

ФГБОУ ВО Ставропольский государственный аграрный университет

Кафедра химии и защиты растений

# ХИМИЯ

## Рабочая тетрадь ДЛЯ УЧЕБНО-ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОЙ И САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТА

Фамилия \_\_\_\_\_

Имя, Отчество \_\_\_\_\_

Факультет \_\_\_\_\_

Направление \_\_\_\_\_

Курс, группа \_\_\_\_\_

Ф.И.О. преподавателя \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Ставрополь, 2020

Рецензенты:

Боровлев И.В., доктор химических наук, профессор  
Белик Е. В., кандидат химических наук, доцент

*Авторский коллектив:*

Пашкова Е.В., кандидат технических наук, доцент  
Шипуля А.Н., кандидат химических наук, доцент  
Волосова Е.В., кандидат биологических наук, доцент  
Безгина Ю.А., кандидат сельскохозяйственных наук, доцент  
Глазунова Н.Н. кандидат биологических наук, доцент

**Химия. Рабочая тетрадь: для учебно-исследовательской и самостоятельной работы студента:** учебно-методическое пособие / под ред. Е.В. Пашковой, А.Н. Шипуля, Е.В. Волосовой, Ю.А. Безгиной, Н.Н. Глазуновой – Ставрополь: 2020 г.- 49 с.

Учебно-методическое пособие предназначено для комплексной подготовки студентов к промежуточной и итоговой аттестации по дисциплине «Химия».

Книга позволяет организовать аудиторную и внеаудиторную работу студента при изучении дисциплины «Химия», а также научить студента применять теоретические знания при решении практических задач. В практикум включены учебно-исследовательские работы студента (УИРС), а также упражнения в форме вопросов и заданий.

Книга адресована студентам аграрных вузов, обучающихся по направлению подготовки 35.03.10 - «Ландшафтная архитектура» очной и заочной формы обучения.

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ В ПРАКТИКУМ</b>	5
Правила работы и техники безопасности в химической лаборатории	5
<b>Тема 1. Основные понятия и законы химии.</b>	10
Физические величины в химии. решение задач	15
<b>Тема 2. Классы неорганических соединений</b>	21
<b>Тема 3. Строение атома</b>	23
<b>Тема 4. Периодический закон и периодическая система</b>	25
<b>Тема 5. Химическая связь и строение вещества</b>	29
<b>Тема 6. Химическая кинетика и равновесие</b>	33
<b>Тема 7. Растворы</b>	36
<b>Тема 8. Электролитическая диссоциация</b>	38
<b>Тема 9. Водородный показатель. Гидролиз солей</b>	41
<b>Тема 10. Окислительно-восстановительные реакции</b>	45
Рекомендуемый перечень вопросов итогового контроля	49
Учебно-методическое обеспечение	

Учебно-методическое пособие разработано на основании ФГОС ВО и программ учебных дисциплин «Химия», для студентов обучающихся по направлению подготовки 35.03.10 - «Ландшафтная архитектура» очной и заочной формы обучения.

Целью создания рабочей тетради, является активизация мыслительной и творческой деятельности обучающихся, привитие умений и навыков при выполнении заданий, контроль их знаний и умений.

Прежде, чем приступить к выполнению заданий в тетради, студенты должны **знать**:

- правила техники безопасности при проведении лабораторных опытов и практических работ; - устройство приборов, оборудования и лабораторной посуды; - теоретические основы и методы проведения практических и лабораторных работ; - методику составления отчетов о проделанной работе;

В результате выполнения заданий и упражнений должны **научиться**:

- готовить посуду и оборудование для проведения опытов и анализов с соблюдением техники безопасности и противопожарной безопасности; - выполнять основные операции лабораторных исследований и делать выводы; - решать задачи и производить расчеты;- самостоятельно работать с основной и дополнительной литературой; - делать заключения и выводы о проделанной научно-исследовательской работе.

Благодаря учебно-методическому пособию обучающиеся могут самостоятельно выполнять определенные задания, проводить опыты и анализы, что позволяет им приобретать навыки, которые могут пригодиться как в повседневной жизни, так и профессиональной деятельности.

Очень важной и существенной частью освоения курса неорганической химии является самостоятельная внеаудиторная работа студента. Правильное ведение рабочей тетради дает ценный материал для подготовки к экзамену по курсу неорганическая химии.

## ВВЕДЕНИЕ В ПРАКТИКУМ

### ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

1. Для работы в лаборатории отводится рабочий стол на 1-2 студентов, который необходимо содержать в чистоте и порядке, не загромождать посторонними для данной работы предметами.
2. Химические реактивы хранят в определенном для каждого вещества месте, в закрытых банках, склянках и других толстостенных сосудах. На каждой банке должна быть наклеена этикетка с точными названиями и формулой вещества и подробной характеристикой (концентрация, плотность, чистота и т. п.). Запрещается хранить склянки с реактивами без пробок, без этикеток или в неисправной и непригодной таре.
3. Ядовитые химические вещества хранят в отдельных запирающихся шкафчиках в строгом соответствии со специальными правилами и инструкциями по их хранению.
4. При работе с реактивами следует соблюдать частоту и аккуратность, выполнять следующие **правила**:
  - а) склянки и банки с жидкими и сухими реактивами держать всегда закрытыми; открывать их только при взятии реактивов и сразу же закрывать;
  - б) закрывать склянки и банки нужно их же пробками или крышками, ни в коем случае нельзя закрывать их пробками или крышками, взятыми от других сосудов, так как при этом реактивы загрязняются и становятся непригодными для использования;
  - в) если взято больше реактива, чем требуется, нельзя высыпать или выливать излишек обратно в сосуд, в котором он хранится, ибо таким образом можно загрязнить весь запас реактива;
  - г) реактивы общего пользования не следует уносить на свой рабочий стол; надо соблюдать установленный порядок в расположении сосудов с реактивами как общего, так и индивидуального пользования;
  - д) остатки растворов солей серебра выливают в специальные банки, находящиеся в вытяжных шкафах;
  - е) при взятии жидких реактивов склянку с жидкостью держат так, чтобы этикетка всегда оставалась сверху и жидкость не попадала на нее;
  - ж) при взятии реактива пробку или крышку надо держать в руке или положить на стол, так чтобы входящая в горло склянки сторона пробки или внутренняя часть крышки не касалась стола;
  - з) во всех случаях (за исключением тех, когда указана точная мера) надо брать самую минимальную дозу реактивов (например, раствора 1-2 капли);
  - и) категорически запрещается пробовать реактивы на вкус, так как многие из них ядовиты;
  - к) нельзя хранить растворы щелочей и концентрированных кислот в стеклянной тонкостенной посуде: стекло разъедается и легко разбивается.
5. Остатки крепких кислот выливают в специальные банки.
6. Горячие предметы следует ставить только на асбестовую сетку, но не прямо на стол.

