких как, например, «Окислительно-восстановительные реакции», «Реакции ионного обмена»;
- задания, проверяющие усвоение знаний о взаимосвязи веществ различных классов (на примерах превращений неорганических и органических веществ);
- расчетные задачи.

Задания с развернутым ответом ориентированы на проверку умений:

- *объяснять* обусловленность свойств и применения веществ их составом и строением, характер взаимного влияния атомов в молекулах органических соединений, взаимосвязь неорганических и органических веществ, сущность и закономерность протекания изученных типов реакций;
- *проводить* комбинированные расчеты по химическим уравнениям.

## **Система оценивания заданий части 2**

Задания этой части предусматривают проверку от двух до пяти элементов ответа. Наличие каждого элемента ответа оценивается 1 баллом, поэтому максимальная оценка верно выполненного задания составляет от 2 до 5 баллов в зависимости от степени сложности задания: за задания с порядковыми номерами 30 и 31 – по 2 балла; задание 32 – 4 балла; задание 33 – 5 баллов; задание 34 – 4 балла; задание 35 – 3 балла. Проверка заданий части 2 осуществляется на основе сравнения ответа выпускника с поэлементным анализом приведенного образца ответа.

Задания с развернутым ответом могут быть выполнены выпускниками различными способами, поэтому приведенные в инструкции для экспертов указания по оцениванию ответов следует использовать применительно к варианту ответа экзаменуемого. Это относится прежде всего к способам решения расчетных задач.

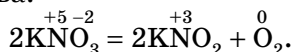
# ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ

## ЗАДАНИЕ 30. Окислительно-восстановительные реакции\*

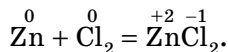
Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называют такие химические реакции, в которых происходит изменение степени окисления одного или нескольких элементов. ОВР сопровождаются переходом электронов от одних частиц к другим, в результате чего изменяются степени окисления элементов.

Выделяют три вида ОВР.

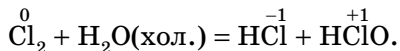
1. Внутримолекулярные ОВР, когда и окислитель, и восстановитель входят в состав одного вещества:



2. Межмолекулярные ОВР, когда окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:



3. Реакции диспропорционирования, когда один элемент является и окислителем, и восстановителем:



Окислитель – частица, принимающая электроны.

Процесс присоединения электронов называется восстановлением, поэтому окислитель восстанавливается.

Типичными окислителями являются активные неметаллы ( $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ), а также кислоты  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , соли  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и другие вещества, в составе которых есть элемент с высшей положительной степенью окисления.

Восстановитель – частица, отдающая электроны.

Процесс отдачи электронов называется окислением, поэтому восстановитель окисляется.

К восстановителям относятся простые вещества-металлы, а также  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$  и другие соединения с элементом в отрицательной степени окисления.

Многие вещества, содержащие атомы в промежуточной степени окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями (например, пероксид водорода, соли – нитриты и сульфиты), в зависимости от условий реакции.

\* Максимальная оценка – 2 балла.

Примеры окислительно-восстановительных переходов:

**1. Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ :**

а) в кислой среде образуются ионы  $\text{Mn}^{2+}$ , раствор обесцвечивается;

б) в нейтральной среде выпадает осадок бурого цвета  $\text{MnO}_2$ , раствор обесцвечивается;

в) в щелочной среде раствор приобретает зеленую окраску (образуется манганат калия  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ).

**2. Дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ :**

а) в кислой среде образуются ионы  $\text{Cr}^{3+}$ , оранжевая окраска исчезает, раствор приобретает зеленую окраску;

б) в нейтральной среде выпадает осадок серо-зеленого цвета  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , происходит обесцвечивание раствора;

в) в щелочной среде раствор приобретает зеленую окраску (образуется комплексная соль  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ ).

**3. Серная кислота (концентрированная):**

а) пассивирует алюминий, хром и железо, при н. у. реакция с этими металлами не идет (она возможна при сильном нагревании);

б) с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода, образует сульфат металла, оксид серы(IV) и воду;

в) с большинством других металлов образует сульфат металла, серу или оксид серы(IV) и воду;

г) со щелочными и щелочноземельными металлами образует сульфат металла, сероводород и воду;

д) при окислении неметаллов образует их высший оксид или гидроксид, оксид серы(IV) и воду.

