

**ЭКСПЕРТНОЕ ЗАКЛЮЧЕНИЕ**  
**на образовательный ресурс**  
**«Реакции в растворах электролитов»**

авторов Н.С. Сай, Е.М. Ярковой

Образовательный ресурс «Реакции в растворах электролитов» ориентирован на подготовку старшеклассников к сдаче ЕГЭ по химии. Актуальность ресурса заключается в том, что раздел курса химии «Реакции в растворах электролитов» содержит элементы содержания, усвоение которых проверяются многими заданиями контрольно-измерительных материалов ЕГЭ по химии. Содержание ресурса соответствует требованиям ФГОС среднего общего образования к предметным и метапредметным результатам.

Ресурс содержит введение, 8 разделов, проверочные работы по темам «Теория электролитической диссоциации», «Гидролиз»; тестовые задания по темам «Электролитическая диссоциация и ионные реакции в растворах» и «Гидролиз солей»; задания на взаимосвязь неорганических веществ и расчетные задачи по теме «Гидролиз».

Материал в ресурсе изложен логично и грамотно. Темы раскрываются последовательно в соответствии с принципом «от простого к сложному». Каждый раздел ресурса содержит краткое теоретическое введение, в котором отражены основные закономерности протекания реакций в растворах электролитов, а также набор различных по форме и уровню сложности заданий. В связи с этим материалы данного ресурса могут быть использованы так же для подготовки учащихся к ОГЭ и в целом при подготовке и проведении уроков химии в 9 и 11 классах.

В 2018-2019, 2019-2020 учебных годах материалы данной методической разработки успешно использовались при проведении уроков химии и подготовке учащихся к ОГЭ и ЕГЭ по химии в образовательных организациях города Тамбова: МАОУ «СОШ №22 с углубленным изучением отдельных предметов», МАОУ СОШ №5 имени Ю.А. Гагарина, МАОУ СОШ №1 - «Школа Сколково-Тамбов» и МАОУ «Лицей №28 имени Н.А. Рябова».

Образовательный ресурс «Реакции в растворах электролитов» рассмотрен на заседании секции учителей предметной области «Естественнонаучные предметы» регионального учебно-методического объединения (Протокол № 2 от 04.03.2020 г.) Согласно заключению экспертной группы, данная методическая разработка является актуальным и полноценным изданием для организации учебного процесса, ее востребованность учителями химии не вызывает сомнений, внедрение в рамках подготовки к государственной итоговой аттестации полезно и своевременно. Ресурс рекомендован для издания и использования учителями химии общеобразовательных организаций Тамбовской области.

Доцент кафедры  
общеобразовательных дисциплин, к.х.н.,  
руководитель экспертной группы



М.В. Матвеева

ср 15

## РЕЦЕНЗИЯ

Урядниковой Марина Николаевна,  
к.х.н., доцента кафедры химии Института естествознания  
ФГБОУ ВО «Тамбовский государственный университет  
имени Г.Р. Державина»

на учебное пособие «Подготовка к ЕГЭ на примере изучения темы  
«Реакции в растворах электролитов»

Учебное пособие «Подготовка к ЕГЭ на примере изучения темы «Реакции в растворах электролитов» ориентировано на подготовку старшеклассников к сдаче ЕГЭ по химии. Тема «Реакции в растворах электролитов» встречается во многих вопросах и I и II части контрольно-измерительных материалов, поэтому ей нужно уделять особое внимание.

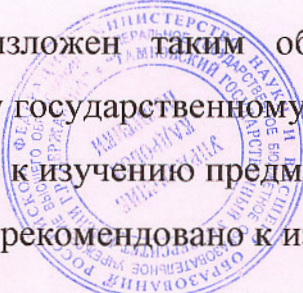
Учебное пособие содержит набор заданий по основным разделам темы «Реакции в растворах электролитов», сопровождающимся кратким теоретическим введением, в котором отражены основные закономерности протекания реакций в растворах электролитов. Более полное раскрытие тем разделов позволит учащимся углубить свои познания по теме «Электролитическая диссоциация и ионные реакции в растворах», а также по теме «Гидролиз», что послужит в дальнейшем формированию естественно-научного мировоззрения.

Пособие можно использовать для обучающихся с разным уровнем подготовки, так как для самостоятельного решения предлагаются задания разного уровня сложности.

Предлагаемый для изучения материал изложен таким образом, что позволяет обучающимся подготовиться к единому государственному экзамену, а также к участию в олимпиадах, развивает интерес к изучению предмета.

Таким образом, данное пособие может быть рекомендовано к изданию.

ср 15



ФГБОУ ВО «Тамбовский государственный университет имени Г.Р. Державина»	Рецензия
Подпись <i>М. Урядниковой</i>	Дата <i>20 марта 2020</i>
Начальник управления кадровой политики	
	20 г.

## РЕЦЕНЗИЯ

**Черных Нонны Алексеевны**

**учителя химии высшей категории**

**МАОУ «Лицей №28 имени Н.А. Рябова»**

**на учебное пособие «Подготовка к ЕГЭ на примере изучения темы  
«Реакции в растворах электролитов»**

Учебное пособие «Подготовка к ЕГЭ на примере изучения темы «Реакции в растворах электролитов» ориентировано на подготовку школьников к сдаче ЕГЭ по химии. Тема «Реакции в растворах электролитов» прослеживается по всему объему контрольно-измерительных материалов, поэтому ей нужно уделять первостепенное внимание.

Пособие содержит введение, 8 разделов, проверочную работу по теме «Теория электролитической диссоциации», тестовые задания по теме «Электролитическая диссоциация и ионные реакции в растворах», 2 теста по гидролизу солей, проверочную работу по теме «Гидролиз», задания на взаимосвязь неорганических веществ по теме «Гидролиз», задачи по теме «Гидролиз. Материал в пособии изложен логично и грамотно. Темы раскрываются последовательно, в концепции «от простого к сложному». Рассматриваются общие понятия теории электролитической диссоциации, закономерности протекания реакций ионного обмена и гидролиза. Характер излагаемого материала соответствует его объему.

Пособие можно использовать для обучающихся с разным уровнем подготовки, так как для самостоятельного решения предлагаются задания разного уровня сложности.

Таким образом, данное пособие может быть рекомендовано к изданию.



Рецензент \_\_\_\_\_

*20.03.2020*

## **Подготовка к ЕГЭ на примере изучения раздела «Реакции в растворах электролитов»**

### **Аннотация**

Учебное пособие содержит набор заданий по основным разделам темы «Реакции в растворах электролитов», сопровождающимся кратким теоретическим введением, в котором отражены основные закономерности протекания реакций в растворах электролитов. Более полное раскрытие тем разделов позволит учащимся углубить свои познания по теме «Электролитическая диссоциация и ионные реакции в растворах», а также по теме «Гидролиз», что послужит в дальнейшем формированию естественно-научного мировоззрения.

Предлагаемый для изучения материал изложен таким образом, что позволяет обучающимся подготовиться к единому государственному экзамену, а также к участию в олимпиадах, развивает интерес к изучению предмета.

Содержание

Введение

Электролитическая диссоциация

Механизм электролитической диссоциации

Степень электролитической диссоциации. Константа диссоциации.

Классификация электролитов по силе

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.

Проверочная работа по теме «Теория электролитической диссоциации»

Реакции ионного обмена

Тестовые задания по теме «Электролитическая диссоциация и ионные реакции в растворах»

Ионное произведение воды. Понятие pH среды

Гидролиз солей

Гидролиз соли по аниону

Гидролиз соли по катиону

Гидролиз соли по катиону и аниону

Реакции обмена, сопровождаемые гидролизом

Гидролиз взаимный (двойной или совместный)

Тест 1 по теме «Гидролиз солей. Среда водных растворов»

Тест 2 по теме «Гидролиз солей. Среда водных растворов»

Проверочная работа по теме «Гидролиз». 1 Вариант

Проверочная работа по теме «Гидролиз». 2 Вариант

Задания на взаимосвязь неорганических веществ по теме «Гидролиз»

Задачи по теме «Гидролиз»

Ответы

## ВВЕДЕНИЕ

Химия – фундаментальная наука о свойствах и превращениях веществ, из которых состоит материальный мир. Химия изучает состав, строение, способы и пути превращения одних веществ в другие.

Цель учебного пособия - совершенствование понятийного аппарата по теме «Реакции в растворах электролитов», обучение способам решения заданий по данному разделу различной степени сложности в формате ЕГЭ; развитие самоконтроля и самооценки знаний с помощью различных форм тестирования; формирование общих интеллектуальных умений и навыков.

В учебном пособии даны методические рекомендации по изучению данной темы с учащимися средней школы.

Основное содержание пособия составляют практические задания, обеспечивающие более глубокое и полное усвоение учебного материала и формирующие умение самостоятельно применять приобретенные знания, выработанные алгоритмы деятельности в решении заданий разных типов.

Данное пособие может быть адресовано учащимся 10-11-ых классов средней школы, которые готовятся к ЕГЭ по химии.

## Электролитическая диссоциация

Английский учёный М.Фарадей в первой половине XIX века разделил вещества на электролиты и неэлектролиты.

Неэлектролиты – это вещества, неспособные проводить электрический ток ни в расплавах, ни в растворах. Это в основном органические вещества: спирты, кетоны, эфиры, сахара и т.п.

Электролиты – это вещества, расплавы и растворы которых проводят электрический ток. Эти вещества имеют либо ионное строение, либо сильнополярные ковалентные связи. Это, прежде всего, соли, кислоты, щёлочи.

Способность проводить электрический ток расплавами и растворами электролитов объяснил шведский учёный С. Аррениус, создав теорию электролитической диссоциации.

*Основные положения этой теории(с поправками на современные представления о ТЭД):*

1. Молекулы электролитов в растворах самопроизвольно распадаются на ионы под действием молекул растворителя. Такой процесс называется электролитической диссоциацией (ЭД). Диссоциация молекул электролитов также может происходить при плавлении твёрдых электролитов. Диссоциация – процесс обратимый и равновесный. Это означает, что одновременно идут два противоположных процесса: а) распад молекул на ионы; б) объединение ионов в молекулы. В растворах сильных электролитов равновесие этого процесса сильно смещено вправо в сторону образования ионов, а в растворах слабых электролитов влево в сторону образования молекул электролита. Поэтому при записи процесса электролитической диссоциации сильных электролитов можно пользоваться вместо знака « $\rightleftharpoons$ » знаком « $\rightarrow$ »:



При записи процесса электролитической диссоциации слабого электролита, учитывая обратимость процесса, следует пользоваться знаком « $\leftrightarrow$ »:



2. Ионы – это атомы или группы атомов, имеющие заряд. Ионы отличаются по составу и по строению от атомов. В водных растворах ионы находятся в гидратированном состоянии.

3. В растворах и расплавах ионы движутся хаотично. Однако при пропускании через раствор или расплав электрического тока ионы начинают двигаться направленно: положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному электроду – катоду, поэтому их называют катионами; отрицательно заряженные ионы – к положительно заряженному электроду – аноду, поэтому их называют анионами. Раствор или расплав электролита, в отличие от металлов, является проводником второго рода, так как в этих системах электрический ток переносят заряженные частицы – ионы.

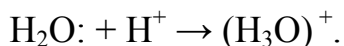
### **Механизм электролитической диссоциации**

Теория Аррениуса не отвечала на вопрос: какие причины обуславливают появление в растворах ионов и почему положительные ионы, сталкиваясь с отрицательными, не образуют нейтральных частиц. Сторонники химической теории растворов Менделеева настойчиво обращали внимание на роль растворителя в процессах диссоциации. В 1888 г. петербургский химик-академик В.А. Кистяковский выступил за объединение теории электролитической диссоциации с химической теорией растворов Д.И. Менделеева, выдвинув идею гидратации ионов в растворе. Эта идея получила своё развитие в работах русского химика И.А. Каблукова. Он показал, что ионы вступают во взаимодействие с водой, при этом образуются гидраты переменного состава.

В дальнейшем было установлено, что такой же процесс идет и в неводных растворах, там соединения переменного состава называются сольватами.



Если в молекуле растворяемого вещества имеется атом водорода, несущий достаточно высокий положительный заряд, то молекула воды может за счёт донорно-акцепторной связи образовать ион гидроксония ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ):



Ион водорода  $\text{H}^+$  в водном растворе существует только в гидратированном виде. Именно благодаря такому взаимодействию вода вызывает сильную диссоциацию некоторых веществ с полярными ковалентными связями.

Рассмотрим процесс диссоциации соединения с ионными связями на примере хлорида натрия. В узлах кристаллической решетки этого соединения находятся ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ .

Молекулы воды полярны, поэтому являются диполями. На одном конце диполя имеется частичный отрицательный заряд ( $\delta^-$ ), на другом ( $\delta^+$ ) – частичный положительный заряд.

При контакте кристалла хлорида натрия с полярными молекулами воды начинают разрушаться водородные связи между молекулами воды, они начинают ориентироваться своими полюсами относительно ионов на поверхности кристалла отрицательными полюсами подходят к катионам натрия ( $\text{Na}^+$ ), а положительными к поворачиваются к анионам ( $\text{Cl}^-$ ). При этом ослабляется связь между ионами в кристалле, кристаллическая решетка разрушается, ионы переходят в раствор. Там они подвергаются процессу гидратации, связываются и окружаются молекулами воды. Такие ионы называются гидратированными. Гидратация обусловлена донорно-акцепторным, диполь-дипольным и другими видами взаимодействия между частицами, иногда она проходит и за счёт образования водородных связей. При гидратации молекулы воды не разрушаются (в отличие от процесса гидролиза и других реакций с участием молекул воды). Гидратная оболочка во много раз ослабляет взаимодействие между ионами, не даёт им соединяться друг с другом. Диссоциация ионных соединений в водном растворе проходит полностью.

Итак, в ходе взаимодействия ионного кристалла с молекулами воды проходят следующие процессы:

1. Происходит разрушение водородных связей между молекулами воды.

2. Диполи воды ориентируются соответствующим образом относительно ионов кристаллической решетки диссоциирующего вещества.

3. Идёт распад решетки и гидратация ионов (растворение и диссоциация для ионных соединений совпадают).

4. Эти процессы идут одновременно.

Процесс гидратации идёт самопроизвольно, так как это процесс энергетически выгодный, он сопровождается выделением энергии. Эта энергия компенсирует затраты энергии на разрушение кристаллической решетки вещества. В этом случае процесс растворения электролита – процесс экзотермический. Если же энергия гидратации не может полностью компенсировать затраты энергии на разрушение кристаллической решетки, то процесс растворения электролита является эндотермическим.

При растворении в воде веществ с полярной ковалентной связью происходит взаимодействие полярных молекул воды с полярными молекулами электролита. Например, при растворении  $\text{HCl}$  в воде изменяется характер связи в молекуле  $\text{HCl}$ : связь  $\text{H} - \text{Cl}$  становится более полярной, а затем переходит в ионную и разрывается. Образующиеся ионы гидратируются молекулами воды. По такому механизму диссоциируют бескислородные кислоты, кислородсодержащие кислоты и другие полярные электролиты. Диссоциация электролитов с полярной связью может быть полной или частичной. Это зависит от степени полярности связей в молекулах электролита.

### **Степень электролитической диссоциации. Константа диссоциации.**

Электролиты диссоциируют на ионы не одинаково: одни полностью распадаются на ионы, другие только частично. Первые являются сильными электролитами, вторые – слабыми. С позиций современной электростатической теории считается, что сильные электролиты диссоциируют необратимо, слабые – обратимо.

Количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации является «степень электролитической диссоциации». Дадим определение этой величины с учётом строения электролита:

а) для молекулярных веществ:

*Степень электролитической диссоциации( $\alpha$ )- отношение числа распавшихся на ионы молекул электролита к общему числу молекул, поступивших в раствор.*

б) для ионных веществ:

*Степень электролитической диссоциации ( $\alpha$ )- отношение числа распавшихся на ионы формульных единиц (ионных пар) к общему числу формульных единиц электролита, поступившего в раствор.*

$0 < \alpha \leq 1$ , если эту величину выразить в процентах, то  $0\% < \alpha \leq 100\%$ .

*Степень электролитической диссоциации зависит от:*

*природы растворителя;*

*природы растворяемого вещества;*

*температуры (при повышении температуры степень диссоциации, как правило, увеличивается).*

*концентрации раствора (при разбавлении раствора до определённого предела, степень диссоциации увеличивается, т.к. увеличиваются расстояния между ионами в растворе и уменьшается возможность их соединения в молекулы).*

### **Классификация электролитов по силе**

Степень электролитической диссоциации определяется при  $18^{\circ}\text{C}$ , в растворах с концентрацией  $0,1$  моль/л электролита. По величине степени электролитической диссоциации электролиты делят на три группы.

**I. Сильные электролиты** – это электролиты, степень диссоциации которых в  $0,1\text{M}$  водном растворе больше  $30\%$ .

**II. Слабые электролиты** – это электролиты, степень диссоциации которых в  $0,1\text{ M}$  водном растворе меньше  $3\%$ .

**III. Электролиты, степень диссоциации которых лежит в интервале  $3 - 30\%$  являются электролитами средней силы.**

## Классификация электролитов по силе

ЭЛЕКТРОЛИТЫ	
СЛАБЫЕ	СИЛЬНЫЕ
ПРОЦЕСС ДИССОЦИАЦИИ ОБРАТИМ ( $\alpha < 3\%$ )	ПРОЦЕСС ДИССОЦИАЦИИ НЕОБРАТИМ ( $\alpha \rightarrow 100\%$ )
Многие неорганические кислоты (H <sub>2</sub> S, HCN, HClO); основания (за исключением щелочей); некоторые соли; практически все органические кислоты (CH <sub>3</sub> COOH, CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH и другие); водный раствор аммиака: NH <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O; Вода H <sub>2</sub> O.	Щёлочи (NaOH, KOH, Ca(OH) <sub>2</sub> , кроме NH <sub>4</sub> OH); средние растворимые соли; некоторые неорганические кислоты (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HNO <sub>3</sub> , HCl, HBr, HI, HClO <sub>4</sub> и т.п.). Чтобы определить силу кислородсодержащей кислоты, надо: из числа атомов кислорода вычесть число атомов водорода, если это число больше или равно 2, то кислота сильная.

Малорастворимые соли, основания и другие соединения с ионным типом связи являются сильными электролитами. Например, Ca(OH)<sub>2</sub>.

У слабых электролитов процесс диссоциации обратим, поэтому силу электролита можно охарактеризовать, применив к процессу диссоциации закон действующих масс, с помощью константы химического равновесия, называемой в данном случае – константой диссоциации. Чем больше значение константы диссоциации, тем сильнее электролит. Например, диссоциация плавиковой кислоты проходит так:



Константа диссоциации для такого обратимого процесса может быть записана так:

$$K_{\text{HF}} = [\text{H}^+][\text{F}^-]/[\text{HF}]$$

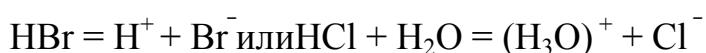
где  $[\text{H}^+]$  и  $[\text{F}^-]$  – равновесные концентрации ионов в растворе, а  $[\text{HF}]$  – равновесная концентрация молекул. В отличие от степени диссоциации константа диссоциации не зависит от концентрации раствора. Это позволяет вывести математическую зависимость между  $K$  и  $\alpha$ . Для очень слабых электролитов, когда  $\alpha \ll 1$ , то, следовательно,  $K = c \cdot \alpha^2$ . Поскольку величина  $K$  не зависит от концентрации, из уравнения можно сделать вывод: с разбавлением раствора, т.е. с уменьшением концентрации степень диссоциации слабого электролита увеличивается.

### **Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.**

**КИСЛОТЫ** – это электролиты, образующие при диссоциации в водных растворах из катионов – только катионы водорода  $\text{H}^+$  (точнее – катионы гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

Приведём примеры диссоциации кислот:

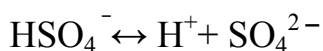
Одноосновные сильные кислоты:



Слабые одноосновные кислоты диссоциируют обратимо:



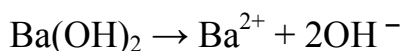
Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Суммарное уравнение:



**ОСНОВАНИЯ** – это электролиты, образующие из анионов только гидроксид-анионы  $\text{OH}^-$ . Например:



СОЛИ – это электролиты, диссоциирующие в водном растворе на катионы металлов и анионы кислотного остатка.

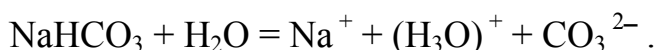
*Средние (нормальные) соли диссоциируют полностью и необратимо на катионы металлов и анионы кислотного остатка:*



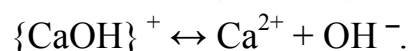
*Кислые соли – электролиты, образующие при диссоциации в водном растворе, помимо катионов металлов и анионов кислотных остатков, ещё и катионы  $\text{H}^+$ ; они диссоциируют ступенчато:*



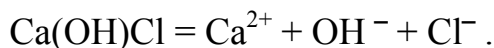
Суммарное уравнение:



*Основные соли – электролиты, образующие при диссоциации в водном растворе катионы металлов, анионы кислотных остатков и гидроксид-ионы; они диссоциируют ступенчато:*



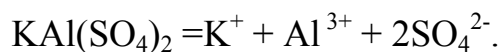
Суммарное уравнение:



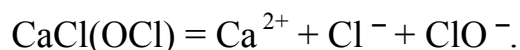
*Соли аммония вместо катиона металла содержат катион аммония  $[\text{NH}_4]^+$ . Приведём пример диссоциации соли аммония:*



*Двойные соли – соли, которые при диссоциации образуют катионы нескольких металлов (или аммония и какого-то металла) и анионы кислотного остатка:*



*Смешанные соли – соли, при диссоциации которых образуются катионы какого-то металла и анионы нескольких кислотных остатков:*



### **Проверочная работа по теме «Теория электролитической диссоциации»**

№1

Из предложенных веществ подчеркните электролит

- 1) бензин
- 2) кристаллический нитрат калия
- 3) азотная кислота
- 4) сульфат бария

№2

К сильным электролитам относятся

- 1) гидроксид железа (III)
- 2) кремниевая кислота
- 3) карбонат кальция
- 4) карбонат натрия

№3

Электролитической диссоциации подвергаются соединения, имеющие связи

- 1) металлические
- 2) ионные
- 3) ковалентные неполярные
- 4) водородные

№4

Основания - электролиты, при диссоциации которых в водных растворах **не образуются**

- |                              |                     |
|------------------------------|---------------------|
| 1) ионы гидроксильной группы | 3) ионы водорода    |
| 2) катионы металлов          | 4) гидроксид-анионы |

№5

Напишите уравнение диссоциации хлорида железа (III). Укажите сумму отрицательных зарядов в правой части этого уравнения

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

№6

Определите, в каком случае выпадение осадка **не происходит**

- |  |  |
|--|--|
| 1) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow$ | 3) $\text{MnSO}_4 + \text{NaI} \rightarrow$  |
| 2) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ | 4) $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ |

№7

Для уравнения реакции хлорида железа (II) с гидроксидом натрия сокращенное ионное уравнение будет иметь вид

- |  |   |
|--|---|
| 1) $\text{Fe}^{2+} + \text{Na}^+ \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$  | 3) $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NaOH}$               |
| 2) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ | 4) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{FeCl}_2 \downarrow$ |

№8

Реакция обмена идет до конца, если:

- 1) исходные вещества взяты в количествах, пропорциональных их стехиометрическим отношениям
- 2) если более активный элемент вытесняет менее активный
- 3) если в результате реакции образуются только электролиты
- 4) если в результате реакции образуется газ, осадок или малодиссоциирующее вещество



№9

Какие вещества необходимо взять, чтобы получить сокращенное ионное уравнение реакции  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

- |   |   |
|---|---|
| 1) $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ | 3) $\text{CuO} + \text{KOH} \rightarrow$                |
| 2) $\text{CuCl}_2 + \text{KCl} \rightarrow$ | 4) $\text{CuSO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$ |

№10

Наличие ионов хлора в растворе можно определить с помощью ионов

- |             |          |
|-------------|----------|
| 1) водорода | 3) бария |
| 2) серебра  | 4) меди  |

№11

При взаимодействии раствора хлорида бария и серной кислоты

- 1) выделится углекислый газ
- 2) выпадет белый песочный осадок
- 3) образуется вода
- 4) выпадет белый хлопьевидный осадок.

№12

Газ с неприятным запахом выделится при сливании растворов электролитов.

- 1) сульфида натрия и соляной кислоты
- 2) сульфита натрия и соляной кислоты
- 3) сульфата натрия и соляной кислоты.
- 4) все ответы верны.

№13

При взаимодействии каких электролитов **реакция не происходит** (обратима)

- |                                    |  |
|------------------------------------|--|
| 1) $\text{NaCl}$ и $\text{AgNO}_3$ | 3) $\text{NaOH}$ и $\text{CuCl}_2$         |
| 2) $\text{NaOH}$ и $\text{HCl}$    | 4) $\text{NaCl}$ и $\text{H}_2\text{SO}_4$ |

№14

Смешали растворы, содержащие одинаковое число молей  $\text{NaNO}_3$  и  $\text{KCl}$ . После выпаривания сухой остаток содержал:

- 1) две различные соли            3) четыре различные соли  
2) три различные соли            4) одну соль

№15

Выберите ряд с двухосновными кислотами

- 1) серная, соляная, бромоводородная    3) серная, азотная, соляная  
2) серная, угольная, иодоводородная    4) нет правильного ответа

№16

Ортофосфорная кислота на первой стадии диссоциации образует

- 1) ионы  $\text{PO}_4^{3-}$                             3) ионы  $\text{HPO}_4^{2-}$   
2) ионы  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$                         4) молекулы  $\text{H}_3\text{PO}_4$

№17

К электролитам **не относятся** основания

- 1) гидроксид калия                    3) гидроксид цинка  
2) гидроксид бария                    4) гидроксид кальция

№18

В каком из электролитов количество ионов металла равняется 3 моль

- 1) хлорид натрия                        3) сульфат натрия  
2) карбонат натрия                      4) ортофосфат натрия

№19

Объем газа, выделившегося в результате взаимодействия 3 моль раствора карбоната натрия и 2 моль раствора хлороводородной кислоты равен

- 1) 22,4 л                                    3) 11,2 л  
2) 44,8 л                                    4) 448 л

№20

Определите массу осадка, выпавшего при сливании 40 г 20% раствора гидроксида натрия с раствором хлорида меди(II)

1) 19,6 г

2) 98 г

3) 0,98 г

4) 9,8 г

### Реакции ионного обмена

Реакции между ионами в растворе называют реакциями ионного обмена. *Реакции ионного обмена идут в направлении связывания ионов.*

*Реакция между электролитами в растворе возможна, т.е. практически необратима, если один из продуктов уходит из сферы реакции: выпадает в осадок, выделяется в виде газа или является малодиссоциирующим соединением.*

Ионные реакции записываются с помощью ионно-молекулярных уравнений (полных и сокращённых). При этом слабые электролиты, практически нерастворимые вещества, неэлектролиты (газообразные вещества, простые вещества, оксиды) необходимо записывать в молекулярной, а сильные электролиты – в ионной форме.

При составлении ионных уравнений следует помнить, что алгебраическая сумма зарядов ионов, на которые диссоциируют электролиты, равна нулю, что следует из электронейтральности как отдельных веществ, участвующих в ионной реакции, так и системы в целом.

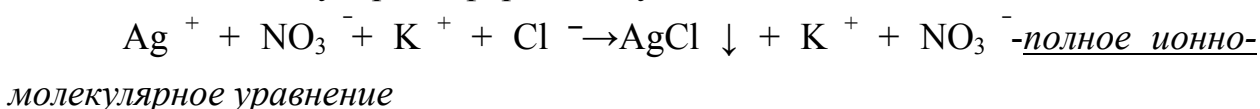
Рассмотрим примеры:

#### *Образование осадков*

Реакцию между водными растворами нитрата серебра и хлорида калия можно записать следующим образом:



Представив сильные электролиты в ионной форме, а нерастворимое вещество – в молекулярной форме, получим:



Поскольку состояние ионов  $\text{K}^+$  и  $\text{NO}_3^-$  после реакции мало отличается от их состояния до реакции, можно приближённо считать, что эти ионы не принимают участия в реакции. Сократив их в приведённом выше уравнении, рассматриваемую реакцию можно записать следующим образом:



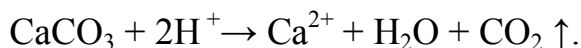
Последнее уравнение хорошо отражает сущность реакции, которая сводится к взаимодействию ионов серебра и хлора, образующих  $\text{AgCl}$ , независимо от того, какие именно растворимые соли, содержащие эти ионы, были взяты для проведения реакции. В этом случае реакция обмена имеет место, потому, что образуется практически нерастворимый хлорид серебра, который выпадает в осадок.

#### *Выделение газов*

Рассмотрим реакцию:  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ . Эта реакция также представляет собой реакцию обмена, в которой  $\text{CaCO}_3$  – малорастворимое вещество,  $\text{H}_2\text{O}$  – слабый электролит, а  $\text{CO}_2$  – газообразное вещество, которое не является электролитом. Полное ионно-молекулярное уравнение имеет вид:



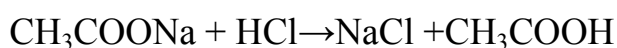
Сокращённое ионно-молекулярное уравнение имеет вид:



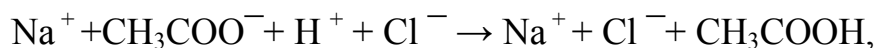
Оно передаёт сущность реакции: углекислый газ можно получать действием кислот на карбонаты. Реакция практически необратима, так как  $\text{CO}_2$  удаляется в виде газа из реакционной системы.

#### *Образование слабых электролитов*

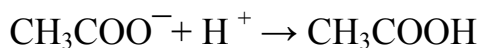
В реакции



уксусная кислота – слабый электролит, поэтому её необходимо записать в молекулярной форме, в то время как все другие вещества – соляная кислота и обе соли – сильные электролиты, которые следует представить в ионной форме. Полное ионно-молекулярное уравнение будет иметь следующий вид:



а сокращённое ионно-молекулярное уравнение

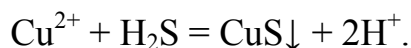
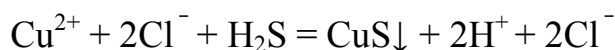
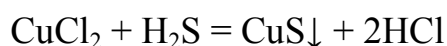
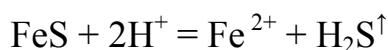
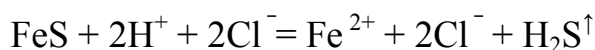
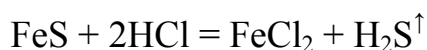


показывает, что реакция обмена имеет место, так как образуется слабый электролит – уксусная кислота.

### Примечание.

Иногда реакции протекают с участием нерастворимых веществ или слабых электролитов в направлении более полного связывания ионов.

Например:



## **Тестовые задания по теме «Электролитическая диссоциация и ионные реакции в растворах»**

### **Вариант 1.**

1. Все вещества, способные к образованию растворов, в зависимости от того:

а) проводят или б) не проводят их растворы (или расплавы) электрический ток, делят на две категории, называемые.

[1] а) металлами и б) неметаллами

[2] а) окислителями и б) восстановителями

[3] а) электролитами и б) неэлектролитами

[4] а) проводниками и б) изоляторами

2. Электролиты - это любые вещества, которые:

[1] проводят электрический ток

[2] растворимы в органических растворителях

[3] не растворимы в органических растворителях

[4] диссоциируют в растворе или расплаве ионы

3. Ионы — это.

[1] вид атомов, характеризующихся одним и тем же зарядом ядра

[2] одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд

[3] условные заряды атомов в молекуле, вычисленные в предположении, что все связи в молекуле — ковалентные

[4] вещества, используемые для изготовления электрических проводов

4. Положительные ионы называют:

[1] катионами

[2] анионами

[3] ассоциатами

[4] катодами

5. Отрицательные ионы называют:

[1] анодами

[2] окислителями

[3] анионами

[4] акцепторами

6. Самопроизвольный распад молекул растворенного (иногда-расплавленного) вещества на катионы и анионы называется:

[1] электролизом

[3] гомогенным катализом

[2] ионной проводимостью

[4] электролитической диссоциацией

7. Процесс электролитической диссоциации является:

[1] неравновесным

[2] экзотермическим

[3] эндотермическим

[4] обратимым

8. Мерой электролитической диссоциации электролита принято считать:

- [1] степень диссоциации
- [2] молярную концентрацию раствора
- [3] pH раствора
- [4] константу гидролиза

9. Степень диссоциации  $\alpha$ — это:

- [1] отношение количества растворенного вещества к общему количеству веществ в растворе
- [2] отрицательный логарифм концентрации катионов в растворе
- [3] отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул растворенного вещества
- [4] число гидратированных молекул электролита

10. Численное значение степени диссоциации электролита в растворе при данной температуре существенно зависит от...

- [1] атмосферного давления
- [2] наличия катализатора
- [3] концентрации раствора
- [4] агрегатного состояния электролита

11. В зависимости от численного значения степени диссоциации  $\alpha$  разбавленных растворов электролиты делятся на а) сильные и б) слабые:

- [1] а)  $\alpha = 60\%$ ;      б)  $\alpha = 40\%$
- [2] а)  $\alpha \geq 80\%$ ;      б)  $\alpha \leq 20\%$
- [3] а)  $\alpha \geq 30\%$ ;      б)  $\alpha \leq 3\%$
- [4] а)  $\alpha \geq 0,3$ ;      б)  $\alpha \leq 0,03$

12. К слабым электролитам относится:

- [1] нитрат железа (III)
- [2] сульфат бария
- [3] гидроксид железа (II)
- [4] серная кислота

13. К сильным электролитам относится ...

- [1] хлорид серебра
- [2] сернистая кислота
- [3] сульфит калия
- [4] уксусная кислота

### Вариант2

14. Процесс электролитической диссоциации нитрата бария описывается уравнением:

- [1]  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Ba}^{4+} + 2\text{NO}_3^{2-}$
- [2]  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Ba}^{3+} + \text{N}_2\text{O}_4^- + 2\text{O}^-$
- [3]  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{N}^{5+} + 6\text{O}^{2-}$
- [4]  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$

15. Какое уравнение описывает диссоциацию глюкозы в водном растворе?

- [1]  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \leftrightarrow 6\text{C}^0 + 6\text{H}^+ + 6\text{O}^-$
- [2] Глюкоза не диссоциирует в водном растворе
- [3]  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \leftrightarrow 6\text{C}^0 + 12\text{H}^+ + 6\text{O}^-$
- [4]  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \leftrightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

16. Диссоциация воды описывается уравнением:

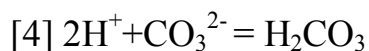
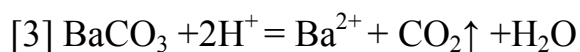
- [1]  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2^+ + \text{O}^-$
- [2]  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{OH}^-$
- [3]  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$
- [4]  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^- + \text{OH}^+$

17. Для уравнения реакции  $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} = \dots$  сокращённое ионное уравнение запишется в виде:

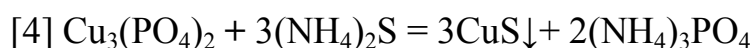
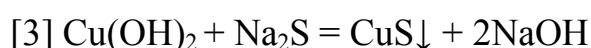
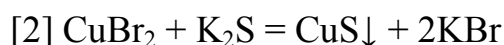
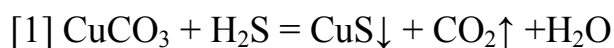
- [1]  $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{K}_2\text{SO}_4$
- [2]  $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
- [3]  $\text{CuSO}_4 + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SO}_4^{2-}$
- [4]  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$



18. Взаимодействие карбоната бария с соляной кислотой можно представить:



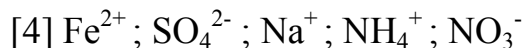
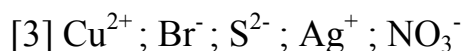
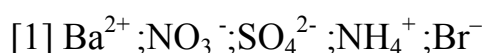
19. Сокращённому ионному уравнению  $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$



20. С каким веществом вступит в реакцию обмена в водном растворе бромид бария?



21. Какая группа ионов может существовать в одном водном растворе?



22. Кислотой называют соединение:

[1] образующее при диссоциации в водном растворе из отрицательных ионов только гидроксид-ионы;

[2] подвергается гидролизу в водном растворе;

[3] образующее при диссоциации в водном растворе из положительных ионов только катионы водорода;

[4] способное проводить электрический ток.

23. Основанием называют соединение:

- [1] не способное проводить электрический ток.
- [2] образующее при диссоциации в водном растворе из анионов только гидроксид-ионы;
- [3] образующее при диссоциации в водном растворе катионы металлов;
- [4] не растворимое в воде.

24. Многоосновные кислоты и основания в отличие от одноосновных диссоциируют:

- [1] практически мгновенно;
- [3] ступенчато;
- [2] очень медленно;
- [4] практически не диссоциируют.

25. Работы каких учёных в большей степени способствовали развитию ТЭД?

- [1] Д.И. Менделеева
- [3] Резерфорда
- [2] С. Аррениуса
- [4] Аристотеля

### **Ионное произведение воды. Понятие pH среды**

Вода слабый электролит, диссоциирующий по схеме:



Установлено, что произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде является величиной постоянной, обозначаемой  $K_w$  и называемой ионным произведением воды:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Постоянство  $K_w$  требует, чтобы изменение концентрации одного из ионов, на которые диссоциирует вода, компенсировалось изменением концентрации другого иона в противоположную сторону. На основании

этого, зная концентрацию ионов  $\text{H}^+$  в каком-то растворе, легко вычислить концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  и наоборот, зная концентрацию ионов  $\text{OH}^-$ , легко вычислить концентрацию  $\text{H}^+$ :

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] \text{ и } [\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-]$$

Отсюда следует, что для характеристики кислотности раствора (кислый, нейтральный, щелочной) достаточно указать концентрацию ионов водорода. В чистой воде при  $25^\circ\text{C}$  концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов равны и составляют:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Растворы, в которых концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов равны, называются **нейтральными**. В **кислых** растворах концентрация ионов  $\text{H}^+$  выше, чем ионов  $\text{OH}^-$ , а в **щелочных** – концентрации ионов  $\text{H}^+$  ниже концентрации  $\text{OH}^-$ . Поскольку концентрация ионов водорода выражается числом 10 в отрицательной степени и оперировать такой малой величиной неудобно, то для характеристики кислотности растворов был введён **водородный показатель рН**, представляющий собой десятичный логарифм концентрации ионов водорода с обратным знаком:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Очевидно, что для чистой воды при комнатной температуре  $\text{pH} = 7$ . В кислой среде  $\text{pH} < 7$ , а в щелочной  $\text{pH} > 7$ . Зная водородный показатель, легко определить при необходимости гидроксильный показатель  $\text{pOH}$ . Если

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}, \text{ то}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14, \text{ отсюда}$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

Одним из наиболее простых методов определения  $\text{pH}$  раствора является метод, основанный на изменении цвета индикаторов. **Индикаторы** – это слабые органические кислоты или основания, у которых недиссоциированные молекулы и ионы – продукты их диссоциации – имеют различную окраску.

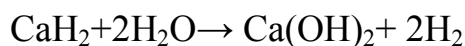
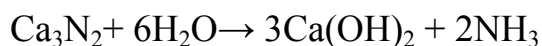
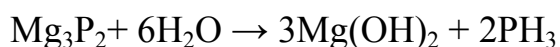
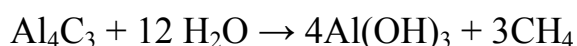
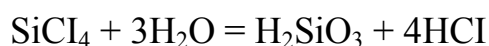
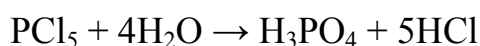
При изменении кислотности раствора каждый индикатор изменяет свой цвет в определённой области значений  $\text{pH}$ , которая называется **областью перехода данного индикатора**. Форма индикатора, в которой он существует в растворе при значениях  $\text{pH}$ , меньших области перехода, называется его **кислотной формой**. Форма, в которой индикатор существует

при значениях рН, больших области перехода, называется щелочной формой.

Например: лакмус в кислой среде имеет красную окраску, а в щелочной – синий; фенолфталеин в кислой среде бесцветный, в щелочной малиновый; метиловый оранжевый в кислой среде красный, а в щелочной – желтый.

### Гидролиз солей

В общем случае гидролизом называется разложение вещества под действием воды. Примером гидролиза могут служить такие процессы, как взаимодействие хлорида фосфора (V), хлорида кремния (IV) с водой, взаимодействие карбидов, нитридов, фосфидов, гидридов металлов с водой и т.п.:



Рассмотрим частный случай гидролиза – гидролиз солей. Гидролиз соли представляет собой реакцию, обратную реакции нейтрализации. Если при реакции нейтрализации образуется соль и вода, то при взаимодействии соли с молекулами воды образуются кислота и основание, из которых была получена соль. Поскольку в водных растворах нормальные соли нацело ионизированы, то можно отдельно рассматривать гидролиз соответствующих ионов. Между ионом соли и окружающими его молекулами воды имеет место ион-дипольное взаимодействие, усиливающее поляризацию молекул воды. Если взаимодействие между ионом и молекулами воды достаточно сильное, то может произойти отрыв от молекулы воды протона ( $\text{H}^+$ ) или гидроксид-иона ( $\text{OH}^-$ ). Эти ионы становятся лабильными (подвижными). Оторвавшиеся от молекулы воды ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  могут в свою очередь взаимодействовать с катионами металла или с анионами кислоты, присутствующими в растворе. Если в результате такого взаимодействия будут образовываться слабые электролиты (кислота или основание), то они

будут находиться в растворе в виде молекул. Таким образом в результате такого процесса один из ионов ( $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ ) будет связываться катионом или анионом соли, поэтому концентрация этого иона в растворе будет понижаться, а концентрация другого ( $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ ) будет несколько больше. Отсюда ясно, что при этом будет меняться рН среды; среда будет становиться либо слабо кислой (если связывается ион  $\text{OH}^-$ ), либо слабо щелочной (если связывается ион  $\text{H}^+$ ). Поэтому процессу гидролиза соли можно дать и такое определение:

***гидролизом называется процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды, приводящий к изменению рН среды.***

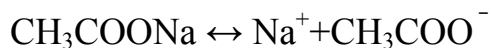
Рассматривая соль как соединение, образованное соответствующими катионом и анионом, можно сделать практический вывод, что гидролизуются в заметной степени будут соли, соответствующие слабой кислоте или слабому основанию, или и тому и другому вместе. Соли, соответствующие сильному основанию и сильной кислоте, практически не будут гидролизуются. Например, ионам  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  соответствуют сильное основание и сильная кислота, являющиеся сильными электролитами ( $\text{NaOH}$  и  $\text{HCl}$ ), поэтому в водном растворе хлорид натрия не гидролизован.

Рассмотрим следующие типичные случаи гидролиза солей.

### **I. Гидролиз соли по аниону.**

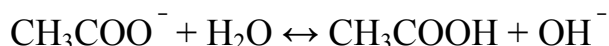
Ему подвергаются соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$  и др.). В этих случаях анион соли соединяется с протоном, оторвавшимся от молекулы воды, образуется слабый электролит, существующий преимущественно в молекулярной форме. Поэтому создаётся в растворе некоторый избыток ионов  $\text{OH}^-$ , среда становится щелочной ( $\text{pH} > 7$ ). Рассмотрим примеры такого гидролиза солей.

А) Рассмотрим гидролиз соли ацетата натрия, соль образована сильным основанием ( $\text{NaOH}$ ) и слабой одноосновной кислотой ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Соль диссоциирует в водном растворе по схеме:

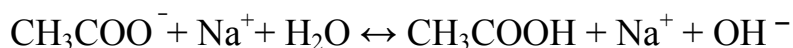


С водой взаимодействует ион слабого электролита- ацетат-ион ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ),

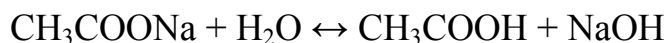
так как образующийся продукт –  $\text{CH}_3\text{COOH}$  - является слабой кислотой, слабым электролитом, который преимущественно в растворе находится в виде молекул. Отсюда ясно, что в растворе концентрация ионов  $\text{OH}^-$  будет несколько выше, чем в чистой воде, а поэтому среда раствора будет щелочной. Это можно записать в виде следующего:



Из сокращённого ионного уравнения видно, что в результате гидролиза связываются ионы водорода и накапливаются свободные гидроксид-ионы. Это приводит к тому, что среда в растворе будет щелочной: концентрация ионов  $\text{OH}^-$  > концентрации ионов  $\text{H}^+$ . Полное ионное уравнение гидролиз будет выглядеть так:

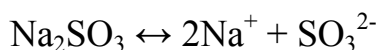


А молекулярное- следующим образом:



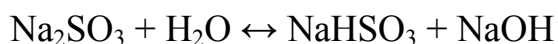
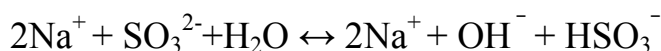
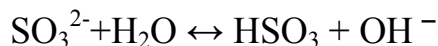
Сделаем вывод: гидролиз протекает по аниону, среда щелочная.

Б) Рассмотрим гидролиз сульфита натрия; соль образована сильным основанием ( $\text{NaOH}$ ) и слабой двухосновной кислотой ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ). Соль диссоциирует по схеме:



Гидролизу подвергается анион соли, который, являясь анионом двухосновной кислоты, гидролизует ступенчато

Первая ступень:



Вторая ступень:

Обсуждая процесс гидролиза нужно помнить, что в каждой реакции участвует только одна молекула воды.

Вторая ступень:





Вторая ступень практически не идёт. Её протекание возможно, например, при повышенных температурах.

В этом примере среда раствора опять является щелочной.

Гидролиз солей, образованных трёхосновными кислотами, может протекать в три ступени, четырёхосновными – в четыре ступени и т.д.

## **ВЫВОДЫ:**

В результате гидролиза соли, образованной сильным одноосновным основанием и слабой одноосновной кислотой, образуются основание (сильный электролит) и кислота (слабый электролит), реакция среды щелочная.

В результате гидролиза соли, образованной сильным одноосновным основанием и слабой многоосновной кислотой, образуется сильное основание (сильный электролит) и кислая соль. Реакция среды – щелочная.

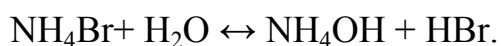
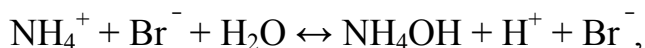
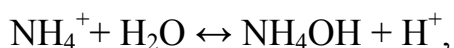
## **II. Гидролиз соли по катиону**

Ему подвергаются соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты ( $\text{NH}_4\text{Br}$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и т.п.).

А) Рассмотрим гидролиз соли  $\text{NH}_4\text{Br}$ . Соль образована слабым основанием ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) и сильной одноосновной кислотой ( $\text{HBr}$ ), диссоциирует соль по схеме:



Гидролизу подвергается ион слабого электролита- катион аммония по уравнению:



Из сокращённого ионного уравнения видно, что в результате гидролиза связываются гидроксид-ионы, а ионы  $\text{H}^+$  остаются в растворе в свободном виде. Поэтому в таком растворе среда будет кислая: концентрация ионов  $\text{H}^+$  будет больше, чем концентрация ионов  $\text{OH}^-$ .

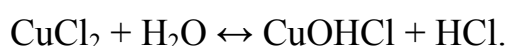
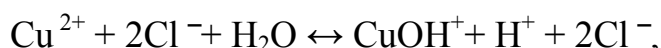
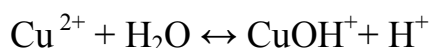
Б) Рассмотрим гидролиз соли  $\text{CuCl}_2$ . Соль образована сильной кислотой ( $\text{HCl}$ ) и слабым двухкислотным основанием ( $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ).

Соль диссоциирует по уравнению:



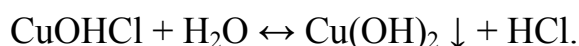
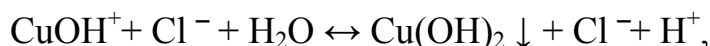
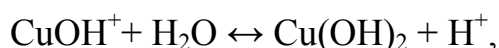
Гидролиз проходит ступенчато, так как соль образована катионом меди (II).

Первая ступень:



Сокращённое ионное уравнение гидролиза соли показывает, что катион соли связывает ионы  $\text{OH}^-$ , поэтому увеличивается концентрация ионов  $\text{H}^+$  и среда делается кислой.

Вторая ступень:



Среда будет кислая, так же как и в случае соли  $\text{NaBr}$ .

## **ВЫВОДЫ:**

В результате гидролиза соли, образованной слабым однокислотным основанием и сильной одноосновной кислотой, образуются кислота (сильный электролит) и основание (слабый электролит), реакция среды кислая.

В результате гидролиза соли, образованной слабым однокислотным основанием и сильной кислотой, образуется сильная кислота (сильный электролит) и основная соль. Реакция среды – кислая.

## **III. Гидролиз соли по катиону и аниону**

Ему подвергаются соли образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислоты. Например:  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$  и т.п. Гидролиз таких солей протекает намного глубже, чем в случае солей, соответствующих одному слабому электролиту, однако среда раствора может быть даже нейтральной, если оба образующихся электролита (основание и кислота) являются электролитами приблизительно одинаковой силы. Для оценки силы слабых электролитов нужно знать значения их



констант диссоциации. Например, раствор ацетата аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  ( $c = 0,1$  моль/л) имеет реакцию среды,, близкую к нейтральной. Это связано с тем, что константы диссоциации слабых электролитов, образующихся при гидролизе этой соли, имеют одинаковые значения ( $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ). Уравнение реакции гидролиза соли в этом случае записывают сразу:



Если же основание представляет собой более слабый электролит, чем кислота, то раствор имеет слабокислую реакцию  $\{(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Al}\}$ , и, наоборот, если кислота представляет собой более слабый электролит, чем основание, то раствор имеет слабощелочную реакцию, как, например, раствор цианида аммония  $\text{NH}_4\text{CN}$ .

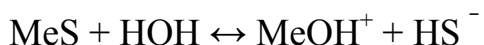
Однако, полный гидролиз может протекать, но лишь в том случае, если соль соответствует слабому основанию (в случае многозарядных ионов) и одновременно очень слабой кислоте. Так, например, при внесении в воду сульфида алюминия – соль гидролизуется практически полностью:



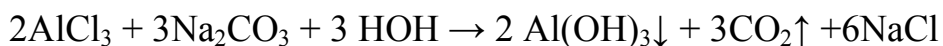
Вообще, практически нацело гидролизуются карбонаты и сульфиды трёхвалентных металлов (например, железа (III) и алюминия). Именно поэтому в таблице растворимости для соответствующих солей сделан прочерк – в водной среде они существовать не могут. Карбонаты двухвалентных металлов, соответствующих очень слабым основаниям, часто полностью гидролизуются до основных солей, например:



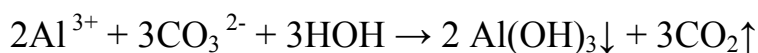
Сульфиды же двухвалентных металлов обычно не подвергаются гидролизу; из-за очень малой растворимости этих сульфидов равновесие сильно смещается влево:



Следствием полного гидролиза тех солей трёхвалентных металлов, о которых говорилось выше, является тот факт, что, например, при сливании растворов какой-либо соли алюминия и карбоната щелочного металла наблюдается выпадение осадка и выделение пузырьков газа. В этом случае обе соли как бы взаимно усиливают гидролиз друг друга и вместо карбоната алюминия образуются продукты его гидролиза  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{CO}_2$ :



Вионной форме:



### **Реакции обмена, сопровождаемые гидролизом**

На самом деле здесь протекают две независимые обратимые реакции, и каких ионов в растворе окажется больше, зависит от степени протекания каждой реакции. А это, в свою очередь, зависит от того, что слабее, кислота или основание.

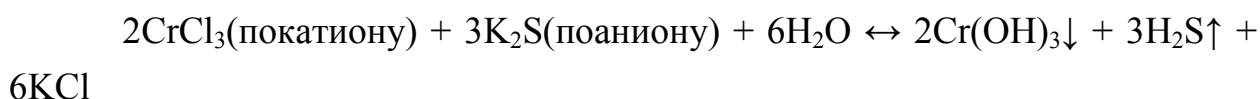
Одновременно обращаем внимание учащихся на то, что связывание гидроксид-ионов и ионов водорода в воду приводит к уменьшению их концентрации в растворе. Подводим их к выводу, что при совместном гидролизе степень его протекания будет значительно выше, и, в отдельных случаях, это может привести к полному гидролизу.

Вместо ожидаемых продуктов в результате реакции мы получим продукты гидролиза. Гидролиз осложняет протекание многих других реакций обмена. В таблице растворимости для полностью гидролизующихся солей стоит прочерк.

### **Гидролиз взаимный (двойной или совместный)**

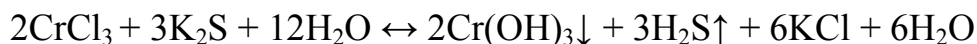
-гидролиз двух солей (образованных слабым основанием и слабой кислотой), полностью гидролизующихся в водном растворе (в реакцию с водой вступают и катион, и анион). Такой гидролиз происходит в обменных реакциях при смешивании водных растворов солей. Являясь обратимым, процесс гидролиза протекает только до достижения момента равновесия (не до конца), при этом происходит связывание ионов солей и взаимное усиление гидролиза {ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  образуют молекулу слабого электролита - воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ), равновесие смещается вправо}. При взаимном гидролизе число атомов водорода, молекул воды и ионов ( $\text{OH}^-$ ) в полученной слабой кислоте равно заряду иона, образующего кислоту. Обычно такой гидролиз солей описывается молекулярным и суммарным молекулярными уравнениями:

- молекулярное уравнение:

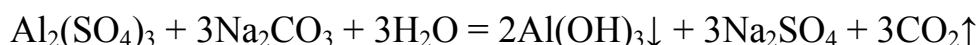
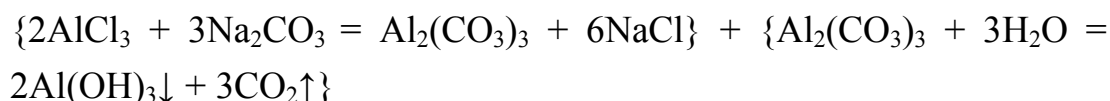
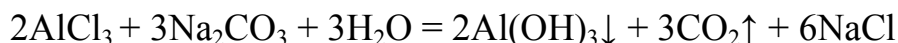


{при гидролизе сульфида калия связываются ионы (H<sup>+</sup>), а при гидролизе хлорида хрома связываются ионы (OH<sup>-</sup>)}

- суммарное молекулярное уравнение:



Другие примеры реакций совместного гидролиза с взаимным его усилением:



Обычно в каждом отдельном растворе гидролиз ограничивается только первой стадией

Взаимное усиление гидролиза обычно наблюдается при смешивании растворов солей, каждая из которых гидролизуеться незначительно: одна - по аниону, другая - по катиону; **совместный гидролиз усиливается и протекает до конца**. Такое усиление гидролиза происходит также при смешивании растворов двух слабо гидролизованных солей, содержащих многозарядные ионы:

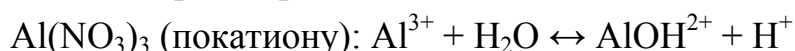
- кислотные остатки слабых кислот

- основные остатки слабых оснований

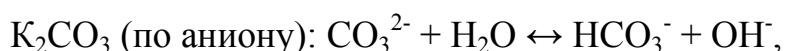
(одна образована слабой кислотой и сильным основанием, а другая - сильной кислотой и слабым основанием)

Протекание гидролиза зависит от соотношения сил кислоты и основания. Гидролиз усиливается взаимно, в случае если к раствору соли слабой кислоты и сильного основания добавить сильной кислоты или к раствору соли сильной кислоты и слабого основания добавить щелочь.

К примеру, в случае если имеются две разные емкости с гидролизованными растворами солей

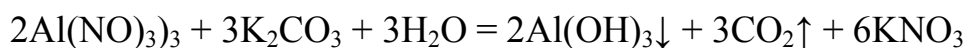


и



то после смешивания растворов, произойдет связывание ионов H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup> (с образованием молекул воды - слабого электролита) и образуются Al(OH)<sub>3</sub> и CO<sub>2</sub> (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), гидролитическое равновесие смещается вправо

(кислая среда, образующаяся в результате гидролиза солей алюминия, нейтрализуется щелочной средой, образованной гидролизом карбоната):



Происходит взаимное усиление гидролиза (гидролиз каждой из солей протекает до конца, результатом является полный гидролиз солей).

Аналогичный эффект взаимного усиления гидролиза наблюдается с растворами солей  $\{\text{AlCl}_3, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3; \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{FeCl}_3\}$  -  $\{\text{Na}_2\text{CO}_3, \text{Na}_2\text{S}\}$  и другими парами солей.

Взаимный гидролиз протекает с выделением аммиака, слабой летучей кислоты ( $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_3$  и др.), при выпадении осадка слабого основания или нерастворимой кислоты ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ )}

### Тест 1 по теме «Гидролиз солей. Среда водных растворов».

#### Вариант 1

Выберите один правильный ответ:

1. Среда водного раствора хлорида аммония

- 1) слабощелочная
- 2) кислая
- 3) нейтральная
- 4) сильнощелочная

2. Лакмус краснеет в растворе соли

- 1)  $\text{FeSO}_4$
- 2)  $\text{KNO}_3$
- 3)  $\text{NaCl}$
- 4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

3. Кислую среду имеет водный раствор

- 1) карбоната натрия
- 2) нитрата калия
- 3) иодида калия
- 4) хлорида алюминия

4. Щелочную среду имеет водный раствор

- 1) карбоната калия
- 2) нитрата натрия
- 3) иодида калия
- 4) нитрата алюминия

5. Среда водного раствора хлорида алюминия

- 1) щелочная
- 2) кислая
- 3) нейтральная
- 4) слабощелочная

6. Щелочную среду имеет водный раствор

- 1) сульфата алюминия
- 2) сульфата калия
- 3) сульфата натрия
- 4) сульфита натрия

7. Кислую среду имеет водный раствор

- 1) хлорида железа(II)
- 2) хлорида кальция
- 3) хлорида стронция
- 4) карбоната рубидия

8. Гидролизу не подвергается соль

- 1)  $AlCl_3$
- 2)  $NaCl$
- 3)  $Na_2CO_3$
- 4)  $CuCl_2$

9. Среди предложенных солей:  $CH_3COONH_4$ ,  $CuBr_2$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $BaCl_2$  гидролизу не подвергается

- 1)  $CH_3COONH_4$
- 2)  $CuBr_2$
- 3)  $Al_2(SO_4)_3$
- 4)  $BaCl_2$

10. В водном растворе какой соли среда щелочная

- 1) хлорид аммония
- 2) карбонат калия
- 3) сульфат бария
- 4) нитрат магния

11. Щелочная среда в растворе

- 1)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$
- 2)  $\text{CuSO}_4$
- 3)  $\text{NaNO}_3$
- 4)  $\text{KI}$

12. Лакмус окрасится в красный цвет в растворе

- 1)  $\text{KOH}$
- 2)  $\text{AlCl}_3$
- 3)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 4)  $\text{NaHS}$

13. Лакмус окрасится в синий цвет в растворе

- 1)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 2)  $\text{CaCl}_2$
- 3)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$
- 4)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

14. Метилоранж примет красную окраску в растворе

- 1)  $\text{NaOH}$
- 2)  $\text{NaF}$
- 3)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- 4)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

15. Метилоранж примет жёлтую окраску в растворе

- 1)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$
- 2)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

- 3)  $\text{CuSO}_4$
- 4)  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Вариант 2

Выберите один правильный ответ:

16. Лакмус имеет фиолетовый цвет в растворе

- 1)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- 2)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- 3)  $\text{AlCl}_3$
- 4)  $\text{FeCl}_3$

17. Фенолфталеин станет малиновым в растворе

- 1)  $\text{NaHCO}_3$
- 2)  $\text{ZnSO}_4$
- 3)  $\text{NaNO}_3$
- 4)  $\text{KBr}$

18. Не подвергается гидролизу

- 1)  $\text{Al}_2\text{S}_3$
- 2)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$
- 3)  $\text{FeCl}_3$
- 4)  $\text{KI}$

19. Кислая среда в растворе

- 1) нитрата калия
- 2) нитрата цинка
- 3) сульфида натрия
- 4) гидросульфида натрия

20. Щелочная среда в растворе

- 1) ацетата калия
- 2) сульфата калия
- 3) хлорида алюминия
- 4) сульфата алюминия

21. Нейтральную среду имеет раствор каждой из двух солей;

- 1)  $ZnSO_4$  и  $NaNO_3$
- 2)  $MnCl_2$  и  $Fe(NO_3)_3$
- 3)  $KNO_3$  и  $K_2SO_4$
- 4)  $CuBr_2$  и  $AgNO_3$

22. Окраска лакмуса в водном растворе стеарата калия

- 1) фиолетовая
- 2) малиновая
- 3) синяя
- 4) розовая

23. Нейтральную среду имеет водный раствор соли

- 1)  $FeSO_4$
- 2)  $Al(NO_3)_3$
- 3)  $ZnCl_2$
- 4)  $NaBr$

24. Нейтральную среду имеет водный раствор

- 1)  $Al(NO_3)_3$
- 2)  $ZnCl_2$
- 3)  $BaCl_2$
- 4)  $Fe(NO_3)_3$

25. Нейтральную среду имеет водный раствор

- 1) нитрата натрия
- 2) сульфита калия
- 3) карбоната калия
- 4) фторида калия



26. Среда водного раствора хлорида аммония

- 1) слабощелочная
- 2) кислая
- 3) нейтральная
- 4) сильнощелочная

27. Нитрат бария в растворе

- 1) гидролизуется по катиону
- 2) гидролизуется по аниону
- 3) гидролизуется по катиону и по аниону
- 4) гидролизу не подвергается

28. Гидролизу по катиону и аниону подвергается соль

- 1)  $K_2S$
- 2)  $KCl$
- 3)  $(NH_4)_2CO_3$
- 4)  $NH_4Cl$

## 29. Среда водного раствора хлорида алюминия

- 1) щелочная
- 2) кислая
- 3) нейтральная
- 4) слабощелочная

## 30 Щелочную среду имеет раствор

- 1)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- 2)  $\text{NaNO}_3$
- 3)  $\text{NaCl}$
- 4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

**Тест 2 по теме «Гидролиз солей. Среда водных растворов».**

## Вариант 1

1. Установите соответствие между формулой соли и её способностью к гидролизу.

Формула соли	Способность к гидролизу
А) $\text{Al}_2\text{S}_3$	1) по катиону
Б) $\text{K}_2\text{SO}_3$	2) по аниону
В) $\text{CrCl}_3$	3) по катиону и аниону
Г) $\text{K}_2\text{SO}_4$	4) гидролизу не подвергается
Д) $\text{KF}$	

2. Установите соответствие между названием соли и средой её водного раствора.

Название соли	Среда раствора
А) этилат натрия	1) кислая
Б) фосфат калия	2) нейтральная
В) нитрат цинка	3) щелочная
Г) сульфат цезия	

3. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза.

Название вещества	Продукты гидролиза
А) Хлорид фосфора (V)	1) $\text{H}_3\text{PO}_3$ и $\text{HCl}$
Б) Метилацетат	2) $\text{H}_3\text{PO}_4$ и $\text{HCl}$
В) Карбонат натрия	3) $\text{CH}_4$ и $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{O}$
	4) $\text{CH}_3\text{OH}$ и $\text{CH}_3 - \text{COOH}$
	5) $\text{NaHCO}_3$ и $\text{NaOH}$
	6) $\text{CO}_2$ и $\text{NaOH}$

4. Установите соответствие между формулой соли и соотношением концентраций ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в её растворе.

Формула соли	Концентрации ионов $\text{H}^+$ и $\text{OH}^-$
А) $\text{BaCl}_2$	1) $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$
Б) $\text{NaI}$	2) $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
В) $\text{Na}_2\text{CO}_3$	3) $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$
Г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	

5. Установите соответствие между формулой соли и её способностью к гидролизу.

Формула соли	Способность к гидролизу
А) $\text{NH}_4\text{Cl}$	1) по катиону
Б) $\text{CuSO}_4$	2) по аниону
В) $\text{CH}_3\text{COONa}$	3) по катиону и аниону
Г) $\text{CsNO}_3$	4) гидролизу не подвергается
Д) $\text{NaNO}_2$	

6. Установите соответствие между названием соли и средой её водного раствора.

Название соли	Среда раствора
А) пропионат калия	1) кислая
Б) сульфид натрия	2) нейтральная
В) нитрат бария	3) щелочная
Г) хлорид алюминия	

7. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза.

Название вещества	Продукты гидролиза
А) карбид алюминия	1) $\text{C}_2\text{H}_2$ и $\text{Al}(\text{OH})_3$
Б) хлорид фосфора (III)	2) $\text{CH}_4$ и $\text{Al}(\text{OH})_3$
В) этилформиат	3) $\text{H}_3\text{PO}_3$ и $\text{HCl}$
Г) хлорметан	4) $\text{H}_3\text{PO}_4$ и $\text{HCl}$
	5) $\text{HCOOH}$ и $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
	6) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$



8. Установите соответствие между формулой соли и соотношением концентраций ионов H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup> в её растворе.

Формула соли	Концентрации ионов H <sup>+</sup> и OH <sup>-</sup>
А) BaClO <sub>4</sub>	1) [H <sup>+</sup> ] = [OH <sup>-</sup> ]
Б) KI	2) [H <sup>+</sup> ] > [OH <sup>-</sup> ]
В) ZnCl <sub>2</sub>	3) [H <sup>+</sup> ] < [OH <sup>-</sup> ]
Г) Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	

9. Установите соответствие между названием соли и средой её водного раствора.

Название соли	Среда раствора
А) сульфит калия	1) кислая
Б) фторид натрия	2) нейтральная
В) хлорид рубидия	3) щелочная
Г) нитрат хрома(II)	

10. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза.

Название вещества	Продукты гидролиза
А) бромид фосфора(V)	1) H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> и HBr
Б) фосфид кальция	2) H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> и HBr
В) хлорид алюминия	3) H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> и Ca(OH) <sub>2</sub>
Г) 1,1-дихлорэтан	4) PH <sub>3</sub> и Ca(OH) <sub>2</sub>



11. Установите соответствие между названием соли и средой её водного раствора.

Название соли	Среда раствора
А) ацетат калия	1) кислая
Б) сульфит натрия	2) нейтральная
В) нитрат лития	3) щелочная
Г) хлорид цинка	

12. Установите соответствие между формулой соли и молекулярно-ионным уравнением гидролиза этой соли.

Формула соли	Уравнение гидролиза
А) $\text{Na}_2\text{SiO}_3$	1) $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}^+$
Б) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	2) $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} = \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$
В) $\text{CH}_3\text{COONa}$	3) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
Г) $\text{NH}_4\text{NO}_3$	4) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}^+$
	5) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}^-$
	6) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
	7) $\text{NO} + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{OH}^-$
	8) $\text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HSiO}_3^- + \text{OH}^-$

## Вариант 2

13. Установите соответствие между формулой соли и её способностью к гидролизу.

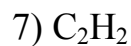
Формула соли	Способность к гидролизу
А) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	1) по катиону
Б) $\text{Na}_2\text{SO}_3$	2) по аниону
В) $\text{BaCl}_2$	3) по катиону и аниону
Г) $\text{Al}_2\text{S}_3$	4) гидролизу не подвергается

14. Установите соответствие между названием соли и средой её водного раствора.

Название соли	Среда раствора
А) метилат натрия	1) кислая
Б) хлорид бария	2) нейтральная
В) нитрит калия	3) щелочная
Г) нитрат ртути(II)	

15. Установите соответствие между исходными веществами и образующимся в результате реакции газом

Исходные вещества	Выделяющийся газ
А) $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	1) $\text{H}_2\text{S}$
Б) $\text{NaHCO}_3(\text{p-p}) + \text{CuSO}_4(\text{p-p}) \rightarrow$	2) $\text{SO}_2$
В) $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	3) $\text{H}_2$
Г) $\text{Be}_2\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	4) $\text{PH}_3$
	5) $\text{CH}_4$



16. Установите соответствие между формулой соли и её способностью к гидролизу.

Формула соли	Способность к гидролизу
А) $\text{NH}_4\text{NO}_2$	1) по катиону
Б) $\text{Na}_3\text{PO}_4$	2) по аниону
В) $\text{FeCl}_3$	3) по катиону и аниону
Г) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	4) гидролизу не подвергается

17. Установите соответствие между названием соли и средой её водного раствора.

Название соли	Среда раствора
А) этилат натрия	1) кислая
Б) йодид калия	2) нейтральная
В) нитрат цинка	3) щелочная
Г) сульфит калия	

18. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза.

Название вещества	Продукты гидролиза
А) хлорид фосфора(V)	1) $\text{H}_3\text{PO}_3$ и $\text{HCl}$
Б) фосфид кальция	2) $\text{H}_3\text{PO}_4$ и $\text{HCl}$
Г) карбид кальция	3) $\text{CH}_3\text{OH}$ и $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
Д) пропилформиат	4) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ и $\text{HCOOH}$



5)  $\text{CH}_4$  и  $\text{CaO}$ 6)  $\text{C}_2\text{H}_2$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 7)  $\text{PH}_3$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 8)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 

19. Установите соответствие между формулой соли и её способностью к гидролизу.

Формула соли	Способность к гидролизу
А) $\text{BaSO}_4$	1) по катиону
Б) $\text{Na}_2\text{CO}_3$	2) по аниону
В) $\text{CuSO}_4$	3) по катиону и аниону
Г) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	4) гидролизу не подвергается

20. Установите соответствие между исходными веществами и образующимся в результате реакции газом

Исходные вещества	Выделяющийся газ
А) $\text{AlCl}_{3(\text{p-p})} + \text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{p-p})} \rightarrow$	1) $\text{Cl}_2$
Б) $\text{HCl} + \text{CaC}_2 \rightarrow$	2) $\text{HCl}$
В) $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	3) $\text{N}_2$
Г) $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	4) $\text{NH}_3$
	5) $\text{CH}_4$
	6) $\text{CO}_2$
	7) $\text{C}_2\text{H}_2$

21. Установите соответствие между названием соли и типом гидролиза её в водном растворе.

Название соли	Тип гидролиза
А) сульфид алюминия	1) по катиону
Б) сульфид натрия	2) по аниону
В) нитрат магния	3) по катиону и аниону
Г) сульфит калия	

22. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза.

Название вещества	Продукты гидролиза
А) ацетат аммония	1) $\text{H}_3\text{PO}_3$ и $\text{HI}$
Б) хлор	2) $\text{HCl}$ и $\text{HClO}$
В) тристеарин	3) $\text{CH}_3\text{COOH}$ и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Г) йодид фосфора (III)	4) $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ и $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
	5) $\text{H}_3\text{PO}_4$ и $\text{HI}$

23. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза.

Название вещества	Продукты гидролиза
А) триолеин	1) $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ и $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$
Б) нитрид магния	2) $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ и $\text{HCl}$
В) хлорид меди	3) $\text{NH}_3$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$
Г) тринитрат целлюлозы	4) $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ и $\text{HNO}_3$
	5) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{NH}_2$
	6) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и $\text{HCl}$

24. Установите соответствие между формулой соли и концентраций ионов водорода и гидроксида в растворе этой соли.

Формула соли	Концентрации ионов $H^+$ и $OH^-$
А) $(NH_4)_2CO_3$	1) $[H^+] = [OH^-]$
Б) $Ba(CH_3COO)_2$	2) $[H^+] > [OH^-]$
В) $Na_2SO_4$	3) $[H^+] < [OH^-]$
Г) $Cu(NO_3)_2$	

### Проверочная работа по теме «Гидролиз».

#### 1 вариант.

1. Реакция гидролиза относится к реакциям:

- а) соединения;
- б) разложения;
- в) замещения;
- г) обмена.

2. Укажите формулу соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием:

- а)  $KClO_4$ ;
- б)  $Na_2SiO_3$ ;
- в)  $FeBr_3$ ;
- г)  $Cs_2SO_4$ .

3. Какая из солей, формулы которых приведены ниже, подвергается гидролизу?

- а)  $RbCl$ ;
- б)  $MgCl_2$ ;
- в)  $Ca(NO_3)_2$ ;
- г)  $Na_2SO_4$ .

4. Гидролизу не подвергаются соли, образованные:

- а) сильным основанием и слабой кислотой;
- б) сильной кислотой и слабым основанием;
- в) сильным основанием и сильной кислотой;
- г) слабым основанием и слабой кислотой.

5. Выберите название соли, которая не подвергается гидролизу:

- а) бромид аммония;
- б) хлорид алюминия;
- в) карбонат калия;
- г) иодид натрия.

6. Даны названия шести солей: хлорид кобальта (II), сульфат цезия, бромид марганца (II), нитрит лития, формиат натрия, нитрат хрома (III).

Число солей из данного списка, подвергающихся гидролизу, равно:

- а) двум;
- б) трём;
- в) четырём;
- г) пяти.

7. Соотнесите:

**тип гидролиза**

**названия гидролизующихся солей**

- |                         |                      |
|-------------------------|----------------------|
| 1) по катиону           | а) нитрат свинца;    |
| 2) по аниону            | б) сульфит лития;    |
| 3) по катиону и аниону; | в) карбонат аммония; |
|                         | г) сульфид калия.    |

8. Соотнесите:

**название соли**

**реакция среды в водном растворе:**

- |                    |                 |
|--------------------|-----------------|
| 1) пропионат калия | а) кислотная;   |
| 2) сульфат натрия  | б) нейтральная; |
| 3) фосфат калия    | в) щелочная.    |
| 4) хлорид никеля   |                 |

9. Укажите соль, в водном растворе которой фенолфталеин имеет малиновую окраску:

- а) нитрит натрия;
- б) сульфат магния;
- в) нитрат кальция;
- г) хлорид калия.

10. Соль, в растворе которой лакмус будет окрашиваться в красный цвет, имеет формулу:

- а)  $K_2SO_4$ ;
- б)  $NaNO_3$ ;
- в)  $Zn(NO_3)_2$ ;
- г)  $Li_2CO_3$ .

11. Составить уравнения реакции гидролиза карбоната натрия.

12. Цинковую пластинку поместили в водный раствор хлорида цинка. Через некоторое время наблюдали появление пузырьков газа. Какой это газ? Объясните наблюдаемое явление.

13. Что происходит при смешивании водных растворов карбоната натрия и сульфата алюминия. Запишите уравнения реакций в молекулярной форме.

### Проверочная работа по теме «Гидролиз».

#### 2 вариант.

1. Укажите формулу соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием:

- а)  $NaNO_2$ ;
- б)  $K_2SO_4$ ;
- в)  $(NH_4)_2S$ ;
- г)  $CuBr_2$ .

2. Гидролизу не подвергается соль, формула которой:

- а)  $Li_2S$ ;
- б)  $Na_3PO_4$ ;
- в)  $(NH_4)_2SO_3$ ;
- г)  $Ba(NO_3)_2$ .

3. Гидролизу может подвергаться:

- а) этен;
- б) этанол;
- в) этаналь;
- г) этилацетат.

4. Укажите название соли, которая подвергается гидролизу:

- а) сульфат натрия;
- б) хлорид цинка;

в) нитрат лития;

г) бромид калия.

5. По катиону гидролизуеться соль:

а) сульфид натрия;

б) хлорид меди (II);

в) нитрат бария;

г) карбонат калия.

6. Даны названия шести солей: сульфит натрия; нитрат кадмия, сульфид лития, бромид аммония, сульфат калия, ацетат магния. Число солей из данного перечня, не подвергающихся гидролизу, равно:

а) одному;

б) двум;

в) трём;

г) четырём.

7. Соотнесите:

**тип гидролиза**

**названия**

**гидролизующихся солей;**

1) по катиону

а) нитрит аммония;

2) по аниону

б) сульфат меди (II);

3) по катиону и аниону

в) карбонат натрия;

г) хлорид магния.

8. Соотнесите:

**формула соли**

**реакция среды в водном  
растворе:**

1)  $\text{NaNO}_2$

а) кислотная;

2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;

б) нейтральная;

3)  $\text{LiI}$

в) щелочная.

4)  $\text{KNO}_3$ .

9. Соотнесите:

**формула соли**

**окраска лакмуса в растворе  
соли:**

- |                                   |                |
|-----------------------------------|----------------|
| 1) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$     | а) синяя;      |
| 2) $\text{K}_2\text{SiO}_3$       | б) фиолетовая; |
| 3) $\text{MgCl}_2$                | в) красная     |
| 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . |                |

10. Соль, в растворе которой фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет, имеет название:

- а) бромид цинка;
- б) нитрат бария;
- в) сульфид стронция;
- г) хлорид алюминия.

11. Составить уравнения реакции гидролиза иодида цинка.

12. При смешивании водных растворов карбоната натрия и хлорида алюминия выпадает белый студенистый осадок и наблюдается появление пузырьков газа. Объясните наблюдаемое явление. Запишите уравнение реакции в молекулярной форме.

13. Что происходит при смешивании водных растворов Сульфида натрия и нитрата хрома (III). Запишите уравнения реакций в молекулярной форме.

### **Задания на взаимосвязь неорганических веществ по теме «Гидролиз»**

1) Смесь порошков нитрата калия и хлорида аммония растворили в воде и раствор осторожно нагрели. Выделившийся газ прореагировал с магнием. Продукт реакции внесли в избыток раствора соляной кислоты, при этом выделение газа не наблюдалось. Полученную магниевую соль в растворе обработали карбонатом натрия. Запишите уравнения описанных реакций.

2) Порошок металлического алюминия смешали с твердым иодом и добавили несколько капель воды. К полученной соли добавили раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Образовавшийся осадок растворили в соляной кислоте. При последующем добавлении раствора карбоната натрия вновь наблюдали выпадение осадка.

3) Продукт взаимодействия фосфида магния с водой сожгли и продукты реакции поглотили водой. Образовавшееся вещество используется в промышленности для получения двойного суперфосфата из фосфорита. Напишите уравнения описанных реакций.

4) Магний порошок смешали с кремнием и нагрели. Продукт реакции обработали холодной водой и выделяющийся газ пропустили через горячую воду. Образовавшийся осадок отделили, смешали с едким натром и нагрели до плавления. Напишите уравнения описанных реакций.

5) Кальций нагрели в атмосфере водорода. Продукт реакции обработали водой, выделяющийся газ пропустили над нагретым оксидом цинка, а в раствор добавили кальцинированную соду. Напишите уравнения описанных реакций.

6) Газ, полученный при обработке нитрида кальция водой, пропустили над раскалённым порошком оксида меди (II). Полученное при этом твёрдое вещество растворили в концентрированной азотной кислоте, раствор выпарили, а полученный твёрдый остаток прокалили. Составьте уравнения четырёх описанных реакций.

7) Магний нагрели в атмосфере азота. При добавлении к полученному веществу воды выделился газ, который пропустили над нагретым оксидом свинца (II). Полученное твёрдое вещество тёмного цвета растворили в разбавленной азотной кислоте. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

8) Фосфор нагрели с кальцием в инертной атмосфере. Полученный порошок растворили в соляной кислоте, а выделившийся при этом газ сожгли с образованием белого твёрдого вещества, которое растворили в избытке гидроксида натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

9) Железо нагрели в токе хлора. Полученное вещество растворили в воде и прилили раствор карбоната натрия. Выпавший осадок отфильтровали, добавили к нему щелочной раствор гипохлорита натрия и смесь нагревали до полного растворения осадка. Из полученного раствора под действием хлорида бария выпадает фиолетовый осадок. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

10) Хром растворили в соляной кислоте в присутствии кислорода воздуха. К полученному раствору добавили избыток карбоната натрия, выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Полученное твёрдое вещество смешали с углём и выдержали в токе хлора при нагревании. Получили порошок, представляющий собой соль металла. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.



11) Гидрокарбонат натрия прокалили. Полученное после прокаливания твёрдое вещество растворили в воде и смешали с раствором бромида железа (III), в результате чего выпал бурый осадок и образовался газ. Осадок отделили и прокалили. Твёрдый остаток растворили в иодоводородной кислоте. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

12) Порошок магния нагрели с избытком кремния. Полученное твёрдое вещество частично растворилось в соляной кислоте с выделением газа, который пропустили через раствор щёлочи. При подкислении образовавшегося раствора соляной кислотой раствор помутнел вследствие образования нерастворимого в воде вещества. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

13) Твёрдый хлорид кальция прореагировал с концентрированной серной кислотой, при этом выпал бесцветный осадок и выделился газ с резким запахом. Растворенный в минимальном количестве воды газ прореагировал с твёрдым дихроматом калия, при этом наблюдали выделение газа желто-зеленого цвета. Газ собрали и пропустили через раствор хлорида железа(II), в результате чего цвет раствора стал красно-коричневым. К раствору полученного вещества добавили карбонат натрия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

14) К раствору бромоводородной кислоты добавили гидрокарбонат калия, в результате чего наблюдали выделение бесцветного газа. Полученную соль выделили и добавили к раствору дихромата калия, подкисленного серной кислотой. Образовавшееся в результате этой реакции простое вещество красно-бурая жидкость с резким запахом прореагировало с алюминием. Продукт этой реакции помесили в раствор сульфида натрия, в результате чего наблюдали выделение токсичного газа с неприятным запахом. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

15) Через раствор гидроксида натрия пропустили избыток углекислого газа. Раствор выпарили, полученное вещество прокалили, при этом наблюдали выделение бесцветного газа. Образовавшееся вещество собрали и добавили к раствору бромида железа (III). Выпавший при этом осадок красновато-коричневого цвета прореагировал с раствором иодоводородной кислоты. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

16) При взаимодействии оксида серы(VI) с водой получили кислоту. При обработке порошкообразного иодида калия концентрированным

раствором этой кислоты образовались серые кристаллы простого вещества. Это вещество прореагировало с алюминием. Полученную соль растворили в воде и смешали с раствором карбоната натрия, в результате чего образовался осадок и выделился газ. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

### Задачи по теме «Гидролиз»

1) Определите массу  $Mg_3N_2$ , полностью подвергшегося разложению водой, если для солеобразования с продуктами гидролиза потребовалось 150 мл 4%-го раствора соляной кислоты плотностью 1,02 г/мл.

2) К фосфиду кальция массой 18,2 г прилили 182,5 г 20 % раствора соляной кислоты. К полученному раствору добавили 200,2 г кристаллической соды. Определите массовую долю карбоната натрия в конечном растворе.

3) Газ, выделившийся при взаимодействии 7,4 г нитрида кальция с 9 г воды, полностью поглощён 200 мл 3,5 %-ного раствора соляной кислоты (= 1,05 г/мл). Определите массовую долю хлорида аммония в образовавшемся растворе.

4) Хлорид фосфора(V) массой 4,17 г полностью прореагировал с водой. Какой объём раствора гидроксида калия с массовой долей 10% (плотностью 1,07 г/мл) необходим для полной нейтрализации полученного раствора?

5) К карбиду алюминия добавили 400 мл воды. При этом выделился газ 13,44 л (н.у). К полученной смеси прилили 160 г 30% раствора гидроксида натрия, определить массовые доли всех веществ в полученном растворе.

6) Карбид кальция массой 6,4 г растворили в 87 мл бромоводородной кислоты ( $\rho = 1,12$  г/мл) с массовой долей 20 %. Какова массовая доля бромоводорода в образовавшемся растворе? В ответе запишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления (указывайте единицы измерения искомых физических величин).

7) Газ, полученный при гидролизе 14,8 г нитрида кальция, пропустили через 66,7 мл 25 %-ного раствора серной кислоты ( $\rho = 1,176$  г/мл). Определите массовую долю вещества в образовавшемся растворе.

8) Смесь кальция с фосфором общей массой 12 г сильно нагрели. После окончания реакции полученное вещество частично растворилось в избытке соляной кислоты с выделением 1,68 л (н. у.) газа с неприятным

запахом. Рассчитайте массовые доли (в %) простых веществ в исходной смеси.

9) Определите массовые доли (в %) сульфата железа (II) и сульфида алюминия в смеси, если при обработке 25 г этой смеси водой выделился газ, который полностью прореагировал с 960 г 5 %-ного раствора сульфата меди.

10) Смесь сульфида алюминия и алюминия обработали водой, при этом выделилось 6,72 л (н. у.) газа. Если эту же смесь растворить в избытке соляной кислоты, то выделится 13,44 л (н. у.) газа. Определите массовую долю алюминия в исходной смеси.

11) Смесь оксида и нитрида магния общей массой 20 г обработали горячей водой. Выделившийся газ пропустили через трубку с раскалённым оксидом меди(II), в результате масса трубки уменьшилась на 6,0 г. Рассчитайте массовые доли веществ в исходной смеси.

12) Смесь алюминия с серой общей массой 3,21 г сильно нагрели. После окончания реакции полученное вещество частично растворилось в избытке соляной кислоты с выделением 1,008 л (н. у.) газа с неприятным запахом. Рассчитайте массовые доли (в %) простых веществ в исходной смеси.

13) Фосфид кальция массой 36,4 г подвергли гидролизу. Образовавшийся газ сожгли в избытке кислорода. Полученную кислоту смешали с 50 мл 25 %-ного раствора натриевой щелочи (плотность  $\rho = 1,28$  г/см<sup>3</sup>). Определите состав образовавшейся соли и ее массовую долю в растворе. В ответе напишите уравнения реакций, которые указаны в условии задачи, и приведите все необходимые вычисления.

**Ответы****Проверочная работа по теме «Теория электролитической диссоциации»**

1-3,2-4,3-2,4-3,5-1,6-3,7-2,8-4,9-1,10-2,11-2,12-1,13-4,14-3,15-4,16-2,17-3,18-4,19-1,20-4

**Тестовые задания по теме «Электролитическая диссоциация и ионные реакции в растворах»**

<b>Вариант 1</b>	7-4	<b>Вариант 2</b>	19-2
1-2	8-1	14-4	20-2
2-4	9-3	15-2	21-4
3-2	10-2	16-3	22-3
4-1	11-3	или 17-4	23-2
	4		
5-3	12-3	18-3	24-3
6-4	13-3		25-2

**Тест 1 по теме «Гидролиз солей. Среда водных растворов».****Вариант 1**

1-2, 2-1, 3-4, 4-1, 5-2, 6-4, 7-1, 8-2, 9-4, 10-2, 11-1, 12-2, 13-3, 14-4, 15-1

**Вариант 2**

16-1, 17-1, 18-4, 19-2, 20-1, 21-3, 22-3, 23-4, 24-3, 25-1, 26-2, 27-4, 28-3, 29-2, 30-4

**Тест 2 по теме «Гидролиз солей. Среда водных растворов».**

## Вариант 1

1-32142, 2-3312, 3- 245, 4-1132, 5-11242, 6-3321, 7-2358, 8-1123, 9-3321, 10-2457, 11-3321, 12-8243,

## Вариант 2

13-1243, 14-3231, 15-1645, 16-3214, 17-3213, 18-2764, 19-4211, 20-6745, 21-3212, 22-3241, 23-1324, 24-1312

**Проверочная работа по теме «Гидролиз».**

## Вариант 1

**№1-Г, №2-В, №3-Б, №4-В, №5-Г, №6-Г,**

**№7.1-а,**

2-Б,Г,

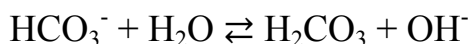
3-В,

**№8.1-В, 2-Б, 3-В, 4-а**

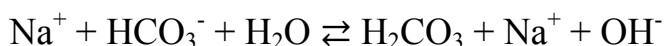
**№9-а,**

**№10-В**

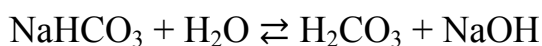
**№11** Краткое ионное уравнение:



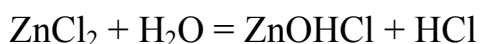
Полное ионное уравнение:



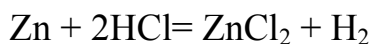
Молекулярное уравнение:



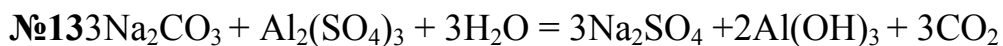
**№12** Т.к раствор водный, то хлорид цинка  $\text{ZnCl}_2$  (как соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой), будет подвергаться гидролизу:



Уже в этот раствор поместили цинковую пластинку, так-как цинк стоит в ряду активности металлов до водорода, значит он может вытеснить его(водород) из растворов кислот, что с успехом и происходит:



Значит пузырьки газа - это ничто иное, как выделившийся водород  
(H<sub>2</sub>)



Вариант 2

№1-а, №2-г, №3-г, №4-б, №5-б, №6-а,

№7 1-бг, 2-в, 3-а

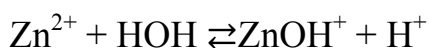
№81-в, 2-в, 3-б,

№91-б, 2-а, 3-в, 4-в

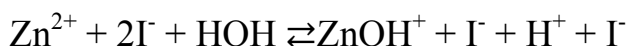
№10-в

№11

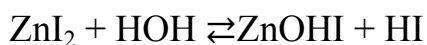
Краткое ионное уравнение:



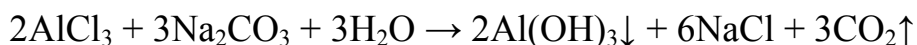
Полное ионное уравнение:



Молекулярное уравнение:

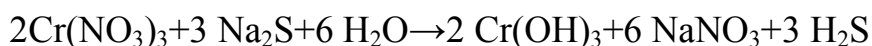


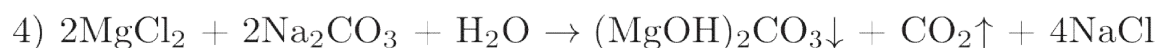
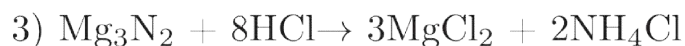
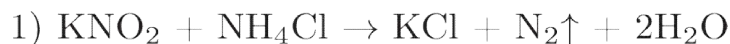
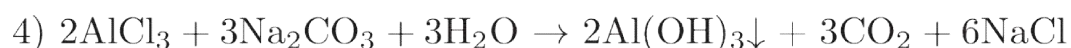
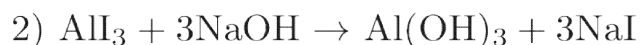
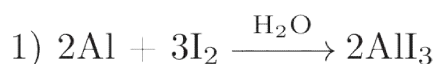
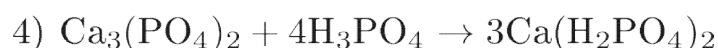
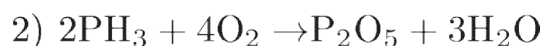
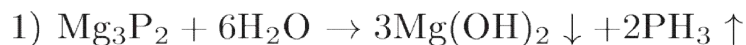
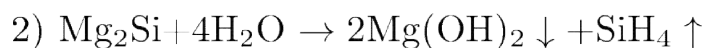
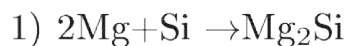
№12

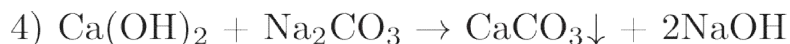
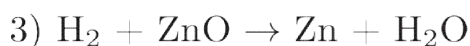


№11

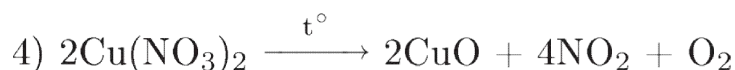
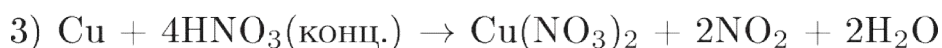
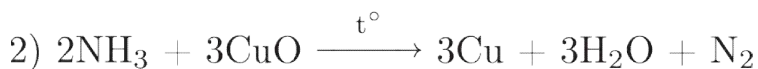
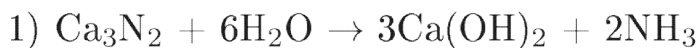
В результате взаимодействия хлорида хрома (III) с водным раствором сульфида натрия происходит образование осадка гидроксида хрома (III), хлорида натрия и выделение газа - сероводорода. Молекулярное уравнение реакции имеет вид:



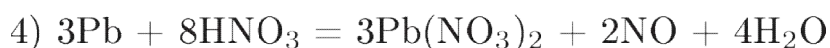
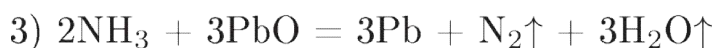
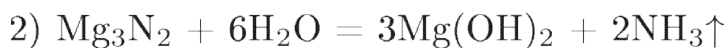
**Ответы на задания с развернутым ответом****Задание 32****№1****№2****№3****№4****№5**



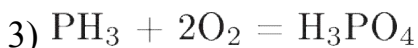
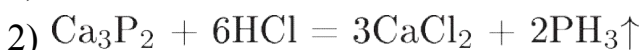
## №6



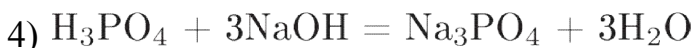
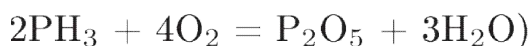
## №7



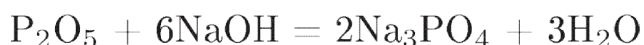
## №8



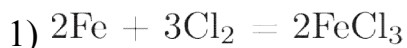
допустим вариант:



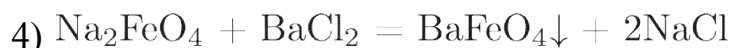
или



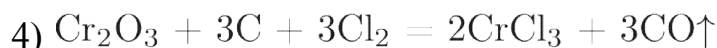
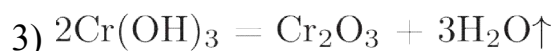
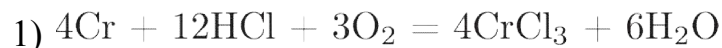
## №9



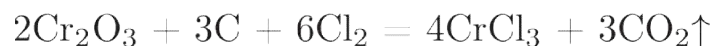




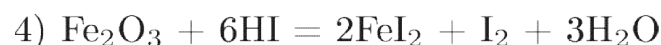
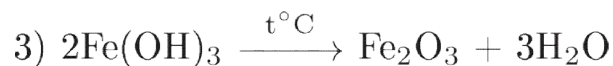
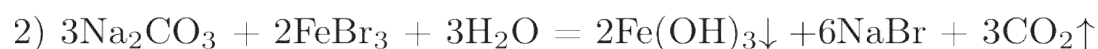
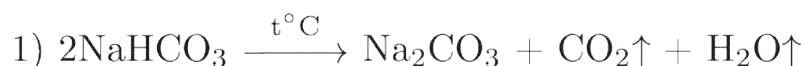
№10



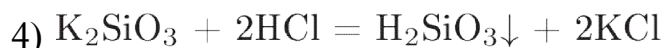
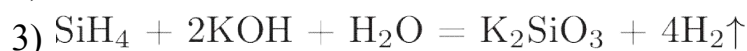
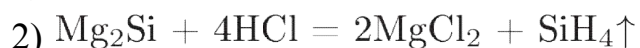
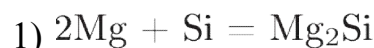
или



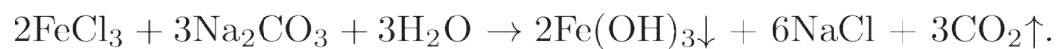
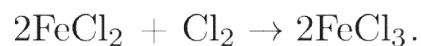
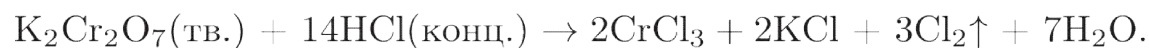
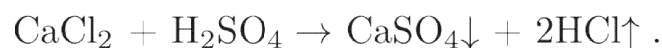
№11



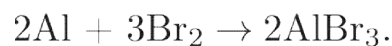
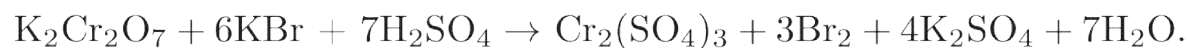
№12



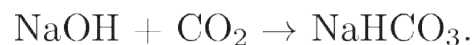
№13

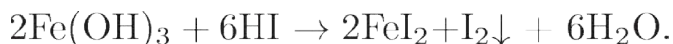


№14.

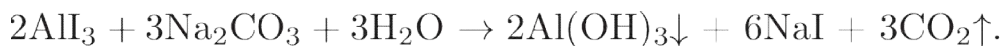
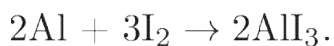


№15





№16



### Задачи

№1

ОТВЕТ:  $m(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 2,1 \text{ г}$

№2

ОТВЕТ:

№3  $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,97 \%$ .

$\omega(\text{NH}_4\text{Cl}) = 2,5 \%$

№4

$V(\text{р-ра})(\text{KOH}) = 83,7 \text{ мл.}$

№5

$\omega(\text{Al}(\text{OH})_3) = 10,57\%$

$\omega(\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]) = 0,4\%$

№6

ОТВЕТ:  $\omega(\text{HBr}) = 3,2 \%$

№7

$w(\text{NH}_4\text{HSO}_4) = 28,1 \%$

№8

$\omega(\text{Ca}) = 37,5\%$

$\omega(\text{P}) = 62,5\%$

№9

$\omega(\text{FeSO}_4) = 40\%$

$\omega(\text{Al}_2\text{S}_3) = 60\%$

№10

ОТВЕТ:  $\omega(\text{Al}) = 15,25 \%$

№11

ОТВЕТ:  $\omega(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 62,5\%$

$\omega(\text{MgO}) = 37,5\%$

№12

$$\omega(\text{Al})=25,2\%$$

$$\omega(\text{S})=74,8\%$$

№13

$$\omega(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 46,51\%$$