

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
ЛУГАНСКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ  
ГОУ ВПО ЛНР «ЛУГАНСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ  
УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ ТАРАСА ШЕВЧЕНКО»**

**Е.Г. Полупаненко**

# **Общая химия**

**Учебно-методическое пособие  
для студентов очной формы обучения  
по направлению подготовки 03.03.02 «Физика»**



**Луганск  
2018**

УДК 54(075.8)  
ББК 24.1я73  
П 53

### Рецензенты:

- Кривоколыско С.Г.** – профессор кафедры физики и химии ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Владимира Даля», доктор химических наук, старший научный сотрудник, профессор;
- Коваленко Е.А.** – методист ГУ ДПО ЛНР «Республиканский центр развития образования», учитель химии высшей категории, Заслуженный учитель Украины;
- Хрусталева Н.М.** – доцент кафедры химии и биохимии ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко», кандидат химических наук, доцент.

**Полупаненко Е.Г.**

**П 53**

Общая химия : учебно-методическое пособие / Е.Г. Полупаненко; ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко». – Луганск : Книта, 2018. – 94 с.

Учебно-методическое пособие содержит теоретический и дидактический материал для закрепления новых знаний и умений, лабораторный практикум, который позволит сформировать практические умения и навыки, необходимые для качественного усвоения курса «Общая химия». В пособии приводятся примеры расчетов и задач, которые помогут студентам освоить тему на достаточном уровне. Для проверки усвоения материала в конце каждой темы приведены письменные вопросы.

Пособие предназначено для студентов очной формы обучения по направлению подготовки 03.03.02 «Физика», а также будет полезно учителям химии и преподавателям вузов.

УДК 54(075.8)  
ББК 24.1я73

*Рекомендовано Ученым советом Луганского национального университета имени Тараса Шевченко в качестве учебно-методического пособия для студентов, обучающихся по направлению подготовки 03.03.02 «Физика» (протокол № 10 от 27 апреля 2018 года)*

© Полупаненко Е.Г., 2018  
© ГОУ ВПО ЛНР «Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко», 2018

## ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ</b>	5
Общие правила работы в химической лаборатории	7
<b>ТЕМА 1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ</b>	11
1.1. Атомно-молекулярное учение	11
1.2. Химические элементы	12
1.3. Простые и сложные вещества; аллотропия	12
1.4. Относительная атомная и относительная молекулярная масса	13
1.5. Моль, молярная масса	13
1.6. Химические знаки, формулы и уравнения	13
1.7. Закон сохранения массы вещества и энергии	14
1.8. Закон постоянства состава вещества	14
1.9. Газовые законы. Закон Авогадро. Молярный объем газа	14
1.10. Примеры расчетов	15
Письменные задания	18
<b>ТЕМА 2. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ</b>	20
2.1. Квантово-механическая модель электронного строения атома	20
2.2. Основные закономерности распределения электронов в атомах	21
2.3. Электронные формулы атомов. Периодическая система	
Д.И. Менделеева	21
Письменные задания	22
<b>ТЕМА 3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ</b>	26
3.1. Оксиды, гидроксиды, кислоты, соли	26
3.2. Некоторые свойства неорганических соединений	26
Письменные задания	28
Лабораторная работа №1 «Классы неорганических соединений»	32
<b>ТЕМА 4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ</b>	37
4.1. Основные понятия	37
4.2. Энтальпия	37
4.3. Закон Гесса. Следствие из закона Гесса	37
4.4. Энтропия	38
4.5. Возможность самопроизвольного прохождения химических реакций.	
Энергия Гиббса	38
Письменные задания	39
<b>ТЕМА 5. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ</b>	43
5.1. Скорость химических реакций	43
5.2. Химическое равновесие	43
5.3. Принцип Ле Шателье	44
Письменные задания	45
Лабораторная работа №2 «Кинетика химических реакций. Химическое равновесие»	49

<b>ТЕМА 6. РАСТВОРЫ</b>	55
6.1. Основные понятия	55
6.2. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация	57
6.3. Ионные реакции в растворах электролитов	58
6.4. Диссоциация воды. Водородный показатель	58
6.5. Гидролиз солей	59
Письменные задания	60
Лабораторная работа №3 «Растворы. Гидролиз»	64
<b>ТЕМА 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ</b>	69
7.1. Основные понятия	69
7.2. Составление уравнений ОВР	69
7.3. Электродные потенциалы. Направление ОВР	71
7.4. Химические источники тока	73
7.5. Коррозия металлов	74
7.6. Взаимодействие металлов с кислотами	75
7.7. Взаимодействие металлов с водой и растворами щелочей	76
7.8. Химическая и электрохимическая коррозия	76
7.9. Методы защиты металлов от коррозии	78
7.10. Электролиз	78
Письменные задания	80
Лабораторная работа № 4 «Окислительно-восстановительные реакции»	83
<b>СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ</b>	89
<b>ЗАКЛЮЧЕНИЕ</b>	90
<b>ПРИЛОЖЕНИЯ</b>	91
Приложение А. Теоретические вопросы к экзамену	91
Приложение Б. Таблицы	93

## ВВЕДЕНИЕ

**Целью освоения дисциплины** является теоретическая и практическая подготовка студентов по общей химии с учетом современных тенденций развития химической науки, что обеспечивает решение выпускником задач будущей профессиональной деятельности.

**Задачами** общей химии является изучение:

– современных представлений о строении вещества, о зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их элементов в Периодической системе и характера химической связи;

– природы химических реакций, используемых в производстве химических веществ и материалов, кинетического и термодинамического подходов к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации;

– современных тенденций развития химии.

**Требования к результатам освоения содержания дисциплины**

*Общекультурные компетенции (ОК):*

– стремление к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства, способность приобретать новые знания в области техники и технологии, математики, естественных, гуманитарных, социальных и экономических наук;

*Профессиональные компетенции (ПК):*

– способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования;

– способность использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы;

– способность использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире;

– способность планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, математически моделировать физические и химические процессы и явления, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения;

– способность использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

**знать:**

– предмет, цели и задачи общей химии;

– основные понятия и законы химии, терминологию и номенклатуру важнейших химических соединений;

– современные представления о строении атомов, молекул и веществ в различных агрегатных состояниях;

– методологию применения термодинамического и кинетического подходов к установлению принципиальной возможности осуществления химических процессов;

– методы описания химических равновесий в растворах электролитов;

– характеристику важнейших элементов и их соединений, важнейшие химические процессы с участием неорганических веществ;

– закономерности изменения физико-химических свойств простых и сложных веществ в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе;

– важнейшие методы исследования структуры и свойств неорганических веществ;

– основные правила охраны труда и техники безопасности при работе в химической лаборатории;

– современные тенденции развития химии.

**уметь:**

– работать с химическими реактивами, растворителями, простейшим лабораторным химическим оборудованием;

– использовать принцип периодичности и Периодическую систему для предсказания свойства простых и сложных химических соединений и закономерностей в их изменении;

– проводить простейший учебно-исследовательский эксперимент на основе владения основными приемами техники работ в лаборатории;

– оформлять результаты экспериментальных и теоретических работ, формулировать выводы.

**владеть:**

– основными приемами техники лабораторных работ по химии;

– методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов.

### Структура курса

№ п/п	Темы занятий	Лекции	Лабораторные работы	Самостоятельная работа
1	Основные законы химии	2	2	8
2	Электронное строение атомов	2	2	8
3	Классы неорганических соединений	4	4	8
4	Энергетика химических реакций.	4	2	8
5	Химическая кинетика. Химическое равновесие	4	4	8
6	Растворы	4	4	10
7	Окислительно-восстановительные реакции	4	6	10
<b>Итого:</b>		<b>24</b>	<b>24</b>	<b>60</b>

#### Формы контроля освоения дисциплины.

Текущая аттестация студентов производится в дискретные временные интервалы лектором и преподавателем(ями), ведущими лабораторные работы по дисциплине в следующих формах: выполнение письменных заданий; выполнение лабораторных работ и их защита, контрольная работа.

Всего в течение семестра студент может набрать 100 баллов:

– выполнение письменных заданий – всего 35 баллов;

– лабораторные работы и их защита – 20 баллов (по 5 баллов за каждую);

– контрольная работа – 5 баллов;

– экзамен – 40 баллов.

Итоговый контроль по результатам освоения дисциплины проходит в форме письменного экзамена (включает ответы на теоретические вопросы (см. приложение А)).

## Общие правила работы в химической лаборатории

Перед началом проведения лабораторных работ по химии студент должен пройти инструктаж по технике безопасности, изучить действующую инструкцию по работе в данной лаборатории и расписаться в специальном журнале.

До начала выполнения работы следует заранее внимательно ознакомиться с теоретическим материалом, соответствующим теме выполняемой работы (рекомендуемая литература указывается в тексте работ); выполнить задания, прилагаемые к описанию работы; прочитать описание самой лабораторной работы. В лаборатории в начале занятия необходимо выяснить все непонятные вопросы, подготовить посуду и оборудование, и только после этого можно приступать к эксперименту. Выполнение всех лабораторных работ возможно только после согласования с преподавателем. Учтите, что самостоятельно проводить какие-либо опыты с химическими реактивами, не предусмотренные в описании лабораторной работы, категорически воспрещается!

Для работы в химической лаборатории каждый студент должен иметь халат. Кроме этого, на лабораторных занятиях необходимы калькулятор, письменные принадлежности, линейка и тетрадь для оформления лабораторных работ.

При выполнении лабораторной работы необходимо точно соблюдать порядок и последовательность проведения операций, а также все меры предосторожности. Если возникают какие-либо вопросы, следует обращаться за разъяснениями к преподавателю или к лаборанту, присутствующему в лаборатории.

Рабочее место следует держать в чистоте и порядке, не загромождать его ненужными предметами. На рабочих столах могут находиться только методические указания, книги и конспекты, которые во время выполнения работы надо оберегать от попадания на них воды, химических реактивов, а также держать их подальше от открытого огня. Категорически запрещается использовать книги в качестве подставок для склянок с реактивами и пр. Сумки и прочие предметы, не имеющие отношения к работе, должны находиться в специально отведенном для этого месте. Перед уходом из лаборатории необходимо привести рабочее место в порядок (вымыть посуду, выключить воду, электронагревательные приборы). Проверка состояния рабочего места проводится дежурным по лаборатории.

Во время лабораторных работ необходимо внимательно следить за ходом опытов и замечать все изменения. Запись наблюдений делается сразу же после опыта в лабораторном журнале в соответствии с формой протокола, которая приводится в описании соответствующей лабораторной работы. Уравнения реакций, как правило, записываются при окончательном оформлении работы, по результатам наблюдений. Если по условиям работы нужно провести расчеты, то их следует приводить полностью, не опуская промежуточных вычислений.

При пользовании реактивами рекомендуется придерживаться следующих правил:

– реактивы общего пользования, находящиеся в отдельном шкафу, после взвешивания или отмеривания необходимого количества следует возвращать на место, а склянки с концентрированными растворами кислот и щелочей (которые хранятся в вытяжном шкафу) нельзя уносить на рабочий стол;

– перед использованием реактива следует внимательно изучить этикетку на склянке. На этикетке должно быть указано название и/или формула реактива. Для твердых реактивов, кроме того, должно быть указание о чистоте реактива: технический (т.), чистый (ч.), чистый для анализа (ч. д. а.), химически чистый (х. ч.). Этикетки на склянках с растворами должны содержать указания о концентрации или массовой доле раствора. Если на склянке с реактивом нет этикетки или подписи, пользоваться им нельзя;

– если в описании работы отсутствуют указания о дозировке реактивов, концентрации используемых растворов, то надо брать реактивы в возможно меньшем количестве, а растворы – разбавленные (1М);

– излишки реактивов нельзя выливать или высыпать обратно в ту посуду, из которой они были взяты. Следует помещать их (по указанию преподавателя) в специальные склянки-сборники или мусорницы. Остатки растворов, содержащие серебро, бром и йод, необходимо выливать в специальные банки, находящиеся в вытяжных шкафах;

– все склянки с растворами следует держать закрытыми и открывать их только на время употребления; закрывая склянки, не путать пробки во избежание загрязнения реактивов;

– сухие реактивы необходимо брать чистым и сухим шпателем или специальной ложечкой; нельзя использовать металлический шпатель для отбора веществ, взаимодействующих с материалом шпателя;

– если реактив отбирают пипеткой, то нельзя той же пипеткой, не вымыв ее, брать реактив из другой склянки.

### **Правила техники безопасности**

Во избежание несчастных случаев необходимо обязательно соблюдать правила техники безопасности:

1. Все работы с ядовитыми, сильно и неприятно пахнущими веществами (аммиак, сероводородная вода, бром и т.д.), с концентрированными растворами кислот и щелочей следует проводить только в вытяжном шкафу.

2. Опыты с легковоспламеняющимися веществами проводить вдали от огня.

3. Определять запах вещества, не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью, а направляя к себе пары или газы легким движением руки!

4. Со всеми веществами в лаборатории, независимо от того, насколько они кажутся «безопасными», следует обращаться как с более или менее ядовитыми; необходимо знать меры оказания первой помощи при отравлениях хлором, бромом, сероводородом и др.; не следует принимать пищу в лаборатории.

5. При наливании реактивов не наклоняться над сосудом, чтобы брызги не попадали на лицо или одежду.

6. При работе с твердыми щелочами (дробление крупных кусков, приготовление смесей для сплавления и т.д.) обязательно надевать защитные очки. Брать щелочь только щипцами, пинцетом или шпателем. Растворять щелочи следует путем постепенного прибавления их к заранее рассчитанному объему воды.

7. При растворении концентрированных кислот, особенно серной, осторожно вливать небольшими порциями кислоту в воду, а не наоборот; в этом случае желательно работать в резиновых перчатках. Помните, что концентрированная азотная кислота способна вызывать воспламенение некоторых органических веществ (ветоши, промасленной бумаги, древесной стружки и т.д.).

### **Основные приемы работы в лаборатории**

#### *Работа с посудой и ее очистка*

Для работы в химической лаборатории используют посуду, изготовленную из специальных сортов стекла, а также, в некоторых случаях, фарфоровую или металлическую посуду. Стеклоянная химическая посуда, используемая для нагревания, обычно тонкостенная и выдерживает лишь незначительные механические нагрузки. Поэтому при работе следует

соблюдать осторожность, не использовать посуду с трещинами, а осколки разбившейся посуды убирать с помощью щетки и совка, а не руками. На тонкостенной посуде, изготовленной из термостойкого стекла, имеется соответствующее клеймо: участок матового стекла (прямоугольный или круглый), или аббревиатуры ТУ, ТС, ТХС.

На открытом пламени (спиртовка, горелка) допустимо нагревать только круглодонную посуду из тонкого термостойкого стекла или фарфора, например, пробирки, круглодонные колбы, чашки для выпаривания.

Толстостенную стеклянную и фарфоровую посуду (эксикаторы, кристаллизаторы, колбы Бунзена, ступки и др.), напротив, следует оберегать от неравномерного нагревания. Такие предметы нельзя помещать в нагретый сушильный шкаф, нагревать на водяной бане, электроплитке, спиртовке; нельзя наливать в них горячие жидкости, например, мыть их очень горячей водой.

В химических лабораториях категорически запрещается использовать грязную посуду и оборудование. Даже незначительные загрязнения могут резко и непредсказуемо повлиять на ход эксперимента, а иногда даже привести к несчастным случаям. Мыть посуду должен непосредственно работавший с ней студент, причем сразу же после ее использования.

Стеклянная посуда, используемая в лаборатории, считается чистой, если после ополаскивания вода стекает со стенок, не образуя отдельных капель.

Самый простой и общедоступный способ – мытье горячей водой. От механических загрязнений посуду очищают с помощью ерша и небольшого количества воды. При этом надо следить за тем, чтобы ерш не оцарапал стенки и не пробил дно у пробирок, для чего на конец ерша надевают кусочек резиновой трубки или поролона. Затем посуду промывают водой и обрабатывают раствором мыла или соды, после чего промывают несколько раз водопроводной, а в последний раз – дистиллированной водой.

Если при этом способе на стенках посуды остались загрязнения, можно использовать более эффективные средства, например, хромовую смесь: 10%-ный раствор дихромата калия или натрия в концентрированной серной кислоте, особенно в нагретом виде. Хромовая смесь имеет оранжево-коричневый цвет и сиропообразную консистенцию, ее можно применять неоднократно. После длительного использования она приобретает зеленый цвет и становится непригодной для очистки посуды. Хромовую смесь наливают на 1/3 – 1/4 объема в промываемый сосуд, который предварительно ополаскивают водой, и осторожно смачивают ею внутренние стенки сосуда. Затем хромовую смесь сливают в тот сосуд, в котором она хранится, смачивая при этом путем поворачивания всю внутреннюю поверхность посуды. Мелкую посуду (например, микропробирки) целиком окунают в хромовую смесь, из которой вынимают пинцетом или щипцами. Затем посуду промывают водопроводной и дистиллированной водой. Хромовая смесь разъедает кожу и ткани, поэтому при ее использовании необходимо строго соблюдать требования техники безопасности, обязательно работать в защитных очках или в маске. Если смесь попала на руки или одежду, то пораженное место необходимо немедленно промыть большим количеством воды, затем разбавленным раствором аммиака или соды, а затем снова водой. Хромовую смесь, потерявшую со временем окислительные свойства, нельзя выливать в раковину (!), а необходимо утилизировать согласно инструкции по технике безопасности. С этой целью в лаборатории существуют специальные емкости для кислых сливов.

Посуду обычно сушат на воздухе или в сушильных шкафах при 100–120°C. Очистка полимерной (например, полипропиленовой) посуды имеет свои особенности. Ее моют, не допуская длительного замачивания, нагретым до 50°C раствором моющих средств без парфюмерных отдушек. Затем ополаскивают дистиллированной водой и сушат при температуре 40°C не более 3 ч.

Мерная посуда используется, в основном, в аналитических работах. Работа с мерной посудой описана ниже, в описании соответствующих лабораторных работ. Следует помнить, что при всех измерениях объемов жидкостей пипетку, бюретку, цилиндр, колбу нужно держать вертикально, а отсчеты вести по нижнему краю вогнутой поверхности мениска. Исключение составляют непрозрачные или сильно окрашенные жидкости: в этом случае отсчет объема ведут по верхнему краю мениска. Нагревать мерную посуду на открытом пламени или электроплитке ни в коем случае нельзя, так как при этом она часто деформируется и нарушается ее калибровка.

### *Правила взвешивания*

Перед взвешиванием необходимо убедиться, что весы исправны.

Взвешиваемое вещество нельзя насыпать прямо на чашку весов, необходимо помещать его на предварительно взвешенное сухое стекло, в бюкс, стаканчик, фольгу, кальку. При взвешивании жидкости надо следить, чтобы капли ее не попадали на чашку весов. Взвешиваемое тело должно иметь температуру, одинаковую с температурой весов. Ни в коем случае нельзя взвешивать на весах груз больший, чем указан в паспорте.

### *Измерение температуры*

При измерении температуры термометр держат вертикально. Термометр нельзя брать руками за нижнюю часть, где находится резервуар с термометрической жидкостью (ртуть, спирт) во избежание искажения показаний. При измерении температуры жидкости нельзя прикасаться носиком термометра ко дну или к стенкам сосуда. При длительных измерениях температуры в ходе какого-либо эксперимента термометр следует закреплять в штативе. Не следует использовать термометр для перемешивания жидкости – для этого существуют стеклянные палочки и другие приспособления.

Если разбился ртутный термометр, то ртуть необходимо засыпать порошком серы или обработать концентрированным раствором хлорида железа (III).

## ТЕМА 1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

### 1.1. Атомно-молекулярное учение

Многие вещества имеют атомное строение, т.е. состоят из атомов. Это, в первую очередь, металлы и их сплавы, а также соединения внедрения – карбиды, нитриды и др. В карбидах и нитридах атомы углерода или азота занимают пустоты в кристаллической решетке металла.

Другие вещества состоят из ионов, т.е. имеют ионное строение. Примерами таких веществ являются оксид кальция ( $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$ ), хлорид калия ( $\text{K}^+\text{Cl}^-$ ) и др.

Большинство же веществ имеют молекулярное строение. К этому типу веществ относятся почти все органические соединения, вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ), углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ), водород ( $\text{H}_2$ ), хлор ( $\text{Cl}_2$ ), кислород ( $\text{O}_2$ ) и т.д.

Важную роль в развитии атомно-молекулярного учения сыграли работы великого русского ученого М.В. Ломоносова. Основные положения этого учения:

1. Большинство известных в настоящее время веществ состоят из молекул. Молекула – наименьшая частица некоторых веществ (имеющих молекулярное строение), которая имеет химические свойства и состав данного вещества. Таким образом, химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением. Следует подчеркнуть, что только для веществ, имеющих молекулярное строение химические свойства молекул и веществ одинаковы. В то же время имеются некоторые вещества – полимеры, состав которых не соответствует составу молекул из которых они образованы (например, этилен и полиэтилен).