**4. Азотная кислота (концентрированная):**

а) пассивирует алюминий, хром и железо, при н. у. реакция не идет (она возможна при сильном нагревании);

б) с большинством металлов образует нитрат металла, оксид азота(IV) и воду;

в) со щелочными и щелочноземельными металлами образует нитрат металла, оксид азота(I) и воду;

г) при окислении неметаллов дает их высший оксид или гидроксид, оксид азота(IV) и воду.

**5. Азотная кислота (разбавленная):**

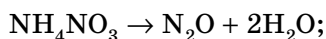
а) с металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода, образует нитрат металла, оксид азота(II) и воду;

б) с другими металлами образует нитрат металла, азот или нитрат аммония (зависит от степени разбавления кислоты) и воду;

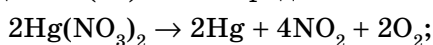
в) при окислении неметаллов образует их высший оксид или гидроксид, оксид азота(II) и воду.

**6. Разложение нитратов при нагревании:**

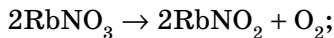
а) нитрат аммония:



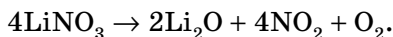
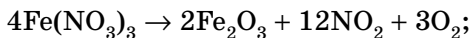
б) нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений правее меди, разлагаются на металл, оксид азота(IV) и кислород:



в) нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений левее магния (кроме лития), разлагаются на нитрит металла и кислород:

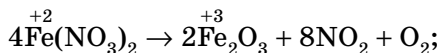


г) нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений от Mg до Cu, а также нитрат лития разлагаются с образованием оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода:

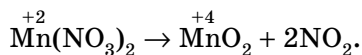


Разложение нитрата железа(II) и нитрата марганца(II) имеет особенности:

а) нитрат железа(II) разлагается на оксид железа(III), оксид азота(IV) и кислород:



б) нитрат марганца(II) разлагается на оксид марганца(IV) и оксид азота(IV):



### **ЗАДАНИЕ 31. Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена\***

Электролитической диссоциацией называется распад электролитов на ионы в процессе растворения или расплавления.

Электролиты – это вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

К электролитам относятся соли, основания, кислоты.

Неэлектролиты – вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток (оксиды, углеводороды, спирты, альдегиды и т. д.).

Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул растворенного электролита называется степенью диссоциации ( $\alpha$ ):

$$\alpha = \frac{N(\text{дисс.})}{N(\text{общ.})},$$

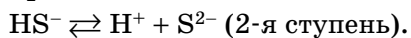
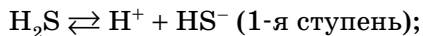
где  $N(\text{дисс.})$  – число молекул, распавшихся на ионы;  $N(\text{общ.})$  – общее число молекул электролита в растворе.

По степени диссоциации выделяют сильные ( $\alpha \approx 1$ ) и слабые ( $\alpha \ll 1$ ) электролиты. К сильным электролитам относятся соли, сильные кислоты и щелочи; к слабым – слабые кислоты, нерастворимые основания, водный раствор аммиака (гидроксид аммония) и растворы аминов.

Растворимые соли (сильные электролиты) диссоциируют полностью и в одну ступень, многоосновные кислоты – по ступеням, слабые электролиты – по ступеням и не полностью (процесс обратимый):

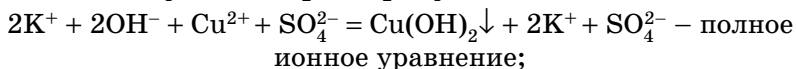


\* Максимальная оценка – 2 балла.



Реакции ионного обмена – это реакции между ионами в растворах. Реакции в растворах электролитов происходят в тех случаях, если в результате реакции образуется осадок, газ, комплексное соединение или слабый электролит (например, слабая кислота или  $\text{H}_2\text{O}$ ).