7. В лаборатории необходимо соблюдать тишину и дисциплину.
8. В случае неудачи опыта следует продумать все сначала, посоветоваться с преподавателем и снова приступить к работе.
9. Для записи хода лабораторных работ каждый должен иметь тетрадь, па обложке которой нужно указать свою фамилию, факультет и номер группы.
10. После окончания работы следует вымыть посуду и привести в порядок рабочее место. Только убедившись, что все убрано, горелки и электроприборы выключены - можно уходить из лаборатории.

## **ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ**

1. В лаборатории обязательно должны быть огнетушитель, ящик с песком, одеяло и аптечка с медикаментами.
2. При работе с ядовитыми, огне- и взрывоопасными веществами в лаборатории должно находиться не менее двух человек, чтобы при необходимости оказать помощь пострадавшему.
3. Нельзя зажигать какие-либо газы или пары, не убедившись предварительно испытанием, что они не содержат примеси воздуха, так как смесь всякого горючего газа с воздухом в определенных объемах взрывается.
4. При работе с горючими газами следует обращать особое внимание на такие газы, как водород, оксид углерода (II), сероводород, светильный газ, метан, этан, этилен, пропан, ацетилен и др.
5. Категорически запрещается оставлять и хранить в газометре водород, ацетилен, этилен, метан и другие газы, образующие с воздухом гремучую смесь.
6. Смесь ацетилена с кислородом нельзя воспламенять даже в открытых цилиндрах!
7. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, следует вливать кислоту в воду, а не наоборот.  
Если пролита низкокипящая жидкость, нужно немедленно погасить все газовые горелки и выключить электроплитки; пролитое вещество засыпать песком или собрать тряпками, затем песок и тряпки удалить; место, где была пролита жидкость, хорошо промыть водой.
8. Ни в коем случае нельзя засасывать едкие и ядовитые жидкости в пипетку ртом во избежание ожога полости рта или отравления. Концентрированные щелочи, кислоты и другие едкие или ядовитые вещества набирают в пипетку с помощью резиновой груши, специальных автоматических пипеток или шприца.
10. Встряхивать жидкости следует только в закрытой посуде; закрывать отверстие пробирки пальцем запрещается.
11. Взвешивать ядовитые вещества разрешается только под тягой. Все работы с концентрированными кислотами, щелочами и другими едкими и ядовитыми веществами производят в резиновых перчатках и защитных очках. При работе с токсичными и агрессивными веществами следует заблаговременно подготовить

нейтрализующие и дегазирующие средства, которые размещают поблизости от места выполнения опытов.

12. Вставляя стеклянную трубку в просверленную пробку, нужно смочить трубку и держать пальцами возможно ближе к вставляемому в пробку концу.

13. Горючие, легко воспламеняющиеся и низко кипящие жидкости (сероуглерод, эфир, ацетон, бензин и т.п.) следует хранить в толстостенных склянках или других сосудах, помещенных в железный, выложенный асбестом и плотно закрывающийся ящик.

14. Литий, натрий и калий хранят под слоем керосина или масла, не содержащих влаги; на эти вещества не должна попасть вода или другие вещества, способные вступить с ними в химическую реакцию. Даже при соприкосновении с влажной кожей или одеждой калий и натрий воспламеняются и могут причинить ожоги. Все работы с ними необходимо производить в защитных очках и в перчатках на чистом, сухом столе. Выбрасывать обрезки натрия и калия в мусорные ящики, банки, ведра, корзины и т. п., а также в канализацию нельзя.

15. Ртуть хранят в толстостенных плотно закрывающихся сосудах. Переливание ртути и наполнение ею приборов производят только над ванной или кюветой, так чтобы не пролить ртуть на стол или на пол. Пролитую ртуть нужно немедленно собрать водоструйным вакуумным насосом с присоединенной к нему «ловушкой» (склянкой Дрекслея), заполненной водой; на второе отверстие ловушки надевают резиновый шланг, который подводят к ртути и засасывают ее насосом в ловушку. Недопустимо выливать ртуть в канализацию.

**Категорически запрещается брать ртуть руками, а также отсасывать ее ртом.**

Кроме изложенных выше указаний по технике безопасности в описании соответствующих опытов указаны дополнительные меры предосторожности, которые необходимо соблюдать, подготавливая и выполняя опыты.

## ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ

**При ранениях.** Различают ранения: а) с повреждением вен и б) с повреждением артерий. В первом случае кровь из раны вытекает медленно, во втором бьет струей. При ранении руки без повреждения артерии удаляют кровь вокруг раны ватой, смоченной слабым раствором спирта или раствором перманганата калия. Затем смазывают рану настойкой йода и перевязывают чистым бинтом. В случае сильного кровотечения следует туго перевязать рану выше пореза жгутом или толстой резиновой трубкой, завязав ее узлом. Для этой цели можно также использовать веревку, полотенце или, наконец, носовой платок, скрутив его жгутом. Удалив кровь с кожи вокруг раны, накладывают несколько слоев стерильной марли и толстый слой ваты и бинтуют. Пострадавшего следует немедленно отправить в амбулаторию.