2. Молекулы состоят из атомов. Атом – электронейтральная динамическая система, состоящая из ядра, образованного протонами и нейтронами, и электронов.

3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении. В частности, для входящих в состав молекул атомов и групп атомов характерно наличие поступательного, вращательного и колебательного движения.

4. При протекании химических реакций из одних веществ образуются другие вещества.

### 1.2. Химические элементы

Химический элемент – совокупность атомов с одинаковым положительным зарядом ядра. Например, элемент «сера» включает атомы S, входящие в состав любых соединений ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и т. д.)

Каждый элемент имеет свое название и символ, например, элементы магний – Mg, сера – S, водород – H и т. д. (см. периодическую таблицу).

В настоящее время известно 118 химических элементов. 101-й химический элемент назван менделевием (Md) в честь автора периодического закона Д.И. Менделеева. Название элемента с порядковым номером 104 – резерфордий (Rf), 105 – дубний (Db), 106 – сиборгий (Sg), 107 – борий (Bh), 108 – хассий (Hs), 109 – мейтнерий (Mt). Элемент с порядковым номером 110 назван дармштадтием, 111 – рентгением, 112 – коперницием.

23 сентября 2003 г на XVII Менделеевском съезде по общей и прикладной химии ученые Объединенного института ядерных исследований (ОИЯИ) (г. Дубна) объявили о синтезе 115 и 113 элементов периодической системы. Для синтеза 115 элемента мишень, изготовленную из 95 элемента – америция, бомбардировали ионами редкого изотопа кальция – 48, ускоренного до 1/10 скорости света. В результате было зарегистрирована картина распада 115 элемента: пять последовательных альфа-распадов общей продолжительностью около 20 секунд, в результате которых получился 105 элемент – дубний. Этот элемент «прожил» более 20 часов. Работа российских ученых подтвердила существование так называемого «острова стабильности» ранее неизвестных сверхтяжелых элементов, гипотеза о существовании которых была выдвинута еще в середине 1960-х годов. 114 и 116

элементы были синтезированы ранее в результате совместных исследований ОИЯИ и Ливерморской национальной лаборатории (США).

В 2012 году в Москве в Центральном доме ученых РАН состоялась торжественная церемония присвоения 114-му элементу имя «флеровий», а 116-му – «ливерморий».

Международный союз теоретической и прикладной химии (IUPAC) присвоил названия элементам таблицы Менделеева под номерами 113, 115, 117 и 118. Элемент 113 теперь называется нихоний (Nh), 115 — московий (Mc), 117 — тенессий (Ts), а 118 — оганесон (Og).

Одной из важнейших характеристик элементов является их распространенность в земной коре. Распространенность химических элементов обычно выражают в кларках (по имени американского геохимика Ф.У. Кларка, предложившего метод расчета химического состава земной коры). Массовый кларк элемента равен его массовой доле, т.е. отношению массы данного элемента к суммарной массе всех элементов, составляющих земную кору. Атомный кларк химического элемента характеризует долю атомов данного элемента в общем числе атомов всех элементов земной коры. Самым распространенным элементом является кислород – 42,7% массы земной коры, затем кремний – 27,6%, алюминий – 8,8%.

### 1.3. Простые и сложные вещества, аллотропия

Вещество – это любая совокупность атомов и молекул, находящаяся в определенном агрегатном состоянии. Химические вещества подразделяются на простые и сложные.

Простые вещества образованы из атомов одного элемента. Примерами простых веществ являются кислород  $O_2$ , сера  $S_8$ , железо Fe.

Сложные вещества, или химические соединения, образованы атомами различных элементов. Вода  $H_2O$ , поваренная соль  $NaCl$  и углекислый газ  $CO_2$  являются химическими соединениями.

Понятие «химический элемент» нельзя отождествлять с понятием «простое вещество». Например, кислород как простое вещество характеризуется определенными физическими и химическими свойствами. Кислород как химический элемент – не имеет физических свойств – вид атомов с зарядом ядра +8, которые могут входить в состав простых ( $O_2$ ,  $O_3$ ) или сложных веществ ( $H_2O$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HCOOH$  и т.д.).

Явление, когда элементы образуют несколько простых веществ, различающихся строением, составом и свойствами, называется аллотропией, а соответствующие простые вещества – аллотропными видоизменениями или модификациями. Так, элемент углерод образует такие аллотропные модификации – алмаз, графит, графен, карбин и фуллерены, элемент кислород – две: кислород и озон, более десяти аллотропных модификаций – фосфор.

### 1.4. Относительная атомная и относительная молекулярная масса

Значения масс атомов, выраженные в абсолютных единицах (г, кг) массы (абсолютные атомные массы  $m_A$ ), очень малы. Так, масса атома водорода составляет  $1,66 \times 10^{-27}$  кг, углерода –  $1,99 \times 10^{-26}$  кг. Чрезвычайно малыми оказываются и массы молекул (абсолютная масса молекулы обозначается  $m_M$ ), например, масса молекулы воды равна  $2,99 \times 10^{-26}$  кг. Поэтому для удобства используют понятие об относительной массе атомов и молекул.

За единицу атомной массы принята атомная единица массы (а.е.м.), равная 1/12 массы изотопа углерода  $^{12}C$ :  $1 \text{ а.е.м.} = 1/12 m_A(^{12}C) = 1,66 \times 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ г}$ .

Относительной атомной массой  $A_r$  элемента называют отношение средней массы атома естественного изотопного состава элемента к 1/12 массы атома углерода  $^{12}C$ .

Относительной молекулярной массой  $M_r$  вещества называют отношение средней массы молекулы естественного изотопного состава вещества к 1/12 массы атома углерода  $^{12}C$ . Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс атомов, входящих в состав молекулы.

Относительные массы являются безразмерными величинами. Абсолютные и относительные атомные и молекулярные массы связаны соотношениями:

$$m_A = A_r \times 1 \text{ а.е.м.},$$

$$m_M = M_r \times 1 \text{ а.е.м.}$$

Если вещество не имеет молекулярного строения, то его молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс атомов, которые составляют так называемую «формульную единицу» вещества, например:  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Mn}_3\text{C}$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ .

### 1.5. Моль, молярная масса

Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных элементов (атомов, молекул, ионов, электронов, других частиц или их групп), сколько атомов углерода содержится в 0,012 кг (12 г) изотопа  $^{12}\text{C}$ . При использовании понятия моль структурные элементы должны быть указаны, например, моль электронов. Моль был введен в Международную систему единиц (СИ) в качестве седьмой основной единицы в 1971 г. на XIV Генеральной конференции по мерам и весам.

Число атомов  $N_A$  в 0,012 кг углерода можно вычислить, зная массу одного атома углерода:  $N_A = 0,012 \text{ кг/моль} : 1,993 \times 10^{-26} \text{ кг} = 6,02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ .

Величина  $N_A$  называется постоянной Авогадро (другое название – число Авогадро), показывает число структурных элементов в 1 моль любого вещества и имеет размерность  $\text{моль}^{-1}$ .

Молярная масса  $M$  вещества – величина, равная отношению его массы  $m$  к количеству вещества  $n$ :  $M = m/n$ ,

где  $m$  – масса в граммах,  $n$  – количество вещества в моль,  $M$  – молярная масса в г/моль. Таким образом, молярная масса вещества – это масса 1 моль вещества. Масса 1 моль воды, например, составляет 18 г, алюминия – 27 г, поваренной соли (хлорида натрия) – 58,5 г.

Численные значения  $M$  и  $M_r$  равны, однако молярная масса имеет размерность г/моль или кг/моль, а относительная молекулярная масса безразмерна:

$$M = N_A \times m_M(1 \text{ молекулы}) = N_A \times M_r \times 1 \text{ а.е.м.} = M_r.$$

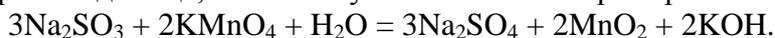
### 1.6. Химические знаки, формулы и уравнения

Элементы принято обозначать химическими знаками (символами). Современные химические символы ввел шведский химик Й.Я. Берцелиус (1779–1848). Он предложил обозначать элемент первой буквой или первой и одной из последующих букв его латинского названия; первая буква всегда прописная, вторая – строчная. Например, углерод (Carboneum) обозначается буквой C, а хлор (Chlorum) – двумя буквами Cl, т.к. он был открыт позже углерода.

Состав соединений изображается при помощи химических формул, состоящих из символов элементов и подстрочных индексов, показывающих число атомов данного элемента в составе молекулы. Так, формула азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  показывает, что 1 моль ее включает 1 моль атомов водорода, 1 моль атомов азота, 3 моль атомов кислорода.

Химические реакции записывают с помощью химических уравнений, содержащих формулы исходных и конечных веществ. Формулы исходных веществ располагаются в левой части уравнения, а формулы продуктов реакции – в правой.

Число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым, что достигается с использованием коэффициентов перед формулами веществ. Если коэффициенты в уравнении реакции или индекс в химической формуле вещества равен единице, то они не указываются. Например:



Коэффициенты перед формулами веществ называются стехиометрическими коэффициентами (стехиометрия – раздел химии, изучающий массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами).

Равенство чисел атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения химической реакции отражает закон сохранения массы веществ.

### 1.7. Закон сохранения массы вещества и энергии

Закон сохранения массы веществ впервые сформулирован М.В. Ломоносовым в 1748 г. и независимо от него французским химиком А.Л. Лавуазье в 1789 г. *Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.*

Например, в реакции:  $3\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$ .

Массы исходных и конечных веществ составят:

$3\text{M}(\text{Na}_2\text{SO}_3) + 2\text{M}(\text{KMnO}_4) + 1\text{M}(\text{H}_2\text{O}) = 3\text{M}(\text{Na}_2\text{SO}_4) + 2\text{M}(\text{MnO}_2) + 2\text{M}(\text{KOH})$ ,

Или  $3 \cdot 126 + 2 \cdot 158 + 18 = 3 \cdot 142 + 2 \cdot 87 + 2 \cdot 56$ , т.е. масса исходных веществ (712 г) равна массе продуктов реакции (712 г).

Закон сохранения массы утверждает, что в результате химических превращений атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка. При этом ядра атомов в химических процессах остаются неизменными, а изменяются только электронные оболочки атомов. Общее число электронов и ядер в химических реакциях остается неизменным. Закон сохранения массы широко используется при проведении стехиометрических расчетов.

*Закон сохранения энергии утверждает, что энергия изолированной системы постоянна.* В изолированной системе не происходит обмена массой и энергией с окружающей средой, энергия может переходить только из одной формы в другую.

### 1.8. Закон постоянства состава вещества

Закон постоянства состава впервые сформулировал французский ученый Ж. Пруст в 1808 г. *Каждое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет один и тот же качественный и количественный состав.*

Например, оксид кальция состоит из кальция и кислорода (качественный состав). В CaO содержится 71,43 мас.% кальция и 28,57 мас.% кислорода (количественный состав). Получить оксид кальция можно в результате реакций:

$2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ ,

$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ ,

$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ ,

Однако независимо от способа получения, чистый оксид кальция будет иметь приведенный выше состав.

Наряду с соединениями постоянного состава ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$  и т.д.) существуют соединения переменного состава ( $\text{ZrN}_{0,59}$ ,  $\text{ZrN}_{0,74}$ ,  $\text{ZrN}_{0,89}$  и т.д.). Первые названы дальтонидами в честь английского ученого Дж. Дальтона, вторые – бертоллидами в честь французского химика К.Л. Бертолле, предсказавшего такие соединения.

В связи с существованием бертоллидов следует уточнить формулировку закона постоянства состава. Если химическое соединение в данном агрегатном состоянии имеет молекулярную структуру, то его химический состав (т.е. состав его молекул) при данном изотопном составе исходных простых веществ остается одним и тем же, независимо от способа его получения.

Состав соединений с атомной, ионной и металлической решеткой зависит от условий получения, т.е. не является постоянным. Таким образом, закон постоянства состава справедлив только для веществ молекулярного строения.

### 1.9. Газовые законы. Закон Авогадро. Молярный объем газа

Состояние идеального газа характеризуется следующими параметрами: давлением  $P$ , температурой  $T$  и объемом  $V$ . Между этими величинами экспериментально установлены соотношения, которые используются для решения расчетных химических задач, связанных с газообразными веществами.

1. Закон Бойля-Мариотта: при постоянной температуре  $PV = \text{const}$ .

2. Закон Гей-Люссака: при постоянном давлении  $(V/T) = \text{const}$ .

3. Закон Шарля: при постоянном объеме  $(P/T) = \text{const}$ .

В 1834 г. французский химик Б. Клапейрон объединил эти три закона в универсальный газовый закон:  $(PV/T) = \text{const}$ , или  $(P_1V_1/T_1) = (P_2V_2/T_2)$ .

Уравнение для 1 моль газа было выведено Д.И. Менделеевым в 1874 г.:  $PV = RT$ , где  $R$  – универсальная газовая постоянная ( $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ).

Для произвольного количества газа:  $PV = nRT = (m/M)RT$ .

Это общее уравнение состояния идеального газа, в котором  $n$  – число моль газа,  $m$  – масса газа, а  $M$  – его молярная масса, называется уравнением Клапейрона–Менделеева.

В 1811 г. итальянский химик А. Авогадро сформулировал один из важнейших газовых законов, который получил название закона Авогадро: *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одно и то же число молекул*.

Важным следствием из закона Авогадро является утверждение: при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.

В частности, при нормальных условиях (н.у.) – при температуре  $T = 273\text{К}$  ( $0^\circ\text{C}$ ) и давлении  $P = 101,325\text{кПа}$  (1 атм) – 1 моль различных газов занимает объем, равный 22,4 л. Этот объем называется молярным объемом газа.

Следует отметить, что закон Авогадро имеет приближенный характер. Он справедлив лишь для идеальных газов, между молекулами которых отсутствует взаимодействие. Реальные газы не подчиняются этому закону и объем 1 моль реальных газов при н.у. может отличаться от 22,4 л.

Молярный объем газа – это отношение объема вещества к количеству этого вещества:  $V_M = V/n$ ,

где  $V_M$  – молярный объем газа (размерность  $\text{м}^3/\text{моль}$  или  $\text{л}/\text{моль}$ );  $V$  – объем вещества системы;  $n$  – количество вещества системы.

Из закона Авогадро следует, что два различных газа одинаковых объемов при одинаковых условиях содержат одинаковое число молекул, а, следовательно, и равные количества вещества.

Отношение массы определенного объема одного газа к массе такого же объема другого газа (взятого при тех же условиях) называется плотностью ( $D$ ) первого газа по второму:  $D = M_1/M_2$ .

Закон объемных отношений Гей-Люссака: *объемы реагирующих и образующихся в химических реакциях газов при одинаковых условиях относятся между собой как соответствующие стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции*.

Например, реакция образования аммиака из азота и водорода:  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$ .

Из уравнения этой реакции следует, что при взаимодействии одного объема азота с тремя объемами водорода образуется 2 объема аммиака, т.е.  $V(N_2):V(H_2):V(NH_3) = 1:3:2$ . Следовательно, при стехиометрических расчетах газовых реакций количества веществ газов можно заменить их объемами.

### 1.10. Примеры расчетов

**Пример 1.** Относительная молярная масса серной кислоты:

$$M_r(H_2SO_4) = 2A_r(H) + A_r(S) + 4A_r(O) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98.$$

**Пример 2.** Определите массу одного атома кальция.

Решение. Атомная масса кальция составляет  $A_r(\text{Ca}) = 40$  г/моль. Масса одного атома кальция окажется равной:  $m_A(\text{Ca}) = A_r(\text{Ca}) / N_A = 40 / 6,02 \times 10^{23} = 6,64 \times 10^{-23}$  г.

**Пример 3.** Определите массу одной молекулы серной кислоты.

Решение. Молярная масса серной кислоты равна  $M_r(H_2SO_4) = 98$  г/моль. Масса одной молекулы  $m_M(H_2SO_4)$  равна:  $m_M(H_2SO_4) = M_r(H_2SO_4) / N_A = 98 / 6,02 \times 10^{23} = 16,28 \times 10^{-23}$  г.

**Пример 4.** Определите количество вещества натрия  $n(\text{Na})$ , находящегося в 57,5 г металлического натрия.

Решение. Относительная атомная масса натрия равна  $A_r(\text{Na}) = 23$ . Количество вещества находим делением массы металлического натрия на его атомную массу:

$$n(\text{Na}) = m(\text{Na}) / M(\text{Na}) = 57,5 / 23 = 2,5 \text{ моль.}$$

**Пример 5.** Определите количество вещества азота, если его объем при н.у. составляет 5,6 л.

Решение. Количество вещества азота  $n(\text{N}_2)$  находим делением его объема на объем 1 моль газа (22,4 л):  $n(\text{N}_2) = V(\text{Na}) / V_m(\text{Na}) = 5,6 / 22,4 = 0,25$  моль.

**Пример 6.** Определите число молекул, содержащихся в 1 кг воды.

Решение. Количество вещества воды находим делением ее массы (1000 г) на молярную массу (18 г/моль):  $n(\text{H}_2\text{O}) = 1000 / 18 = 55,5$  моль.

$$\text{Число молекул в 1000 г воды составит: } N(\text{H}_2\text{O}) = 55,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,34 \times 10^{24}.$$

**Пример 7.** Определите число атомов, содержащихся в 1 л (н.у.) кислорода.

Решение. Количество вещества кислорода, объем которого при нормальных условиях составляет 1 л равно:  $n(\text{O}_2) = 1 / 22,4 = 4,46 \times 10^{-2}$  моль.

$$\text{Число молекул кислорода в 1 л (н.у.) составит: } N(\text{O}_2) = 4,46 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} = 2,69 \times 10^{22}.$$

Следует отметить, что  $26,9 \times 10^{22}$  молекул будет содержаться в 1 л любого газа при н.у. Поскольку молекула кислорода двухатомна, число атомов кислорода в 1 л будет в 2 раза больше, т.е.  $5,38 \times 10^{22}$ .

**Пример 8.** Полагая, что содержание (в объемных процентах) азота, кислорода и аргона в воздухе соответственно составляет 78, 21 и 1, рассчитайте среднюю молярную массу воздуха.

$$\text{Решение. } M_{\text{возд}} = 0,78 \times M_r(\text{N}_2) + 0,21 \times M_r(\text{O}_2) + 0,01 \times M_r(\text{Ar}) = 0,78 \times 28 + 0,21 \times 32 + 0,01 \times 40 = 21,84 + 6,72 + 0,40 = 28,96 \text{ или приблизительно } 29 \text{ г/моль.}$$

**Пример 9.** Рассчитайте массовую долю марганца в оксиде марганца (VII).

Решение. Молярные массы веществ равны:  $M(\text{Mn}) = 55$  г/моль,  $M(\text{O}) = 16$  г/моль,  $M(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 2M(\text{Mn}) + 7M(\text{O}) = 222$  г/моль. Следовательно, масса  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  количеством вещества 1 моль составляет:

$$m(\text{Mn}_2\text{O}_7) = M(\text{Mn}_2\text{O}_7) \times n(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 222 \times 1 = 222 \text{ г.}$$

Из формулы  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  следует, что количество вещества атомов марганца в два раза больше количества вещества оксида марганца (VII). Значит,

$$n(\text{Mn}) = 2n(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 2 \text{ моль,}$$

$$m(\text{Mn}) = n(\text{Mn}) \times M(\text{Mn}) = 2 \times 55 = 110 \text{ г.}$$

Таким образом, массовая доля марганца в оксиде марганца (VII) равна:

$$\omega(\text{X}) = m(\text{Mn}) / m(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 110 / 222 = 0,495 \text{ или } 49,5\%.$$

**Пример 10.** Вещество содержит 85,71 масс.% углерода и 14,29 масс.% водорода. Молярная его масса равна 28 г/моль. Определите простейшую и истинную химические формулы этого вещества.

Решение. Соотношение между количеством атомов в молекуле  $\text{C}_x\text{H}_y$  определяется делением массовых долей каждого элемента на его атомную массу:

$$x : y = 85,71/12 : 14,29/1 = 7,14 : 14,29 = 1 : 2.$$

Таким образом простейшая формула вещества –  $\text{CH}_2$ . Простейшая формула вещества не всегда совпадает с его истинной формулой. В данном случае формула  $\text{CH}_2$  не соответствует валентности атома углерода. Для нахождения истинной химической формулы необходимо знать молярную массу данного вещества. В данном примере молярная масса вещества равна 28 г/моль. Разделив 28 на 14 (сумму атомных масс, отвечающих формульной единице  $\text{CH}_2$ ), получаем истинное соотношение между числом атомов в молекуле:

$$x : y = 2 : 4.$$

Получаем истинную формулу вещества:  $C_2H_4$  – этилен.

**Пример 11.** Органическое соединение содержит 38,71 масс. % углерода, 51,61 масс. % кислорода и 9,68 масс. % водорода. Определить истинную формулу этого вещества, если плотность его паров по кислороду составляет 1,9375.

Решение. Рассчитываем соотношение между количеством атомов в молекуле  $C_xH_yO_z$ :  $x : y : z = 38,71/12 : 9,68/1 : 51,61/16 = 3,226 : 9,68 : 3,226 = 1:3:1$ .

Молярная масса  $M$  вещества равна:  $M = M(O_2) \cdot D(O_2) = 32 \times 1,9375 = 62$  г/моль.

Простейшая формула вещества  $CH_3O$ . Сумма атомных масс для этой формульной единицы составит  $12+3+16=31$ . Делим 62 на 31 и получаем истинное соотношение между количеством атомов в молекуле:  $x : y : z = 2 : 6 : 2$ .

Таким образом, истинная формула вещества  $C_2H_6O_2$ . Эта формула отвечает составу двухатомного спирта – этиленгликоля:  $CH_2(OH) - CH_2(OH)$ .

**Пример 12.** Плотность паров некоторого органического соединения по кислороду равна 1,8125. Определите молярную массу этого соединения.

Решение. Молярная масса неизвестного вещества  $M_x$  равна произведению относительной плотности этого вещества  $D$  на молярную массу вещества  $M$ , по которому определено значение относительной плотности:  $M_x = D \times M = 1,8125 \times 32 = 58,0$  г/моль.

Веществами с найденным значением молярной массы могут быть ацетон, пропионовый альдегид и аллиловый спирт.

**Пример 13.** Масса 5,6 л газа при н.у. составляет 5,046 г. Рассчитайте молярную массу этого газа.

Решение. Молярный объем газа при н.у. равен 22,4 л. Следовательно, молярная масса искомого газа равна  $M = 5,046 \times 22,4 / 5,6 = 20,18$  г/моль. Искомый газ – неон Ne.

**Пример 14.** При температуре 40°C и давлении 200 кПа масса 3,0 л газа составляет 6,0 г. Определите молярную массу этого газа.

Решение. Подставляя известные величины в уравнение Клапейрона–Менделеева получаем:  $M = mRT/PV = 6,0 \times 8,31 \times 313 / (200 \times 3,0) = 26,0$  г/моль. Искомый газ –  $C_2H_2$ .

**Пример 15.** При сгорании 5,6 л (н.у.) углеводорода получено 44,0 г углекислого газа и 22,5 г воды. Относительная плотность углеводорода по кислороду равна 1,8125. Определите истинную химическую формулу углеводорода.

Решение. Уравнение реакции сгорания углеводорода можно представить следующим образом:  $C_xH_y + 0,5(2x+0,5y)O_2 = x CO_2 + 0,5y H_2O$ .

Количество углеводорода составляет  $5,6 / 22,4 = 0,25$  моль. В результате реакции образуется 1 моль углекислого газа и 1,25 моль воды, которая содержит 2,5 моль атомов водорода. При сжигании углеводорода количеством вещества 1 моль получается 4 моль углекислого газа и 5 моль воды. Таким образом, 1 моль углеводорода содержит 4 моль атомов углерода и 10 моль атомов водорода, т.е. химическая формула углеводорода  $C_4H_{10}$ . Молярная масса этого углеводорода равна  $M = 4 \times 12 + 10 = 58$  г/моль. Его относительная плотность по кислороду  $D = 58 / 32 = 1,8125$  соответствует величине, приведенной в условии задачи, что подтверждает правильность найденной химической формулы.

### Письменные задания:

Рассчитайте массу (в граммах) одного атома алюминия и одной молекулы воды ( $m(\text{Al})=4,48 \times 10^{-23}$  г;  $m(\text{H}_2\text{O})=2,99 \times 10^{-23}$  г).

---

---

---

---

---

Вычислите количество вещества  $\text{CaCO}_3$ , которое содержится в 450 г карбоната кальция. Определите какое количество вещества углекислого газа содержится в 140 л  $\text{CO}_2$  (4,5 моль  $\text{CaCO}_3$ , 6,25 моль  $\text{CO}_2$ ).

---

---

---

---

---

Определите число молекул, которые содержатся в 1 г серной кислоты и в 2,8 л (н.у.) азота ( $N(\text{H}_2\text{SO}_4)=6,14 \times 10^{21}$ ;  $N(\text{N}_2)=7,525 \times 10^{22}$ ).

---

---

---

---

---

Рассчитайте среднюю молярную массу газовой смеси, содержащей при н.у. 10 л  $\text{CO}$  и 15 л  $\text{CO}_2$ . Определите относительную плотность этой газовой смеси по водороду ( $M=37,6$ ;  $D(\text{H}_2)=18,8$ ).

---

---

---

---

---

Относительная плотность неизвестного газа по аммиаку равна 2,0. Рассчитайте молярную массу этого газа. Чему равна относительная плотность этого газа по кислороду? ( $M=34$ ;  $D(\text{O}_2)=1,0625$ ).

---

---

---

---

---

Рассчитайте массовую долю серы (в %) в тиосульфате натрия. Химическая формула тиосульфата натрия –  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (40,5%).

---

---

---

---

---

Соединение азота с водородом содержит 87,50 мас.% азота. Плотность паров этого вещества по водороду равна 16. Определить истинную молекулярную формулу данного вещества ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ).

---

---

---

---

---

Рассчитайте массу 812 мл сероводорода при температуре 20°C и давлении 150 кПа (1,7 г).

---

---

---

---

---

В металлическом баллоне, емкостью 1 л находится 44 г углекислого газа при температуре 273 К. Рассчитайте давление  $\text{CO}_2$  в этом баллоне (в Па и в атм.) (2270 кПа; 22,4 атм).

---

---

---

---

---

В результате сгорания 16,8 г углеводорода получено 26,88 л углекислого газа (н.у.) и 21,6 г воды. Определите молекулярную формулу этого углеводорода, если его относительная плотность по азоту равна 1,5 ( $\text{C}_3\text{H}_6$ ).

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## ТЕМА 2. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ

### 2.1. Квантово-механическая модель электронного строения атома

*Атом* – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Он состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов ( $e^-$ ).

Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра называют химическим элементом.

Порядковый номер элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева равен заряду ядра (в единицах элементарного заряда). Химические свойства элементов определяются количеством и состоянием электронов в атоме, поэтому при дальнейшем рассмотрении строения атома будем иметь в виду электронное строение атома. Число электронов в атоме равно порядковому номеру элемента.

Для объяснения явлений, происходящих в микромире, существуют различные теории, концепции, но полного объяснения всех явлений не дает ни одна. В настоящее время состояние электронов в атомах описывают, используя положения квантовой механики:

В атоме существуют области пространства, в которых вероятность пребывания электрона наиболее высока, их называют орбиталями. Орбитали можно ограничить в пространстве поверхностями той или иной формы. Условно атомную орбиталь обозначают в виде клеточки:  $\square$

Орбитали характеризуют набором трёх квантовых чисел.

*Главное квантовое число ( $n$ )* характеризует энергию электрона в зависимости от расстояния до ядра, т.е. размеры орбиталей. Главное квантовое число принимает целочисленные значения:  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

Электроны, имеющие одинаковое значение  $n$ , составляют энергетический уровень (слой, оболочку). Чем больше значение  $n$ , тем выше энергия  $\epsilon$ , расположенного на этом уровне.

*Орбитальное квантовое число ( $l$ )* характеризует форму орбитали. Орбитальное квантовое число принимает целочисленные значения от 0 до  $n-1$ . Число подуровней в каждом из первых четырёх энергетических уровней и их условные обозначения приведены в табл.1.

Таблица 1. Энергетические уровни и их условные обозначения

Энергетический уровень	Орбитальное квантовое число $l$	Обозначение подуровня
1 ( $n = 1$ )	0	1s
2 ( $n = 2$ )	0, 1	2s, 2p
3 ( $n = 3$ )	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4 ( $n = 4$ )	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

Электроны с  $l = 0$  называют s-электронами. Соответствующие орбитали имеют форму сферы. Электроны с  $l = 1$  называют p-электронами. Соответствующие орбитали имеют форму, напоминающую гантель. Орбитали с  $l > 1$  имеют более сложные формы. Чем больше значение  $l$  в пределах данного уровня, тем выше энергия электрона.

*Магнитное квантовое число ( $m_l$ )* характеризует ориентацию орбитали в пространстве. Магнитное квантовое число принимает целочисленные значения от -1 до 1, включая нуль, и связано с числом орбиталей. Например, если  $l = 1$  (p-подуровень), то  $m_l = +1, 0, -1$  (три значения), т.е. p-подуровню соответствуют три орбитали, по-разному ориентированные в пространстве, обозначаемые тремя квантовыми ячейками:  $\square \square \square$

Итак, три квантовых числа однозначно характеризуют атомную орбиталь – область возможного нахождения электрона в пространстве. Полностью характеризовать состояние

электрона в атоме можно набором четырёх квантовых чисел, включающим также спиновое квантовое число.

*Спиновое квантовое число (S – спин)* характеризует собственный момент импульса электрона и связанный с ним магнитный момент. S принимает значения +1/2 и –1/2, в квантовой ячейке электроны с различными спинами (их называют антипараллельными) обычно обозначают стрелками ↑ и ↓.

## 2.2. Основные закономерности распределения электронов в атомах

*Принцип наименьшей энергии:* электроны заполняют орбитали в порядке повышения энергии орбиталей.

*Правило В.М. Клечковского:* заполнение орбиталей электронами происходит в порядке возрастания сумм (n + l); а если для каких-либо орбиталей эта сумма одинакова, то электроны располагаются на орбитали с меньшим значением n.

К примеру, определим очерёдность заполнения электронами 3p-, 3d-, 4s-, 4p- и 4d-подуровней (табл. 2).

Таблица 2. Очерёдность заполнения электронами 3p-, 3d-, 4s-, 4p- и 4d-подуровней

Обозначение подуровня	Значение n	Значение l	$\sum (n+l)$	Очерёдность Заполнения
3p	3	1	4	1
3d	3	2	5	3
4s	4	0	4	2
4p	4	1	5	4
4d	4	2	6	5

Расположение орбиталей многоэлектронных атомов в порядке повышения энергии имеет вид:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f < 7p \dots$$

*Принцип Паули:* в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырёх квантовых чисел.

Следовательно, на каждой орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами: ↑↓.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне равно  $2n^2$ , где n – главное квантовое число (s-подуровень – 2 электрона; p-подуровень – 6 электронов; d-подуровень – 10 электронов и т.д.).

*Правило Гунда:* когда атом находится в устойчивом состоянии, электроны в пределах подуровня располагаются таким образом, чтобы суммарное спиновое число электронов было максимальным.

## 2.3. Электронные формулы атомов. Периодическая система Д.И. Менделеева

Распределение электронов в атоме по уровням, подуровням и орбиталим называют электронной структурой атома. Электронную структуру атомов изображают в виде электронных формул. В электронных формулах атомов элементов цифрой указывают энергетический уровень, латинской буквой – энергетический подуровень, надстрочным индексом – число электронов на данном подуровне. Например, электронная формула атома водорода –  $1s^1$ , атома натрия –  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

Электронные структуры атомов связаны с положением элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева: порядковым номером, периодом, группой, подгруппой.

*Период* – совокупность химических элементов, расположенных по горизонтали. Номер периода равен числу энергетических уровней, на которых расположены электроны. Периодов в системе семь: с I по III – малые, с IV по VII – большие.

*Группа* – совокупность химических элементов, расположенных в вертикальных колонках. Номер группы, как правило, равен числу валентных (участвующих в образовании

химических связей) электронов. Групп восемь, их делят на подгруппы: главные и побочные. Главные подгруппы образованы элементами малых и больших периодов, побочные – только элементами больших периодов. У элементов главных подгрупп валентные электроны расположены на ns- и np-подуровнях, у элементов побочных – на (n-1)d- и ns-подуровнях.

Последовательность заполнения энергетических подуровней электронами:

– для атомов элементов малых периодов –  $ns^1, ns^2, np^1, \dots, np^6$ ;

– для атомов элементов больших периодов –  $ns^1, ns^2, (n-1)d^1, \dots, (n-1)d^{10}, np^1, \dots, np^6$ .

Примеры электронных формул (подчеркнуты валентные электроны):

${}_{13}\text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^1}$  (III период – малый, III группа, главная подгруппа);

${}_{21}\text{Sc } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^1 4s^2}$  (IV период – большой, III группа, побочная подгруппа).

Элементы, образующие одну подгруппу, имеют одинаковое строение внешних энергетических подуровней, их называют электронными аналогами. Свойства электронных аналогов и их соединений подобны и изменяются закономерно. Периодическое возникновение сходных электронных структур обусловлено действием Периодического закона, открытого Д.И. Менделеевым: свойства химических элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядер химических элементов (современная формулировка).

Например, в пределах одного периода радиус атомов химических элементов закономерно уменьшается, восстановительные свойства также уменьшаются, окислительные – возрастают, основные свойства гидроксидов ослабевают, кислотные – возрастают. В пределах главной подгруппы радиус атомов увеличивается, восстановительные свойства возрастают, окислительные уменьшаются, основные свойства гидроксидов возрастают, кислотные – ослабевают.

### Письменные задания:

1. Атомный (порядковый) номер химического элемента соответствует:

---

---

---

2. Атом неона Ne, катион натрия  $\text{Na}^+$  и анион фтора  $\text{F}^-$  имеют одинаковое число:

---

3. Составьте электронную формулу атома под номером 29 и подчеркните валентные электроны:

---

---

4. Составьте электронную формулу атома под номером 36 и подчеркните валентные электроны:

---

---

5. Составьте электронную формулу атома S и подчеркните валентные электроны:

---

---

6. В природе кремний находится в виде смеси двух изотопов, массовые числа которых 28 и 29. Относительная атомная масса кремния 28,1. Определите массовую долю (%) изотопа  $^{28}\text{Si}$  в природном кремнии.

---

---

---

---

---

---

---

---

9. Калий имеет три изотопа:  $^{41}_{19}\text{K}$ ,  $^{40}_{19}\text{K}$  и  $^{39}_{19}\text{K}$ . Содержание в природе первого изотопа составляет 6,88%, второго – 0,02%, третьего – 93,10%. Вычислите относительную атомную массу калия.

---

---

---

---

---

---

---

---

10. Простое вещество, образованное химическим элементом X, реагирует с кислородом с образованием оксида XO. Определите, какой это элемент, если его ион в оксиде XO содержит 36 электронов.

---

---

---

---

---

---

---

---

11. Укажите элемент, атомы которого образуют оксид ЭО с массовой долей кислорода 40%.

---

---

---

---

---

---

---

---

12. Укажите элемент, атомы которого образуют соединение состава  $\text{S}\text{Э}_3$  с массовой долей серы 40%. Назовите это соединение.

---

---

---

---

---

---

---

---

13. У какого из элементов под номером 12, 17, 20 или 19 начинается заполнение 4s-подуровня? Составьте электронную формулу атома этого элемента, назовите его и подчеркните валентные электроны.

---

---

---

---

---

14. У какого из элементов под номером 25, 18, 31 или 12 начинается заполнение 4p-подуровня? Составьте электронную формулу атома этого элемента, назовите его и подчеркните валентные электроны.

---

---

---

---

---

15. У какого из элементов под номером 19, 25, 17 или 213 начинается заполнение d-подуровня? Составьте электронную формулу атома этого элемента, назовите его и подчеркните валентные электроны.

---

---

---

---

---

16. Какой из элементов относится s-семейству: хлор, неон, стронций, хром? Составьте электронную формулу атома этого элемента, подчеркните валентные электроны.

---

---

---

---

---

17. Какой из элементов относится p-семейству: натрий, селен, технеций, бериллий? Составьте электронную формулу атома этого элемента, подчеркните валентные электроны.

---

---

---

---

---

18. Какой из элементов относится d-семейству: аргон, кальций, германий, марганец? Составьте электронную формулу атома этого элемента, подчеркните валентные электроны.

---

---

---

---

---

---

19. Электронная формула внешнего энергетического уровня  $4s^24p^2$  соответствует атому: германия, железа, кремния или брома? Укажите, к какому электронному семейству относится этот элемент, составьте электронную формулу его атома, подчеркните валентные электроны.

---

---

---

---

---

---

---

---

20. Электронная формула  $1s^22s^22p^63s^23p^63d^74s^2$  соответствует атому элемента с атомным номером: 17, 25, 13 или 27? Назовите это элемент, укажите, к какому электронному семейству он относится, и подчеркните валентные электроны.

---

---

---

---

---

---

---

---

21. Аргон имеет три изотопа:  $^{40}_{18}\text{Ar}$ ,  $^{38}_{18}\text{Ar}$ ,  $^{36}_{18}\text{Ar}$ . Содержание в природе первого изотопа составляет 99,60%, второго – 0,06%, третьего – 0,34%. Вычислите относительную атомную массу аргона.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## ТЕМА 3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### 3.1. Оксиды, гидроксиды, кислоты и соли

*Простые вещества* образованы атомами одного химического элемента. Все простые вещества можно разделить на неметаллы и металлы. К неметаллам относят только 22 элемента: благородные газы, галогены, а также O, S, Se, Te, N, P, As, C, Si, B, H. Почти все они обладают плохой тепло- и электропроводностью, при обычных условиях большинство из них находится в газообразном состоянии, немногие – в твёрдом, и только бром – жидкость. Остальные элементы относят к металлам. Они обладают характерным «металлическим» блеском, хорошими тепло- и электропроводностью, пластичностью, ковкостью. При обычных условиях металлы, кроме Hg и Fr, – твердые вещества.

*Сложные вещества* (химические соединения) состоят из атомов разных химических элементов. В зависимости от состава их подразделяют на классы, основные из которых – оксиды, гидроксиды, соли.

*Оксиды* – вещества, состоящие из какого-либо элемента и кислорода со степенью окисления  $O^{-2}$ :  $E_nO_m$ . Различают солеобразующие и несолеобразующие оксиды. Последние немногочисленны, к ним относят CO, NO, N<sub>2</sub>O. Эти оксиды не образуют солей, не реагируют с другими оксидами и водой. Солеобразующие оксиды, в зависимости от свойств делят на основные, кислотные и амфотерные. Основные – оксиды металлов (M) со степенью окисления +1, +2 (не всегда). Кислотные – оксиды неметаллов, а также оксиды металлов со степенью окисления +5 и больше. Амфотерные – оксиды металлов со степенью окисления +3 (за редкими исключениями), +4, +5 и иногда +2 (например, BeO, ZnO, SnO, PbO).

*Гидроксиды* – соединения, в состав которых входят элемент (Э), кроме фтора и кислорода, и гидроксильная группа OH. Общая формула гидроксидов –  $E(OH)_n$ . Среди гидроксидов выделяют щелочи (гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов), а также амфотерные металлы образуют амфотерные гидроксиды.

*Кислоты* – соединения, в состав которых входят атомы водорода, способные замещаться на атомы металлов с образованием солей. По составу кислоты делят на *бескислородные* (HCl, HCN, HI), *кислородсодержащие* (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>). И по основности: одноосновные (HBr), двухосновные (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), трехосновные (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

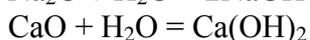
*Соли* – продукты полного или частичного замещения атомов водорода у кислот (или амфотерных гидроксидов) на атомы металлов или продукты замещения гидроксильных групп у оснований (или амфотерных гидроксидов) на кислотные остатки. По составу соли делят на *средние* (K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>), *кислые* (NaHCO<sub>3</sub>, KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>) и *основные* (CuOHNO<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>Cl). Все соли можно рассматривать как продукт взаимодействия соответствующих кислот и оснований.

### 3.2. Некоторые свойства неорганических соединений

#### *Свойства оксидов и гидроксидов*

##### *1. Отношение к воде.*

Из основных оксидов с водой взаимодействуют только оксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельных (Ca, Sr, Ba) металлов, при этом образуются растворимые в воде основания – щёлочи:



Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой (исключение – SiO<sub>2</sub> и соответствующая кислота H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>), образуя растворимые в воде кислоты (кислотные гидроксиды):

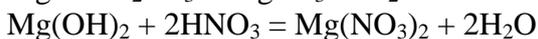
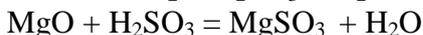
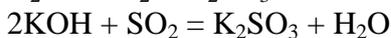


Все амфотерные гидроксиды в воде нерастворимы. Соответственно оксиды с водой не взаимодействуют.

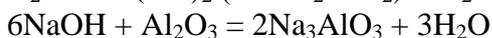
### 2. Кислотно-основные взаимодействия.

Оксиды и гидроксиды с противоположными (кислотными и основными) свойствами реагируют между собой.

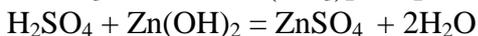
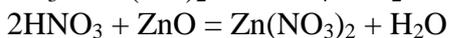
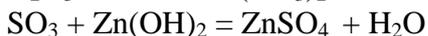
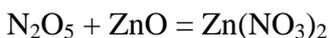
Основные оксиды и гидроксиды взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами:



А также взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами (в этом случае амфотерные соединения проявляют кислотные свойства, и формулы соответствующих гидроксидов лучше записывать в виде кислот):

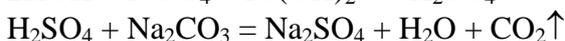
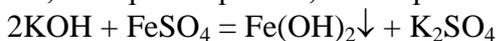


Кислотные оксиды и кислоты реагируют с основными оксидами и гидроксидами, а также с амфотерными оксидами и гидроксидами (в этом случае амфотерные соединения проявляют основные свойства):



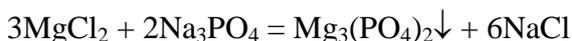
### 3. Взаимодействие с солями.

Кислоты и щелочи реагируют с солями, если в результате образуются слабые электролиты, малорастворимые, газообразные вещества:

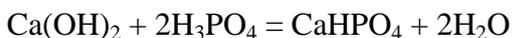


#### Свойства солей

Средние соли вступают в реакции обмена со щелочами, кислотами, (примеры соответствующих реакций см. выше), солями, если в результате образуется малорастворимая соль:



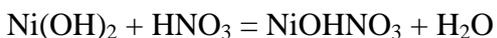
Кислые соли образуются кислотами, у которых два или более катионов водорода. Получают эти соли взаимодействием основания с избытком кислоты или кислотного оксида:



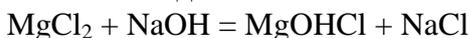
а также взаимодействием средней соли с более сильной кислоты, взятой в недостатке:



Основные соли образуют слабые основания или амфотерные гидроксиды, у которых две или более гидроксогрупп. Получают эти соли взаимодействием оснований с недостатком кислоты:



либо взаимодействием соответствующей средней соли и недостатка щелочи:

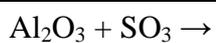
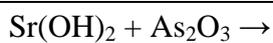
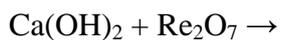


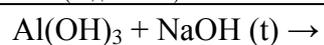
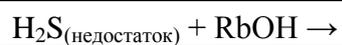
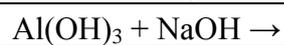
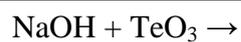


5. Составьте молекулярные и структурные формулы кислот, укажите их основность: бромноватая, марганцевая, хлорная, метафосфорная, сернистая, селеновая.

Название	Молекулярная формула	Структурная формула
бромноватая		
марганцевая		
хлорная		
метафосфорная		
сернистая		
селеновая		

6. Закончите уравнения реакций:





7. Составьте формулы солей, укажите заряды ионов при диссоциации соли:

Название	Формула, заряд
фосфат бария	
сульфит алюминия	
хлорид алюминия	
силикат натрия	
бромид бария	
нитрат кальция	
сульфид стронция	
сульфид калия	

9. Запишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: а) магний → хлорид магния → гидроксид магния → дигидроортофосфат магния → ортофосфат магния:

---

---

---

---

---

---

---

---

б)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$

---

---

---

---

---

---

---

---

в) сера → сероводород → оксид серы (IV) → оксид серы (VI) → серная кислота

---

---

---

---

---

---

---

---

10. Предложите 10 способов получения солей. Запишите уравнения соответствующих реакций:

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Лабораторная работа № 1 «Классы неорганических соединений»

*Цель работы* – усвоение классификации неорганических веществ, их свойств и генетических связей между соединениями, относящимися к различным классам.

*Приборы и реактивы*: штативы с пробирками, спиртовки, шпатели, держатели, металлическая ложечка, коническая или плоскодонная колба на 100 мл, три химических стакана, реактивы, перечисленные при описании опытов.

### Ход работы

#### 1. Оксиды, их получение и свойства

*а) Получение оксидов взаимодействием простых веществ.* Коническую или плоскодонную колбу заполните дистиллированной водой примерно один сантиметр и добавьте 5 капель лакмуса. В металлическую ложечку поместите небольшое количество фосфора и нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения. Ложечку с горящим фосфором (выделяется белый дым) внесите в колбу, держите над водой (не погружая в воду!). После того, как горение закончится, определите реакцию среды раствора. Запишите уравнения реакций и объясните изменение цвета индикатора.

Точно таким же образом проделайте опыт с серой. Насколько отличается pH раствора, полученного в опыте с горением фосфора, от pH раствора, полученного в ходе сжигания серы? Какой вывод можно сделать о силе кислот, образующихся в данном опыте?

---

---

---

---

---

---

---

---

*б) Получение оксидов разложением солей.* В сухую пробирку поместите небольшое количество (на кончике шпателя) карбоната гидроксомеди (малахита). Отметьте цвет соли. Нагрейте соль в пробирке (не прогревая пробирку!) до полного ее разложения. Напишите реакцию разложения соли, отметьте агрегатное состояние продуктов реакции, цвет твердого остатка. Обратите внимание, появился ли конденсат на стенках пробирки? Будет ли в ходе термического разложения малахита выделяться газ? Каким образом можно обнаружить образование газа?

---

---

---

---

---

---

---

---

*в) Получение оксидов разложением гидроксидов.* В пробирку налейте немного раствора сульфата меди, добавьте несколько капель 2М раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Напишите уравнения реакций и объясните образование осадка. Пробирку нагрейте до изменения цвета осадка. Напишите уравнение реакции. Объясните причину изменения цвета осадка в результате нагревания.

---

---

---

---

---

---

г) *Отношение оксидов к воде.* В пробирку поместите небольшое количество оксида кальция, добавьте немного дистиллированной воды и 2 капли фенолфталеина. Объясните изменение окраски индикатора. Запишите уравнение химической реакции.

---

---

---

---

---

д) *Взаимодействие оксидов с кислотами и гидроксидами.*

В две пробирки внесите несколько крупинок оксида цинка и оксида меди, добавьте 1–2 мл 2М раствора серной кислоты, при необходимости нагрейте содержимое пробирок. Что наблюдается в каждом случае? Как объяснить наблюдаемые явления?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

Приготовьте еще две пробирки с оксидами меди (II) и цинка, прилейте к ним по 2 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия, нагрейте содержимое пробирок. Произошло ли растворение оксидов? Изменился ли цвет растворов после нагревания?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## 2. Гидроксиды, их получение и свойства

а) *Получение растворимых оснований.* В широкий стаканчик с водой налейте до половины объема дистиллированной воды. Из банки извлеките пинцетом кусочек щелочного или щелочноземельного металла, размером меньше горошины (при необходимости отрежьте нужное количество металла от большого куска), очистите его фильтровальной бумагой от масла и опустите в воду. Опишите наблюдаемые явления. После окончания взаимодействия в полученный раствор добавьте несколько капель фенолфталеина или другого индикатора. Напишите уравнение реакции, объясните изменение окраски раствора и его разогревание.

---

---

---

---

---

---

б) *Получение нерастворимых оснований взаимодействием соли со щелочью.* В пробирки поместите по несколько капель растворов сульфата меди (II), хлорида железа (III), сульфата магния. К каждому раствору прилейте несколько капель 2М раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшихся осадков, напишите уравнения соответствующих реакций. Содержимое пробирок используйте в следующем опыте.

---

---

---

---

---

---

в) *Отношение нерастворимых оснований к кислотам.* К полученным в предыдущем опыте осадкам прилейте по несколько капель соляной или серной кислоты. Растворились ли осадки? Появилась ли окраска у растворов?

---

---

---

---

---

---

г) *Получение амфотерных гидроксидов взаимодействием соли со щелочью.* В пробирку с раствором сульфата алюминия (2/3 пробирки) добавьте несколько капель щелочи. Напишите уравнение реакции и объясните образование осадка. Содержимое пробирки не выливайте, оставив его для опыта 2.5.

---

---

---

---

---

---

д) *Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотами и щелочами.* Используйте осадок, полученный в опыте 2.4. Содержимое пробирки взболтайте и вместе с осадком разлейте в две пробирки. В первую налейте на треть объема соляной кислоты, во вторую – концентрированной щелочи ( $w = 30\%$ ). Запишите уравнения реакций и объясните растворение осадков в обеих пробирках.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

3. Соли, их получение и свойства

а) *Получение солей взаимодействием основания с кислотой.* Сначала получите гидроксид железа (III), прибавляя раствор щелочи к раствору хлорида железа (III) (1–2 мл) до образования осадка. Отметьте цвет осадка. К полученному осадку добавьте по каплям раствор соляной кислоты. Напишите уравнения реакций и объясните растворение осадка.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

б) *Получение солей взаимодействием двух солей.* В две пробирки налейте по 1–2 мл раствора нитрата свинца, добавьте по каплям раствор хлорида натрия (в первую) и раствора сульфата магния (во вторую). Напишите уравнения реакций и объясните образование осадка.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

в) *Получение солей взаимодействием солей с металлами.* В пробирки с растворами сульфата меди и сульфата натрия (1 мл) поместите по небольшому кусочку цинка. Через некоторое время внимательно рассмотрите, произошли ли какие-либо изменения в окраске растворов, на поверхности металлов. Напишите уравнения реакций и объясните различное отношение растворов взятых солей к цинку.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



## ТЕМА 4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

### 4.1. Основные понятия

Химические реакции сопровождаются энергетическими эффектами: выделением или поглощением тепла, света, совершением механической или электрической работы. Энергетические эффекты химических реакций изучает химическая термодинамика. В курсе химии рассмотрим только некоторые положения химической термодинамики.

Объектами изучения химической термодинамики являются разнообразные системы. Система – мысленно или реально выделенная часть пространства, содержащая одно или несколько веществ. Фаза – часть системы, одинаковая по физическим и химическим свойствам во всех точках и отделенная от других частей системы поверхностью раздела.

Для описания систем применяют сложный математический аппарат, в котором используют набор термодинамических функций, основные из которых:  $H$  – энтальпия,  $S$  – энтропия,  $G$  – энергия Гиббса. В пределах данного курса будем приводить значения функций только для стандартных условий. Стандартные условия означают, что все участвующие в реакции вещества чистые, парциальные давления газов или атмосферное давление, если газы не участвуют в реакции, равно  $1,013 \times 10^5$  Па, концентрации частиц для реакций в растворах равны 1 моль/л, температура – 298 К. Термодинамические величины, определённые для стандартных условий, обозначают нулём в верхнем правом углу (например,  $S^0$ ).

### 4.2. Энтальпия

Большинство химических реакций сопровождаются выделением или поглощением тепла. Количество тепла, которое выделяется или поглощается в результате химической реакции, называют её *тепловым эффектом*. Раздел химии, в котором изучают тепловые эффекты химических реакций, называют термохимией.

В дальнейшем тепловые эффекты химических реакций будем характеризовать величиной  $\Delta H$  (кДж/моль). Особенности терминологии таковы, что величину  $\Delta H$  называют энтальпией химической реакции (вместо более точного словосочетания – изменение энтальпии в ходе химической реакции).

Реакции, идущие с выделением тепла, называют экзотермическими, идущие с поглощением тепла – эндотермическими. Принято, что энтальпия экзотермической реакции отрицательна ( $\Delta H < 0$ ), а энтальпия эндотермической реакции положительна ( $\Delta H > 0$ ).

Уравнения химических реакций, записанные с указанием значения энтальпии реакции и агрегатного состояния участвующих в реакции веществ, называют термохимическими уравнениями. Агрегатные состояния веществ обозначают подстрочными индексами: т – твёрдое, к – кристаллическое, ж – жидкое, г – газообразное, р – раствор. В термохимических уравнениях могут быть дробные коэффициенты:



В справочных таблицах термодинамических величин приводят не энтальпии конкретных реакций, а стандартные энтальпии образования веществ ( $\Delta H_{\text{обр}}$ ). *Энтальпией образования называют энтальпию реакции образования одного моля данного вещества из простых веществ, устойчивых в стандартных условиях.* Энтальпии образования простых веществ приняты за ноль.

### 4.3. Закон Гесса. Следствие закона Гесса

Закон, сформулированный Германом Ивановичем Гессом в 1840 году (закон Гесса), – основной закон термохимии: *энтальпия химической реакции зависит только от природы и состояния исходных и конечных веществ и не зависит от числа и характера промежуточных стадий, т.е. от пути процесса.* Из закона Гесса следует, что термохимические уравнения можно складывать и вычитать так же, как и алгебраические.

*Следствие закона Гесса:* энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий образования продуктов реакции и исходных веществ с учётом стехиометрических коэффициентов.

Как правило, оперируют со стандартными величинами, т.е.

$$\Delta H^0 = \sum n_{\text{прод}} \times \Delta H_{\text{обр.прод}}^0 - \sum n_{\text{исх}} \times \Delta H_{\text{обр.исх}}^0,$$

где  $\Delta H_{\text{обр.исх}}^0$ ,  $\Delta H_{\text{обр.прод}}^0$  – стандартные энтальпии образования исходных веществ и продуктов реакции;  $n_{\text{исх}}$ ,  $n_{\text{прод}}$  – стехиометрические коэффициенты.

Аналогичным образом можно рассчитывать изменение и других функций – энтропии ( $\Delta S$ ), энергии Гиббса ( $\Delta G$ ).

#### 4.4. Энтропия

Энтропия ( $S$ ) – количественная мера беспорядка в системе. Размерность – Дж/(моль×К). Чем беспорядочней система, тем больше значение энтропии. В таблицах термодинамических величин приводят значения стандартных энтропий веществ  $S^0$ . Стандартная энтропия простых веществ не равна нулю. За нуль принимают энтропию совершенного кристалла любого вещества при абсолютном нуле температуры.

Процессы и реакции, сопровождающиеся увеличением беспорядка в системе: нагревание, расширение, кипение, плавление, растворение, увеличение количества газообразных веществ, – приводят к увеличению энтропии. Процессы, связанные с уменьшением беспорядка в системе, приводят к уменьшению энтропии: охлаждение, конденсация, сжатие, кристаллизация, реакции, сопровождающиеся уменьшением количества газообразных веществ.

Например, оценим изменение энтропии системы в химической реакции:



В результате реакции возрастает количество газа, т.е. беспорядок возрастает, и энтропия должна увеличиваться.

$$\Delta S^0 = 2S_{CO}^0 - (S_{CO_2}^0 + 2S_C^0) = 2 \times 47,3 - (51,06 + 1,36) = 42,18 \text{ Дж/(моль} \times \text{К)}$$

Расчет подтвердил, что энтропия системы возрастает.

#### 4.5. Возможность самопроизвольного прохождения химических реакций. Энергия Гиббса

Вопрос о возможности самопроизвольного прохождения реакций относится к числу наиболее важных в химии. Опыт показывает, что при низких температурах самопроизвольно проходят преимущественно экзотермические реакции, но наблюдаются и самопроизвольные эндотермические процессы, например растворение большинства солей в воде. При повышенных температурах чаще реализуются эндотермические процессы, сопровождающиеся увеличением энтропии системы.

Таким образом, наблюдаются две противоположные тенденции:

1) стремление системы перейти в состояние с наименьшей внутренней энергией (с выделением её части), характеризуется изменением энтальпии системы;

2) стремление к беспорядку, характеризуется изменением энтропии системы.

Сопоставление этих двух противоположных тенденций дает возможность определить направление самопроизвольного прохождения процесса при заданных условиях. Величины  $\Delta H$  и  $\Delta S$  в термодинамике связаны соотношением

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \text{ при } p, T = \text{const},$$

$\Delta G$  – энергия Гиббса, термодинамическая функция, имеющая математическое определение:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ . Размерность энергии Гиббса – кДж/моль.

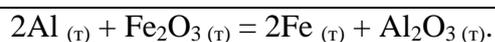
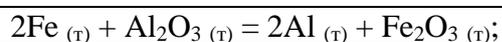
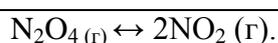
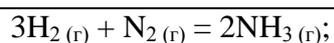
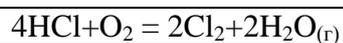
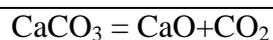
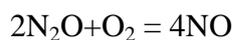
В системах, находящихся при постоянной температуре и давлении, самопроизвольно могут протекать процессы, сопровождающиеся уменьшением энергии Гиббса. Изменение энергии Гиббса, таким образом, характеризует направление самопроизвольного протекания процессов, в том числе химических реакций.



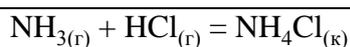
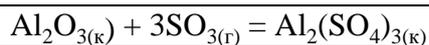
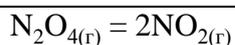
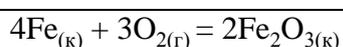
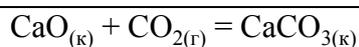




9. Вычислите значение энергии Гиббса ( $\Delta G^0_{298}$ ) и определите будет ли протекать реакция самопроизвольно:



10. Предскажите знак изменения энтропии в следующих реакциях и проверьте предположения расчетами:



## ТЕМА 5. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

### 5.1. Скорость химических реакций

Скорости и механизмы химических процессов, а также факторы, влияющие на них, изучает химическая кинетика. Существуют гомогенные (однофазные) и гетерогенные (многофазные) системы, соответственно называют и реакции, происходящие в таких системах.

*Скорость химической реакции* – число элементарных актов реакции в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности фаз (для гетерогенных реакций). О скорости реакции можно судить по изменению количества реагирующих веществ или продуктов реакции.

Скорость химических реакций зависит от многих факторов: природы реагирующих веществ, концентрации, давления, степени дисперсности (измельчения) твёрдых веществ, температуры, присутствия катализатора.

Для немногочисленных реакций – элементарных, т.е. идущих в одну стадию, зависимость скорости элементарных химических реакций от концентрации подчиняется закону действующих масс: *скорость элементарной химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведённых в степени, равные стехиометрическим коэффициентам.*

Например, элементарной реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  соответствует кинетическое уравнение  $v = kC_{\text{NO}}^2 C_{\text{O}_2}$

В этом уравнении  $C_{\text{NO}}$  и  $C_{\text{O}_2}$  – молярные концентрации веществ,  $k$  – константа скорости химической реакции, она численно равна скорости реакции при условии, что концентрации реагирующих веществ постоянны и равны единице.

Если в реакции участвуют газы, то вместо концентраций можно использовать их парциальные давления.

Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется *правилом Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые десять градусов скорость большинства химических реакций возрастает в 2 – 4 раза.*

Математически правило выражают следующим образом:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{(T_2 - T_1)/10}, \quad (1)$$

где  $v_{T_2}$  и  $v_{T_1}$  – скорость реакции при температурах  $T_2$  и  $T_1$  ( $T_2 > T_1$ );

$\gamma$  – температурный коэффициент скорости, принимающий для разных реакций значения от двух до четырех.

### 5.2. Химическое равновесие

В природе существуют реакции практически необратимые (идущие в одном направлении) и обратимые реакции (идущие в прямом и обратном направлениях).

Пример необратимой реакции:  $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ ,

обратимой реакции:  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ .

Большинство реакций обратимы, в уравнениях таких реакций ставят знак обратимости (стрелки в двух направлениях  $\rightleftharpoons$ ).

Если в какой-либо замкнутой системе может идти обратимая реакция, то наступит такой момент, когда скорости прямой и обратной реакций станут одинаковыми. *Состояние системы, характеризующееся равными скоростями прямой и обратной реакций, называют состоянием химического равновесия.*

Химическое равновесие имеет динамический характер. Это означает, что количество любого вещества, расходующегося в ходе прямой реакции, равно его количеству, образующемуся в результате обратной реакции. В условиях химического равновесия концентрации всех веществ в системе не изменяются со временем, их называют равновесными концентрациями. Равновесные концентрации обозначают символом вещества в квадратных скобках:  $[H_2]$ ,  $[I_2]$ ,  $[HI]$ .

Рассмотрим состояние химического равновесия в системе  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$  при  $450^\circ C$ , когда иод находится в парообразном состоянии. Реакцию, идущую слева направо, называют прямой, а справа налево – обратной. При химическом равновесии скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции:  $V_{пр} = V_{обр}$ .

Кинетические уравнения для прямой и обратной реакций в данной системе согласуются с законом действующих масс, следовательно,

$$k_{пр}[H_2][I_2] = k_{обр}[HI]^2.$$

После преобразования получим:

$$\frac{k_{пр}}{k_{обр}} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = K$$

Постоянную величину  $K$  называют константой химического равновесия. Она зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентраций веществ.

В общем виде для системы



выражение константы равновесия имеет вид

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (3)$$

Особенность записи выражения константы равновесия для гетерогенных равновесий заключается в том, что концентрации твёрдых веществ считают неизменными, условно равными единице, и в уравнение для константы равновесия не включают.

Так, для реакции  $MgCO_{3(т)} \rightleftharpoons MgO_{(т)} + CO_{2(г)}$

$$K = [CO_2].$$

Константа равновесия – важнейшая характеристика обратимых химических реакций. Чем больше значение константы равновесия, тем больше концентрации продуктов реакции, тем с большей полнотой проходит прямая реакция.

### 5.3. Принцип Ле Шателье

Если на систему не оказывать внешнего воздействия, то состояние равновесия будет сохраняться как угодно долго. При изменении внешних условий равновесие может быть нарушено, однако через некоторое время установится новое состояние равновесия, характеризующееся новыми равновесными концентрациями. Переход от одного состояния химического равновесия к другому называют смещением равновесия. *Направление смещения определяется принципом Ле Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в направлении реакции, уменьшающей это воздействие.*

*Влияние концентраций компонентов системы.* При увеличении концентрации какого-либо из веществ увеличится скорость реакции, расходующей это вещество, следовательно, равновесие смещается в сторону этой реакции. При уменьшении концентрации вещества равновесие сместится в сторону реакции образования этого вещества.



4. В системе  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  концентрацию  $\text{CO}$  увеличили с 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость реакции, если считать ее одностадийной? (В 12 раз).

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

5. Через некоторое время после начала реакции  $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C} + \text{D}$  концентрации веществ составляли:  $[\text{A}] = 0,03$  моль/л;  $[\text{B}] = 0,01$  моль/л;  $[\text{C}] = 0,008$  моль/л. Каковы исходные концентрации веществ  $\text{A}$  и  $\text{B}$ ? ( $[\text{A}]_0 = 0,042$  моль/л,  $[\text{B}]_0 = 0,014$  моль/л).

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

6. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если увеличить температуру на  $25^\circ\text{C}$ ? (В 8 раз).

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

7. Составьте выражения для константы равновесия ( $K$ ) для реакций:

а) $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{кр})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$	
б) $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г})}$	
в) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{S}_{(\text{кр})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$	
г) $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})}$	
д) $\text{NH}_3_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{N}_{2(\text{г})} + 6\text{HCl}_{(\text{г})}$	

8. В сосуд объемом 500 мл поместили 20,85 г пентахлорида фосфора. К моменту наступления равновесия  $\text{PCl}_{5(\text{г})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$  разложению подверглось 20 % исходного вещества. Вычислите значение константы равновесия  $K_C$  (0,01)

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

9. После смешения оксида серы (IV) и кислорода равновесие

$2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})}$  установилось при следующих концентрациях:  $[\text{SO}_2] = 0,08$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,04$  моль/л,  $[\text{SO}_3] = 0,04$  моль/л. Вычислите константу равновесия  $K_C$ ; начальные концентрации оксида серы (IV) и кислорода (6,25; 0,12 и 0,06 моль/л)

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

10. Определите равновесные концентрации всех веществ в системе  $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{г})}$ , если исходные концентрации  $\text{N}_2$  и  $\text{O}_2$  равны 0,5 моль/л и 0,4 моль/л соответственно; а  $K_C = 1$  (0,13; 0,03; 0,74).

---

---

---

---

---

---

---

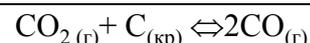
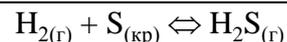
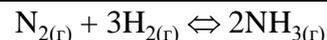
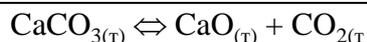
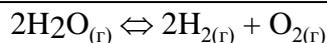
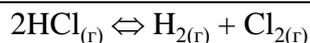
---

---

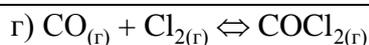
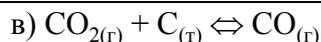
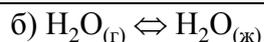
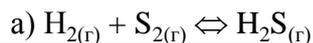
---

11. Изменением каких факторов можно сместить равновесие каждого из перечисленных ниже процессов? Каким образом надо изменить температуру и давление в системе

реагирующих веществ, чтобы увеличить выход продукта реакции? При необходимости воспользуйтесь справочными данными.



12. В какую сторону сместится равновесие каждого процесса: 1) при повышении давления; 2) при повышении температуры? При необходимости воспользуйтесь справочными данными.



13. Равновесные концентрации веществ для реакции  $\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$  равны:  $[\text{CO}_2] = 0,5$  моль/л,  $[\text{H}_2] = 0,3$  моль/л,  $[\text{CO}] = 0,2$  моль/л и  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,2$  моль/л соответственно. В равновесную систему добавили 1 моль/л  $\text{CO}_2$ . В какую сторону должно сместиться равновесие? Чему будут равны новые равновесные концентрации веществ? (1,415; 0,215; 0,285; 0,285).

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Лабораторная работа №2 «Кинетика химических реакций. Химическое равновесие»

*Цель работы:* усвоить основные закономерности, влияющие на скорость протекания химических реакций.

*Приборы и реактивы:* 0,1М раствор  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , 0,1М раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , большие пробирки, мерные цилиндры, стакан, электроплитка, термометр, секундомер или часы с секундной стрелкой, миллиметровая бумага.

### Ход работы

1. *Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.*

1. В одну пробирку необходимо налить 20 мл воды и оставить ее для контроля.

2. В три пронумерованные пробирки налить: 5 мл 0,1М раствора тиосульфата натрия и 10 мл воды; 10 мл 0,1М раствора тиосульфата натрия и 5 мл воды; 15 мл 0,1М раствора тиосульфата натрия соответственно (см. форму протокола).

3. Мерным цилиндром отмерьте 5 мл 0,1 М раствора серной кислоты; прилейте ее к раствору тиосульфата натрия в пробирке № 1, быстро перемешайте и сразу же включите секундомер. Началом реакции будем считать момент смешивания растворов. В ходе протекания реакции раствор становится мутным вследствие образования серы. Поэтому для определения скорости реакции необходимо отметить время, соответствующее началу появления мути в пробирках. Чтобы было легче заметить появление мути, рекомендуется рассматривать пробирки на черном фоне и сравнивать пробирку с контрольной, в которой находится вода.

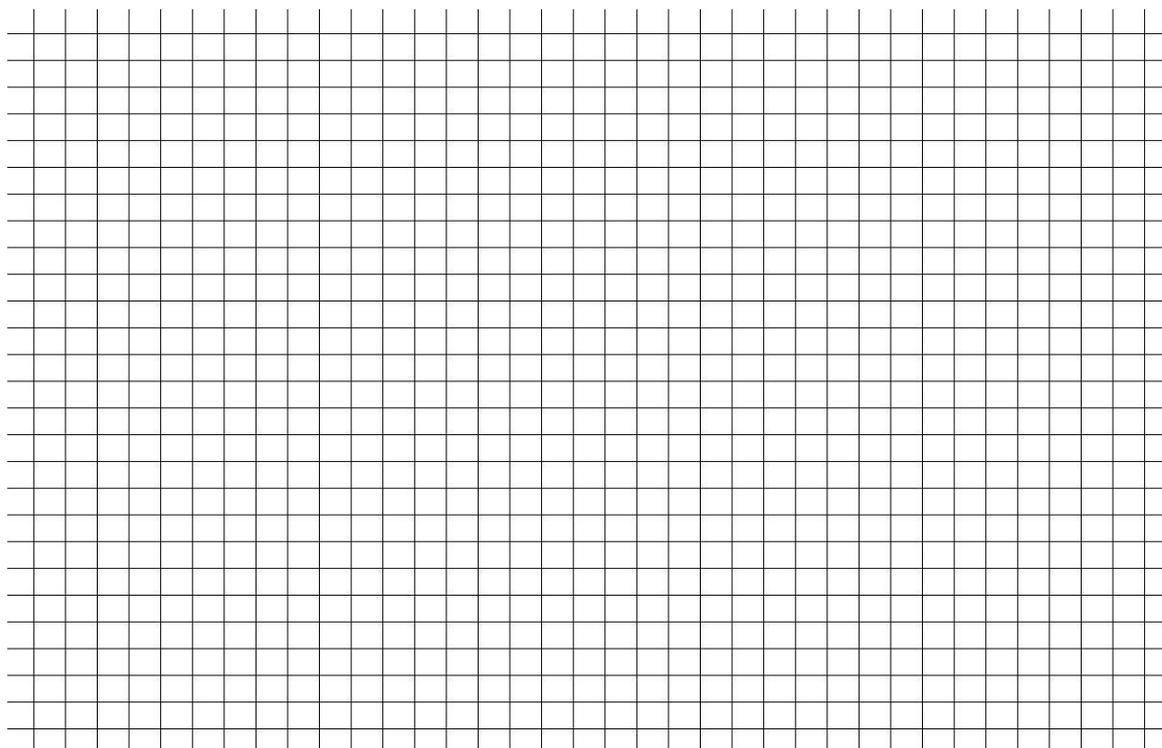
4. Те же операции проделайте со второй и третьей пробирками.

5. Результаты опытов внесите в таблицу, вычислите относительную скорость реакции для каждого случая. Относительную скорость реакции вычисляют как величину, обратно пропорциональную найденному времени (в секундах):  $v = 1/\tau$ .

Форма протокола:

№ пробирки	Объем, мл				Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время до появления мути $\tau$ , с	Относительная скорость реакции, $v = 1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	общий			
1	5	10	5	20	1С		
2	10	5	5	20	2С		
3	15	–	5	20	3С		

6. Представьте результаты графически, отложив по оси  $x$  относительную концентрацию  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , а по оси  $y$  – относительную скорость реакции.



7. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

*2. Зависимость скорости реакции от температуры.*

1. В три пробирки, пронумерованные цифрами 1, 2, 3 отмерьте по 5 мл 0,1М раствора тиосульфата натрия, в другие три пробирки (обозначенными цифрами 1', 2', 3') – по 5 мл раствора серной кислоты.

2. Одну пробирку с тиосульфатом и одну пробирку с кислотой выдержите при комнатной температуре в стакане, наполненном водой примерно до половины объема, в течение 5–7 мин., затем быстро прилейте раствор кислоты к раствору тиосульфата, быстро перемешайте и включите секундомер. Засеките время начала помутнения, результаты внесите в протокол.

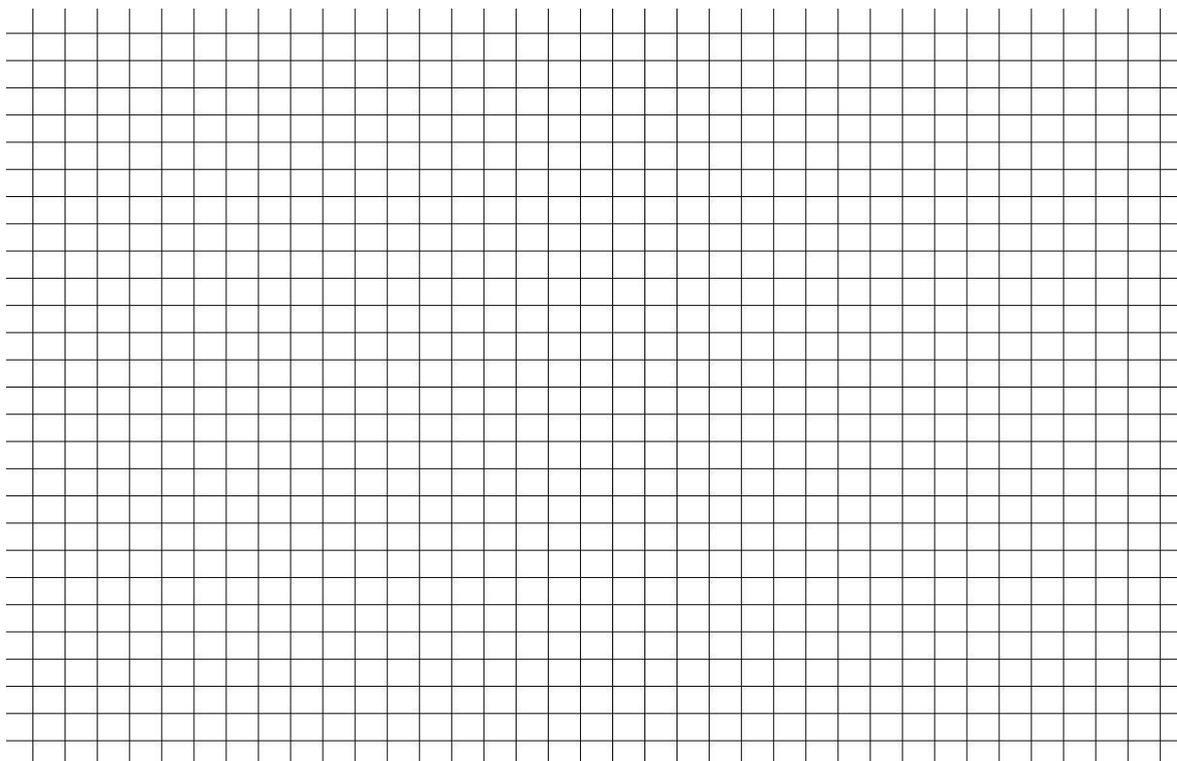
3. Стакан с водой, использовавшийся в предыдущем опыте, нагрейте на плитке до температуры, на  $10^\circ\text{C}$  выше комнатной (для измерения температуры используйте термометр). Снимите стакан с плитки, в нагретую воду поместите пробирку с тиосульфатом и пробирку с кислотой, выдержите их 1–2 мин., затем прилейте кислоту к раствору тиосульфата и отметьте время появления мути.

4. С третьей парой пробирок сделайте то же самое, но при температуре, выше комнатной на 20°C.

5. Результаты опытов внесите в таблицу, вычислите относительную скорость реакции для каждого случая. Относительную скорость реакции вычисляют как величину, обратно пропорциональную найденному времени (в секундах):  $v = 1/\tau$ .

№ пробирки	Объем раствора, см <sup>3</sup>		Температура, °C	Время до появления мути $\tau$ , с	Относительная скорость реакции, $v = 1/\tau$
	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			

5. Постройте график зависимости скорости реакции от температуры в координатах: температура – относительная скорость реакции.



6. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

---



---



---



---



---



---



---







## ТЕМА 6. РАСТВОРЫ

### 6.1. Основные понятия

Раствор – гомогенная система, состоящая из двух и более компонентов: растворитель и растворенное вещество (вещества). Растворы могут быть газовые, жидкие, твердые. В этом курсе химии ограничимся рассмотрением жидких растворов.

Важнейшей характеристикой любого раствора является концентрация. Концентрация показывает содержание растворенного вещества в единице массы или объема раствора или растворителя. Рассмотрим основные способы выражения концентрации растворов.

Процентное содержание растворенного вещества ( $W$ ) – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора, выраженное в процентах:

$$W = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{в}}}{V_{\text{р-ра}} \rho_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% , \quad (1)$$

где  $m_{\text{в}}$  – масса растворенного вещества, г;

$m_{\text{р-ра}}$  – масса раствора, г;

$V_{\text{р-ра}}$  – объем раствора, мл;

$\rho_{\text{р-ра}}$  – плотность раствора, г/см<sup>3</sup>.

Молярная концентрация ( $C_{\text{м}}$ ) – отношение количества растворенного вещества к объему раствора, выраженному в литрах:

$$C_{\text{м}} = \frac{n}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} V_{\text{р-ра}}} , \quad (2)$$

где  $M_{\text{в}}$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{\text{р-ра}}$  – объем раствора, л.

Размерность молярной концентрации – моль/л.

**Пример 1.** Вычислить массовую долю хлорида натрия в растворе, если 40 г его растворено в 280 мл воды.

$$W(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})}$$

Масса раствора  $m(\text{р-ра}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \times \rho(\text{H}_2\text{O}) = 280 \text{ мл} \times 1 \text{ г/мл} = 280 \text{ г},$$

$$W(\text{NaCl}) = \frac{40}{40 + 280} = 0,125 \text{ или } 12,5\%$$

*Ответ:*  $W(\text{NaCl}) = 0,125$  или  $12,5\%$ .

**Пример 2.** В 258,3 г воды растворили 41,7 г кристаллогидрата  $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ . Определить массовую долю  $\text{FeSO}_4$  в полученном растворе.

$$W(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{m(\text{р-ра})}$$

Сначала рассчитываем массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 41,7 + 258,3 = 300 \text{ г}$$

Далее определяем массу  $\text{FeSO}_4$ :

$$\begin{aligned} m(\text{FeSO}_4) &= n(\text{FeSO}_4) \times M(\text{FeSO}_4) = n(\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{FeSO}_4) = \\ &= \frac{m(\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O})}{M(\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O})} \times M(\text{FeSO}_4) = \frac{41,7}{278} \times 152 = 22,8 \text{ г}, \end{aligned}$$

$$W(\text{FeSO}_4) = \frac{22,8}{300} = 0,076 \text{ или } 7,6\%$$

*Ответ:*  $W(\text{FeSO}_4) = 0,076$  или  $7,6\%$ .

**Пример 3.** Определите объем хлороводорода, измеренного при н.у., и объем воды, необходимые для приготовления 500 г раствора с массовой долей  $\text{HCl}$  20%.

Находим массу  $\text{HCl}$ :

$$m(\text{HCl}) = W(\text{HCl}) \times m(\text{р-ра}) = 0,2 \times 500 = 100 \text{ г.}$$

Рассчитываем объем  $\text{HCl}$ :

$$V(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \times V_M = \frac{100 \text{ г}}{36,5 \text{ г / моль}} \times 22,4 \text{ л / моль} = 61,37 \text{ л.}$$

Вычисляем  $m(\text{H}_2\text{O})$ :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{HCl}) = 500 - 100 = 400 \text{ г.}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{400 \text{ г}}{1 \text{ г / мл}} = 400 \text{ мл}$$

*Ответ:*  $V(\text{HCl}) = 61,37 \text{ л}$ ,  $V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ мл}$ .

**Пример 4.** Определите массу нитрата натрия и воды, необходимые для приготовления 800 г раствора с  $W(\text{NaNO}_3) = 12\%$ .

Масса растворенной соли:

$$m(\text{NaNO}_3) = W(\text{NaNO}_3) \times m(\text{р-ра}) = 0,12 \times 800 = 96 \text{ г.}$$

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{NaNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O})$$

Отсюда  $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{NaNO}_3) = 800 - 96 = 704 \text{ г.}$

*Ответ:*  $m(\text{NaNO}_3) = 96 \text{ г}$ ,  $m(\text{H}_2\text{O}) = 704 \text{ г}$ .

**Пример 5.** Определите массу кристаллогидрата  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и воды, необходимые для приготовления 0,4 кг раствора с  $W(\text{CuSO}_4) = 8\%$ .

*Решение* (см. пример 2):

$$W(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O})}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}) \times M(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O})$$

$$n(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)}$$

Находим  $m(\text{CuSO}_4) = W(\text{CuSO}_4) \times m(\text{р-ра}) = 0,08 \times 400 = 32 \text{ г.}$

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{32 \text{ г}}{160 \text{ г / моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

Отсюда  $m(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \times 250 = 50 \text{ г}$

Масса воды  $m(\text{H}_2\text{O}) = 400 - 50 = 350 \text{ г}$

*Ответ:*  $m(\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г}$ ,  $m(\text{H}_2\text{O}) = 350 \text{ г}$ .

## 6.2. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация

Электролиты – это вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относят все соли (средние, кислые, основные), основания, кислоты, амфотерные гидроксиды.

Согласно теории электролитической диссоциации Аррениуса, в водных растворах электролиты распадаются (диссоциируют) на положительно и отрицательно заряженные ионы – катионы и анионы.

Для количественной характеристики силы электролита используют понятие степени электролитической диссоциации ( $\alpha$ ). Степень диссоциации равна отношению числа протиссоциировавших молекул ( $n$ ) к общему числу растворённых молекул ( $N$ ):

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

По степени диссоциации электролиты условно делят на сильные и слабые. Принято считать сильными электролиты, для которых  $\alpha > 30\%$ , остальные можно считать слабыми.

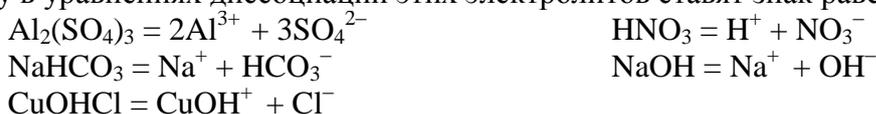
### Сильные электролиты:

- почти все соли;
- некоторые неорганические кислоты:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  и другие;
- основания – гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ .

### Слабые электролиты:

- многие неорганические и большинство органических кислот –  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и другие;
- основания (кроме гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов) и амфотерные гидроксиды. Гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$  – также слабый электролит.

Сильные электролиты в водном растворе диссоциируют практически полностью, поэтому в уравнениях диссоциации этих электролитов ставят знак равенства (=):



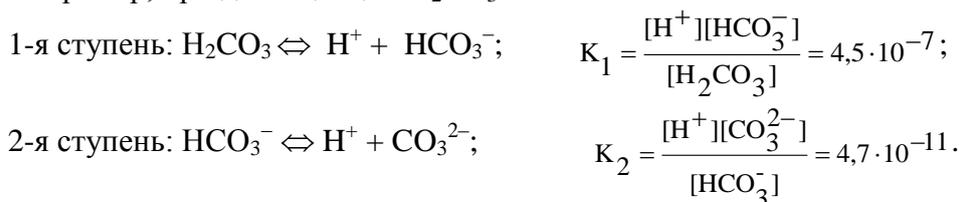
Слабые электролиты диссоциированы частично, уравнения диссоциации слабых электролитов пишут со знаком обратимости ( $\rightleftharpoons$ ). Диссоциацию слабых электролитов характеризует константа равновесия, называемая константой диссоциации –  $K$ .

Значения констант диссоциации слабых электролитов при 298 К приведены в справочниках. Чем меньше константа диссоциации, тем слабее электролит:

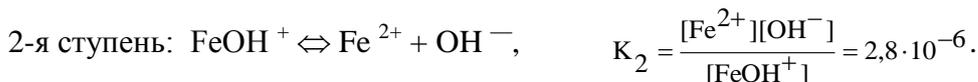
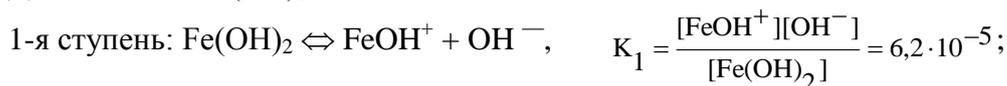


Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Каждую ступень равновесного состояния характеризует своя константа диссоциации.

Например, при диссоциации  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :



Диссоциация  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ :



Амфотерные гидроксиды проявляют свойства слабых оснований и слабых кислот. Диссоциацию гидроксида  $\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{H}_2\text{PbO}_2$  по основному типу характеризуют уравнениями



по кислотному типу – уравнениями



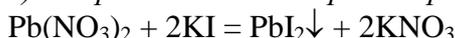
**6.3. Ионные реакции в растворах электролитов.** Ионными реакциями (реакциями обмена) называют реакции в растворах электролитов, не сопровождающиеся изменением степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Для выявления сущности процессов, происходящих при ионных реакциях, кроме молекулярных, составляют ионные уравнения реакций.

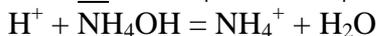
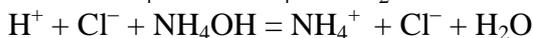
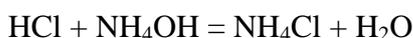
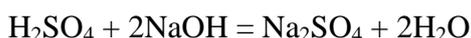
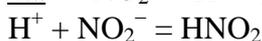
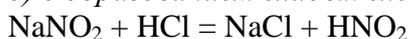
При составлении ионных уравнений в виде ионов записывают только растворимые сильные электролиты. Все остальные вещества (неэлектролиты, слабые или малорастворимые электролиты) записывают в молекулярной форме.

Примеры реакций обмена:

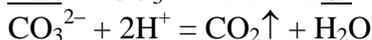
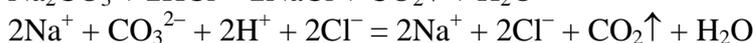
*а) с образованием малорастворимых соединений:*



*б) с образованием слабых электролитов:*



*в) с образованием газообразных веществ:*



**6.4. Диссоциация воды. Водородный показатель.** Вода является слабым электролитом. Уравнение диссоциации воды упрощенно записывают следующим образом:



Константа диссоциации воды:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (3)$$

Произведение  $K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$  называют ионным произведением воды и обозначают  $K_w$ :  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ .

Ионное произведение воды при постоянной температуре постоянно не только для воды, но и для водных растворов. Зная концентрацию ионов  $\text{H}^+$ , можно рассчитать концентрацию  $\text{OH}^-$ , и наоборот. Понятия кислая, нейтральная и щелочная среда можно оценить количественно по концентрации ионов  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ . Более удобно для характеристики среды пользоваться водородным показателем:  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ .

Среда	pH	$[\text{H}^+]$ , моль/л	$[\text{OH}^-]$ , моль/л
Нейтральная	= 7	$10^{-7}$	$10^{-7}$
Кислая	< 7	$>10^{-7}$	$<10^{-7}$
Щелочная	> 7	$<10^{-7}$	$>10^{-7}$

**6.5. Гидролиз солей.** Гидролизом солей называют процесс взаимодействия ионов соли с водой, приводящий к смещению ионного равновесия воды и, как правило, изменению pH среды.

Гидролиз солей происходит в тех случаях, когда ионы, образующиеся в результате диссоциации соли, способны образовать с ионами воды малодиссоциирующие частицы. Гидролиз чаще всего является обратимым процессом, так как продукты реакции взаимодействуют между собой с образованием исходных веществ.

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, например  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$  и др., гидролизу не подвергаются, их растворы нейтральны.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- слабыми кислотами и сильными основаниями ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  и др.);
- слабыми основаниями и сильными кислотами ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$  и др.);
- слабыми кислотами и слабыми основаниями ( $\text{NH}_4\text{CN}$  и др.).

**Гидролиз солей слабых кислот и сильных оснований.**

*Пример 1. Гидролиз  $\text{NaNO}_2$ :*

диссоциация соли:  $\text{NaNO}_2 = \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$   
 краткое ионное уравнение:  $\text{NO}_2^- + \text{HON} \Leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$  (ср. щел.,  $\text{pH} > 7$ );  
 молекулярное уравнение:  $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{NaOH}$ .

*Пример 2. Гидролиз  $\text{K}_2\text{CO}_3$*  (гидролиз солей многоосновных кислот преимущественно происходит по первой ступени):

диссоциация соли:  $\text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$   
 краткое ионное уравнение:  $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \Leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$  (ср. щел.,  $\text{pH} > 7$ );  
 молекулярное уравнение:  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{KHCO}_3 + \text{KOH}$ .  
 По второй ступени гидролиз практически не идет.

**Гидролиз солей слабых оснований и сильных кислот.**

*Пример 3. Гидролиз  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :*

диссоциация соли:  $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$   
 краткое ионное уравнение:  $\text{NH}_4^+ + \text{HON} \Leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$  (ср. кисл.,  $\text{pH} < 7$ );  
 молекулярное уравнение:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ .











## Лабораторная работа №3 «Растворы. Гидролиз»

*Цель работы:* изучить закономерности протекания реакций гидролиза солей в водных растворах.

*Приборы и реактивы:* пипетки, шпатели, держатели, штативы с пробирками, спиртовки, фенолфталеин, индикаторная бумага, реактивы, перечисленные при описании опытов.

### Ход работы

1. *pH воды.* В одну пробирку налейте немного дистиллированной воды, в другую – водопроводной. Измерьте pH воды в каждой пробирке при помощи универсальной индикаторной бумаги. Чем вызвано отклонение значения pH воды от нейтрального в каждом случае?

---

---

---

---

---

---

---

---

2. *Реакция среды в растворах различных солей.* В четыре пробирки налейте примерно на 1/3 дистиллированной воды, добавьте немного (на кончике шпателя) следующих солей: хлорид алюминия, хлорид калия, карбонат натрия, ацетат натрия. Растворы размешайте до растворения солей, оцените pH при помощи индикаторной бумаги, сравните с pH дистиллированной воды в контрольной пробирке. Сделайте вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

---

---

---

---

---

---

---

---

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза и укажите вид гидролиза (простой или ступенчатый) каждой соли. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакции гидролиза только для первой ступени, так как практически последующие ступени гидролиза при комнатной температуре протекают очень слабо. Сделайте общий вывод о реакции среды в растворах солей: а) сильных оснований и слабых кислот; б) слабых оснований и сильных кислот; в) слабых оснований и слабых кислот; г) сильных оснований и сильных кислот.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

*3. Факторы, влияющие на степень гидролиза*

*а) Влияние силы кислоты или основания, образующих соль.* В одну пробирку внесите несколько кристаллов сульфита натрия, в другую – столько же карбоната натрия, к каждой соли добавьте по несколько капель воды (не более чем на 1/3 их объема). Используя индикаторную бумагу, оцените рН полученных растворов солей. Объясните, чем обусловлена различная окраска индикаторной бумаги. Напишите уравнения протекающих процессов в молекулярном и ионном виде.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

*б) Влияние температуры.* В пробирку налейте дистиллированной воды до половины ее объема, внесите небольшое количество кристаллического ацетата натрия и добавьте каплю фенолфталеина. Разлейте раствор в две пробирки. Нагрейте раствор в одной пробирке до кипения. Напишите уравнение протекающего процесса. Объясните изменение интенсивности окраски раствора при нагревании. Укажите направление смещения равновесия гидролиза в результате нагревания. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза и укажите причины этого влияния.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---





## ТЕМА 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

**7.1. Основные понятия.** Окислительно-восстановительными (ОВР) называют реакции, проходящие с изменением степени окисления элементов за счет перехода электронов от одних частиц к другим.

Степень окисления атома – его условный заряд, который вычисляют, исходя из предположения, что молекулы состоят только из ионов. Степень окисления атомов элементов в простых веществах равна нулю, кислорода в большинстве соединений – (-2), водорода и щелочных металлов – (+1). Высшая степень окисления элемента, как правило, равна номеру группы, в которой расположен элемент в Периодической системе Д.И. Менделеева. Низшая степень окисления для атомов металлов равна нулю, для атомов неметаллов – суммарному заряду электронов, необходимых для достройки последнего энергетического подуровня. В формулах степень окисления при необходимости показывают арабской цифрой над символом элемента, например  $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_4\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3$ .

**Пример.** Определить степень окисления марганца в соединениях:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ .

### Решение

Составляем простейшие алгебраические уравнения, обозначив степень окисления марганца за  $x$ .

Формула соединения	Алгебраическое уравнение	Степень окисления
$\text{MnO}_2$	$x + 2(-2) = 0$	$x = +4$
$\text{K}_2\text{MnO}_4$	$2(+1) + x + 4(-2) = 0$	$x = +6$
$\text{KMnO}_4$	$+1 + x + 4(-2) = 0$	$x = +7$

Процесс отдачи электронов называют окислением. Частицы, отдающие электроны, называют восстановителями (Red). Окисление повышает степень окисления атомов восстановителя. Только восстановительные свойства проявляют металлы, а также атомы элементов в низшей степени окисления.

Процесс присоединения электронов называют восстановлением. Частицы, присоединяющие электроны, называют окислителями (Ox). Восстановление приводит к понижению степени окисления атомов окислителя. Только окислительные свойства проявляют кислород, фтор, а также атомы элементов в высшей степени окисления.

Атомы элементов, имеющие промежуточную степень окисления, а также неметаллы (кроме кислорода и фтора) могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Например:

- а) проявляют только окислительные свойства –  $\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$ ,  $\text{H}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3$ ;
- б) только восстановительные свойства –  $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$ ,  $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ ;
- в) и окислительные, и восстановительные свойства –  $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$ ,  $\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$ .

**7.2. Составление уравнений ОВР.** Для составления уравнений ОВР применяют различные методы, например, для реакций, происходящих в водных растворах – метод электронно-ионных полуреакций. При использовании этого метода необходимо:

- применять правила написания ионных уравнений;
- соблюдать материальный баланс (число атомов химического элемента в левой и правой частях уравнений должно быть одинаковым);
- соблюдать баланс электронов (число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем должно быть одинаковым).

При составлении уравнений полуреакций окисления и восстановления необходимо учитывать среду и возможность участия в реакции молекул воды или других ионов. Для уравнивания числа атомов кислорода (наиболее часто встречающийся случай) можно воспользоваться таблицей (см. табл. 3), в которой «избыточный» атом кислорода в составе сложной частицы обозначен «O<sup>2-</sup>»:

Таблица 3. Среда ОВР и участие в реакции молекул воды или других ионов

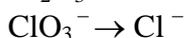
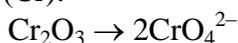
Процесс	Среда в окислительно – восстановительных реакциях		
	кислая	щелочная	нейтральная
Связывание «O <sup>2-</sup> »: (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> → NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> )	«O <sup>2-</sup> » + 2H <sup>+</sup> = H <sub>2</sub> O	«O <sup>2-</sup> » + H <sub>2</sub> O = 2OH <sup>-</sup>	«O <sup>2-</sup> » + H <sub>2</sub> O = 2OH <sup>-</sup>
Введение «O <sup>2-</sup> » (SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> → SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	H <sub>2</sub> O = «O <sup>2-</sup> » + 2H <sup>+</sup>	2OH <sup>-</sup> = «O <sup>2-</sup> » + H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O = «O <sup>2-</sup> » + 2H <sup>+</sup>

Алгоритм расчета коэффициентов и написания ОВР рассмотрим на примере составления уравнения реакции с заданными в ионной форме продуктами. Схема ОВР:

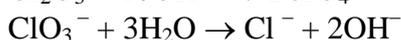
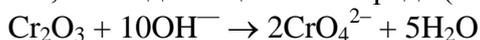


Рассчитываем степени окисления элементов (указаны на схеме), определяем окислитель и его восстановленную форму (ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> → Cl<sup>-</sup>), восстановитель и его окисленную форму (Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>).

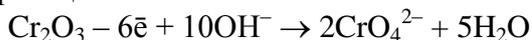
Делим реакцию на две полуреакции – полуреакцию окисления и полуреакцию восстановления, т.е. записываем отдельно выделенные пары. Уравниваем в левой и правой частях каждой полуреакции число атомов элемента, отличающегося от кислорода и водорода (Cr):



При необходимости уравниваем число атомов кислорода (табл.3) и водорода с учётом того, что задана щелочная среда (в исходных веществах присутствует щёлочь KOH):



По изменению степени окисления атомов элементов подсчитываем число отданных и принятых электронов и дописываем их со знаком (+) или (-) в левую часть уравнений полуреакций:



Проверяем равенство суммарного заряда ионов и электронов в левой и правой частях уравнений полуреакции:

первая полуреакция (окисления)

$$-6(-1) + 10(-1) = -4$$

слева

$$2(-2) = -4;$$

справа

вторая полуреакция (восстановления)

$$-1 + 6(-1) = -7$$

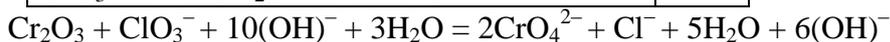
слева

$$-1 + 6(-1) = -7$$

справа

Затем уравниваем число отданных и принятых электронов (ставим наименьшие кратные множители перед уравнениями полуреакций), суммируем уравнения, умножив каждое слагаемое на соответствующий коэффициент:

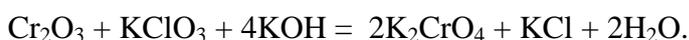
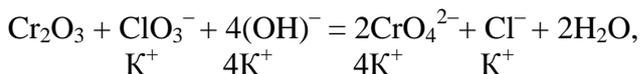
$\text{Cr}_2\text{O}_3 - 6\bar{e} + 10(\text{OH})^- = 2\text{CrO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	1
$\text{ClO}_3^- + 6\bar{e} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	1



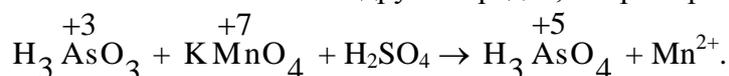
Приводим подобные члены в суммарном уравнении и по полученному ионному уравнению, где стоят все основные коэффициенты.

Соблюдая электронейтральность молекул, составляем формулы продуктов реакции подбором для каждого иона противоположно заряженных ионов – противоионов, включая и те, которые не показаны в ионном уравнении (в данной реакции это ионы  $\text{K}^+$ , они указаны под ионным уравнением для каждого из ионов снизу от черты).

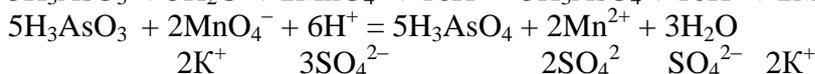
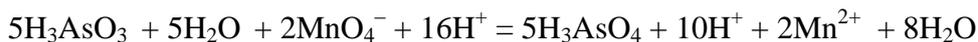
Дописываем молекулярное уравнение:



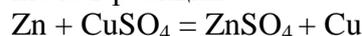
Также составляют ОВР в других средах, например в кислой среде:



$\text{H}_3\text{AsO}_3 - 2\bar{e} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$	5
$\text{MnO}_4^- + 5\bar{e} + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2



**7.3. Электродные потенциалы. Направление ОВР.** В каждой окислительно-восстановительной реакции, в том числе в реакции



участвуют две окислительно-восстановительные пары – восстановитель ( $\text{Zn}$ ) и его окисленная форма ( $\text{Zn}^{2+}$ ); окислитель ( $\text{Cu}^{2+}$ ) и его восстановленная форма ( $\text{Cu}$ ). Мерой окислительно-восстановительной способности данной пары является окислительно-восстановительный или электродный потенциал, который обозначают  $E_{\text{Ox/Red}}$ , где Ox – окисленная форма, Red – восстановленная форма (например,  $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$ ,  $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ ). Изме-

рить абсолютное значение потенциала невозможно, поэтому измерения осуществляют относительно эталона, например стандартного водородного электрода.

Стандартный водородный электрод состоит из платиновой пластинки, покрытой тонким порошком платины, погруженной в раствор серной кислоты с концентрацией ионов водорода, равной 1 моль/л. Электрод омывают током газообразного водорода под давлением  $1,013 \times 10^5$  Па при температуре 298 К. На поверхности платины протекает обратимая реакция, которую можно представить в виде:  $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2$ . Потенциал такого электрода принимают за нуль:  $E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0\text{В}$  (размерность потенциала – Вольт).

Стандартные потенциалы измерены или рассчитаны для большого числа окислительно-восстановительных пар (полуреакций) и приведены в таблицах. Например,  $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76\text{В}$ ,  $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34\text{В}$ . Чем больше значение  $E_{\text{Ox/Red}}$ , тем более силь-

ным окислителем является окисленная форма (Ox) данной пары. Чем меньше значение потенциала, тем более сильным восстановителем является восстановленная форма (Red) окислительно-восстановительной пары.

Ряд металлов, расположенных в порядке увеличения их стандартных электродных потенциалов, называют электрохимическим рядом напряжений металлов (рядом активности металлов): Li Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb **H** Bi Cu Ag Hg Au

Начинается ряд наиболее активными металлами (щелочными), а завершается «благородными», т.е. трудноокисляемыми металлами. Чем левее расположены в ряду металлы, тем более сильными восстановительными свойствами они обладают, они могут вытеснять из растворов солей металлы, стоящие правее. Металлы, расположенные до водорода, вытесняют его из растворов кислот (кроме HNO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> конц.).

В тех случаях когда система находится в нестандартных условиях, значение электродного потенциала можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b},$$

где  $E_{\text{Ox/Red}}$  – потенциал системы при нестандартных условиях, В;

$E_{\text{Ox/Red}}^0$  – потенциал системы при стандартных условиях, В;

R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль×К);

T – температура, К;

n – число электронов, участвующих в процессе;

F – число Фарадея (96500 К/моль);

$[\text{Ox}]^a$ ,  $[\text{Red}]^b$  – произведение концентраций (моль/л) окисленной и восстановленной форм участников процесса, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов.

Концентрации твердых веществ и воды принимают за единицу.

При температуре 298 К, после подстановки численных значений R и F, уравнение Нернста принимает вид:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}.$$

Так, для полуреакции  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$  уравнение Нернста:

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

Используя значения электродных потенциалов, можно определить направление самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции. В ходе ОВР электроны всегда перемещаются от пары, содержащей восстановитель, к паре, содержащей окислитель. Обозначим

$E_{\text{Ox}}$  – электродный потенциал пары, содержащей окислитель;

$E_{\text{Red}}$  – электродный потенциал пары, содержащей восстановитель.

Если  $E_{\text{Ox}} > E_{\text{Red}}$  – самопроизвольно может идти прямая реакция;

Если  $E_{\text{Ox}} < E_{\text{Red}}$  – прямая реакция невозможна, но возможна обратная реакция.

**7.4. Химические источники тока.** Химические источники тока (ХИТ) – это системы для непосредственного превращения химической энергии окислительно-восстановительной реакции в электрическую. В настоящее время существует очень большое число типов ХИТ: гальванические, комбинированные, резервные, топливные

элементы, аккумуляторы. Основной отличительной особенностью аккумуляторов является то, что реакции, протекающие в них, являются обратимыми, поэтому их можно заряжать и использовать не один раз. Условное обозначение ХИТ:

(А) / электролит // электролит / (К)

или (А) / электролит / (К) ,

где (А) – материал анода (электрода, на котором идет процесс окисления);

(К) – материал катода (электрода, на котором идет процесс восстановления);

/ – поверхность раздела электролит – раствор или расплав электролита;

// – поверхности раздела пространственно удалены друг от друга.

Условия, необходимые для получения электрического тока в ХИТ:

– ХИТ должен содержать два электрода с различными потенциалами;

– процессы окисления и восстановления должны быть пространственно разделены;

– внешняя и внутренняя цепи должны быть замкнуты.

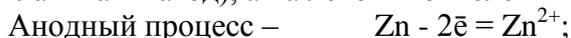
**Пример 1.** Схема гальванического элемента:



Слева – цинковый электрод, погружённый в раствор сульфата цинка, справа – стандартный водородный электрод (платиновая пластина в растворе серной кислоты).

Условия работы гальванического элемента будем считать стандартными, т.е. потенциал электрода из цинка  $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$ , потенциал водородного (платинового) электрода  $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0 \text{ В}$ .

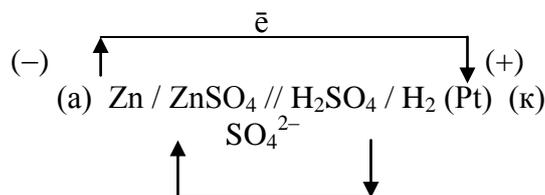
Условие самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции –  $E_{\text{Ox}} > E_{\text{Red}}$ , следовательно, на правом электроде будет идти полуреакция восстановления (платина – катод), а на левом – окисления (цинк – анод):



Ионное и молекулярное уравнения реакции, на которой основана работа гальванического элемента:



Электроны, отдаваемые цинком, по внешней цепи перемещаются к катоду, а в противоположном направлении, по внутренней цепи, перемещаются отрицательно заряженные ионы  $\text{SO}_4^{2-}$ :



ЭДС любого ХИТ рассчитывается как разность  $E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = 0 - (-0,76) = 0,76 \text{ В}$ . Значение ЭДС должно быть больше нуля.

**Пример 2.** Схема гальванического элемента:



Слева – алюминиевый электрод, погружённый в раствор сульфата алюминия с концентрацией 0,005 моль/л (при обозначении молярной концентрации обозначение размерности моль/л часто заменяют буквой М), справа – графитовый электрод в растворе двух солей при стандартных условиях. Потенциал алюминиевого электрода необходимо рассчитать по уравнению (2):

$$E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 + \frac{0,059}{3} \lg[\text{Al}^{3+}].$$

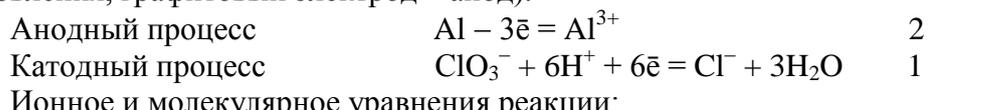
В условиях указана концентрация соли, ионы алюминия образуются при её диссоциации:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ , поэтому  $[\text{Al}^{3+}] = 2 \times 0,005 = 0,01 \text{ M}$ . Таким образом,

$$E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,66 + \frac{0,059}{3} \lg 0,01 = -1,66 - 0,04 = -1,70 \text{ В}.$$

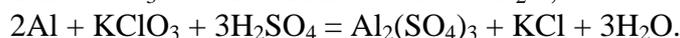
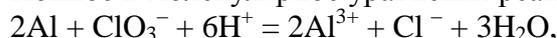
Потенциал на графитовом электроде равен стандартному потенциалу окислительно-восстановительной пары  $\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-$ :  $E_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}}^0 = 1,45 \text{ В}$ .

$E_{\text{ClO}_3^-/\text{Cl}}^0 > E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}$ , т.е. в левом полуэлементе находится восстановитель (идёт по-

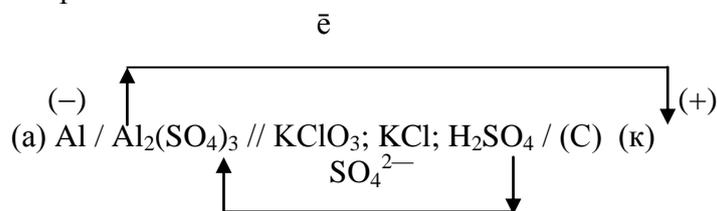
лу реакция окисления, алюминий – анод), в правом – окислитель (идёт полуреакция восстановления, графитовый электрод – катод).



Ионное и молекулярное уравнения реакции:



Условная схема работы гальванического элемента:



$$\text{ЭДС} = 1,45 - (-1,70) = 3,15 \text{ В}.$$

**7.5. Коррозия** – процесс самопроизвольного нежелательного разрушения металлов при взаимодействии с компонентами окружающей среды, выполняющими роль окислителей. В литературе по коррозии окислители принято называть *деполяризаторами*. Процессы коррозии сложные, очень часто многостадийные. В пределах данного курса они будут рассмотрены в упрощенной форме.

Рассмотрим реакции окисления металлов при взаимодействии их с растворами кислот, щелочей и водой. Для решения вопроса о возможности окисления металла необходимо сравнить потенциалы окислителя (Ox) и металла (Red) в рассматриваемой среде. Электродные потенциалы некоторых металлов, а также водорода и кислорода в кислой, нейтральной и щелочной среде приведены в табл. 4.

Таблица 4.

## Электродные потенциалы металлов

Среда					
кислая (pH=0)		нейтральная (pH=7)		щелочная (pH=14)	
Red/Ох пара	$E^0$ , В	Red/Ох пара	$E$ , В	Red/Ох пара	$E^0$ , В
$2H^+/H_2$	0,00	$2H_2O/H_2$	- 0,41	$2H_2O/H_2$	- 0,83
$O_2/2H_2O$	+ 1,22	$O_2/4OH^-$	+ 0,81	$O_2/4OH^-$	+ 0,40
$Mg^{2+}/Mg$	- 2,36	$Mg(OH)_2/Mg$	- 2,38	$Mg(OH)_2/Mg$	- 2,69
$Al^{3+}/Al$	- 1,66	$Al(OH)_3/Al$	- 1,88	$AlO_2^-/Al$	- 2,36
$Zn^{2+}/Zn$	- 0,76	$Zn(OH)_2/Zn$	- 0,81	$ZnO_2^{2-}/Zn$	- 1,22
$Cr^{3+}/Cr$	- 0,74	$Cr(OH)_3/Cr$	- 0,93	$CrO_2^-/Cr$	- 1,32
$Fe^{2+}/Fe$	- 0,44	$Fe(OH)_2/Fe$	- 0,46	$Fe(OH)_2/Fe$	- 0,87
$Cd^{2+}/Cd$	- 0,40	$Cd(OH)_2/Cd$	- 0,41	$Cd(OH)_2/Cd$	- 0,82
$Ni^{2+}/Ni$	- 0,25	$Ni(OH)_2/Ni$	- 0,30	$Ni(OH)_2/Ni$	- 0,72
$Sn^{2+}/Sn$	- 0,14	$Sn(OH)_2/Sn$	- 0,50	$SnO_2^{2-}/Sn$	- 0,91
$Cu^{2+}/Cu$	+0,34	$Cu(OH)_2/Cu$	+ 0,19	$Cu(OH)_2/Cu$	- 0,22

Если выполняется условие самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции, т.е.  $E_{Ox} > E_{Red}$ , то процесс коррозии может начаться самопроизвольно. Написание уравнений будем выполнять по правилам составления уравнений ОВР (см. подраздел 6.2).

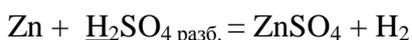
**7.6. Взаимодействие металлов с кислотами.** Кислоты можно разбить на две группы:

- 1) кислоты, в которых окислителем являются ионы водорода ( $HCl$ ,  $CH_3COOH$ ,  $H_2SO_4$  разбавленная и др.),
- 2) кислоты, в которых окислителем служат анионы ( $H_2SO_4$  конц.,  $HNO_3$ ).

*Взаимодействие металлов с кислотами, в которых окислитель – ион водорода.*

В растворах таких кислот стандартный потенциал окислителя  $E_{2H^+/H_2}^0 = 0$  В. С ними

реагируют металлы, потенциалы которых отрицательны. Например, цинк растворяется в разбавленной серной кислоте с выделением водорода ( $E_{Ox} > E_{Red}$ ):

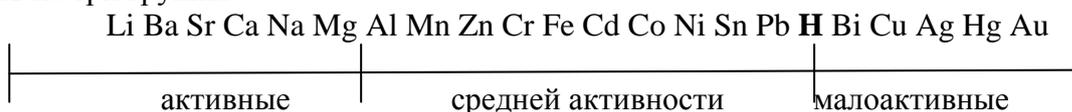


Реакция взаимодействия меди с хлороводородной (соляной) и разбавленной серной кислотами невозможна, так как  $E_{Ox} < E_{Red}$ :

$$E_{Ox}^0 = E_{2H^+/H_2}^0 = 0 \text{ В}; \quad E_{Red}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,34 \text{ В.}$$

*Взаимодействие металлов с кислотами, в которых окислитель – анион кислоты.*

В концентрированной серной и разбавленной азотной кислотах продукты восстановления аниона зависят от активности металла. По активности металлы можно условно разделить на три группы:



Условная схема взаимодействия металлов (M) с концентрированной серной кислотой:

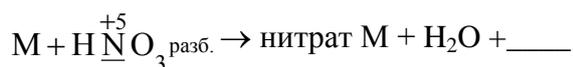
$$M + H_2 \overset{+6}{S} O_4 \text{ конц.} \rightarrow \text{сульфат M} + H_2O + \underline{\hspace{2cm}}$$

- активные металлы –  $H_2S$ ;
- металлы средней активности – S;

– малоактивные металлы –  $\text{SO}_2$ .



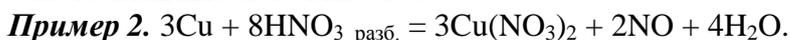
Условная схема взаимодействия металлов с разбавленной азотной кислотой:



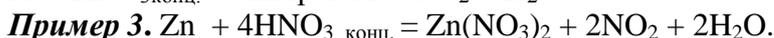
– активные металлы –  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;

– металлы средней активности –  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ;

– малоактивные металлы –  $\text{NO}$ .



При взаимодействии металлов с концентрированной азотной кислотой, независимо от активности металла, образуется  $\text{NO}_2$ :



На практике реакции с этими кислотами происходят гораздо сложнее, продукты взаимодействия зависят от температуры, концентрации кислоты. Некоторые металлы в концентрированных кислотах пассивируются (т.е. процесс коррозии резко тормозится, вплоть до полного прекращения), но, в первом приближении, можно ограничиться такими схемами. Важно помнить, что в этих случаях водород не выделяется.

**7.7. Взаимодействие металлов с водой и растворами щелочей.** Реакции взаимодействия металлов с водой в общем виде описываются схемой



Полуреакция восстановления катиона водорода в составе воды (окислителя):



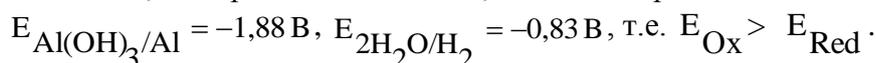
Следовательно, реагировать с водой могут те металлы, потенциал которых менее  $-0,41 \text{ В}$ . Практически в воде растворяются щелочные и щелочноземельные металлы, а такие металлы, как алюминий, цинк, хром, титан, с водой не реагируют из-за явления пассивации.

В растворах щелочей окислительное действие оказывают также молекулы воды, но с увеличением pH окислительная способность воды уменьшается, при  $\text{pH} = 14$   $E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,83 \text{ В}$ .

Другое отличие поведения металлов в растворах щелочей обусловлено растворением пассивирующих плёнок на металлах, оксиды которых амфотерны. В результате алюминий, цинк, олово растворяются в щелочах с образованием водорода и соответствующих солей, к примеру:



При рассмотрении процессов коррозии металлов следует иметь в виду следующее: даже если металл начинает корродировать, это не значит, что он полностью окислится. В тех случаях когда на поверхности металла образуются нерастворимые и беспористые продукты коррозии (оксиды, гидроксиды), процесс тормозится, металл практически не подвергается коррозионному разрушению, происходит пассивация. К примеру, алюминий практически не реагирует с водой из-за образования на его поверхности нерастворимой оксидной плёнки, хотя реакция возможна, исходя из сравнения потенциалов:



Когда продукт коррозии растворим в данной среде или механически непрочен, металл практически неустойчив в данных условиях.

**7.8. Химическая и электрохимическая коррозия.** По механизму протекания различают химическую и электрохимическую коррозию. Химическая коррозия происходит в



**7.9. Методы защиты металлов от коррозии.** Защитные покрытия. Неметаллические: нанесение лаков, красок, эмалей, фосфатирование, оксидирование и т.д. Металлические: их делят на анодные (металл покрытия более активный, чем защищаемый) и катодные (металл покрытия менее активный, чем защищаемый). Например, если поверхность стальной детали покрыта в одном случае слоем цинка, а в другом - слоем никеля, и оба металла находятся в кислой среде, то цинковое покрытие – анодное ( $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В} < E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$ ), а никелевое покрытие – катодное ( $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В} > E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$ ).

*Электрохимическая защита.* Сущность метода заключается, как правило, в подаче на защищаемый металл избыточного количества электронов. Два способа реализации этого метода - протекторная и катодная защита. При протекторной защите источником электронов является протектор (более активный металл). Например, стальной корабельный корпус соединяют с протектором (цинковой болванкой): цинк разрушается, отдавая электроны на корпус корабля и защищая его от коррозии. При катодной защите электроны на защищаемую конструкцию подают, путем присоединения её к отрицательному электроду (катоде) внешнего источника постоянного тока. Положительный электрод присоединяют к ненужной стальной детали, которая и корродирует.

*Обработка коррозионной среды.* Проводится для снижения коррозионной активности среды: нейтрализация, кипячение, дегазация жидкостей, осушение газов, добавление ингибиторов (замедлителей коррозии) и т.д.

**7.10. Электролиз** – сложная совокупность процессов (в основном окислительно-восстановительных), происходящих при прохождении через раствор или расплав электролита электрического тока. При электролизе электрическая энергия расходуется на проведение химических реакций, т.е. это процесс, обратный происходящему в гальваническом элементе. Электролиз проводят в специальных устройствах – электролизёрах. Простейший электролизёр состоит из ёмкости, в которую помещают электролит, и двух электродов. Катод электролизёра подключён к отрицательному полюсу внешнего источника тока, на нём происходит восстановление. Анод электролизёра подключён к положительному полюсу источника тока, на нём происходит окисление.

Электроды могут быть активные (расходуемые) и инертные (нерасходуемые). В качестве инертных электродов обычно используют графит и платину.

Катодные процессы. Участниками катодного процесса могут быть:

– катионы металлов  $\text{M}^{n+} + n\bar{e} = \text{M}$ ;

– катионы водорода (свободные или в составе молекул воды)

$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$  (в кислой среде);

$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$  (в нейтральной и щелочной средах).

В первую очередь восстанавливаются более сильные окислители, т.е. проходит полуреакция с более положительным потенциалом. При наличии тока в цепи потенциалы смещаются от их равновесных значений. Это называется явлением перенапряжения. Для катионов металлов перенапряжение невелико, и можно воспользоваться значениями стандартных электродных потенциалов. Потенциал восстановления катионов водорода из воды с учетом перенапряжения  $E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} \approx -1 \text{ В}$ .

Анодные процессы. Участниками анодного процесса могут быть:

– материал анода  $\text{M} - n\bar{e} = \text{M}^{n+}$ ;

– молекулы воды  $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ ;

– анионы солей, например  $\text{SO}_3^{2-} - 2\bar{e} + 2\text{OH}^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ .

Анионы, включающие элементы в высшей степени окисления, на аноде не окисляются ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и другие).

В первую очередь окисляются более сильные восстановители, т.е. проходит полуреакция с меньшим потенциалом. Для анионов можно воспользоваться значениями стандартных электродных потенциалов. Потенциал выделения кислорода из воды с учетом перенапряжения  $E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} \approx 1,8\text{В}$ . (см. рисунок 1–2).

Количественные соотношения при электролизе определяются в соответствии с *законом Фарадея*: масса веществ, образующихся или растворяющихся при электролизе, пропорциональна количеству электричества, прошедшего через электролит.

При проведении расчётов используют формулу:  $m = M \frac{It}{nF}$ ,

где  $m$  – масса вещества, г;

$I$  – сила тока, А;

$t$  – время, с;

$n$  – число электронов, участвующих в электродном процессе;

$F$  – постоянная Фарадея (96500 Кл/моль).

Для определения объема газообразных продуктов, выделяющихся при нормальных условиях, необходимо подставлять вместо молярной массы ( $M$ ) молярный объем газа при нормальных условиях ( $V=22,4$  л/моль).

**Пример 1.** Рассмотреть схему электролиза водного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с инертными электродами. В растворе соль диссоциирует на ионы:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

При подаче на электроды напряжения происходит направленное перемещение частиц: положительно заряженных ионов  $\text{Na}^+$  к отрицательному катоду, а отрицательно заряженных ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  – к положительному аноду (см. рис 1).

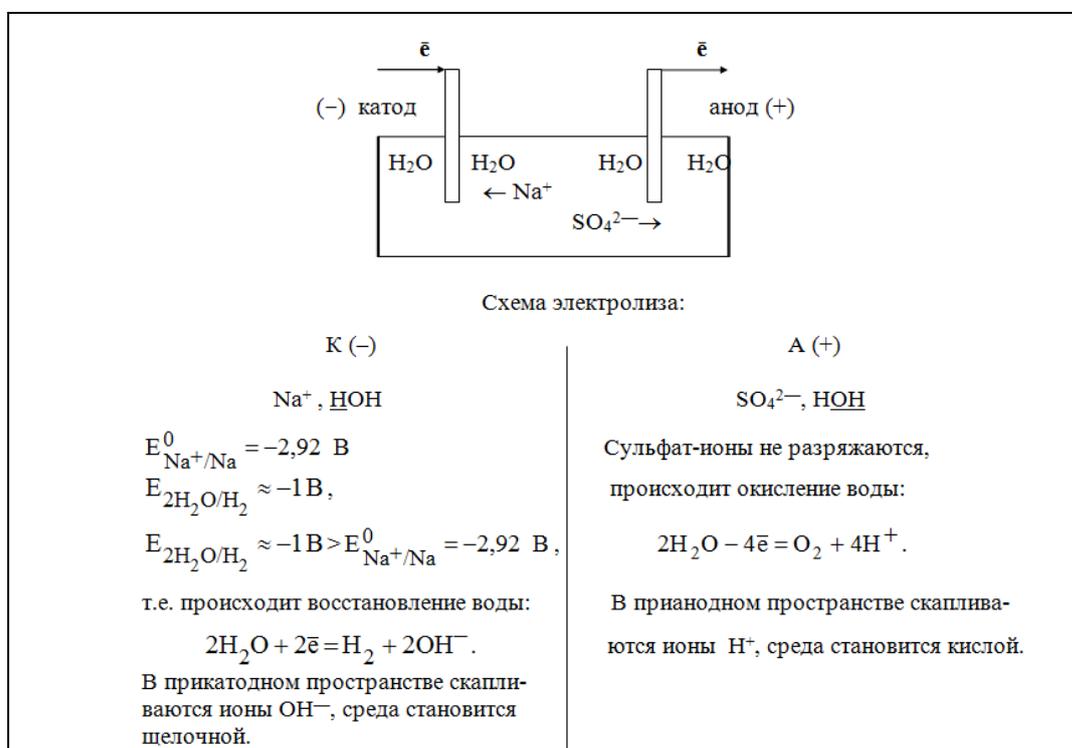


Рисунок 1. Схема электролиза водного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с инертными электродами

**Пример 2.** Рассмотреть схему электролиза водного раствора  $\text{NiCl}_2$  с инертными электродами и с электродами из никеля

Инертные электроды.		$\text{NiCl}_2 = \text{Ni}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	
К (-)			А (+)
$\text{Ni}^{2+}, \text{HOH}$			$\text{Cl}^-, \text{HOH}$
$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}$			$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^0 = +1,36 \text{ В}$
$E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} \approx -1 \text{ В}$			$E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} \approx 1,8 \text{ В}$
$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 > E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}$ , происходит			$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^0 < E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}}$ ,
восстановление ионов никеля:			происходит окисление ионов $\text{Cl}^-$ :
$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$			$2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$
Электроды из никеля.	К (-)		А (+) Ni
$\text{Ni}^{2+}, \text{HOH}$			$\text{Cl}^-, \text{HOH}, \text{Ni}$
$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$			$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}$ ,
			$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^0 = +1,36 \text{ В}$ , $E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} \approx 1,8 \text{ В}$ ,
			$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 < E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^0$ и $E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}}$
			происходит окисление (растворение)
			анода: $\text{Ni} - 2\bar{e} = \text{Ni}^{2+}$ .

Рисунок 2. Схема электролиза водного раствора  $\text{NiCl}_2$  с инертными электродами и с электродами из никеля.

**Пример 3.** Рассчитать массу никеля и объём хлора, выделившихся при электролизе раствора хлорида никеля с инертными электродами (см. пример 2) за 1 час при силе тока 2А.

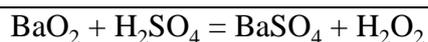
$$m_{\text{Ni}} = 59 \cdot \frac{2 \cdot 1 \cdot 60 \cdot 60}{2 \cdot 96500} = 2,2 \text{ г}; \quad V_{\text{Cl}_2} = 22,4 \cdot \frac{2 \cdot 1 \cdot 60 \cdot 60}{2 \cdot 96500} = 0,84 \text{ л}.$$

### Письменные задания

1. Определите степени окисления всех элементов в соединениях:



2. Какие из приведенных реакций являются окислительно-восстановительными? Ответ мотивировать с помощью метода электронно-ионных полуреакций.



$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

3. Какая из солей –  $\text{MnSO}_4$  или  $\text{KMnO}_4$  – может быть восстановителем? Почему?

---



---



---



---

4. Определите число электронов, участвующих в следующих переходах, и характер процесса (окисления или восстановления):

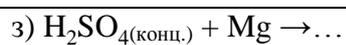
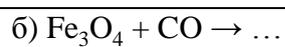
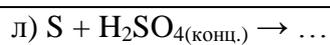
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^-$	
$2\text{Cl}^+ \rightarrow \text{Cl}_2$	
$\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	
$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$	

5. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты в реакциях, протекающих в водной среде, методом ионно-электронного баланса, а в прочих случаях – методом электронного баланса. Укажите тип ОВР.

а) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \dots$
в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
д) $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$



t



6. Вычислите потенциал цинкового электрода, погруженного в 0,05М раствор хлорида цинка ( $-0,798 В$ ).

---

---

---

---

---

7. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из медного электрода, погруженного в 0,1М раствор нитрата меди и водородного электрода, погруженного в 0,01 М раствор бромоводородной кислоты. Составьте схему гальванического элемента ( $0,43 В$ ).

---

---

---

---

---

#### **Лабораторная работа № 4 «Окислительно-восстановительные реакции»**

*Цель работы* – усвоение закономерностей протекания окислительно-восстановительных реакций, их направления и глубины; приобретение навыка проведения анализа возможных схем протекания в зависимости от среды, в которой происходит реакция, концентрации, природы веществ.

*Приборы и реактивы:* штативы с пробирками, спиртовки, шпатели, держатели, металлическая ложечка, реактивы, перечисленные при описании опытов.

#### **Ход работы**

1. *Окислительные свойства перманганата калия в различных средах.* Приготовьте в пробирке раствор сульфата натрия, для чего поместите в пробирку небольшое количество кристаллов соли, до половины объема пробирки добавьте воду, хорошо перемешайте раствор, который используйте в последующих опытах.

а) *В кислой среде.* В две пробирки налейте 1–2 мл 1М серной кислоты, в одну пробирку добавьте 0,5–1 мл раствора сульфата натрия, в другую – 0,5–1 мл раствора сульфата железа (II); затем постепенно добавляйте к каждой пробирке раствор перманганата калия. Объясните наблюдаемые явления.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

б) *В щелочной среде.* В пробирку налейте 1–2 мл раствора сульфита натрия и равное количество концентрированного раствора щелочи (30%), а затем постепенно добавляйте раствор перманганата калия. Объясните появление зеленой окраски. Оставьте раствор для дальнейших наблюдений. Образующиеся в растворе ионы  $\text{MnO}_4^{2-}$  обычно неустойчивы и зеленая окраска ионов  $\text{MnO}_4^{2-}$  исчезает. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Запишите уравнение диспропорционирования перманганата калия.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

в) *В нейтральной среде.* В пробирку налейте раствор сульфита натрия (1–2 мл) и приливайте по каплям раствор перманганата калия. Объясните образование бурого осадка и напишите уравнение протекающей реакции.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## 2. *Взаимодействие металлов с кислотами и щелочами*

а) *Взаимодействие металлов с соляной кислотой.* В четыре пробирки поместите по небольшому кусочку магния, цинка, железа и меди. В каждую пробирку добавьте примерно до 1/3 объема 20%-ного раствора соляной кислоты. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций. Сопоставьте интенсивность выделения газа в пробирках с величинами стандартных электродных потенциалов  $E^\circ$  этих металлов.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

б) *Взаимодействие металлов с серной кислотой.* Поместите в две пробирки по кусочку железа и меди. В каждую пробирку добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Если реакция не протекает при комнатной температуре, содержимое пробирок нагрейте. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения протекающих реакций.

---

---

---

---

---

---

---

в) *Взаимодействие меди с азотной кислотой.* В две пробирки поместите по небольшому кусочку металлической меди. В первую пробирку добавьте 1 мл разбавленной азотной кислоты, а во вторую 1 мл концентрированной. При необходимости нагрейте содержимое пробирок. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения протекающих реакций.

---

---

---

---

---

---

---

г) *Взаимодействие алюминия с щелочью.* В пробирку поместите гранулу алюминия, добавьте 1 мл концентрированного раствора щелочи (30%). Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнение реакции, учитывая, что алюминий при окислении в щелочной среде переходит в гидроксокомплекс.

---

---

---

---

---

---

---

### 3. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома

а) В пробирку налейте 1 мл раствора сульфита натрия, добавьте 1 мл 1М  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и приливайте по каплям раствор дихромата калия. Объясните изменение окраски раствора и напишите уравнения протекающих реакций.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

б) В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата железа (II), добавьте 2 мл 1М  $H_2SO_4$  и приливайте по каплям раствор дихромата калия. Как меняется окраска дихромата? Запишите уравнение реакции.

---

---

---

---

---

---

---

в) В пробирку с 1 мл раствора хлорида хрома (III) по каплям добавляйте 1М раствор NaOH до растворения первоначально образовавшегося осадка. Изменился ли при этом цвет раствора? Далее к полученному раствору прибавьте несколько капель раствора  $H_2O_2$ . Отметьте наблюдаемый эффект. Запишите уравнения всех реакций.

*4. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода*

а) Налейте в пробирку примерно 1 мл раствора соли марганца (II), добавьте к нему такой же объем раствора щелочи, а затем 2 мл 3%-го раствора пероксида водорода. Что наблюдается? Об образовании какого соединения марганца свидетельствует окраска? Напишите уравнение. Укажите, какую функцию выполняет в этой реакции  $H_2O_2$ .

---

---

---

---

---

---

---

б) К небольшому количеству раствора иодида калия добавьте несколько капель крахмала, затем – по каплям 3%-й раствор пероксида водорода. Отметьте изменение окраски, рассчитайте  $\Delta E^\circ$ .

---

---

---

---

в) К раствору хлорида кобальта (II) добавьте по каплям раствор щелочи. Отметьте цвет осадка. Затем по каплям прибавьте раствор  $\text{H}_2\text{O}_2$  (соединения кобальта (III) катализируют разложение  $\text{H}_2\text{O}_2$ ). Как изменился цвет осадка? Наблюдается ли выделение газа? Запишите уравнения реакций.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

г) К раствору  $\text{H}_2\text{O}_2$  добавьте немного 1М раствора серной кислоты, разделите на две пробирки. Затем к одной пробирке добавьте несколько капель раствора перманганата калия, к другой – дихромата калия. Какой газ выделяется в ходе реакции? Какую роль – окислителя или восстановителя – выполняет  $\text{H}_2\text{O}_2$  в данном случае?

---

---

---

---

---

---

---

---

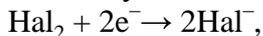
---

---

*5. Окислительно-восстановительные свойства соединений галогенов.*

а) В колбу Вюрца поместите перманганат калия или оксид марганца (IV), в делительную воронку налейте концентрированную соляную кислоту. Что наблюдается при приливании кислоты к окислителю? Газоотводную трубку погрузите последовательно в пробирки, содержащие 5 мл растворов иодида калия, бромиды калия. Что наблюдается в пробирках? После окончания пропускания хлора через растворы бромиды и иодида добавьте к ним несколько капель крахмала. О чем свидетельствует появление синей окраски в одной из пробирок?

Используя значения стандартных электродных потенциалов для процесса



объясните, как меняются окислительные свойства галогенов и восстановительные свойства галогенид-ионов с увеличением порядкового номера элемента.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



## СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### Основная:

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 1985. – 704 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 1988. – 272 с.
3. Зайцев О.С. Общая химия. Состояние вещества и химические реакции / О.С. Зайцев. – М. : Химия, 1990. – 352 с.
4. Новиков Г.И. Общая химия / Г. И. Новиков. – М. : Высш. шк., 1988. – 256 с.
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / Н.С. Ахметов. – 3-е изд.; перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 1998. – 743 с.
6. Коровин Н.В. Общая химия : учеб. для техн. направлений и спец. вузов / Н.В. Коровин. – М. : Высш. шк., 1998. – 559 с.
7. Блинов Л.Н. Химия: основные понятия, термины и законы : учеб. пособие / Л.Н. Блинов [и др.]. – М. : Проспект, 2010. – 160 с.

### Дополнительная:

8. Бабкина С.С. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум: Учебное пособие для бакалавров и специалистов / С.С. Бабкина, Р.И. Росин, Л.Д. Томина. – М. : Юрайт, 2012. – 481 с.
9. Барагузина В.В. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие / В.В. Барагузина, И.В. Богомолова, Е.В. Федоренко. – М. : ИЦ РИОР, 2013. – 272 с.
10. Богомолова И.В. Неорганическая химия: Учебное пособие / И.В. Богомолова. – М. : Альфа-М, НИЦ ИНФРА-М, 2013. – 336 с.
11. Грибанова О.В. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие / О.В. Грибанова. – Ростов-на-Дону : Феникс, 2013. – 249 с.
12. Попков В.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для бакалавров / Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд; Под ред. Ю.А. Ершов. – М. : Юрайт, 2012. – 560 с.

## ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Студент! Вот и закончилось знакомство с учебным курсом «Общая химия». При написании данного учебно-методического пособия, автор старался излагать материал в простой, насколько возможно для курса химии, и доходчивой форме. Ты изучил семь разделов, посвященных основным темам курса: основные законы химии, электронное строение атомов, классы неорганических соединений, энергетика химических реакций, химическая кинетика и химическое равновесие, растворы, окислительно-восстановительные реакции.

Впереди ожидают заключительные экзамены.

И при возникновении затруднений в подготовке необходимо еще раз вернуться к соответствующему параграфу данного пособия, прочитать более внимательно как теорию, так и приведенные примеры, затем законспектировать по памяти рассмотренный материал. Мы абсолютно уверены, что успешно подготовиться и удачно сдать экзамены тебе под силу! И в свою очередь дадим несколько советов:

– помни, что чем раньше ты начнешь подготовку к экзаменам, тем лучше. Сначала подготовь свое рабочее место: убери со стола лишние вещи, удобно расположи нужные учебники, пособия, тетради, бумагу, карандаши и т.д.;

– составь план своих занятий: четко определи, что именно будешь изучать каждый день;

– начни с самого трудного, но если тебе трудно «раскачаться», можно начать с того материала, который тебе больше всего интересен и приятен;

– полезно структурировать материал при помощи составления планов, схем, причем желательно на бумаге. Не стоит учить наизусть весь учебник!

– разумно чередуй занятия и отдых, питание, нормальный сон, пребывание на свежем воздухе;

– толково используй консультации преподавателя. Приходи на них, солидно поработай дома и с заготовленными конкретными вопросами;

– готовясь к экзаменам, мысленно рисуй себе картину триумфа;

– оставь один день перед экзаменом на то, чтобы вновь повторить все планы ответов, еще раз остановиться на самых трудных вопросах;

– вечером накануне экзамена перестань готовиться, прими душ, соверши прогулку, выспись как можно лучше, чтобы встать отдохнувшим, с ощущением силы и «боевого» настроения;

– когда на экзамене получишь свой билет, спокойно сядь за стол, обдумай вопрос, набросай план ответа и отвечай уверенно.

## Теоретические вопросы к экзамену

**Основные понятия и законы химии.** Предмет химии. Материя и движение. Вещество, свойства веществ. Физические и химические явления. Химические превращения. Задачи химии, ее значение в производственной деятельности человека, современных технических достижениях, медицине, фармации, сельском хозяйстве, строительстве.

**Основные положения атомно-молекулярного учения.** Атомы. Молекулы. Химические элементы. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Закон сохранения массы вещества. Уравнения химических реакций. Закон постоянства состава вещества. Газовые законы. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Объемная доля. Относительная плотность газов. Расчет относительной молекулярной массы вещества. Химические формулы. Массовая доля вещества. Расчеты по химическим формулам. Расчеты по химическим уравнениям.

**Строение атома и периодическая система элементов.** Электронное строение атомов. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Атомная орбиталь. Типы атомных орбиталей. Принцип Паули. Правила Хунда. Последовательность заполнения электронами атомных орбиталей. Строение орбиталей многоэлектронных атомов. Электронные структуры атомов и периодическая система элементов; s-, p-, d - и f-элементы.

Периодический закон Д. И. Менделеева и периодическая система элементов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательности. Зависимость химических свойств элементов от электронного строения их атомов. Значение периодического закона Д. И. Менделеева.

**Закономерности протекания химических реакций.** Классификация химических реакций по признаку изменения числа исходных и конечных веществ; выделения или поглощения тепла; изменения степени окисления.

**Энергетика химических процессов.** Экзо- и эндотермические реакции. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса. Расчеты по термохимическим уравнениям.

**Химическая кинетика и равновесие.** Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от природы вещества и концентрации. Закон действующих масс. Влияние температуры на скорость реакции. Катализ. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Влияние внешних факторов на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.

**Основные классы неорганических соединений.** Классификация основных неорганических соединений. Оксиды, их химический характер. Солеобразующие (основные, кислотные, амфотерные); несолеобразующие. Номенклатура оксидов, их состав, графическое изображение формул. Методы получения и основные химические свойства оксидов. Свойства соединений Э(ОН)<sub>x</sub> в зависимости от химической природы элемента (основания, кислоты, амфотерные гидроксиды). Основания. Номенклатура оснований, графическое изображение формул. Кислотность оснований. Щелочи и нерастворимые в воде основания. Методы получения. Основные химические свойства оснований. Кислоты, их классификация по составу (бескислородные, кислородосодержащие). Номенклатура, гра-

фическое изображение формул. Основность кислот. Кислотные остатки. Методы получения кислот. Основные химические свойства кислот. Амфотерные гидроксиды. Номенклатура. Методы получения. Основные химические свойства амфотерных гидроксидов. Соли. Классификация по химическим свойствам и составу (средние, кислые, основные). Номенклатура солей. Графическое изображение формул. Методы получения. Основные химические свойства солей. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений.

**Растворы. Теория электролитической диссоциации.** Общая характеристика растворов. Представление о растворах. Растворитель, растворимое вещество. Растворимость. Зависимость растворимости веществ от различных факторов. Способы количественного выражения состава растворов. Массовая доля растворенного вещества; молярная концентрация.

Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень электролитической диссоциации. Константа электролитической диссоциации. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов, солей. Ступенчатая диссоциация. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Индикаторы. Ионные процессы. Реакции ионного обмена в растворах электролитов. Гидролиз солей.

**Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы.** Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса и электронно-ионный метод. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направление окислительно-восстановительных реакций.

**Электрохимические процессы.** Понятие о электродных потенциалах. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов. Зависимость величины электродных потенциалов от концентрации ионов в растворе. Гальванические элементы. Электродвижущая сила гальванического элемента. Электролиз. Анодное окисление и катодное восстановление. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея.

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ												
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
I	1	(H)						H <sup>1</sup> Водород 1,00797	He <sup>2</sup> Гелий 4,0026	Обозначение элемента			Атомный номер	
II	2	Li <sup>3</sup> Литий 6,939	Be <sup>4</sup> Бериллий 9,0122	B <sup>5</sup> Бор 10,811	C <sup>6</sup> Углерод 12,01115	N <sup>7</sup> Азот 14,0067	O <sup>8</sup> Кислород 15,9994	F <sup>9</sup> Фтор 18,9984	Ne <sup>10</sup> Неон 20,179	Li <sup>3</sup> Литий 6,939			Относительная атомная масса	
III	3	Na <sup>11</sup> Натрий 22,9898	Mg <sup>12</sup> Магний 24,305	Al <sup>13</sup> Алюминий 26,9815	Si <sup>14</sup> Кремний 28,086	P <sup>15</sup> Фосфор 30,9738	S <sup>16</sup> Сера 32,064	Cl <sup>17</sup> Хлор 35,453	Ar <sup>18</sup> Аргон 39,948					
IV	4	K <sup>19</sup> Калий 39,102	Ca <sup>20</sup> Кальций 40,08	Sc <sup>21</sup> Скандий 44,956	Ti <sup>22</sup> Титан 47,90	V <sup>23</sup> Ванадий 50,942	Cr <sup>24</sup> Хром 51,996	Mn <sup>25</sup> Марганец 54,9380	Fe <sup>26</sup> Железо 55,847	Co <sup>27</sup> Кобальт 58,9330	Ni <sup>28</sup> Никель 58,71			
	5	Cu <sup>29</sup> Медь 63,546	Zn <sup>30</sup> Цинк 65,37	Ga <sup>31</sup> Галлий 69,72	Ge <sup>32</sup> Германий 72,59	As <sup>33</sup> Мышьяк 74,9216	Se <sup>34</sup> Селен 78,96	Br <sup>35</sup> Бром 79,904	Kr <sup>36</sup> Криптон 83,80					
V	6	Rb <sup>37</sup> Рубидий 85,47	Sr <sup>38</sup> Стронций 87,62	Y <sup>39</sup> Иттрий 88,905	Zr <sup>40</sup> Цирконий 91,22	Nb <sup>41</sup> Ниобий 92,906	Mo <sup>42</sup> Молибден 95,94	Tc <sup>43</sup> Технеций [99]	Ru <sup>44</sup> Рутений 101,07	Rh <sup>45</sup> Родий 102,905	Pd <sup>46</sup> Палладий 106,4			
	7	Ag <sup>47</sup> Серебро 107,868	Cd <sup>48</sup> Кадмий 112,40	In <sup>49</sup> Индий 114,82	Sn <sup>50</sup> Олово 118,69	Sb <sup>51</sup> Сурьма 121,75	Te <sup>52</sup> Теллур 127,60	I <sup>53</sup> Иод 126,9044	Xe <sup>54</sup> Ксенон 131,30					
VI	8	Cs <sup>55</sup> Цезий 132,905	Ba <sup>56</sup> Барий 137,34	La* <sup>57</sup> Лантан 138,91	Hf <sup>72</sup> Гафний 178,49	Ta <sup>73</sup> Тантал 180,948	W <sup>74</sup> Вольфрам 183,85	Re <sup>75</sup> Рений 186,2	Os <sup>76</sup> Осмий 190,2	Ir <sup>77</sup> Иридий 192,2	Pt <sup>78</sup> Платина 195,09			
	9	Au <sup>79</sup> Золото 196,967	Hg <sup>80</sup> Ртуть 200,59	Tl <sup>81</sup> Таллий 204,37	Pb <sup>82</sup> Свинец 207,19	Bi <sup>83</sup> Висмут 208,980	Po <sup>84</sup> Полоний [210]*	At <sup>85</sup> Астат [210]	Rn <sup>86</sup> Радон [222]					
VII	10	Fr <sup>87</sup> Франций [223]	Ra <sup>88</sup> Радий [226]	Ac** <sup>89</sup> Актиний [227]	Rf <sup>104</sup> Резерфордий [261]	Db <sup>105</sup> Дубний [262]	Sg <sup>106</sup> Сиборгий [263]	Bh <sup>107</sup> Борий [262]	Hs <sup>108</sup> Хассий [265]	Mt <sup>109</sup> Мейтнерий [266]	110			
Лантаноиды	58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,907 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147]* Прометий	62 Sm 150,35 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,924 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,930 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций
Актиноиды	90 Th 232,038 Торий	91 Pa [231] Протактиний	92 U 238,03 Уран	93 Np [237] Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251]* Калифорний	99 Es [254] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [257] Менделевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [260] Лоуренсий

Таблица растворимости кислот солей и оснований в воде

РАД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РАД НАПРЯЖЕНИЙ																							
Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au																							
активность металлов уменьшается →																							
РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ																							
	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	
OH <sup>-</sup>		P	P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	P	H	H	H	M	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?	?
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P	P
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?	?
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	P	M	?	M	?	?	?	?	?
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?	?
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?	?
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	H	H	?	H	?
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

\*P\* – растворяется (> 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)  
 \*M\* – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H<sub>2</sub>O)  
 \*H\* – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)  
 \*—\* – в водной среде разлагается  
 \*?\* – нет достоверных сведений о существовании соединений

**Учебное издание**

**ПОЛУПАНЕНКО Елена Геннадиевна**

## **Общая химия**

**Учебно-методическое пособие**

**В авторской редакции**  
**Редактор – Е.Г. Полупаненко**  
**Дизайн обложки – Е.Г. Полупаненко**  
**Корректор – И.В. Дяченко**  
**Верстка – Е.Г. Полупаненко**

**Подписано в печать 14.05.2018. Бумага офсетная.**  
**Гарнитура Times New Roman.**  
**Печать ризографическая. Формат 60×84/8. Усл. печ. л. 10,93.**  
**Тираж 100 экз. Заказ № 56.**

**Издатель ГОУ ВПО ЛНР**  
**«Луганский национальный университет имени Тараса Шевченко»**  
**«Книга»**  
**ул. Оборонная, 2, г. Луганск, ЛНР, 91011. Т/ф: (0642)58-03-20**  
**e-mail: knitaizd@mail.ru**