Для реакций ионного обмена составляются уравнения:



При этом необходимо помнить, что в виде ионов не записываются: оксиды, простые вещества, осадки, газы, вода и слабые электролиты.

### **ЗАДАНИЕ 32. Реакции, подтверждающие взаимосвязь различных классов неорганических веществ\***

Это задание включает в себя часть раздела «Общая химия» и практически весь раздел под названием «Химия элементов».

#### **I. Свойства основных классов неорганических веществ**

К основным классам неорганических веществ относятся оксиды (основные, кислотные, амфотерные), соли (средние, кислые, комплексные), основания (щелочи, нерастворимые и амфотерные гидроксиды) и кислоты.

#### **Оксиды**

*Оксиды* – это бинарные соединения, в которых одним из двух элементов является кислород со степенью окисления –2. Выделяют солеобразующие оксиды (им соответствуют гидроксиды) и несолеобразующие оксиды ( $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ).

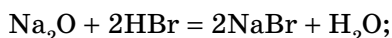
Солеобразующие оксиды разделяются на три типа:

1. *Основные оксиды* – это оксиды металлов со степенью окисления +1 и +2, реже +3, способные реагировать с кислотами, но не с основаниями.

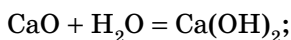
Все основные оксиды – это твердые вещества с ионной связью.

**Химические свойства основных оксидов:**

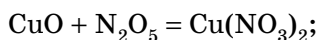
1) взаимодействуют с кислотами:



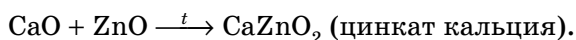
2) взаимодействуют с водой (реакция происходит, если образуется растворимое основание):



3) взаимодействуют с кислотными оксидами:



4) взаимодействуют с амфотерными оксидами:



\* Максимальная оценка – 4 балла, за каждое правильно составленное уравнение – 1 балл.

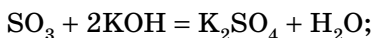


2. *Кислотные оксиды* – это оксиды металлов в степени окисления от +5 и выше и оксиды неметаллов, которые реагируют со щелочами и не реагируют с кислотами.

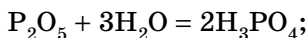
Среди кислотных оксидов есть газы ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ), жидкости ( $\text{SO}_3$ ) и твердые вещества ( $\text{SiO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$  и т. д.).

Х и м и ч е с к и е с в о й с т в а кислотных оксидов:

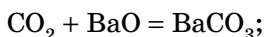
1) взаимодействуют с основаниями:



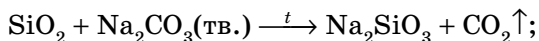
2) взаимодействуют с водой (кроме  $\text{SiO}_2$ ):



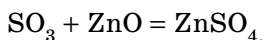
3) взаимодействуют с основными оксидами:



4) взаимодействуют с солями более слабых или летучих кислот:



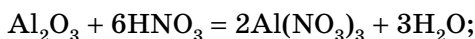
5) кислотные оксиды, образующие сильные кислоты, взаимодействуют с амфотерными оксидами:



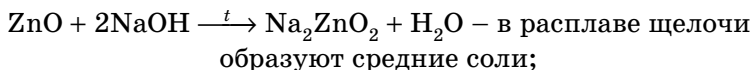
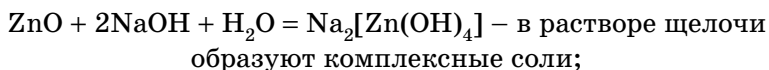
3. *Амфотерные оксиды* – это оксиды некоторых металлов, чаще всего в степени окисления +2 и +3 ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ), реагирующие с кислотами и щелочами. Это твердые вещества, нерастворимые в воде.

Х и м и ч е с к и е с в о й с т в а амфотерных оксидов:

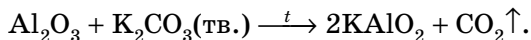
1) взаимодействуют с сильными кислотами:



2) взаимодействуют со щелочами:



3) взаимодействуют с солями угольной кислоты (карбонатами) при сплавлении:



### Г и д р о к с и д ы

*Гидроксиды* – соединения, в состав которых входит гидроксильная группа, или гидроксогруппа ( $-\text{OH}$ ).