При глубоком порезе лица или другого места, на которое нельзя наложить жгут, на место ранения накладывают большой кусок марли - тампон; его следует держать крепко прижатым к ране, чтобы задержать кровь. Пострадавшего необходимо немедленно отправить к врачу.

**При ожогах.** При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место, если возможно, следует немедленно погрузить в свежеприготовленный раствор перманганата калия. Концентрация раствора должна быть тем больше, чем сильнее ожог. Затем смазать обожженное место мазью от ожога или вазелиновым маслом, или же присыпать пищевой содой и забинтовать. Очень хорошее средство при небольших ожогах - винный спирт. Смочив вату спиртом, прикладывают ее к месту ожога на 2-3 мин. В случае серьезного ожога на значительном участке кожи прикладывают ко всей обожженной поверхности компресс из раствора перманганата калия или танина и немедленно отправляют пострадавшего к врачу.

При ожоге рук или лица серной кислотой необходимо быстро смыть кислоту большим количеством воды, а затем 10%-ным раствором соды. Ни в коем случае нельзя смывать кислоту мылом, так как выделяющиеся при этом жирные кислоты не позволяют хорошо удалить кислоту. При ожогах фтороводородной кислотой пользуются 2%-ным раствором  $\text{CaC}_{12}$  или 20%-ной суспензией оксида магния в глицерине. Ожоги, причиненные горящим фосфором, чрезвычайно болезненны и очень медленно заживают. Обожженное место немедленно и тщательно промывают раствором перманганата калия (1: 10) или медного купороса (1: 10), после этого водой, а затем накладывают компресс из ваты, пропитанной 2%-ным раствором медного купороса. Рану, образовавшуюся от ожога, нельзя лечить мазью от ожогов или маслом, так как белый фосфор растворим в жирах и таким путем еще больше распространится по коже. Не ограничиваясь принятыми мерами первой помощи, необходимо, не откладывая, обратиться к врачу, так как возможно отравление фосфором через рану. Едкие щелочи сильно действуют на кожу и особенно на слизистые оболочки. Очень опасно попадание даже мельчайших частиц щелочи в глаза. При поражении тела и глаз щелочью смывают ее водой до тех пор, пока участок, на который она попала, не перестанет быть скользким. Затем промывают 2%-ным (по объему) раствором уксусной кислоты. При поражении кислотами глаза промывают большими количествами воды, а затем 2%-ным раствором гидрокарбоната натрия (питьевая сода). При ожоге полости рта щелочью следует прополоскать рот 3%-ным раствором борной кислоты, а при ожогах кислотой — 5%-ным раствором гидрокарбоната натрия. Оксид кальция (негашеная известь) вызывает раздражение слизистых оболочек и кожи, обжигает (очень опасно попадание в глаза). Первая помощь та же, что и при поражении щелочами.

### **При отравлениях.**

Аммиаком. Немедленно вдыхать пары уксусной кислоты. Затем принять внутрь молоко, белок, лимонный сок или уксус.

Оксидами азота. Вдыхать чистый кислород. Обратиться к врачу.

Бромом. При отравлении парами брома умеренно вдыхать пары аммиака или нюхать слабый раствор сероводородной воды. При ожоге бромом рук или лица промыть обожженное место раствором тиосульфата натрия и наложить ланолин или другой жир. Обратиться к врачу.

Йодной настойкой. Принимать внутрь крахмальный клейстер или 1%-ный раствор тиосульфата натрия: сразу 100 мл, а затем 2-3 раза через каждые 10 мин по столовой ложке.

Оксидом углерода (II). Больного немедленно перевести в хорошо проветриваемое помещение, дать вдыхать кислород. При затрудненном дыхании применить искусственное дыхание. Немедленно вызвать врача.

Ртутными соединениями. В случае растворимых ртутных соединений немедленно вызвать рвоту. До прибытия врача больному дать молоко и яичный белок, предварительно смешав их. Хорошо также дать взвесь активированного угля в воде. Нужна немедленная медицинская помощь.

Свинцовыми соединениями. Принять внутрь раствор сульфата натрия (1:10) или сульфата магния (1:10) в теплой воде, а также молоко, яичный белок, большое количество активированного угля в воде.

Сероводородом. В легких случаях – свежий воздух, в тяжелых – искусственное дыхание, кислород.

Оксидом серы (IV). Пострадавшего вывести на свежий воздух; если отравление тяжелое, применить искусственное, дыхание.

Парами дисульфида углерода (сероуглеродом). Пострадавшего немедленно перевести в другое помещение, на свежий воздух, тотчас же вызвать врача. До прихода врача — теплые ванны, молоко, искусственное дыхание.

Серной кислотой. Немедленно вызвать врача, так как необходимо промывание желудка. Дать выпить раствор жженой магнезии MgO (15,0 г в 1 л воды), затем раствор яичного белка (пять белков на 1 л воды). **Вызывать рвоту противопоказано.**

Синильной кислотой, цианидом калия. Дать рвотное и немедленно вызвать скорую помощь. До ее прибытия делать искусственное дыхание, холодное обливание затылка (с высоты 50 см) и растирание. Поить концентрированным раствором глюкозы или сахара.

Соляной или уксусной кислотой. Дать оксид кальция, жженую магнезию в воде, молоко. При стесненном дыхании применить искусственное дыхание. Обратиться к врачу. **Вызывать рвоту противопоказано.**

Фосфором. При отравлении фосфором вызвать рвоту, приняв раствор 1 г медного купороса в 2-3 л воды. Давать больному кусочки льда. Молоко и жиры противопоказаны.

**ТЕМА 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ.  
ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ В ХИМИИ. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ**

1. Закончите определения и выпишите основные формулы:

**Относительная атомная масса элемента -**

---

---

Запишите формулу:

**Относительная молекулярная масса –**

---

---

Запишите формулу:

**Количество вещества-**

---

---

Запишите формулу:

**Молярная масса вещества-**

---

---

Запишите формулу:

**Молярный объем –**

---

---

Запишите формулу:

**Плотность вещества –**

---

---

Запишите формулу:

**Относительная плотность газа –**

---

---

Запишите формулу:

**Массовая доля компонента –**

---

---

Запишите формулу:

**Химический эквивалент –**

---

---

Запишите формулу:

**Закон сохранения массы вещества**

---

---

*Закон постоянства состава*

---

---

*Закон Авогадро*

---

---

*Закон эквивалентов*

---

---

2. Вычислите относительные молекулярные массы карбоната кальция, сульфата алюминия, хлорида железа (II), нитрата натрия, фосфата кальция, оксида марганца, хромата калия, гидроксида меди, бромида лития.

3. Определить, сколько молей составляет  $12,04 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{CO}_2$ .

Дано:	Решение.

4. Вычислить массу 56 л водорода (н.у.).

Дано:	Решение.
-------	----------

5. Определить объем 8 г кислорода (н.у.).

Дано:	Решение.
-------	----------

6. Вычислить массовые доли (%) действующих веществ N, K, P в удобрениях:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  соответственно.

Дано:	Решение.
-------	----------

7. Найдите массу гидроксида кальция, который может быть получен при взаимодействии с водой 127,27 г технической негашеной извести, содержащей 12% примесей.

Дано:	Решение.
-------	----------

8. Вычислите массу железа, которая может получиться при взаимодействии 18,9 г алюминия и 48 г оксида железа (III)

Дано:	Решение.
-------	----------

9. Вычислите объем водорода (н.у.), полученного при взаимодействии 4,8 г магния с соляной кислотой, содержащей 0,5 моль хлороводорода.

Дано:	Решение.
-------	----------

10. Какая масса осадка образуется при сливании 200 г 5,85 % -ного раствора хлорида натрия и 100 г 1,7-ного раствора нитрата серебра?

Дано:	Решение.
-------	----------

Дата \_\_\_\_\_  
Подпись преподавателя \_\_\_\_\_

## ТЕМА 2. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### Упражнения для самостоятельной работы

1. Напишите способы получения оксидов на примере оксида натрия, оксида серы (IV), оксида алюминия.

--

2. Напишите химические свойства оксидов на следующих примерах.

Основный $K_2O$	кислотный $P_2O_5$	Амфотерный $Al_2O_3$

3. Напишите уравнения возможных реакций оксида магния с соляной кислотой, водой, оксидом серы(VI), азотной кислотой, оксидом цинка, гидроксидом натрия, хлоридом алюминия.

---

---

---

---

---

---

---

4. Напишите уравнения возможных реакций оксида серы (VI) с соляной кислотой, водой, оксидом натрия, гидроксидом бария, хлоридом калия, оксидом железа (II).

---

---

---

---

---

---

5. Напишите уравнения возможных реакций оксида железа (III) с соляной кислотой, водой, оксидом калия, гидроксидом натрия, оксидом углерода (II), оксидом углерода (IV), карбонатом калия, сульфатом натрия.

---

---

---

---

---

---

6. Напишите способы получения оснований на примере гидроксида калия, гидроксида цинка.

--

7. Напишите свойства оснований на следующих примерах.

$Ca(OH)_2$	$Al(OH)_3$

7. Напишите уравнения возможных реакций гидроксида калия с оксидом серы (VI), с фосфорной кислотой, водой, оксидом натрия, гидроксидом бария, гидроксидом алюминия, хлоридом калия, хлоридом железа (II).

---

---

---

---

---

---

---

8. Напишите уравнения возможных реакций гидроксида хрома (III) с соляной кислотой, водой, оксидом натрия, гидроксидом калия (тв.), гидроксидом калия (р-р), оксидом углерода (IV), сульфатом натрия.

---

---

---

---

---

---

---

9. Напишите способы получения кислот на примере соляной кислоты.

10. Дополните таблицу.

Название кислоты	Формула	Кислотный остаток (анион)	Название кислотного остатка
Азотистая	$\text{HNO}_2$		Нитрит
	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	Нитрат
бромистоводородная	$\text{HBr}$		Бромид
йодистоводородная	$\text{HI}$	$\text{I}^-$	
Кремниевая		$\text{SiO}_3^{2-}$	Силикат
	$\text{HMnO}_4$	$\text{MnO}_4^-$	Перманганат
Серная		$\text{SO}_4^{2-}$	Сульфат
		$\text{HSO}_4^-$	гидросульфат (бисульфат)
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$		Сульфит
			Гидросульфит
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{S}^{2-}$	
		$\text{HS}^-$	
	$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	Хлорид
Угльная		$\text{CO}_3^{2-}$	Карбонат
		$\text{HCO}_3^-$	гидрокарбонат (бикарбонат)
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$		Ацетат
фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{PO}_4^{3-}$	
		$\text{HPO}_4^{2-}$	
		$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	
фтористоводородная	$\text{HF}$		Фторид
	$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$	Гипохлорит
хлористая	$\text{HClO}_2$	$\text{ClO}_2^-$	
хлорноватая		$\text{ClO}_3^-$	Хлорат
Хлорная	$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	

11. Напишите химические свойства кислот на примере фосфорной кислоты.

12. Напишите уравнения возможных реакций азотной кислоты с серной кислотой, водой, оксидом бария, гидроксидом кальция, оксидом углерода (IV), сульфатом натрия, карбонатом кальция, цинком, медью, золотом.

---

---

---

---

---

13. Назовите по международной номенклатуре:  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ ,  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

14. Напишите формулы следующих соединений: гидрофосфат кальция, сульфат алюминия, карбонат гидроксомеди, хлорид гидроксоалюминия, сульфид аммония.







## ТЕМА 4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

### Упражнения для самостоятельной работы

1. С точки зрения теории строения атома, объясните, что объединяет элементы в один период, одну группу, в одну подгруппу. Почему марганец и хлор, находясь в одной группе обладают разными свойствами?

2. К какому электронному семейству относятся элементы с порядковым номером 11, 18, 43, 102?

3. Укажите самый активный металл и неметалл в третьем периоде. Чем определяется металличность и неметалличность элемента?

4. На примере элементов третьего периода объясните, как изменяются свойства их оксидов и гидроксидов.



## ТЕМА 5. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

1. Дать определения следующим понятиям:

*Химическая связь -*

---

---

*$\sigma$  - связь -*

---

---

*$\pi$  - связь -*

---

---

*Энергия химической связи -*

---

---

*Длина связи -*

---

---

*Ковалентная связь -*

---

---

*Ковалентная неполярная связь -*

---

---

*Ковалентная полярная связь -*

---

---

*Насыщаемость связи -*

---

---

*Ионная связь -*

---

---

*Донорно-акцепторная связь -*

---

---

*Металлическая связь -*

---

---

*Водородная связь -*

---

---

*Неполярные молекулы -*

---

---

*Полярные молекулы -*

---

---

### **Упражнения для самостоятельной работы**

1. Определите типы химических связей между атомами в следующих соединениях и ионах:  $\text{H}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ .

2. Как изменяется прочность химической связи в следующих соединениях: HF, HCl, HBr, HI? Как это сказывается на свойствах данных веществ? Ответ объясните.

3. Как изменяется прочность химической связи между металлом и кислородом в следующих основаниях: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH? Ответ объясните.

4. Почему вода в обычных условиях жидкость?

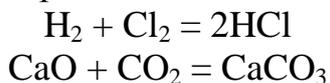
5. Какой тип химической связи объясняет такие свойства металлов, как электропроводность, теплопроводность, пластичность?



## ТЕМА 6. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

### Упражнения для самостоятельной работы

1. Запишите математическое выражение закона действия масс для реакций, прошедших в гомогенной и гетерогенной системах:



2. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость прямой реакции, если в системе  $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$  давление увеличить в 2 раза, концентрацию исходных продуктов увеличить в 3 раза.

3. Температурный коэффициент скорости реакции 2,0. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 20 до 60°C?

Дано:

Решение.

4. Как изменится скорость прямой реакции:  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$ , если давление увеличить в 4 раза?

Дано:

Решение.

5. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на  $30^{\circ}\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

Дано:

Решение.

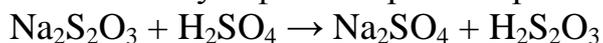
6. Рассчитайте, во сколько раз возрастет скорость одностадийной реакции  $\text{A} + \text{B} \rightarrow 2\text{C}$ , если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В – в 2 раза.

7. При повышении температуры от  $10$  до  $50^{\circ}\text{C}$  скорость химической реакции увеличилась в 81 раз. Рассчитайте температурный коэффициент скорости химической реакции.

## УИРС. Скорость химической реакции

### Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.



Оборудование и реактивы. Секундомер. Три бюретки. Штатив с пробирками. Тиосульфат натрия (1М раствор). Серная кислота (1 М раствор).

Выполнение работы. В первую пробирку налейте из бюретки 8 мл 1М раствора тиосульфата натрия, во вторую – 4 мл раствора тиосульфата натрия и 4 мл воды, в третью – 2 мл тиосульфата натрия и 6 мл воды, таким образом, при одинаковом общем объеме растворов концентрации тиосульфата натрия в пробирках относятся, как 1:0,5:0,25.

Включите секундомер и одновременно в первую из пробирок влейте 2 мл 1М серной кислоты. Отметьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции. Аналогично проделайте опыт со второй и третьей пробирками. Результаты запишите в виде таблицы.

№ проб	Объем, мл			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции $t$ , с	Условная скорость реакции $V = \frac{1}{t}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$			
1	8	-	2	1		
2	4	4	2	0,5		
3	2	6	2	0,25		

Построить график по результатам опыта, отложив по оси абсцисс относительные концентрации, по оси ординат – скорость реакций (в условных единицах).

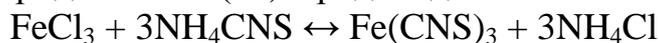


**Вывод** \_\_\_\_\_

## УИРС. Смещение химического равновесия

### Смещение химического равновесия при изменении концентраций участвующих в реакции веществ.

Взаимодействие хлорида железа (III) с роданидом аммония.



Красный раствор

Оборудование и реактивы: Штатив с пробирками. стакан на 50 мл. Раствор  $\text{FeCl}_3$  (0,002 М). Раствор  $\text{NH}_4\text{CNS}$  (0,006н). Капельницы с насыщенными растворами хлорида железа (III) и роданида аммония. Кристаллический хлорид аммония. Стекланные палочки.

Выполнение работы: Смешайте в стакане 10 мл 0,002М раствора  $\text{FeCl}_3$  и 10 мл 0,006н раствора  $\text{NH}_4\text{CNS}$ . Разлейте полученную смесь в 4 пробирки (по 5 мл) прилейте в первую пробирку 2-3 капли насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$ , во вторую 2-3 капли насыщенного раствора  $\text{NH}_4\text{CNS}$ , в третью всыпать  $\approx 0,5$  г  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Перемешать содержимое пробирок стекланными палочками, сопоставить интенсивность окрасок полученных растворов с цветом раствора в 4-ой пробирке и объяснить наблюдаемые явления на основании принципа Ле-Шателье. Данные внести в таблицу.

Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
$\text{FeCl}_3$		
$\text{NH}_4\text{CNS}$		
$\text{NH}_4\text{Cl}$		

**Вывод** \_\_\_\_\_

*Для заметок*

---

---

---

---

---

---

---

---

Дата \_\_\_\_\_

Подпись преподавателя \_\_\_\_\_

## ТЕМА 7. РАСТВОРЫ

Заполните таблицу:

Способы выражения концентрации	Определение	Формула нахождения
Массовая доля растворённого вещества, $\omega$ , %	– показывает сколько грамм растворённого вещества содержится в 100 г данного раствора.	$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$
Молярная концентрация, $C_M$ , _____		
Нормальная концентрация, $C_n$ , _____		
Титр раствора, $T$ , _____		
Моляльная концентрация, _____		

### Упражнения для самостоятельной работы

1. Определите молярную концентрацию 20% раствора NaOH ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ).

Дано:	Решение.
-------	----------

2. В 80 мл воды растворили 6 г глюкозы. Рассчитайте массовую долю глюкозы в полученном растворе.

Дано:

Решение.

3. Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для приготовления 200 мл раствора, в котором концентрация нитрата калия равна 0,5 моль/л.

Дано:

Решение.

4. Вычислите молярную массу вещества, если известно, что в 36 л раствора с молярной концентрацией 9 моль/л было растворено 1440 г вещества.

Дано:

Решение.



## ТЕМА 8. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

### Упражнения для самостоятельной работы

1. Составьте уравнения диссоциации следующих растворов электролитов: сернистой кислоты, гидроксида бария, гидроксида железа (III), сульфата натрия, гидросульфита натрия, сульфида аммония, хлорида гидрксикальция, фосфата гидроксомагния.

2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между: а)  $\text{KHCO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{Zn(OH)}_2$  и  $\text{NaOH}$ ; в)  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{AgNO}_3$



## ТЕМА 9. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

### Упражнения для самостоятельной работы

1. Из списка солей выпишите те, которые подвергается гидролизу:  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{FeCl}_2$ . Составьте уравнения реакций гидролиза.

2. Какую среду и реакцию на лакмус имеют растворы солей:

Примеры солей	Среда раствора	Окраска на лакмус
сульфид аммония		
нитрат железа (III)		
фторид калия		
бромид натрия		

3. Составьте уравнения гидролиза, укажите тип гидролиза и среду раствора: сульфида натрия, хлорида меди (II), карбоната аммония.

4. Рассчитайте pH 0,001 моль/л раствора серной кислоты.

Дано:	Решение.
-------	----------

### УИРС. Гидролиз солей. Индикаторы

#### Опыт 1. Окраска индикаторов под действием растворов кислот и оснований

Выполнение работы. Возьмите 9 пробирок. В три из них налейте по 8-10 капель дистиллированной воды. В первую внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в воде. Запишите результаты наблюдений в таблицу (см. ниже).

В другие три пробирки налейте по 8-10 капель соляной кислоты. В первую внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в кислоте. Запишите результат наблюдений в таблицу.

В следующие три пробирки налейте по 8-10 капель щелочи. В первую внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в растворе щелочи. Запишите результат наблюдений в таблицу:

<i>Индикатор</i>	<i>Цвет индикатора</i>		
	в дистиллированной воде	в кислоте	в щелочи
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилоранжевый			

#### Опыт 2. Определение характера гидролиза при помощи pH-индикаторной бумаги

7 полосок pH-индикаторной бумаги положите на предметные стекла, на 6 из них поместите по 1-2 кристалла солей указанных в нижеследующей таблице, и смочите каплей дистиллированной воды:

<i>Испытуемая соль</i>	<i>Цвет pH-индикаторной бумаги</i>	<i>pH</i>
CH <sub>3</sub> COONa		

$\text{Na}_2\text{CO}_3$		
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		
$\text{ZnSO}_4$		
$\text{KCl}$		

Одну полоску, оставьте для сравнения. Полученные окраски сравните с цветной шкалой. Результаты внесите в таблицу.

Составьте уравнения гидролиза солей в молекулярной и молекулярно-ионной форме. Объясните наблюдаемое изменение окраски рН-индикаторной бумаги.

*Для заметок*

---

---

---

---

Дата \_\_\_\_\_  
Подпись преподавателя \_\_\_\_\_

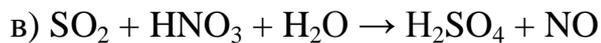
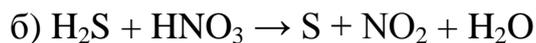
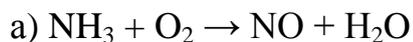
## Тема 10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

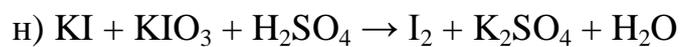
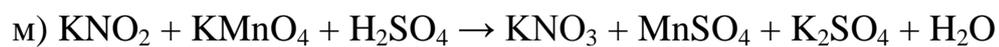
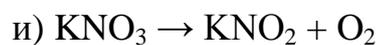
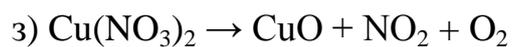
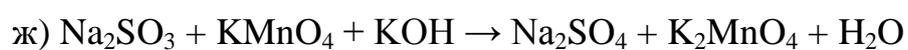
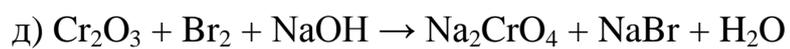
### Упражнения для самостоятельной работы.

1. Определите, какие реакции являются окислительно-восстановительными:

а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$	
б) $\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{ZnCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$	
в) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} + 2\text{HCl}$	
г) $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$	
д) $\text{ZnO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$	
е) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:





## УИРС. Окислительно – восстановительные реакции

### Опыт 1. Восстановление ионов меди металлическим железом.

В пробирку налейте 5-10 капель раствора сульфата меди и опустите в нее на несколько минут железный гвоздь, поверхность которого очищена наждачной бумагой. Что происходит? Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.

### Опыт 2. Окислительные свойства перманганат-иона в различных средах

а) В пробирку налейте 1-2 капли раствора перманганата калия, 1-2 капли концентрированного раствора КОН и по каплям свежеприготовленный раствор сульфита натрия до перехода малиновой окраски в зеленую. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.

б) В пробирку налейте 1-2 капли раствора перманганата калия, капли воды и по каплям свежеприготовленный раствор сульфита натрия до образования темно-коричневого осадка. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.



## РЕКОМЕНДУЕМЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ ИТОГОВОГО КОНТРОЛЯ

1. Предмет изучения химии.
2. Неорганические соединения в специальности.
3. Атомно-молекулярное учение. Основные понятия химии: атом, элемент (металлы, неметаллы, групповые названия элементов), молекула, молекулярная формула.
4. Простые вещества: металлы, неметаллы, молекулярные формулы. Аллотропия, аллотропные формы.
5. Основные классы сложных неорганических соединений:  
оксиды (кислотные, основные, амфотерные), общие химические свойства (реакции); основания (щелочи, труднорастворимые, амфотерные основания, кислотность оснований), общие химические свойства; кислоты (основность кислот, сильные, слабые кислоты), общие химические свойства; соли (средние, кислые, основные), общие химические свойства.
6. Составление молекулярных формул оксидов, оснований, кислот, солей. Ионы, заряды простых и сложных ионов (катион аммония, гидроксильная группа, анион кислотного остатка, катион остатка от основания), последовательность составления формул, исходя из принципа электронейтральности молекул.
7. Физические величины, характеризующие вещество:  
масса, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, моль, молярная масса. Молярный объем газообразующих веществ (при данных и нормальных условиях), основное уравнение газового состояния вещества, уравнение Клайперона - Менделеева, относительная плотность газов, массовая доля (%) элемента в соединении. Решение задач.
8. Основные законы химии: законы сохранения массы веществ и сохранения энергии; закон постоянства состава; закон Авогадро; закон эквивалентов (химический эквивалент, молярная масса эквивалента элемента, простых и сложных веществ, фактор эквивалентности)
9. Строение атома: ядро (заряд, протон, нейтрон, массовое число, изотопы); электрон (орбиталь, квантовые числа, правила и принцип распределения электронов, составление электронных формул);  
s, p, d, f- элементы. Валентные электроны.
10. Периодический закон и периодическая система элементов: периоды, группы, подгруппы, металлы, неметаллы, металличность, неметалличность, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, изменение свойств элементов в периодах, группах, изменение свойств оксидов, гидроксидов.
11. Химическая связь: ковалентная неполярная и полярная, ионная, донорно-акцепторная, металлическая, водородная. Валентность, спиновая теория валентности. Степень окисления атомов в молекуле. Полярные и неполярные молекулы. Межмолекулярное взаимодействие.

12. Энергетика химических реакций: тепловой эффект реакции ( $Q$ , энтальпия  $\Delta H$ ), экзо-, эндотермические реакции, теплота (энтальпия) образования сложных веществ, закон Гесса, следствие из закона Гесса.
13. Скорость химической реакции: теория активных молекул; гомогенные и гетерогенные реакции, скорость реакций; факторы, влияющие на скорость реакции (природа реагирующих веществ; концентрация реагирующих веществ, закон действия масс, константа скорости; температура, правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент; катализаторы.
14. Химическое равновесие: необратимые реакции (в каких случаях реакции идут до конца); обратимые реакции; химическое равновесие, равновесные концентрации, константа химического равновесия; смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье.
15. Дисперсные системы. Растворы (водные): физико-химическая теория растворения, тепловой эффект, сольваты, гидраты, сольватация, гидратация, кристаллогидраты; растворимость веществ и факторы, от которых она зависит; насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные растворы; способы выражения концентрации растворов (массовая доля % растворенного вещества, молярная, нормальная, титр, моляльная).
16. Электролитическая диссоциация: электролиты, неэлектролиты, ионы; диссоциация кислот, оснований, амфотерных оснований, солей; степень диссоциации, константа диссоциации; активная концентрация в растворах сильных электролитов; ионные уравнения; произведение растворимости труднорастворимых электролитов.
17. Ионное произведение воды, среда раствора, водородный показатель -  $pH$ .
18. Гидролиз солей: гидролиз по катиону соли, по аниону соли, по катиону и аниону соли; степень гидролиза, константа гидролиза.
19. Буферные растворы.
20. Свойства растворов неэлектролитов: диффузия, осмос, давление насыщенного пара над раствором, температура кипения и замерзания растворов. Особенности свойств растворов электролитов, изотонический коэффициент.
21. Комплексные соединения: структура комплексных соединений (внешняя сфера, комплексный ион, комплексообразователь, лиганды, координационное число); номенклатура, диссоциация, константа нестойкости и устойчивости комплексных ионов; двойные соли.
22. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР): степень окисления, процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель; уравнивание ОВР; влияние среды на ход ОВР; молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.
23. Общие свойства металлов: металлы - элементы, металлы - простые вещества; ряд стандартных электродных потенциалов; общие физические свойства; общие химические свойства. Коррозия металлов (самостоятельно).
24. Общая характеристика IA группы элементов. Натрий и его соединения.
25. Общая характеристика IIA группы элементов. Кальций и его соединения.  
Общая характеристика IIIA группы элементов. Алюминий и его соединения.

26. Общая характеристика IVA группы элементов. Углерод, аллотропные модификации и его соединения.
27. Общая характеристика VA группы элементов. Азот и его соединения.
28. Общая характеристика VIA группы элементов. Кислород, аллотропные модификации. Биологическая роль кислорода.
29. Общая характеристика VIIA группы элементов. Хлор и его кислородосодержащие соединения.
30. Общая характеристика IA группы элементов. Калий и его соединения.
31. Общая характеристика IIA группы элементов. Магний и его соединения.
32. Вода, ее свойства. Жесткость воды. Биологическая роль.
33. Общая характеристика IVA группы элементов. Кремний и его соединения.
34. Общая характеристика VA группы элементов. Фосфор и его соединения.
35. Общая характеристика VIA группы элементов. Сера и ее соединения (IV).
36. Общая характеристика VIIA группы элементов. Хлор, соляная кислота, соли.
37. Общая характеристика VIA группы элементов. Сера и ее соединения (VI).
38. Общие свойства металлов. Привести реакции химических свойств.
39. Марганец и его соединения (оксид марганца (VII), марганцевая кислота, перманганат калия).
40. Железо. Оксид железа (II), оксид железа (III), гидроксид железа (II), гидроксид железа (III).
41. Металлы и неметаллы в периодической системе, особенности строения атомов, общие химические свойства металлов.
42. Формулы веществ используемые в сельском хозяйстве.

### **Типовые практико-ориентировочные задания:**

1. Определите pH 0,01 М соляной кислоты ( $\alpha = 1$ ).
2. Определите pH 0,01 М азотной кислоты ( $\alpha = 1$ ).
3. Какой объем 30 % серной кислоты с плотностью 1,5 г/см<sup>3</sup> необходим для приготовления 2 л 10 % серной кислоты с плотностью 1,1 г/см<sup>3</sup>?
4. До какого объема необходимо разбавить 500 см<sup>3</sup> 20 % раствора хлорида натрия с плотностью 1,152 г/см<sup>3</sup> чтобы получить 4,5 % раствор с плотностью 1,029 г/см<sup>3</sup>?
5. Смешали 200 см<sup>3</sup> 50 % серной кислоты с плотностью 1,4 г/см<sup>3</sup> и 300 см<sup>3</sup> 96 % серной кислоты с плотностью 1,84 г/см<sup>3</sup>. Найдите процентную концентрацию серной кислоты после смешения.
6. К 500 см<sup>3</sup> раствора с плотностью 1,092 г/см<sup>3</sup> и массовой долей гидроксида калия 0,1 прибавили 200 см<sup>3</sup> раствора с плотностью 1,045 г/см<sup>3</sup> и массовой долей гидроксида калия 0,05 и разбавили водой до 2 л. Найдите молярную концентрацию гидроксида калия в полученном растворе.
7. Раствор нитрата калия содержит 192,6 г соли в 1 л. Плотность раствора 1,14 г/см<sup>3</sup>. Определите процентную, молярную, моляльную концентрации нитрата калия и титр раствора.

8. В 750 г раствора содержится 10 г серной кислоты. Плотность раствора 1,2 г/см<sup>3</sup>. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента серной кислоты.
9. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора с массовой долей ортофосфорной кислоты 0,4 и плотностью 1,24 г/см<sup>3</sup>.
10. Определите молярную концентрацию эквивалента 2М серной кислоты.
11. Какой объем 2 Н раствора гидроксида кальция необходим для нейтрализации 200 см<sup>3</sup> 1 Н азотной кислоты.
12. Какой объем ацетилен можно получить при нормальных условиях при действии воды на 100 г карбида кальция, содержащего 4 % примесей?
13. Какой объем диоксида углерода при нормальных условиях образуется при разложении 150 г мела (CaCO<sub>3</sub>), имеющего 6 % некарбонатных примесей?
14. Напишите выражение для скорости реакции растворения магниевых опилок в соляной кислоте. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации кислоты в 3 раза?
15. Как изменится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе, при уменьшении температуры на 40 °С, если температурный коэффициент равен 3?
16. Напишите выражение для константы равновесия системы  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ . В какую сторону сместится равновесие системы при увеличении концентрации водорода? Иодистого водорода?
17. Напишите термохимическое уравнение реакции горения метана, в результате которой образуются пары воды и газообразный диоксид углерода. Вычислите  $\Delta H$  этой реакции, если  $\Delta H_{298}^{\circ} \text{CH}_4 = -84,67$  кДж/моль,  $\Delta H_{298}^{\circ} \text{CO}_2 = -393,51$  кДж/моль,  $\Delta H_{298}^{\circ} \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = -241,83$  кДж/моль.

## УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

### а) Основная литература:

1. ЭБС «Лань»: Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник. – Электрон.дан. – СПб. : Лань, 2014. – 744 с.
2. ЭБС «Лань»: Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия: учебник. - Электрон.дан. - СПб. : Лань, 2011. – 496 с.
3. ЭБС ЛАНЬ: Саргаев, П. М. Неорганическая химия : учеб. пособие. – 2-е изд., испр. и доп. – СПб.: Лань, 2013. – 384 с.: ил.
4. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. А. И. Ермакова. - 30-е изд., испр. - М. : ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС, 2010. - 728 с. [и предыдущие издания].
5. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия: учебник для техн. и химико-технол. направлений подготовки бакалавров и магистров / Н. Н. Павлов. - 3-е изд., испр. и доп. – СПб. : Лань, 2011. – 496 с.: ил. - (Гр. УМО).

### б) Дополнительная литература:

1. БД «Труды ученых СтГАУ»: Неорганическая химия [электронный полный текст] : электронный учебник / сост. Е.С. Романенко, Е.В. Дергунова, Е.В. Волосова, Н.Н. Францева; СтГАУ. – Ставрополь, 2012. – 118 МБ.
2. ЭБС «Лань»: Блинов, Л. Н. Химия: учебник / Л. Н. Блинов, М. С. Гутенев, И. Л. Перфилова [и др.]. – Электрон.дан. – СПб. : Лань, 2012. – 474 с.
3. Шипуля, А. Н. Химия: учеб. пособие для бакалавров по агр. направлениям / А. Н. Шипуля, Л. Н. Некольченко, Ю. А. Безгина ; СтГАУ. - Ставрополь: Параграф, 2011. – 164 с. – (Гр. УМО).
4. Химия в РОССИИ (периодическое издание).
5. Химия и жизнь XXI (периодическое издание).