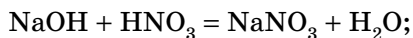
К гидроксидам относятся основания, амфотерные гидроксиды и кислородсодержащие кислоты.

*Основания* – сложные вещества, содержащие в своем составе катион металла (или аммония) и анион  $\text{OH}^-$ . Все основания, кроме гидроксида аммония, – твердые вещества.

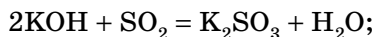
Выделяют следующие группы оснований: растворимые (щелочи) и нерастворимые.

Химические свойства щелочей:

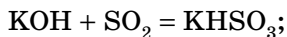
1) взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации):



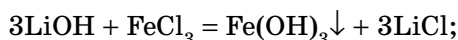
2) взаимодействуют с кислотными оксидами:



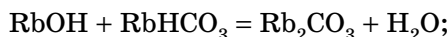
если кислотный оксид в избытке, образуется кислая соль:



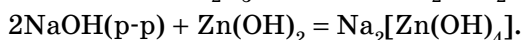
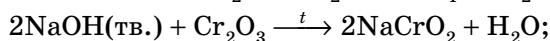
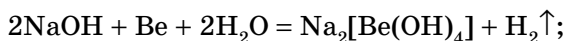
3) взаимодействуют со средними солями (реакция возможна, если оба реагента растворимы, а среди продуктов есть газ или осадок):



4) взаимодействуют с кислыми солями:

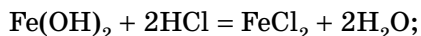


5) взаимодействуют с некоторыми металлами, амфотерными оксидами и гидроксидами (в растворе образуются комплексные соли, при сплавлении – средние соли):

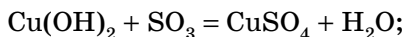


Химические свойства нерастворимых оснований:

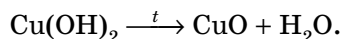
1) взаимодействуют с сильными кислотами:



2) взаимодействуют с кислотными оксидами сильных кислот, образуя соли:



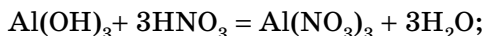
3) при нагревании нерастворимые основания разлагаются:



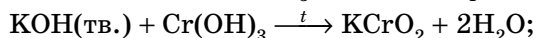
*Амфотерные гидроксиды* – это соединения, в зависимости от условий проявляющие основные или кислотные свойства. Это твердые вещества, нерастворимые в воде.

Химические свойства амфотерных гидроксидов:

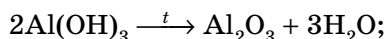
1) взаимодействуют с сильными кислотами:



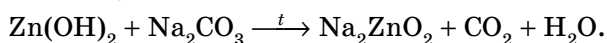
2) взаимодействуют с растворами и расплавами щелочей:



3) при нагревании амфотерные гидроксиды разлагаются:



4) взаимодействуют с карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов (при сплавлении):



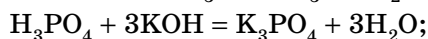
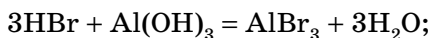
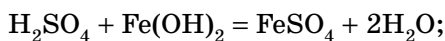
## Кислоты

**Кислоты** – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. При взаимодействии с водой они диссоциируют на катион водорода и анион кислотного остатка.

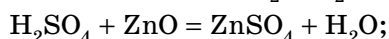
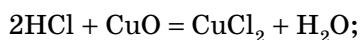
По составу кислоты делятся на кислородсодержащие и бескислородные; по силе – на сильные и слабые кислоты.

**Химические свойства кислот:**

1) взаимодействуют с основаниями и амфотерными гидроксидами (сильные кислоты – со всеми основаниями, слабые кислоты – в основном со щелочами):

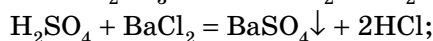


2) взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами:



3) взаимодействуют со средними солями:

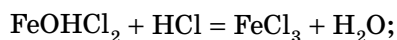
а) если соль и кислота растворимы, то реакция идет в том случае, когда образуется осадок или газ:



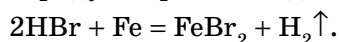
б) если соль нерастворима, то реакция идет в том случае, когда соль образована более слабой и/или летучей кислотой:



4) взаимодействуют с основными солями – образуются средняя соль и вода:



5) взаимодействуют с металлами (с концентрированной серной кислотой и азотной кислотой любой концентрации в реакциях с металлами водород не образуется), стоящими в ряду напряжений до водорода:



## Соли

**Соли** – это сложные вещества, состоящие из катионов (металла, аммония и т. д.) и анионов кислотных остатков (одного или нескольких).

Выделяют следующие типы солей:

1) *средние соли* – продукт полного замещения атомов водорода на металл или ион аммония в кислоте и замещения гидроксильных OH-групп на кислотные остатки в основании (например,  $\text{AlCl}_3$ );

2) *кислые соли* – продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл (например, гидросульфат калия  $\text{KHSO}_4$ );

3) *основные соли* – продукт неполного замещения OH-групп основания на кислотные остатки (например, гидроксохлорид железа(II)  $\text{FeOHCl}$ );

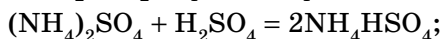
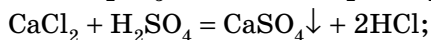
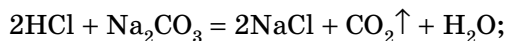
4) *двойные соли* – включают в состав два катиона и один анион (например, сульфат калия-алюминия  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ );

5) *смешанные соли* – содержат один катион и несколько кислотных остатков (например, хлорид-гипохлорит кальция  $\text{Ca}(\text{Cl})\text{OCl}$ );

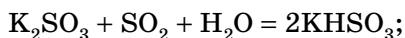
6) *комплексные соли* (например, тетрагидроксоцинкат натрия  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ).

Химические свойства солей:

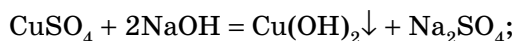
1) взаимодействуют с кислотами:



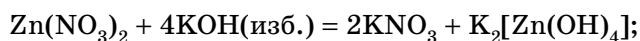
2) взаимодействуют с кислотными оксидами:



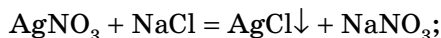
3) взаимодействует со щелочами, если исходная соль растворима и образуется осадок или газ:



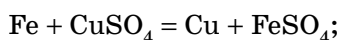
соль амфотерного металла в избытке щелочи образует две соли:



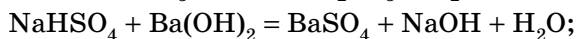
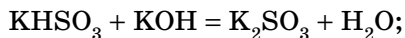
4) взаимодействуют с солями, если обе соли растворимы и образуется осадок:



5) взаимодействуют с металлом, если вытесняющий металл не реагирует с водой и находится левее (до) вытесняемого металла в ряду напряжений:

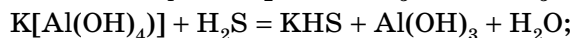
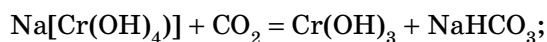


6) кислые соли взаимодействуют со щелочами, образуя средние соли и воду:

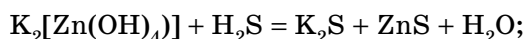


7) комплексные соли взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами:

а) со слабыми кислотами и кислотными оксидами слабых кислот образуют амфотерный гидроксид и кислую (или среднюю) соль:



тетрагидроксоцинкаты взаимодействуют с сероводородом с образованием средних солей и воды:



б) с сильными кислотами и кислотными оксидами сильных кислот – продукты зависят от количества кислоты или кислотного оксида: если кислота в недостатке, то образуются амфотерный гидроксид и соль, если в избытке – две соли:

