

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания
по выполнению практических занятий
по дисциплине «Химия»
для специальности 21.05.03 Технология геологической разведки

Ставрополь
2026

ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения дисциплины «Химия» является формирование набора общепрофессиональных компетенций ОПК-3, у студентов специальности 21.05.03 Технология геологической разведки.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 1. Основные классы неорганических соединений	6
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 2. Закон эквивалентов	9
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №3. Строение атомов.....	12
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4 Химическая термодинамика	16
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5. Химическая кинетика. Химическое равновесие	18
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 6. Способы выражения концентрации растворов	21
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 7. Гидролиз солей	23
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 8. Окислительно-восстановительные реакции	25
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 9 Классификация и номенклатура органических соединений	28
РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА	32

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 1. Основные классы неорганических соединений

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 1 Атомно-молекулярное учение. Строение атомов. Химическая связь.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

По функциональным признакам неорганические соединения подразделяются на классы в зависимости от характерных свойств, проявляемых ими в химических реакциях. Существует четыре класса неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды – это соединения элементов с кислородом, в которых кислород проявляет степень окисления -2. По химическим свойствам оксиды подразделяют на несолеобразующие (безразличные) и солеобразующие. Последние в свою очередь делят на основные, кислотные и амфотерные.

Основные	Амфотерные	Кислотные
Na_2O , CaO , MgO , BaO Основными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	ZnO , Al_2O_3 , BeO Амфотерными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями. $\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	SO_3 , SO_2 , P_2O_5 Кислотными оксидами называются оксиды, образующие соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями. К ним относятся: N_2O – оксид азота (I), NO – оксид азота (II), CO – оксид углерода (II) и др.

Кислоты – это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла.

Классификацию кислот производят:

- а) по основности, т.е. по числу атомов водорода, которые в молекуле кислоты могут замещаться атомами металла. По основности кислоты делятся на:
- одноосновные (HCl , HNO_3 , HCN и др.);
 - двухосновные (H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_4 и др.) и т.д.

Кислоты, молекулы которых содержат два и более атомов водорода, называются **многоосновными**;

- б) по содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты делятся на:

- бескислородные (HCl , H_2S , HCN и др.);
- кислородсодержащие (HNO_3 , H_3PO_4 , $HClO_4$ и др.).

В) в зависимости от степени диссоциации кислоты делят на сильные (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 и др.) и слабые (H_2S , H_2CO_3 , HCN и др.).

Основания – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп (OH).

Классификацию оснований проводят:

- а) по числу гидроксильных групп в молекуле. Количество гидроксильных групп в молекуле основания зависит от валентности металла и определяет **кислотность основания**. По этому признаку основания делятся на однокислотные ($NaOH$, $LiOH$, KOH и др.), двухкислотные $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ и др.

Двух- и трёхкислотные основания называются **многокислотными**;

- б) по растворимости в воде основания делятся на:

- **растворимые** ($LiOH$, $NaOH$, $CsOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$);
- **нерастворимые** ($Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ и др.). Растворимые в воде основания называются **щелочами**.

- в) по степени диссоциации основания делят на:

- сильные (KOH , $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$)
- слабые ($Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, NH_4OH и др.)

Соли – это сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или продуктами замещения гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

Соли делятся на три типа: нормальные (средние), кислые и основные.

Нормальные (средние) соли – это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или продуктами полного замещения гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками.

Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла.

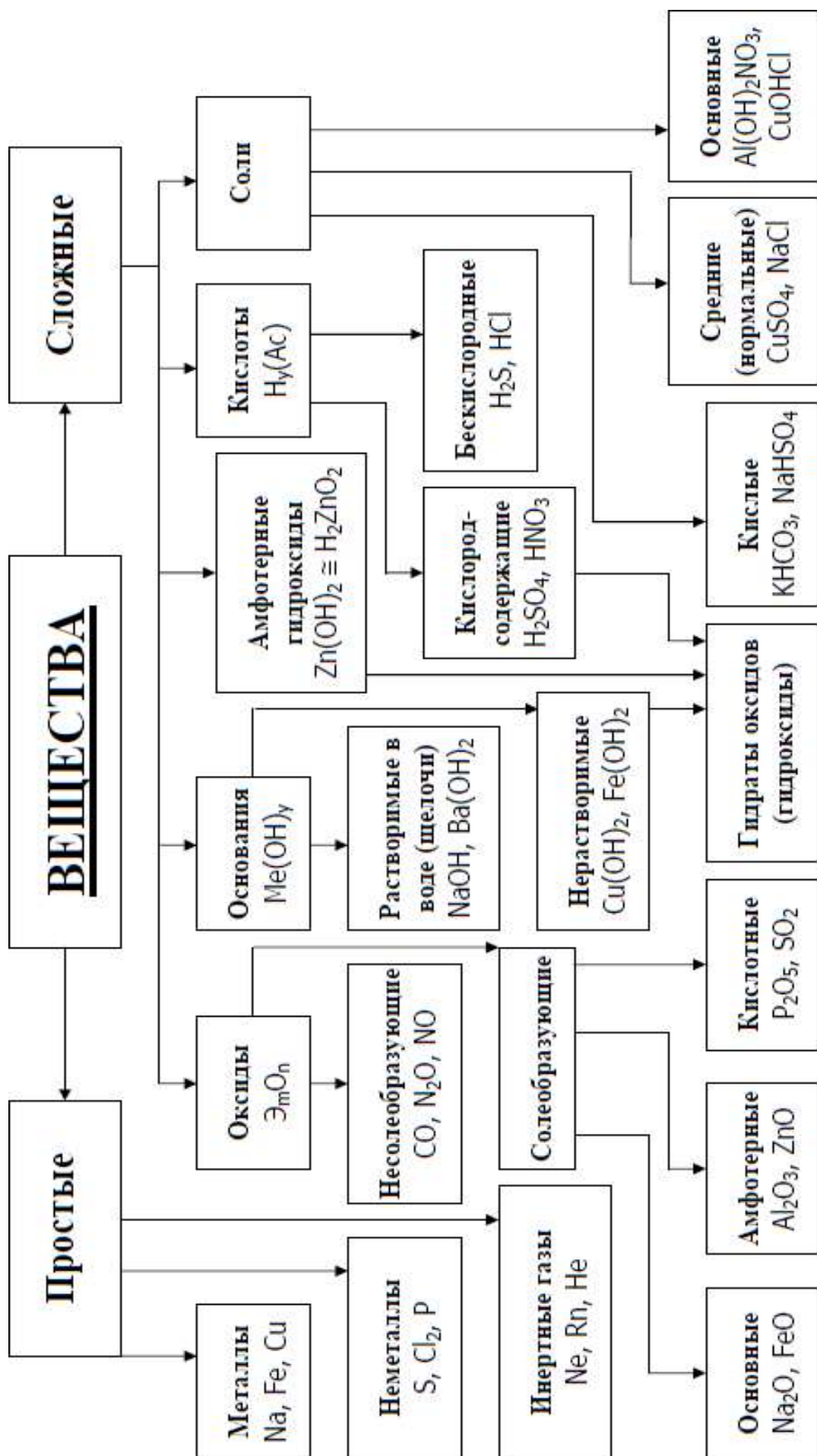
Например:



Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками.

Примеры основных солей: $CaOHCl$ - гидроксохлорид кальция;

$(CaOH)_2SO_4$ - гидросульфат кальция; $FeOH(NO_3)_2$ – гидроксодинитрат железа (III).



ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 2. Закон эквивалентов

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний,

приобретение умений и практических навыков по разделу 1 Атомно-молекулярное учение. Строение атомов. Химическая связь.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

В химии в качестве единицы количества вещества наряду с молем употребляется также эквивалент (Э)

Эквивалентом элемента называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Например, в соединениях HCl, H₂O, NH₃ и CH₄ эквивалент хлора, кислорода, азота и углерода равен соответственно 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль и 1/4 моль.

Масса 1 эквивалента называется его эквивалентной массой (M_э). В приведенном выше примере эквивалентные массы элементов соответственно равны M_{э(Cl)} = 35,5 г/моль-экв M_{э(O)} = 16/2 = 8 г/моль-экв M_{э(N)} = 14/3 = 4,67 г/моль-экв M_{э(C)} = 12/4 = 3 г/моль-экв.

Значение эквивалента равно частному от деления эквивалентной массы на молярную массу, т.е.

$$\text{Э} = \frac{M_{\text{э}}}{M}$$

Закон эквивалентов

Массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам.

$$\frac{m_1}{M_1^{\text{э}}} = \frac{m_2}{M_2^{\text{э}}} \text{ или } n_{\text{э}1} = n_{\text{э}2}$$

Где m₁ m₂ массы реагирующих веществ

M₁^э M₂^э эквивалентные массы этих же веществ

n_{э1} и n_{э2} количества эквивалентов первого и второго вещества.

Следует отметить, что эквивалент элемента и его эквивалентная масса могут иметь различные значения в зависимости от того, из состава какого соединения они были вычислены. Обычно эквивалентная масса отдельного элемента определяется по формуле:

$$M_{\text{Э (элемента)}} = \frac{A}{B}$$

Где А – атомная масса элемента

В валентность этого элемента

Например, для кислорода: $M_{\text{Э(о)}} = 16/2 = 8 \text{ г/моль-экв}$

Что касается сложных веществ, то в зависимости от класса веществ и типов реакций в которых они участвуют эквивалентные массы веществ определяют по разному.

Рассмотрим определение эквивалентных масс следующих классов веществ: оксидов, оснований и солей.

$$M_{\text{Э(оксида)}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{Ч В}}$$

Где $M_{\text{оксида}}$ молярная масса оксида

Ч – число атомов элемента

В – валентность этого элемента

$$M_{\text{Э(кислоты)}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{Основность}} \quad M_{\text{Э(основания)}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{Кислотность}} \quad M_{\text{Э(соли)}} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{Ч В}}$$

Где Ч – число атомов металла

В – валентность этого металла

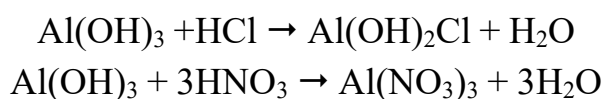
Эквивалентную массу можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалентная масса которого известна.

Например: $M_{\text{Э(ЭО)}} = M_{\text{Э(э)}} + M_{\text{Э(о)}}$

$M_{\text{Э(P}_2\text{O}_5)} = M_{\text{Э(P)}} + M_{\text{Э(O)}} = 6,2 + 8 = 14,2 \text{ г/моль-экв}$

Эквивалентом химического соединения называется определенное количество сложного вещества, которое полностью взаимодействует с одним эквивалентом водорода (т.е. с одним молем атомов водорода) или с одним эквивалентом любого другого вещества.

Пример: вычислить эквиваленты и эквивалентные массы Al(OH)_3 в следующих реакциях:



В связи с тем, что Al(OH)_3 реагирует с 1 эквивалентной массой HCl в первой реакции и с тремя эквивалентными массами HNO_3 во второй реакции, следовательно его эквивалентная масса в реакции (1) равна $M_{\text{(Al(OH)}_3)}/1$, а в реакции (2) $M_{\text{(Al(OH)}_3)}/3$. Эквиваленты Al(OH)_3 в уравнениях 1 и 2 соответственно равны 1 моль и 1/3 моль.

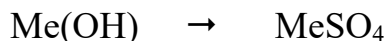
Рассмотрим некоторые задачи на закон эквивалентов.

Задача. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата.

Вычислить эквивалентную массу этого металла

Решение

Напишем условную схему химической реакции



Согласно закона эквивалентов, массы реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам, т.е.

$$\frac{m}{M} = \frac{m}{M} \quad \text{или} \quad n_{\text{MeOH}} = n_{\text{MeSO}_4}$$

Исходя из закона эквивалентов $M_{\text{э}}(\text{MeOH}) = M_{\text{э}}(\text{Me}) + M_{\text{э}}(\text{OH})$,

а также $M_{\text{э}}(\text{MeSO}_4) = M_{\text{э}}(\text{Me}) + M_{\text{э}}(\text{SO}_4)$

В дальнейшем составляем уравнение и находим эквивалентную массу металла

Задачи и вопросы.

1. Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислить эквивалентную массу этого металла.
2. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислить эквивалентную массу этого металла
3. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г его оксида. Вычислить эквивалентную и атомную массы этого металла
4. Для нейтрализации раствора, содержащего 2,25 г кислоты, потребовалось 25 мл 2Н раствора щелочи. Определить эквивалентную массу кислоты
5. На нейтрализацию 0,943 г фосфорной кислоты (H_3PO_4) израсходовано 1,291 г КОН. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу кислоты
6. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58% кислорода. Вычислить эквивалентную и атомную массы этого элемента.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 3. Строение атомов

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 1 Атомно-молекулярное учение. Строение атомов. Химическая связь.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Электронной конфигурацией атома называется запись, отражающая распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням.

Структуру атомных энергетических уровней можно изобразить в виде электронных формул или энергетических диаграмм.

При написании электронных формул используется 2 квантовых числа n и l .

Например

1-й энергетический уровень - $1s$

2-й энергетический уровень - $2s2p$

3-й энергетический уровень - $3s3p3d$

4-й энергетический уровень - $4s4p4d4f$

При написании энергетических диаграмм каждая АО изображается в виде квантовой ячейки ($\square$), около которой ставятся номер уровня и символ подуровня.

Подуровни на каждом уровне смещены по высоте, т.к. энергия их различается. При этом, относительная энергия атомных орбиталей возрастает с увеличением n . Энергия орбиталей в многоэлектронных атомах зависит не только от притяжения электронов к ядру, но и от отталкивания их от остальных электронов, что вызывает изменение последовательности возрастания энергии орбиталей по сравнению с атомом водорода.

Порядок возрастания энергии атомных орбиталей в сложных атомах описывается правилом Клечковского.

1. Энергия орбиталей возрастает в соответствии с увеличением суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$).

2. При одинаковом значении суммы энергия меньше у орбитали с меньшим значением n .

В многоэлектронных атомах последовательность размещения электронов по уровням и подуровням осуществляется в строгом соответствии с 3 принципами квантовой механики:

- принцип минимума энергии;
- принцип Паули;
- правило Гунда.

Принцип минимума энергии отражает стремление любого атома находиться в основном (невозбужденном) состоянии. В связи с этим электрон в атоме всегда стремится занять наиболее низкий энергетический подуровень, т.е. подуровень с наименьшим значением энергии.

Для того, чтобы определить максимальное число электронов на одной атомной орбитали, используется принцип Паули:

В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором 4 квантовых чисел.

На одной орбитали не может быть более 2-х электронов.

Правило Гунда.

Устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально.

**Алгоритм построения электронной конфигурации атомов на примере тантала Ta⁷³
(6 период, 5 группа п/подгруппа)**

1. Исходя из положения в ПСЭМ находим число энергетических уровней и расписываем по подуровням

1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f 6s 6p 6d 6f

2. Характеризуем каждый подуровень значением главного и орбитального квантовых чисел, учитывая, что $l=0$ для s-подуровня, $l=1$ для p-подуровня, $l=2$ для d-подуровня и $l=3$ для f-подуровня:

	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f
<u>n</u>	1	2	2	3	3	3	4	4	4	4	5	5	5	5	6	6	6	6
<u>l</u>	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	0	1	2	3

3. Находим сумму главного и орбитального кв. чисел для каждого подуровня,

	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f
n+l	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	<u>6</u>	7	8	9

4. Исходя из 1-го и 2-го правил Клечковского заполняем подуровни вплоть до последнего уровня, т.е до $n+l=6$ и начинаем считать электроны.

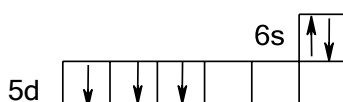
	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f	5s ²	5p ⁶	5d	5f	6s ²	6p	6d	6f
n+l	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	<u>6</u>	7	8	9

5. После заполнения 6s² имеем 56 электронов. Заполняем подуровни с $n+l=7$, т.е. 4f-подуровень и, наконец, 5d-подуровень получает 3 электрона:

1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f ¹⁴	5s ²	5p ⁶	5d ³	5f	6s ²	6p	6d
-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	-----------------	-----------------	-----------------	----	-----------------	----	----

6. Находим валентные электроны, т.е. **5d³6s²**. Валентными электронами называются те, которые находятся на последнем энергетическом уровне и те, которые заполняются последними при формировании электронной конфигурации.

Графическое изображение валентных электронов:



1. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает главное квантовое число n ? Напишите электронную формулу атома серебра. Какие значения принимает n в атоме серебра
2. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает орбитальное квантовое число l ? Какие значения может принимать l ? Напишите электронную формулу мышьяка.
3. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает магнитное квантовое число m ? Какие значения может принимать m ? Напишите электронную формулу цинка. Для каждого из электронов третьего квантового уровня атома цинка укажите значения главного, орбитального и магнитного квантовых чисел.
4. Какие значения принимает спиновое квантовое число s ? В чем заключается правило Хунда? Приведите графические схемы распределения электронов по квантовым ячейкам (орбиталям) в невозбужденных атомах марганца и сурьмы. Чему равна сумма спинов электронов в каждом из них
5. Используя правило Клечковского, расположите в порядке возрастания энергии подуровни $4p$, $4s$, $3d$. Составьте электронные формулы атомов калия, скандия, галлия. К каким электронным семействам они относятся?
6. Используя правило Клечковского, расположите в порядке возрастания энергии подуровни $4p$, $4s$, $3d$. Составьте электронные формулы атомов калия, скандия, галлия. К каким электронным семействам они относятся?
7. Выберите исходные данные в таблице 1 и приведите обоснованные ответы на вопросы.
 - 1) Напишите электронную формулу невозбужденного атома элемента с зарядом ядра A , приведите графическую схему распределения электронов по квантовым ячейкам (орбиталям).
 - 2) Укажите валентные электроны его атома (графически).

Табл. 1

№ задачи	элемент	A	№ задачи	элемент	A
1	$_{26}\text{Fe}$	56	6	$_{35}\text{Br}$	79
2	$_{53}\text{I}$	127	7	$_{42}\text{Mo}$	98
3	$_{25}\text{Mn}$	55	8	$_{24}\text{Cr}$	52
4	$_{28}\text{Ni}$	58	9	$_{16}\text{S}$	32

5	$_{27}\text{Co}$	59	10	$_{17}\text{Cl}$	35
---	------------------	----	----	------------------	----

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 4. Химическая термодинамика

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 2 Химическая термодинамика и кинетика.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Каждая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии, а область химии, изучающая тепловые эффекты химических процессов, называется термохимией.

Тепловым эффектом химической реакции называют количество выделенной или поглощенной теплоты при постоянных объеме или давлении и относят к 1 моль вещества.

Химические уравнения, в которых наряду с формулами веществ участвующих в реакции, указаны тепловые эффекты, **называют термохимическими**.

Например: $\text{C}_{\text{гр}} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 395 \text{ кДж}$. Реакция экзотермическая, т. е. идет с выделением теплоты.

В термодинамике $\Delta H = -Q$, т. е. энтальпия равна теплоте реакции с обратным знаком, т.е. изменение энтальпии рассматривает тепловой эффект по отношению к системе: если тепло выделяется, то система энергию теряет. В примере (см. выше) энтальпия уменьшилась на 395 кДж, поэтому тепловой эффект реакции $\Delta H = -395 \text{ кДж}$. В эндотермических реакциях $\Delta H > 0$.

Термохимические расчеты основаны на законе Гесса.

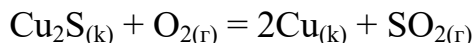
Тепловой эффект реакции зависит только от состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути перехода.

Следствие 1 Тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования ее продуктов за вычетом суммы теплот образования исходных веществ.

Теплота образования простых веществ, устойчивых в стандартных условиях равна 0 (H₂, Cl₂, N₂ и т. д.)

Пример. Какое количество теплоты выделится при кислородном обжиге сульфида меди (I) массой 1,00 кг, если при этом образуется медь и оксид серы (IV)?

Решение. Уравнение реакции:



Рассчитаем тепловой эффект реакции, который при изобарно-изотермических условиях равен изменению энтальпии реакции:

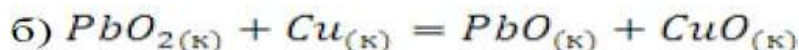
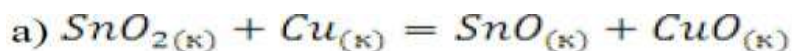
$$\Delta H^0 + \Delta_f H_{\text{SO}_2}^0 - \Delta_f H_{\text{Cu}_2\text{S}}^0 = -296,9 - 82,0 = -214,9 \text{ кДж}$$

Такое количество теплоты выделится при обжиге 1 моль Cu₂S, т. е. 159,1 г. В 1,00 кг Cu₂S содержится $n = 1000/159,1 = 6,29$ моль, следовательно, количество выделившейся теплоты:

$$Q = \Delta H^0 n = -214,9 \cdot 6,29 = -1352 \text{ кДж.}$$

Задачи.

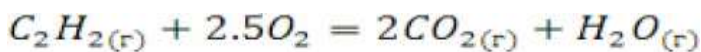
1. Рассчитайте ΔG_{298}^0 реакций



Возможно ли протекание этих реакций при стандартных условиях? Какой из оксидов — SnO₂ или PbO₂ — в большей степени проявляет окислительные свойства?

2. Сколько теплоты выделится при восстановлении оксида железа (III) массой 350 г металлическим алюминием? Возможно ли протекание этой реакции при 1600 К?

3. Реакция горения ацетилена выражается термохимическим уравнением:



$$\Delta H_{298}^0 = -1256 \text{ кДж}$$

Рассчитайте теплоту образования ацетилена. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании ацетилена объемом 2,60 м³ (объем приведен к нормальным условиям). Возможно ли протекание этой реакции при 1200 К?

4. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом до свободных металлов при 800 К: CuO, Al₂O₃, NiO? Почему?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 5. Химическая кинетика. Химическое равновесие

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 2 Химическая

термодинамика и кинетика.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Скоростью химического процесса называют изменения концентрации какого-либо из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы [моль/л сек].

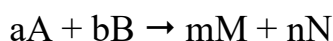
Факторы, влияющие на скорость химических реакций :

1. Природа реагирующих веществ
2. Концентрация реагирующих веществ
3. Температура
4. Давление
5. Катализаторы

Основной закон химической кинетики – **закон действующих масс:**

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорционально произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Для реакции:



Схематическое выражение закона действующих масс имеет вид:

$$V = k [A]^a [B]^b$$

где V- скорость, (моль/л. сек);

[A] и [B] - концентрации веществ A и B в моль/л

a и b - стехиометрические коэффициенты,

k – константа скорости реакции численно равная скорости реакции при концентрации реагирующих веществ равных 1 моль/л.

Температурная зависимость скорости реакции

С возрастанием температуры скорость химической реакции растет. В результате экспериментов Вант-Гофф установил правило:

При повышении температуры на каждые 10° скорость большинства реакций возрастает в 2-4 раза.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

γ - температурный коэффициент скорости реакции.

Более точно зависимость скорости реакции от температуры выражается уравнением Аррениуса

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

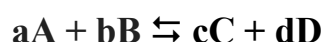
E_a – энергия активации, кДж/моль;

T – температура, R – универсальная газовая постоянная

A – предэкспоненциальный множитель, формально определяющий константу скорости реакции при нулевой энергии активации.

Реакции делятся на: *обратимые и необратимые*, при этом большинство известных реакций являются обратимыми. При обратимых реакциях ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью, т. е. такие реакции протекают не до конца.. В случае обратимых реакций наступает такой момент, когда скорость прямой и обратной реакций становятся одинаковыми. Такое состояние реагирующей системы называется **состоянием химического равновесия** и дальнейшего изменения концентраций участвующих в реакции веществ не происходят.

Например, для химической реакции в момент равновесия



математическим выражением закона действующих масс применительно к обратимым процессам является:

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

где K – константа равновесия данной реакции, которая не зависит от концентрации реагирующих веществ, а зависит только от температуры и природы реагирующих веществ.

Пример. В некоторый момент протекания гомогенной газовой реакции $A + 2B = D$ концентрации были равны (моль/л):

$$C_{A(1)} = 2,5; \quad C_{B(1)} = 1,5; \quad C_{D(1)} = 0,5$$

Каковы были исходные концентрации $C_{A(\text{исх})}$ и $C_{B(\text{исх})}$ перед началом реакции? Какими станут концентрации $C_{A(2)}$ и $C_{D(2)}$, когда прореагирует 80% вещества В?

Решение. Перед началом реакции $c_{D(\text{исх})} = 0$. По уравнению реакции для получения $c_{D(1)} = 0,5$ израсходовано $\Delta c_{A(1)} = 0,5$ и $\Delta c_{B(1)} = 2 \cdot 0,5 = 1,0$.

Следовательно, исходные концентрации были

$$C_{A(\text{исх})} = C_{A(1)} + \Delta c_{A(1)} = 2,5 + 0,5 = 3,0;$$

$$C_{B(\text{исх})} = C_{B(1)} + \Delta c_{B(1)} = 1,5 + 1,0 = 2,5.$$

Прореагировало 80 % В, т. е. $\Delta C_{B(2)} = 2,5 \cdot 0,8 = 2,0$.

$$\text{Осталось: } C_{B(2)} = C_{B(\text{исх})} - \Delta C_{B(2)} = 2,5 - 2,0 = 0,5$$

Из уравнения реакции следует, что при этом прореагировало вдвое меньше вещества А, т. е. $\Delta C_{A(2)} = 0,5 \cdot 2,0 = 1,0$. Осталось $C_{A(2)} = C_{A(\text{исх})} - C_{A(2)} = 3,0 - 1,0 = 2,0$. Вещества D образовалось столько, сколько прореагировало А, т. е. $C_{D(2)} = 0,5 \cdot 2,0 = 1,0$.

Задачи и вопросы

В водном растворе установилось равновесие (см. табл.). Напишите выражения для константы равновесия. В каком направлении и почему сместится равновесие: а) при уменьшении pH; б) при увеличении pH; в) при разбавлении?

таблица

Номер задачи	Уравнение реакции
1	$Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \rightleftharpoons 2CrO_4^{2-} + H_2O$
2	$Ti^{4+} + H_2O \rightleftharpoons TiO^{2+} + 2H^+$
3	$V_2O_7^{4-} + H_2O \rightleftharpoons 2VO_3^- + 2OH^-$
4	$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

2. Перед началом реакции



Исходные концентрации были равны в моль/л:

$C_{NO(\text{исх})} = 1,50$; $C_{O_2(\text{исх})} = 0,50$. Какими станут концентрации C_{NO} и C_{NO_2} , когда концентрация O_2 будет равна 0,05? Во сколько раз уменьшится скорость реакции?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 6. Способы выражения концентрации растворов

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 3 Растворы электролитов и неэлектролитов. Реакции в растворах электролитов.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Известны различные способы выражения концентрации растворов, каждый из которых имеет преимущественные применения в той или иной области науки и техники.

Массовая доля (ω) – отношение массы данного компонента в растворе к массе всего раствора. Обычно выражается в процентах.

$$\omega = \frac{m_B}{m_{p-pa}} \cdot 100\%$$

где m_B - масса растворенного вещества

$$m_{\text{раствора}} = m_{\text{вещества}} + m_{\text{растворителя}} ; \quad m_{\text{раствора}} = V \rho$$

Из других единиц измерения встречается промилле.

Молярная концентрация (молярность раствора, M) – определяется числом молей растворенного вещества в 1 л раствора.

$$C_M = \frac{n_{B-ва}}{V_{p-pa}} = \frac{m_{B-ва}}{M_{B-ва} \cdot V_{p-pa}}, \text{ моль / л}$$

где $n_{B-ва} = \frac{m_{B-ва}}{M_{B-ва}}$, $M_{B-ва}$ – молярная масса растворённого вещества, г / моль.

Моляльная концентрация (моляльность, m) определяется числом молей растворенного вещества в 1 кг растворителя.

$$C_m = \frac{n_B}{m_A} = \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_A}, \text{ моль / кг}$$

m_A - масса растворителя (кг), n_B число молей растворенного вещества

Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента) (нормальность, N) определяется числом эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора.

$$C_N = \frac{n_{\text{экв}(B)}}{V_{p-pa}} = \frac{m_B}{M_{\text{экв}(B)} \cdot V_{p-pa}}, \text{ моль – экв / л}$$

где $n_{\text{экв}(B)}$ – количество эквивалентов вещества B , моль – экв;
 $M_{\text{экв}(B)}$ – молярная масса эквивалента, моль – экв / л.

Задачи и вопросы

1. Сколько литров 2,5%-ного раствора NaOH плотностью 1,03 г/см³ можно приготовить из 80 мл 35%-ного раствора плотностью 1,38 г/см³?

2. Сколько миллилитров 9,5%-ного раствора Na₂CO₃ ($\rho = 1,10$ г/см³) следует добавить к 100 г воды для получения 3%-ного раствора?

3. Вычислить молярность, моляльность и нормальность 16%-ного раствора $AlCl_3$ плотностью $1,15 \text{ г/см}^3$.

4. Сколько граммов Na_2SO_4 необходимо растворить в 600 г воды, чтобы получить 8%-ный раствор Na_2SO_4 ? Какова моляльность полученного раствора?

5. Определить массовую долю и моляльность раствора, полученного при смешивании 50 г 40% -ного раствора KOH и 500 г 9%-ного раствора KOH.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 7. Гидролиз солей

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 3 Растворы электролитов и неэлектролитов. Реакции в растворах электролитов.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Гидролизом называется обменная реакция веществ с водой при которой происходит изменение концентрации ионов водорода (H^+), т. е. pH раствора.

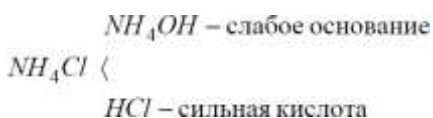
Гидролиз протекает только в тех случаях, когда из ионов соли и молекул H_2O может образоваться хотя бы одно слабодиссоциирующее или малорастворимое вещество.

Гидролизу подвергаются только те соли, в состав которых входят ионы слабой кислоты или ионы слабого основания.

Соли, образованные сильными основаниями и сильной кислотой гидролизу не подвергаются.

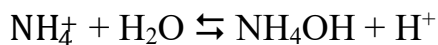
В зависимости от характера солей различают 3 типа гидролиза:

1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (NH_4Cl , $SnCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $CuSO_4$). В этом случае гидролиз идет по катиону соли. Рассмотрим гидролиз хлорида аммония: $NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$



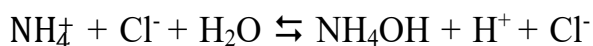
Реакции гидролиза следует записывать в трех формах:

Сокращенное ионное уравнение, которое как раз и демонстрирует химическое взаимодействие катиона соли и молекул воды:

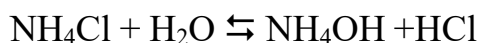


В результате этой реакции ионы OH^- связываются с катионом, образуя слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются в растворе и создают кислую среду ($\text{pH} < 7$).

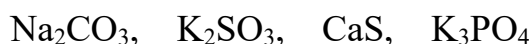
Полное ионное уравнение



Молекулярное уравнение



2. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой



3. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, а также при смешивании солей

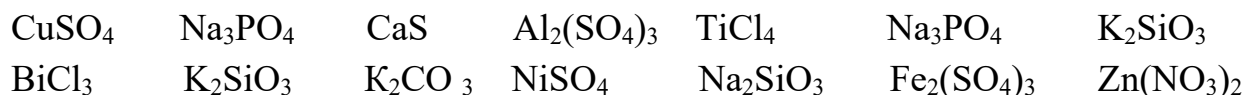


При составлении ионно-молекулярных уравнений гидролиза необходимо:

1. Записать уравнение диссоциации соли.
2. Определить природу катиона и аниона (т. е. найти катион слабого основания или анион слабой кислоты).
3. Записать ионно-молекулярное уравнение реакции учитывая, что вода слабый электролит и что сумма зарядов должна быть одинаковой в обеих частях уравнения, далее написать сокращенное ионное уравнение и, наконец, молекулярное уравнение.

Задачи и вопросы

Написать в молекулярном и ионном виде ступенчатый гидролиз соли и определить реакцию среды:



ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 8. Окислительно-восстановительные реакции

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 4 Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические системы.

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Все химические реакции можно разделить на 2 типа. К первому из них относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, а ко второму типу относятся реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ.

Степень окисления атома относится к основным понятиям химии и введено для характеристики состояния атома в соединении. Степень окисления - это тот электрический заряд, который возник бы на атоме, если бы электронные пары, которыми он связан с другими атомами в молекуле, перешли к более электроотрицательным атомам, а электронные пары, принадлежащие одинаковым атомам, были бы между ними поделены.

При определении степени окисления атомов в соединениях необходимо знать следующие правила:

1. Водород в подавляющем большинстве соединений (кроме гидридов NaH , CaH_2 , и др.) и щелочные металлы проявляют степень окисления + 1.
2. Кислород во всех соединениях, за исключением пероксидов и фторида кислорода, обладает степенью окисления (-2).
3. Степень окисления атомов в простых веществах - молекулах и твёрдых аморфных или кристаллических структурах - равна 0.
4. Алгебраическая сумма произведений чисел атомов на их степень окисления в молекулах равна 0, а в сложном ионе - заряду иона.
5. Степень окисления может представлять собой и дробное число.

Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из процесса окисления и восстановления.

Вещества, которые присоединяют электроны называются **окислителями**, а вещества, которые отдают их - **восстановителями**. В процессе реакции окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется.

В настоящее время применяется два метода составления уравнений ОВР:

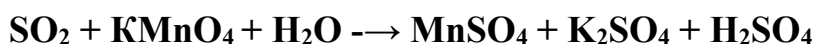
- 1) Метод электронного баланса
- 2) Метод полуреакций.

Более подробно рассмотрим метод электронного баланса, при котором учитывается:

1. Сумма электронов, отдаваемых всеми восстановителями, равна сумме электронов принимаемых всеми окислителями.
2. Число одноимённых атомов в левой и правой частях уравнения одинаково.

Алгоритм составления уравнений ОВР.

1. Составить схему реакций с указанием исходных и образующихся веществ:

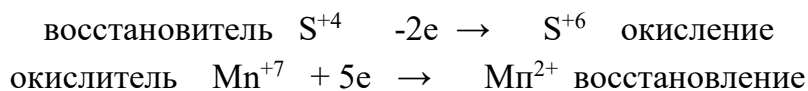


Определить среду реакции (нейтральная)

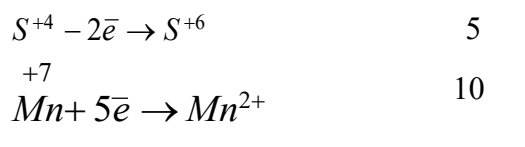
2. Определить степени окисления атомов в молекулах



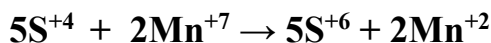
3. Определить число электронов, приобретаемых или отдаваемых атомами или ионами, и найти восстановитель и окислитель:



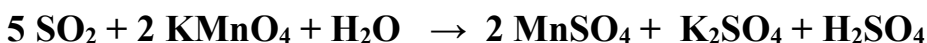
4. Уравнять число присоединённых и отданных электронов на основе наименьшего общего кратного (10) для коэффициентов в процессах окисления и восстановления:



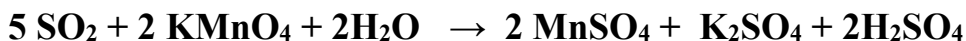
5. С учетом коэффициентов, сложить левые и правые части уравнений



6. Исходя из электронного баланса, перенести в молекулярное уравнение реакции полученные коэффициенты перед соответствующими соединениями:



7. Расставить коэффициенты в молекулярном уравнении реакции:



8. Проверить правильность уравнения :

1) по металлам 2) по неметаллам 3) по водороду 4) по кислороду.

Задачи

1. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{KMnO}_4 + \text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} = \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Mg} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{KOH} + \text{NH}_4\text{OH}$
5. $\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} = \text{Bi} + \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{HCl} + \text{Al} = \text{MoCl}_2 + \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{KBr}$
10. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ 8. Классификация и номенклатура органических соединений

Цель: Целью практического занятия является закрепление знаний, приобретение умений и практических навыков по разделу 5 Основы органической химии. Основы аналитической химии. Химический и физико-химический анализ

Формируемые компетенции: знание основных законов химии, свойств химических элементов и их соединений, умение использовать основные химические законы и методы исследования веществ, а также выбирать методы построения химических моделей при решении прикладных задач.

Актуальность темы: Актуальность практического занятия состоит в том, что знания, умения и навыки, полученные в ходе работы, будут использованы для освоения последующих дисциплин, выбора оптимальных технологий и параметров в производственной деятельности.

Теоретическая часть

Органические соединения делят на три большие группы (ряды) в зависимости от строения углеродного скелета.

1. **Ациклические соединения** (соединения алифатического, жирного ряда) – углеродный скелет состоит из открытой цепи атомов углерода.

2. **Карбоциклические соединения** – углеродный скелет состоит из цепей атомов углерода, замкнутых в цикл. Эта группа делится на две подгруппы – алициклические и ароматические.

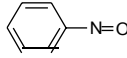
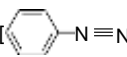
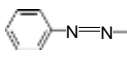
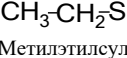
3. **Гетероциклические соединения** – циклические соединения, в состав циклов которых входят наряду с атомами углерода атомы других элементов периодической системы.

Внутри каждой из этих групп соединения классифицируют по классам согласно соответствующим функциональным группам, присутствующим в соединении.

Функциональными группами называют атомы (заместители) или группы атомов, обуславливающие особенности химического поведения данной группы органических соединений и определяющие принадлежность этой группы соединений к соответствующему классу.

Таблица 1.1 - Наиболее распространенные функциональные группы и классы органических соединений

Название класса	Функциональная группа	Название группы	Общая формула	Отдельный представитель
1	2	3	4	5
Галогенопроизводные	-F, -Cl, -Br, -J	галоген/галогенид	R-Hal	CH ₃ Cl хлорметан
Спирты, фенолы	-OH	гидрокси/ол	R-OH	CH ₃ OH метанол
Простые эфиры	-OR	алкокси/эфир	Ar-OH	C ₆ H ₅ -OH фенол
Альдегиды	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$	оксо/аль (карбальдегид)	R-O-R'	CH ₃ -O-C ₂ H ₅
Кетоны	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—} \end{smallmatrix}$	оксо/он	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$	$\text{H}_3\text{C—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ этаналь
Карбоновые кислоты	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$	карбоксо/овая кислота	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1 \end{smallmatrix}$	$\text{H}_3\text{C—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \end{smallmatrix}$ ацетон
Сложные эфиры	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OR} \end{smallmatrix}$	алкоксикарбонил/оат	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$ уксусная к-та
Галогенангидриды кислот	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Hal} \end{smallmatrix}$	галоформил/оилгалогенид	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OR}_1 \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OC H}_2 \text{CH}_3 \end{smallmatrix}$ этилэтанойт
Ангидриды кислот	$\begin{smallmatrix} \text{O} & \text{O} \\ \parallel & \parallel \\ \text{—C} & \text{—O—C—} \end{smallmatrix}$	-/ангидрид	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Hal} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Cl} \end{smallmatrix}$ хлористый ацетил
Амиды кислот	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$	карбамоил/амид	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O—C—R} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{smallmatrix}$
Нитрилы	$\text{—C}\equiv\text{N}$	циан/нитрил (карбонитрил)	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$ ацетамид
Нитросоединения	—NO_2	нитро/-	$\text{R—C}\equiv\text{N}$	CH ₃ —C≡N ацетонитрил
Амины		амино/амин	R—NO ₂	CH ₃ —NO ₂ нитрометан
			R—NH ₂	CH ₃ —NH ₂

Изонитрилы	$-\text{NH}_2$	изонитрил/ карбиламин	$\text{R}-\text{N}\equiv\text{C}$	метиламин $\text{CH}_3-\text{N}\equiv\text{C}$ Изонитрилметан
Нитрозосоединения	$-\text{N}\equiv\text{C}$	нитрозо/-	$\text{R}-\text{N}=\text{O}$	 нитробензол
Диазониевые соли	$-\text{N}=\text{O}$	-/дiazоний X⁻	$[\text{Ar}-\text{N}\equiv\text{N}]^+\text{X}^-$	 Фенилдиазоний хлорид
Азосоединения	$[-\text{N}\equiv\text{N}]^+\text{X}^-$	азо/-	$\text{Ar}-\text{N}=\text{N}-\text{Ar}$	 Азобензол
Сульфиды	$-\text{N}=\text{N}-$	-/сульфид	$\text{R}-\text{S}-\text{R}_1$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{S}-\text{CH}_3$ Метилэтилсульфид
Сульфоновые кислоты	$-\text{SH}$	Сульфо/сульфоновая кислота	$\text{R}-\text{SO}_3\text{H}$	 Сульфобензол
	$-\text{S}(=\text{O})_2\text{OH}$			

Если в соединениях имеются несколько различных функциональных групп, то такие соединения называются соединениями со смешанными функциями или гетерофункциональными

Наиболее простыми классами соединений каждого ряда являются углеводороды. Заменяя атомы водорода в углеводородах на другие атомы или функциональные группы переходят к другим классам органических соединений данного ряда. Внутри каждого класса проводится деление на гомологические ряды.

Гомологическим рядом называют бесконечный ряд веществ отличающихся друг от друга на любое число групп $-\text{CH}_2-$ (**гомологическую разность** $(\text{CH}_2)_n$), имеющих сходное строение и, следовательно, сходные химические свойства.

Общие понятия о номенклатуре органических соединений

Химическая номенклатура – это система названий химических соединений, правила построения этих названий. Известны три, используемые в настоящее время, номенклатуры органических соединений: тривиальная, рациональная и официальная научная номенклатура – ИЮПАК, которая и будет рассмотрена более подробно.

В основу названия соединения по этой номенклатуре положена углеродная цепь молекулы, содержащая максимальное число функциональных групп.

Для построения названия по номенклатуре ИЮПАК необходимо основываться на следующих понятиях:

1. Углеродной цепью называется последовательное соединение атомов углерода друг с другом. В составе цепи находятся углеродные атомы, которые разделяют на первичные, вторичные, третичные и четвертичные. Первичными

углеродными атомами называют те углеродные атомы, которые затрачивают на соединение с другими углеродными атомами 1 валентность (1 σ -связь), вторичными – две, третичными – три, четвертичными – четыре. Углеродная цепь начинается первичным углеродным атомом, первичным и заканчивается.

2. Названия одновалентных радикалов обычно производят от названий соответствующих предельных углеводородов заменой суффикса **ан** на **ил** (этан – этил), либо добавлением суффикса **ил** к названию непредельного углеводорода (этен – этенил).

3. а) Для построения названия разветвленного изомера выбирают самую длинную углеродную цепь. Выбранная цепь нумеруется с того конца, где ближе расположены радикалы-заместители.

б) Первыми в названии перечисляются заместители в алфавитном порядке с указанием положения их в цепи цифрой. Если имеются одинаковые заместители, то их называют одновременно с указанием положения каждого из них цифрой, а количества – словом.

в) Последним в названии указывается углеводород, соответствующий выбранной цепи:

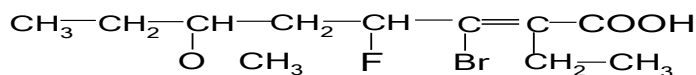
4. Для непредельных углеводородов выбирают самую длинную цепь, содержащую π -связи и нумеруют с того конца, где ближе расположена эта связь. Двойная связь при нумерации имеет предпочтение перед тройной связью и радикалом.

Для обозначения двойной связи используют суффикс «ен», а для тройной – «ин», причем цифрой показывают у какого углеродного атома начинается π -связь.

5. Для названия соединений содержащих функциональные группы за основу выбирается самая длинная углеродная цепь, содержащая функциональные группы. Нумерация цепи зависит от природы функциональной группы. Основные функциональные группы в порядке уменьшения старшинства можно расположить следующим образом:

-COOH, -SO₃H, -COOR, -CONH₂, -CN, -CHO, =C=O, -OH, -SH, -NH₂, -C=C-, -C $\equiv$ C-, -R, -OR, -NO₂, J, Br, Cl, F.

Функциональная группа в названии может быть обозначена префиксом или суффиксом. Если в молекуле присутствуют различные функциональные группы, то суффиксом обозначается старшая. В этом случае за основу выбирается цепь, содержащая максимальное количество функций (родоначальная структура):

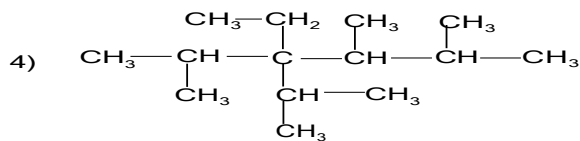
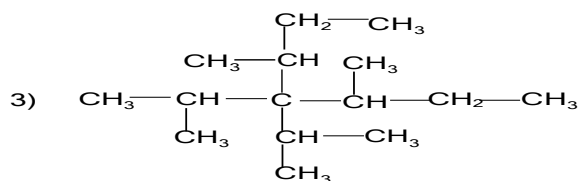
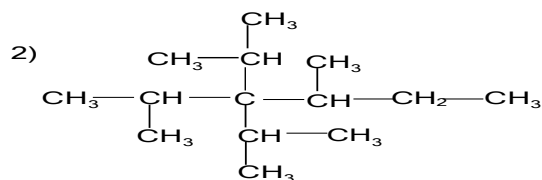
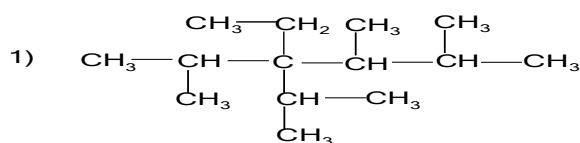


2-этил-6-метокси-3-бром-4-фтор-2-октенная кислота

Перечисление радикалов и функциональных групп в виде приставок осуществляется в порядке убывания старшинства.

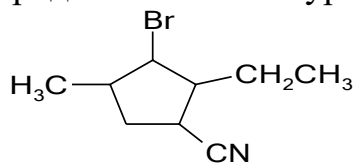
Задачи и вопросы.

1. Составить формулу 2-метил-4-этилгексана и привести в ответе число атомов водорода, содержащихся в молекуле этого соединения.
2. Составить формулу 2,2-диметилбутана и привести в ответе число атомов углерода и водорода, содержащихся в молекуле этого соединения.
3. Сколько атомов углерода и водорода в молекуле триметил-втор-бутилметана?
4. Сколько атомов углерода и водорода в молекуле триметилпропилметана?
5. Укажите структурную формулу ди-изопропилди-втор-бутилметана



6.

Назовите соединение по международной номенклатуре:



Перечень основной литературы

- Егоров, В. В.
 Общая химия Электронный ресурс / Егоров В. В. : учебник для вузов. - 2-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 192 с. - ISBN 978-5-8114-6936-9
- Ахметов, Н. С.
 Общая и неорганическая химия Электронный ресурс / Ахметов Н. С. : учебник для вузов. - 12-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 744 с. - ISBN 978-5-8114-6983-3
- Пресс, И. А.
 Общая химия Электронный ресурс / Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 496 с. - ISBN 978-5-8114-7073-
- Пресс, И. А.
 Органическая химия Электронный ресурс / Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 432 с. - ISBN 978-5-8114-7074-7
- Барковский, Е. В.
 Общая химия Электронный ресурс : Учебное пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. Г. Петрушенко. - Общая химия, 2021-10-06. - Минск : Вышэйшая школа, 2013. - 641 с. - Книга находится в премиум-версии ЭБС IPR BOOKS. - ISBN 978-985-06-2314-0

Дополнительная литература:

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии : учеб. пособие для вузов / З. Е. Гольбрайх, Е. И. Слов. - 6-е. изд. - М. : АСТ-Астрель, 2004. - 383 с. - (Высшая школа). - Гриф: Доп. МО. - Прил.: с. 351-374
2. Химия Электронный ресурс: практикум / С.Н. Соловьева / А.В. Поволоцкий / А.В. Серов / В.П. Тимченко. - Ставрополь : Северо-Кавказский федеральный университет, 2015. - 225 с. - Книга находится в базовой версии ЭБС IPRbooks.
3. Химия: лабораторный практикум / Министерство образования и науки Российской Федерации; Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Северо-Кавказский федеральный университет» ; авт.-сост. В. П. Тимченко ; авт.-сост. А. В. Серов ; авт.-сост. А. В. Поволоцкий ; авт.-сост. С. Н. Соловьева. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 225 с. : ил. - <http://biblioclub.ru/>.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания
по выполнению лабораторных работ
по дисциплине «Химия»
для специальности 21.05.03 Технология геологической разведки

Ставрополь
2026

ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения дисциплины «Химия» является формирование набора общепрофессиональных компетенций ОПК-3, у студентов по направлению подготовки 21.05.02 «Прикладная геология»

Введение

Основная задача пособия заключается в проведении опытов, иллюстрирующих основные представления и законы химической науки. Авторы старались показать основные закономерности химических процессов, свойства и реакции взаимодействия важнейших веществ, не прибегая к сложной аппаратуре, и, с другой стороны, избежать постановки работ, сводящихся к одним лишь пробирочным испытаниям. Отдельные работы предполагают возможность инновационных форм проведения занятия, в частности мастер-класс, проводимый преподавателем или лаборантом.

Каждая лабораторная работа рассчитана на 2-х часовое занятие. Работы группируются в соответствии с содержанием учебных программ по дисциплине «Химия».

Выполнение определенной группы работ предполагает реализацию студентами общекультурных и профессиональных компетенций. Описание того, как компетенции реализуются по компонентам (знать, уметь, владеть) приводится к каждой лабораторной работе и отвечает ее целям и содержанию.

Оглавление

Введение.....	2
Оглавление.....	3
Работа 1. Техника безопасности в химической лаборатории.....	4
Химическая посуда.....	
Работа 2. Определение эквивалента металла	
Работа 3. Скорость химических реакций	67
Работа 4. Приготовление растворов заданной концентрации	83
Работа 5. Гидролиз солей	112
Работа 6. Окислительно-восстановительные реакции.....	124
Работа 7. Гальваническая пара. Электрохимическая коррозия металлов	133
Работа 8. Качественные реакции катионов и анионов.	
Работа 9. Алифатические углеводороды. Синтез и химические свойства предельных и непредельных углеводородов	142 149
Список рекомендуемой литературы	

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Цель работы. Усвоить правила работы и поведения в химической лаборатории, правила техники безопасности, меры предупреждения и предотвращения несчастных случаев.

Теоретическая часть

Знание правил работы в химической лаборатории и прохождение первичного инструктажа по технике безопасности является обязательным условием для допуска студента к выполнению лабораторной работы.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: правила поведения, содержания рабочего места и техники безопасности при работе в химической лаборатории; Особенности работы с концентрированными веществами (кислотами, щелочами) и сильными окислителями;

Уметь: безопасно обращаться с основными приборами, химическим оборудованием, химическими реактивами;

– пользоваться средствами пожаротушения.

Владеть: методами безопасной работы в химической лаборатории;

– навыками работы с лабораторным оборудованием;

– методами работы с электронагревательными приборами и другими электрическими приборами, спиртовками;

– приемами оказания первой помощи.

Оборудование и материалы

Химическая лаборатория с комплектом необходимого оборудования: вытяжной шкаф с принудительной вентиляцией, лабораторные столы с подсветкой и электрическими розетками на 220 и 12 В, лабораторные стулья, мойки, средства защиты, специализированные шкафы для хранения химреактивов.

Указания по порядку выполнения работы

Внимательно изучите следующие указания и распишитесь в журнале по технике безопасности (получить у лаборанта).

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Студенты, не знающие правил работы с отдельными приборами, а также правил техники безопасности или сознательно нарушающие их, к работе в лаборатории не допускаются.

2. Во время работы в химической лаборатории соблюдайте тишину, чистоту и порядок. С первых дней работы в лаборатории студент должен выработать в себе самостоятельность и серьезное отношение ко всем процессам лабораторного эксперимента, что включает теоретическую и практическую подготовку, подготовку химических реактивов, расчет данных и проведение самого опыта.

3. Не приступайте к работе без разрешения преподавателя или дежурного лаборанта.

4. При работе в лаборатории строго запрещается выполнять опыты, не предусмотренные лабораторным практикумом.

5. Запрещается работать в лаборатории одному.

6. Работайте в лаборатории стоя.

7. Работать студент должен за закрепленным за ним рабочим местом.

8. Не допускайте попадания химических реактивов на кожу и одежду.

9. Экономьте реактивы, газ, воду, электричество.

10. Реактивы общего пользования не уносите на свои рабочие места. Если нет указаний по дозировке реактивов для данного опыта, то берите их в минимальном количестве.

11. Аккуратно и осторожно обращайтесь с химической посудой, приборами и реактивами. Если посуда оказалась разбитой сдайте ее дежурному лаборанту.

12. Во время проведения опыта пользуйтесь только дистиллированной водой.

13. Не путайте пробки от склянок с разными реактивами. Сухие реактивы нужно брать только чистым шпателем, неизрасходованные реактивы не высыпайте (не выливайте) в те склянки, из которых они взяты.

14. При использовании реактивов и препаратов внимательно читайте

надписи на этикетках. Пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными этикетками категорически запрещается.

15. Не работайте с грязной посудой, сами не оставляйте ее немытой.

16. Не пускайте прибор без предварительной проверки. Не оставляйте включенный прибор без присмотра.

17. Не выносите из лаборатории приборы, реактивы, посуду.

18. Особую осторожность соблюдайте при работе с ядовитыми и вредными веществами: с концентрированными кислотами и щелочами. Работу с ними проводите только в вытяжном шкафу, окна которого должны быть открыты не более чем на одну треть.

19. Не выливайте в раковины остатки кислот, щелочей, огнеопасных жидкостей и т.д. Сливайте эти вещества в специальные склянки, помещенные в вытяжной шкаф. Не бросайте в раковину бумагу, песок, металлы и др. твердые вещества.

20. Осторожно, внимательно работайте с газовыми горелками, т.к. они являются источниками возникновения пожара. Соблюдайте правила пользования газовыми горелками (см. раб. № 3).

21. При нагревании или кипячении жидкости (особенно с осадком) на газовой горелке или спиртовке во избежание разбрызгивания нагревать верхнюю часть пробирки, при этом держать отверстием от себя и работающих рядом.

22. При взвешивании сухих реактивов не высыпайте их прямо на чашку весов. Взвешивайте на часовом стекле или на фильтровальной бумаге.

23. Запрещается курить и принимать пищу в химической лаборатории.

24. Не пробуйте на вкус какие-либо реактивы и препараты. Со всеми веществами в лаборатории обращайтесь, как с более или менее токсичными.

25. Во время работы надевайте халат: имейте в лаборатории мыло и полотенце. После окончания работы тщательно вымойте руки с мылом.

26. При всех несчастных случаях сразу же обращаться к преподавателю или к дежурному лаборанту.

27. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли газ, вода, электричество.

ОСОБЫЕ МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ

И ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ НЕСЧАСТНЫХ СЛУЧАЯХ

1. Запрещается проводить на рабочих столах опыты, сопровождающиеся выделением легколетучих токсичных веществ: аммиака, брома, хлора, йода, оксидов азота, оксида углерода (II), оксида серы (IV), сероводорода и др.

2. При разбавлении концентрированной серной кислоты лейте кислоту в воду, а не наоборот (в противном случае первые порции воды, смешиваясь с кислотой, вскипают, разбрызгиваясь во все стороны).

3. Разбавлять концентрированную серную кислоту, а также готовить хромовую смесь или производить другие операции, связанные с выделением большого количества теплоты, нужно только в посуде из толстостенного стекла или фарфора.

4. Попавшие на открытые участки тела брызги концентрированной кислоты быстро сотрите тканью или фильтрованной бумагой, хорошо впитывающей влагу, смойте большим количеством воды, после чего промойте пораженный участок 2-5%-ным раствором пищевой соды. Щелочь смывайте водой до тех пор, пока не исчезнет ощущение скользкости. Затем нейтрализуйте 1%-ным раствором борной кислоты.

5. При случайном попадании реактивов внутрь, рекомендуется выпить побольше воды. Наряду с этим необходимо: а) при отравлении кислотами выпить стакан 2% раствора двууглекислой соды; б) при отравлении щелочами выпить стакан 2% уксусной или лимонной кислоты.

6. Опыты с бромом проводите только в вытяжном шкафу, не допуская вдыхания его паров. Остерегайтесь попадания на открытые участки тела капель брома, ибо они вызывают сильные труднозаживающие ожоги. В случае попадания брома на открытые участки тела промойте обожженное место концентрированным раствором тиосульфата натрия.

7. При случайном вдыхании паров брома необходимо понюхать разбавленный раствор аммиака (нашатырного спирта), а затем выйти на свежий воздух, сделать искусственное дыхание и вызвать врача.

8. Работая со щелочами, с щелочными металлами надевать защитные очки.

9. Аммиачный раствор серебра готовьте перед опытом в количестве, необходимом для работы, поскольку при хранении раствор может взрываться в

результате образования гремучего серебра.

10. Работайте с легко воспламеняющимися жидкостями и газами вдали от открытого огня, чаще всего в специально оборудованных вытяжных шкафах. Для тушения воспламенившегося спирта, эфира или других растворителей, пользуйтесь песком, засыпая им пламя.

11. При появлении ожогов пораженное место смочите концентрированным раствором перманганата калия ($KMnO_4$) или приложите вату, смоченную этиловым спиртом.

12. При неосторожном изгибании трубок, возможен порез и ранения. При порезах в первую очередь нужно удалить из раны осколки, края раны дезинфицировать 3%-ным спиртовым раствором йода, а затем наложить стерильную повязку, при сильных кровотечениях следует наложить выше раны жгут и вызвать врача или направить пострадавшего в медпункт университета (поликлинику).

13. В случае воспламенения одежды не следует бежать, надо набросить на пострадавшего противопожарное полотно, халат и т.п.

РАБОЧЕЕ МЕСТО СТУДЕНТА

Для выполнения лабораторного практикума за каждым студентом закреплено рабочее место (часть лабораторного стола). На каждое рабочее место выдается штатив пробирок и предметы индивидуального пользования.

С самого начала работы студент должен правильно использовать свое рабочее место, т.е. рационально на нем размещать приборы, посуду, рабочий журнал, в котором делаются необходимые записи. Рабочее место содержать в чистоте и порядке, не загромождать его посторонними предметами.

Чистота посуды и рабочего места является залогом успешного проведения всех опытов и экспериментов. Чем выше культура студента, тем аккуратнее его рабочее место, тем более правильными будут полученные им результаты.

При выполнении лабораторной работы пользуйтесь своими наборами посуды и реактивов, а при отсутствии чего-либо обращайтесь к лаборанту. Не берите недостающие реактивы или посуду с других горок. Не забывайте так же о том, что, выполняя различные опыты с концентрированными кислотами, щелочами,

токсичными и сильнопахнущими летучими соединениями, работу необходимо проводить в вытяжном шкафу.

Находясь на своем рабочем месте, не создавайте неудобств для своих товарищей, не отвлекайте их от работы и громко не разговаривайте.

После окончания всей запланированной работы уберите свое рабочее место, а также в вытяжном шкафу, где проводили отдельные опыты.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные правила поведения в химической лаборатории.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Перечислите правила работы с реактивами.
2. Какие жидкости относятся к легковоспламеняющимся? Перечислите правила работы с легковоспламеняющимися жидкостями.
3. Куда следует сливать агрессивные жидкости?
4. Как приготовить разбавленный раствор серной кислоты из концентрированной кислоты?
5. Почему нельзя греть раствор в толстостенной посуде?

Вопросы к защите лабораторной работы

Выберите один из вариантов ответа.

1. Почему твердую щелочь нельзя брать руками

- | | |
|------------------------|---------------------------------------|
| 1. Плавится в руках | 3. Все указанное в предыдущих пунктах |
| 2. Происходит ожог рук | 4. Пачкаются руки |

2. Почему нельзя пробирку с раствором нагревать в одном месте?

1.	Раствор плохо нагревается	3.	Раствор долго не закипает
2.	Может произойти выброс жидкости	4.	Пробирка начнет плавиться

3. Для чего используются вытяжные шкафы?

1.	Для безопасной работы	3.	Для всего указанного в предыдущих пунктах
2.	Для хранения агрессивных жидкостей	4.	Для хранения дистиллированной воды

4. Где хранятся концентрированные кислоты?

1.	На лабораторных столах	3.	В вытяжных шкафах
2.	В металлических ящиках	4.	В прохладных помещениях

5. Почему нельзя на рабочем месте собирать много реактивов?

1.	Можно перепутать реактивы	3.	Пачкается лабораторный журнал
2.	Создается беспорядок в работе	4.	Все указанное в предыдущих пунктах

6. Где хранятся ядовитые вещества?

1.	На лабораторных столах	3.	В прохладных помещениях
2.	В вытяжных шкафах	4.	В специальном закрытом ящике

7. Что нужно делать, если на пол пролита концентрированная серная кислота?

1.	Залить щелочью	3.	Засыпать песком и вынести
2.	Собрать кислоту стаканом	4.	Вытереть пол тряпкой

8. Как оказать первую помощь при порезе стеклом?

1.	Продезинфицировать раствором KMnO_4 или спирта	3.	Забинтовать
2.	Смазать йодом	4.	Все указанное в предыдущих пунктах

9. Как оказать первую помощь при отравлении щелочью?

1.	Пить раствор лимонной или уксусной кислоты	3.	Пить воду
2.	Пить раствор соды	4.	Пить кашицу из оксида магния

10. Как оказать первую помощь при ожогах паром второй степени?

1.	Промыть струей воды	3.	Наложить вату, смоченную этиловым спиртом
2.	Обработать 3-5% раствором KMnO_4	4.	Указанное в пунктах 2,3

11. Как оказать первую помощь при попадании кислоты в глаза?

1.	Промыть струей воды и 3%-ным раствором соды	3.	Промыть слабым раствором уксусной кислоты
2.	Промыть только водой	4.	Промыть 2%-ной борной кислотой

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

Цель работы. Ознакомиться с основными видами химической посуды, используемой для проведения химических экспериментов.

Теоретическая часть

Знание химической посуды необходимо для выполнения лабораторных работ.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: назначение и классификацию химической посуды;

– правила обращения, хранения, сушки химической посуды;

– правила мытья химической посуды;

– механические и химические методы очистки химической посуды.

Уметь: обращаться с лабораторной химической посудой;

– мыть химическую посуду;

– готовить растворы для очистки химической посуды;

Владеть:

– методами работы с химической посудой; методы использования ее по назначению;

– методами мытья и сушки химической посуды в соответствии с требованиями химического анализа.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Микрошпатель. Держатель для пробирок. Набор воронок.

Штатив с держателями для воронок. Набор фарфоровых химических кружек и стаканов. Набор стеклянных химических стаканов. Набор плоскодонных колб.

Набор конических колб. Набор мерных цилиндров и мензурок. Набор пипеток.

Штатив для пипеток. Набор бюреток. Штатив с держателем для бюретки. Набор мерных колб. Эксикатор. Выпарные чашки. Фарфоровая ступка. Капельницы.

Делительные воронки. Холодильник Либиха.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Получите у лаборанта комплект химической посуды и ознакомьтесь с ней согласно приведённым ниже указаниям.

1. Химическая посуда общего назначения

Пробирки представляют собой узкие цилиндрической формы сосуда с закругленным дном; они бывают различной величины и диаметра и из различного стекла.

Обычные лабораторные пробирки изготавливают из легкоплавкого стекла, но для особых работ, когда требуется нагревание до высоких температур, пробирки изготавливают из тугоплавкого стекла или кварца.

Кроме обычных, простых, пробирок, применяют также градуированные и центрифужные конические пробирки.

Для хранения пробирок, находящихся в работе, служат специальные деревянные, пластмассовые или металлические штативы (рис. 1а).



а



б

Рисунок 1. Штатив с пробирками (а) и внесение в пробирку порошкообразных веществ (б)

Пробирки применяют для проведения главным образом аналитических или микрохимических работ. При проведении реакций в пробирке реактивы не следует применять в слишком большом количестве. Совершенно недопустимо, чтобы пробирка была наполнена до краев.

Иногда в пробирку нужно ввести твердое вещество (порошки, кристаллы и т. п.), для этого используют микрошпатель (рис. 1б).

Для перемешивания налитых реактивов пробирку держат большим и указательным пальцами левой руки за верхний конец и поддерживают ее средним пальцем, а указательным пальцем правой руки ударяют косым ударом по низу

пробирки. Этого достаточно, чтобы содержимое ее было хорошо перемешано. Совершенно недопустимо закрывать пробирку пальцем и встряхивать ее в таком виде; при этом можно не только ввести что-либо постороннее в жидкость, находящуюся в пробирке, но иногда и повредить кожу пальца, получить ожог и пр. Если пробирка наполнена жидкостью больше чем на половину, содержимое перемешивают стеклянной палочкой.

Если пробирку нужно нагреть, ее следует зажать в держателе (рис. 2). При неумелом и сильном нагревании пробирки жидкость быстро вскипает и выплескивается из нее, поэтому нагревать нужно осторожно. Когда начнут появляться пузырьки, пробирку следует отставить и, держа ее не в пламени горелки, а около него или над ним, продолжать нагревание горячим воздухом. При нагревании открытый конец пробирки должен быть обращен в сторону от работающего и от соседей по столу.



Рисунок 2. Держатель для пробирок.

Химические стаканы представляют собой цилиндры различной емкости. Так же как и другую химическую посуду, стаканы делают из фарфора (рис. 3) и из химически стойкого стекла. Они бывают: с носиками и без носиков, фарфоровые стаканы – с ручками и без ручек, стеклянные – с делениями для приблизительного измерения объёма или без делений.

Нагревать стаканы на голом пламени нельзя – от этого они лопаются. Нагревание следует проводить только через асбестированную сетку, на водяной, или другой бане.



Рисунок 3. Фарфоровые стаканы

Плоскодонные колбы (рис. 4а) бывают самой разнообразной емкости, начиная от 50 мл и до нескольких литров, со шлифом и без шлифа на горле. Их изготавливают из обычного, а также из кварцевого и специальных сортов стекла.

Конические колбы (Эрленмейера) находят широкое применение при аналитических работах (титрование). Они бывают различной емкости, с носиками и без носиков, узкогорлые и широкогорлые, с делениями (приблизительными) и без них (рис. 4б).



а



б

Рисунок 4. Плоскодонные колбы (а) и конические колбы (б)

Нагревать колбы следует на пламени горелки только через асбестированную сетку или на какой-либо бане.

2. Мерная посуда

Мерные цилиндры — стеклянные толстостенные сосуды с нанесенными на наружной стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах (рис. 5а). Они бывают самой разнообразной емкости: от 5-10 мл до 1 л и больше. Чтобы отмерить нужный объем жидкости, ее наливают в мерный цилиндр до тех пор, пока нижний мениск не достигнет уровня нужного деления.



а



б

Рисунок 5. Мерные цилиндры (а) и мензурки (б)

Цилиндры, снабженные притертыми пробками. Обычно их применяют только лишь при специальных работах.

Кроме цилиндров, для той же цели употребляют мензурки (рис. 5б). Это сосуды конической формы, на стенке которых имеются деления. Они очень удобны для отстаивания мутных жидкостей, когда осадок собирается в нижней, суженной части мензурки.

Пипетки служат для точного отмеривания определенного объема жидкости. Различают пипетки для жидкостей и газовые пипетки.

Пипетки для жидкостей. Обычные пипетки (пипетки Мора) представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с расширением посередине. Нижний конец пипетки слегка оттянут и имеет диаметр около 1 мм. Пипетки бывают емкостью от 1 до 100 мл, в верхней части их имеется метка, до которой набирают жидкости.

Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления в 0,1 мл.

Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и вытягивают последнюю при помощи груши или ртом, но лучше при этом пользоваться специальными приспособлениями. Жидкость набирают ртом так, чтобы она поднялась на 2—3 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Очень полезно указательный палец слегка увлажнить, так как влажный палец более плотно закрывает пипетку. Когда пипетка наполнена, ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки; как только нижний мениск жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. При обращении со всеми видами пипеток нужно обязательно придерживаться следующих правил (рис. 6):

1. Пипетка при отборе жидкости всегда должна находиться в строго вертикальном положении.
2. При установке нижнего мениска на уровне черты глаз наблюдателя должен быть расположен в одной плоскости с меткой (метки на передней и задней стенках должны при этом сливаться в одну).

Если на конце пипетки после этого будет висеть капля, ее следует осторожно удалить. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того как жидкость вытечет, пипетку держат в течение еще 5 с прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси, после чего удаляют пипетку, не обращая внимания на оставшуюся в ней жидкость.

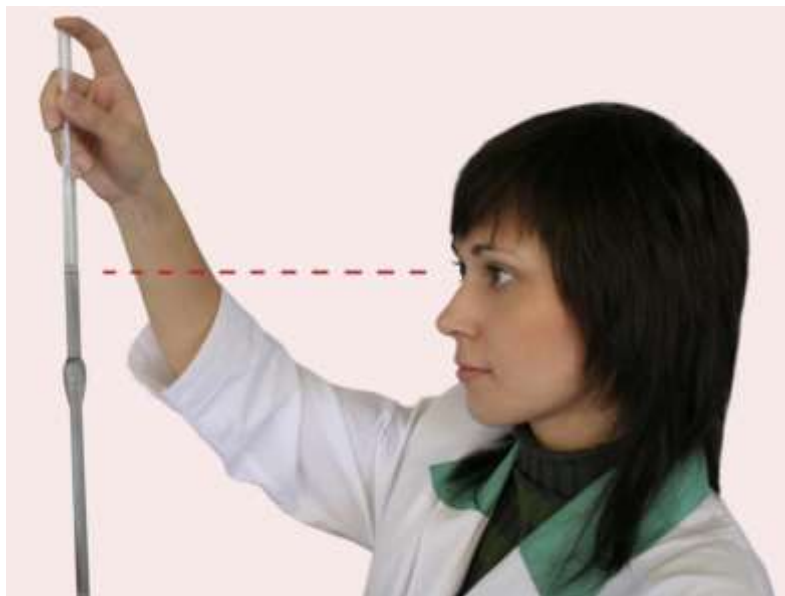


Рисунок 6. Положение пипетки при установке уровня жидкости

Никогда не следует стремиться выгонять остатки жидкости из пипетки выдуванием или нагреванием рукой расширенной части пипетки. При выливании раствора из пипетки в коническую колбу очень важно, чтобы раствор стекал именно по стенке и не разбрызгивался, так как в противном случае часть выливаемого раствора может остаться на стенке колбы и привести к погрешности измерения.

Для отбора растворов ядовитых веществ следует пользоваться или обычными пипетками с грушей, или пипетками, в верхней части которых выше метки имеется одно или два шарообразных расширения; раствор такой пипеткой отбирают также при помощи груши или другого приспособления.

Для отмеривания малых объемов жидкостей применяют микропипетки емкостью 1, 2, 3 и 5 мл. Микропипетки часто градуируют, они имеют деления в 0,01 мл, что позволяет делать отсчет с точностью 0,002-0,005 мл.

Градуированной пипеткой можно отбирать не только один определенный объем жидкости (как обыкновенными пипетками), но любой в пределах ее емкости. Жидкость набирают в пипетку до нужной метки (нижний мениск жидкости находится на уровне последней) и затем выливают ее, как обычно.

Пипетки должны быть всегда чисто вымытыми; их следует ставить в особый штатив и закрывать сверху маленькими пробирками или куском чистой фильтровальной бумаги. Если штатива в лаборатории нет, пипетки можно хранить в стеклянном цилиндре, на дно которого предварительно кладут

несколько слоев чистой фильтровальной бумаги, вырезанной кружками. После работы пипетку ополаскивают несколько раз дистиллированной водой и помещают в стеклянный цилиндр, каждый раз заменяя верхний слой фильтровальной бумаги свежим. Обычными пипетками нельзя отмеривать жидкости, вязкость которых заметно отличается от вязкости воды, например концентрированные кислоты, щелочи и т. п., так как объем отобранной жидкости не будет соответствовать указанному. Для отбора таких жидкостей пользуются специально прокалиброванными пипетками.

Бюретки применяют при титровании, для измерения точных объемов и пр. Различают бюретки объемные, весовые, поршневые, микробюретки и газовые.

Объемные бюретки. Это — стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженные краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесены деления в 0,1 мл, так что отсчеты можно вести с точностью до 0,02 мл.

Бюретки бывают двух типов: с притертым краном (слева) и бескрановые с оттянутым концом (справа), к которому посредством резиновой трубки присоединяют оттянутую в капилляр стеклянную трубку; резиновую трубку зажимают зажимом Мора или же внутрь ее закладывают стеклянную бусину.

В бюретки с краном можно наливать все жидкости за исключением щелочей, которые могут вызывать заедание притертого крана. Для работы со щелочами применяют бескрановые бюретки с резиновой насадкой.

Для работы в учебных лабораториях или в тех случаях, когда титрование проводят редко, и при всех временных работах бюретки укрепляют на лабораторных штативах в лапках.

Так как бюретки предназначены для очень ответственной работы — титрования, их следует содержать в особенной чистоте.

После работы бюретку следует вымыть водой и оставить ее в штативе, перевернув открытым концом вниз. Чтобы в бюретку не попадала пыль, ее лучше заткнуть кусочком ваты. У бюреток с краном нужно вынуть кран, обернуть его один раз куском чистой фильтровальной бумаги и снова вставить в бюретку. Если этого не сделать, шлиф может испортиться и кран будет протекать.

Для обычных работ кран у бюретки можно смазать очень тонким слоем вазелина, которым слегка смазывают шлиф и, поворачивая кран взад и вперед, добиваются равномерного распределения смазки.

Для того чтобы под бусинкой или палочкой не скапливался воздух, следует при титровании нажимать на верхнюю часть затвора, а не на нижнюю. Для сохранения затвора не следует оставлять бюретки без жидкости, в крайнем случае можно налить в них немного воды.

Бюретку устанавливают на нуль только после того, как работающий убедится, что в капилляре или кончике бюретки не осталось пузырьков воздуха.

Бюретку следует заполнять так, чтобы вначале уровень жидкости был несколько выше нулевого деления шкалы (до 3-4 см). Затем, осторожно приоткрывая кран, аккуратно устанавливают уровень жидкости на нулевое деление. Каждое титрование следует начинать только после заполнения бюретки до нуля. Уровень жидкости прозрачных растворов устанавливают по нижнему мениску, а непрозрачных — по верхнему.

Мерные колбы — необходимейшая посуда для большинства аналитических работ (рис. 7); они представляют собой плоскодонные колбы различной емкости; в большинстве случаев мерные колбы имеют пришлифованные стеклянные пробки. Однако часто применяют мерные колбы без пришлифованных стеклянных пробок. В таких случаях для закрывания мерных колб используют резиновые пробки соответствующего размера.



Рисунок 7. Мерные колбы

Различают узкогорлые и широкогорлые мерные колбы. Диаметр горла последних приблизительно в полтора раза больше по сравнению с узкогорлыми. На горле колбы имеется кольцевая метка, а на самой колбе вытравлено число, указывающее ее емкость в миллилитрах при определенной температуре. Приведенная емкость означает, что при данной температуре объем воды, налитой в колбу до метки, точно соответствует указанному. Объем вылитой из колбы воды будет несколько меньше помеченного, так как часть ее останется на стенках. Поэтому обычные мерные колбы не пригодны для отмеривания точного объема воды с последующим выливанием ее.

3. Посуда специального назначения

Эксикаторы — приборы, применяемые для медленного высушивания и для сохранения веществ, легко поглощающих влагу из воздуха. Эксикаторы закрывают стеклянными крышками, края которых притерты к верхней части цилиндра (рис. 8).

При работе с эксикатором необходимо следить, чтобы притертые части всегда были слегка смазаны вазелином или другой смазкой.

Если в эксикатор ставят горячие тигли, то вследствие нагревания воздуха крышка иногда приподнимается, при этом она может соскользнуть и разбиться. Поэтому, поместив горячий тигель в эксикатор и накрыв его крышкой, ее

некоторое время притирают, т. е. двигают вправо и влево. При остывании тигля внутри эксикатора создается небольшой вакуум и крышка держится очень плотно. Чтобы открыть эксикатор, нужно не поднимать крышку, а сначала сдвинуть ее в сторону, после чего она легко снимается.

В качестве водопоглощающих средств для снаряжения эксикаторов применяют различные поглотители.

Хлористый кальций применяют только прокаленный, в виде кусков, но ни в коем случае не пылевидный или мелкораздробленный. Эксикатор наполняют кусками хлористого кальция приблизительно на одну треть высоты его конической части.



Рисунок 8. Эксикатор.

Серная кислота концентрированная (95-96%). Чтобы уменьшить опасность разбрызгивания или расплескивания кислоты, коническую часть эксикатора следует заполнить песком, стеклянными шариками (стеклянная дробь) или кольцами Рашига диаметром 4 мм.

Силикагель и оксид алюминия (безводная). Для удобства наблюдения за состоянием адсорбентов к ним прибавляют немного хлористого кобальта.

Поэтому безводные силикагель и оксид алюминия окрашены в синий цвет, при поглощении влаги они приобретают розовую окраску.

Существуют вакуум-эксикаторы предназначенные для высушивания и хранения веществ в вакууме.

Выпарные чашки — тонкостенные стеклянные или фарфоровые сосуды различных диаметров и емкости (рис. 9а). Их применяют для перекристаллизации веществ и выпаривания растворов. Нагревать их можно только на водяной бане или в специальном электронагревателе.

Ступки служат для ручного измельчения твёрдых веществ (рис. 9б). Они могут быть фарфоровыми, металлическими, из полистирола, стеклянными и агатовыми. Выбор ступки зависит от твёрдости вещества: твёрдость материала ступки всегда должна быть больше твёрдости истираемого вещества.



а



б

Рисунок 9. Выпарные чашки (а) и фарфоровая ступка (б)

Капельницы (рис. 10а) — сосуды для жидкостей, расходуемых по каплям. Наибольшим распространением пользуются: капельницы, снабженные стеклянной пробкой с желобком, через который жидкость может вытекать каплями; капельницы, в пробку которых вставляют маленькую пипетку, снабженную резиновым баллоном; капельницы, в пробку которых вставляют оплавленную стеклянную палочку.

Делительные воронки (рис. 10б) применяют для разделения несмешивающихся жидкостей (например, воды и масла). Они имеют или цилиндрическую, или грушевидную форму и в большинстве случаев снабжены притертой стеклянной пробкой. В верхней части отводной трубки находится стеклянный притертый кран. Емкость делительных воронок различна (от 50 мл и

до нескольких литров), в зависимости от емкости меняется и толщина стенок. Чем меньше емкость воронки, тем тоньше ее стенки, и наоборот.



а



б

Рисунок 10. Капельницы (а) и делительные воронки (б)

Холодильники — приборы, применяемые для охлаждения и конденсации паров. В зависимости от условий работы жидкость, образующаяся в холодильнике при охлаждении паров (конденсат), должна или отводиться в приемник, или возвращаться в тот сосуд, в котором проводят нагревание. Это различие в назначении холодильников определяет их форму и название. Холодильники, предназначенные для собирания конденсата, называют прямыми или нисходящими, а холодильники, из которых конденсат возвращается в процесс, — обратными.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированное описание различных видов химической посуды и её схематическое изображение.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какими свойствами стекло используемое для изготовления химической посуды, отличается от «оконного» стекла? Что такое «кварцевое стекло»? Каковы его свойства?
2. Какие виды химической посуды используются в лабораторной практике? Приведите примеры по каждому из видов.
3. Какова техника отбора жидкости при помощи пипетки Мора?

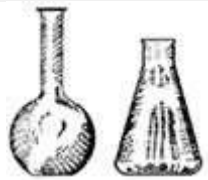
4. Какие средства используются для мытья химической посуды? Что такое «хромовая смесь» и каковы правила работы с ней?
5. Почему не рекомендуется сушить при высоких температурах мерную и толстостенную химическую посуду?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Для разделения несмешивающихся жидкостей используют

1.	Обычную воронку	3.	Круглодонную колбу и холодильник
2.	Делительную воронку	4.	Воронку Бюхнера

2. Установите соответствие между названием и внешним видом химической посуды

	ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА		ВНЕШНИЙ ВИД
А)	Колбы	1.	
Б)	Мерные цилиндры, мензурки	2.	
В)	Пробирки	3.	
Г)	Фарфоровые чашки	4.	
		5.	

3. Установите соответствие между названием посуды и ее назначением

	ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА		НАЗНАЧЕНИЕ ПОСУДЫ
А)	Лабораторные стаканы	1.	Мерная посуда
Б)	Склянка Тищенко	2.	Общего назначения
В)	Бюретка	3.	Фарфоровая посуда
Г)	Тигель	4.	Специального назначения

4. Установите соответствие между названием посуды и ее применением

	ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА		ПРИМЕНЕНИЕ ПОСУДЫ
А)	Мерные колбы	1.	Для выпаривания жидкости
Б)	Фарфоровая чашка	2.	Для фильтрования в вакууме

В)	Эксикатор	3.	В качестве предохранителя при работе с вакуум-насосом
Г)	Колба Бунзена	4.	Для приготовления растворов с точной концентрацией
Д)	Склянка Тищенко	5.	Для высушивания и хранения веществ, легко поглощающих влагу

5. Выберите порядок и количество цифр, соответствующий последовательности мытья сильно загрязненной химической посуды

- 1) Промывают посуду раствором порошка
- 2) Промывают посуду водопроводной водой
- 3) Окунают посуду в хромовую смесь и выдерживают некоторое время
- 4) Промывают посуду дистиллированной водой
- 5) Вытирают посуду фильтровальной бумагой
- 6) Сушат посуду в сушильном шкафу

6. Что указывает на термостойкость посуды?

7. Каким образом следует нагревать растворы в плоскодонных и конических колбах?

8. Как необходимо подготавливать к работе бюретку?

9. При помощи, каких колб можно точно отмерить некоторое количество жидкости?

10. Перечислите виды (по типу затвора) бюреток. Их назначение.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

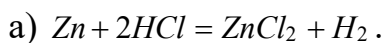
Цель работы. Ознакомление с понятием химического эквивалента вещества, методикой экспериментального определения эквивалентной массы и расчетами, связанными с законом эквивалентов.

Теоретическая часть

Эквивалент (Э) – это реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. Так же, как молекула, атом или ион, эквивалент безразмерен. И так же, как в случае молекул, атомов или ионов, состав эквивалентов выражают с помощью знаков и формул.

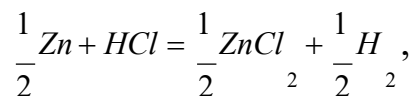
Для того чтобы определить состав эквивалентов вещества и правильно записать его химическую формулу, надо исходить из конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.

Рассмотрим несколько примеров определения формулы эквивалента:

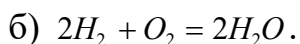
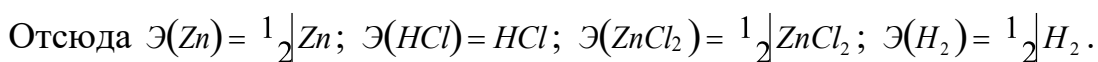


В данной окислительно-восстановительной реакции участвует два электрона.

На один электрон приходится



т.е. одному электрону соответствует $\frac{1}{2}$ атома Zn , одна молекула HCl , $\frac{1}{2}$ молекулы $ZnCl_2$ и $\frac{1}{2}$ молекулы H_2 .



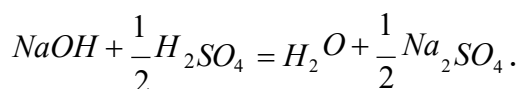
В данной окислительно-восстановительной реакции участвует четыре электрона. На один электрон приходится

$$\frac{1}{2}H_2 + \frac{1}{4}O_2 = \frac{1}{2}H_2O.$$

$$\text{Отсюда } \mathcal{E}(H_2) = \frac{1}{2}|H_2; \quad \mathcal{E}(O_2) = \frac{1}{4}|O_2; \quad \mathcal{E}(H_2O) = \frac{1}{2}|H_2O.$$



В данной ионообменной реакции участвует два иона водорода. На один ион водорода приходится



$$\text{Поэтому} \quad \mathcal{E}(NaOH) = NaOH; \quad \mathcal{E}(H_2SO_4) = \frac{1}{2}|H_2SO_4; \quad \mathcal{E}(H_2O) = H_2O; \\ \mathcal{E}(Na_2SO_4) = \frac{1}{2}|Na_2SO_4.$$

Единицей количества вещества является моль. Моль – количество вещества, содержащего $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных элементов: атомов, молекул, ионов, эквивалентов. Таким образом, моль эквивалентов – количество вещества, содержащего $6,02 \cdot 10^{23}$ эквивалентов. Массу одного моля эквивалентов называют молярной массой эквивалентов вещества ($M_{\mathcal{E}}$), г/моль. Например, молярные массы эквивалентов веществ в рассмотренных реакциях равны:

$$M_{\mathcal{E}}(Zn) = \frac{1}{2}M(Zn) = \frac{1}{2} \cdot 65 = 32,5 \text{ г/моль};$$

$$M_{\mathcal{E}}(HCl) = M(HCl) = 36,5 \text{ г/моль};$$

$$M_{\mathcal{E}}(O_2) = \frac{1}{4}M(O_2) = \frac{1}{4} \cdot 32 = 8 \text{ г/моль и т.д.}^1$$

Для расчета молярной массы эквивалентов вещества, участвующего в обменной реакции, можно использовать следующие формулы:

а) для простого вещества

$$M_{\mathcal{E}} = \frac{M_A}{B}, \quad (9)$$

где M_A - молярная масса атома данного вещества, B – валентность элемента;

б) для сложного вещества, участвующего в ионообменной реакции

¹ Число, обозначающее, какая доля от реальной частицы эквивалентна одному иону водорода или одному электрону, получило название фактора эквивалентности $f_{\mathcal{E}}$. Например, в рассматриваемых реакциях $f_{\mathcal{E}}(Zn) = \frac{1}{2}|(Zn); f_{\mathcal{E}}(O_2) = \frac{1}{4}|;$ $f_{\mathcal{E}}(NaOH) = 1.$

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{B \cdot n}, \quad (10)$$

где M – молярная масса данного вещества, B – валентность функциональной группы, n – число функциональных групп в молекуле.² Для кислот функциональной группой является ион водорода, для оснований – ион гидроксила, для солей – ион металла. Например,

$$M_{\text{э}}(H_2SO_4) = \frac{98}{1 \cdot 2} = 49 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{э}}(Al_2(SO_4)_3) = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \text{ г/моль};$$

в) для сложного вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{n(\bar{e})}, \quad (11)$$

где M – молярная масса данного вещества, $n(\bar{e})$ – количество электронов передаваемых от восстановителя к окислителю.

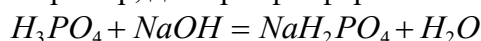
Остановимся на понятии объёма моля эквивалентов газа. Как известно, моль любого газа при нормальных условиях ($T = 273 \text{ К}$, $p = 101,325 \text{ кПа}$) занимает объём, равный 22,4 л. Исходя из этой величины можно рассчитать объём одного моля эквивалентов газа при нормальных условиях.

Например, для водорода: $\text{э}(H_2) = \frac{1}{2} | H_2$; моль эквивалентов водорода в два раза меньше его моля (молекул) и поэтому объём одного моля эквивалентов водорода также в два раза меньше его молярного объёма: $V_{\text{э}}(H_2) = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л/моль}$.

Для кислорода: $\text{э}(O_2) = \frac{1}{4} | O_2$, отсюда объём одного моля эквивалентов кислорода в четыре раза меньше его молярного объёма: $V_{\text{э}}(O_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л/моль}$.

В основе стехиометрических расчётов лежит закон эквивалентов: количества молей эквивалентов ($n_{\text{э}}$), участвующих в реакции веществ,

² Для слабых многоосновных кислот, оснований и образуемых ими солей учитываются только реально замещаемые группы. Например, для ортофосфорной кислоты, участвующей в реакции



$\text{э}(H_3PO_4) = H_3PO_4$, а, следовательно, $M_{\text{э}}(H_3PO_4) = \frac{98}{1 \cdot 1} = 98 \text{ г/моль}$.

равны между собой. В общем случае для реакции $A + B + \dots \rightarrow C + D + \dots$ имеем

$$n_{\text{э}}(A) = n_{\text{э}}(B) = n_{\text{э}}(C) = n_{\text{э}}(D) = \dots, \quad (12)$$

Поскольку все вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах, то можно рассчитывать их количества без уравнения реакции. Так для двух реагирующих веществ А и В с учётом того, что $n_{\text{э}} = \frac{m}{M_{\text{э}}}$ получаем:

$$\frac{m(A)}{M_{\text{э}}(A)} = \frac{m(B)}{M_{\text{э}}(B)}, \quad (13)$$

Отсюда видно, что если вещества А и В – известны, то не прибегая к уравнению реакции можно вычислить массу вещества $m(A)$ по известной $m(B)$ и наоборот.

С другой стороны, если одно из веществ неизвестно, но известна его масса, которая вступила в реакцию, то по формуле (11) легко рассчитать его молярную массу эквивалентов.

Учитывая, что при нормальных условиях $n_{\text{э}} = \frac{V}{V_{\text{э}}}$, можно составить аналогичное выражение, связывающее объёмы реагирующих газообразных веществ или комбинированную формулу, которая связывает массу одного и объём другого вещества.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: понятие эквивалента; способы определения молярной массы эквивалента металла; закон эквивалентов.

Уметь: собирать установку для определения молярной массы эквивалента металла;

– проводить расчеты эквивалентной массы различных соединений;

Владеть: навыками сборки установки для определения эквивалента металла и работы на ней;

– приемами расчета относительной погрешности в опытах.

Оборудование и материалы

Прибор для определения эквивалента металла. Термометр. Барометр. Мензурка на 25-50 мл. Фильтровальная бумага. Кристаллический реактив: Mg или Al (навеска около 0,1 г, взятая с точностью $\pm 0,2$ мг). Хлороводородная кислота (конц.)

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт проводится в приборе, показанном на рисунке 18.

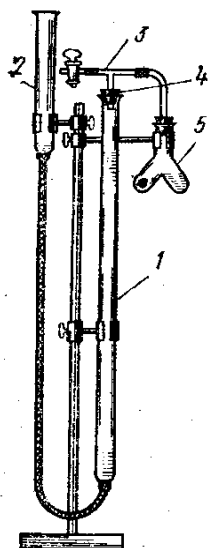


Рисунок 18. Прибор для определения эквивалента металла: 1 - бюретка на 100 мл; 2 - уравнильный сосуд; 3 - стеклянный тройник с каучуковой трубкой и краном; 4 - каучуковая пробка; 5 - склянка Оствальда с пробкой.

Порошок металла с известной массой, завёрнутый в фильтровальную бумагу, поместите в одно колено склянки Оствальда (5). В другое колено, с помощью пипетки налейте 10-12 мл раствора HCl . Осторожно укрепите склянку Оствальда в зажиме штатива и присоединить к тройнику (3), плотно закрыв пробки в бюретке и в склянке Оствальда. При открытом зажиме на тройнике доведите с помощью уравнильного сосуда (2), поднимая и опуская его, уровень воды в бюретке (1) точно до метки «0» (нижний уровень мениска воды и нулевое деление бюретки должны совпасть и быть на уровне глаза). Закройте зажим и испытайте прибор на герметичность, для чего опустите уравнильный сосуд так, чтобы уровень воды в нем был ниже уровня воды в бюретке, и в таком положении укрепите его. При опускании уравнильного сосуда уровень воды в бюретке несколько понизится. Если через 1-2 мин дальнейшего понижения не будет, прибор можно считать герметичным.

После испытания прибора на герметичность, не поднимая уравнильный сосуд, наклоните штатив и перелейте кислоту в колено, где находится металл. Тотчас начинается выделение водорода и вытеснение воды из бюретки в

уравнительный сосуд. По окончании реакции следует подождать 10-15 мин, чтобы газ в приборе принял температуру окружающего воздуха. Определите объем выделившегося водорода. Массу металла m и объем водорода V запишите в таблицу 3.

Таблица 3. Исходные данные к расчёту эквивалента металла

$m, г$	$V, м^3$	T, K	$P, Па$	$\bar{p}(H_2O), Па$	$\bar{p}(H_2), Па$

Используя термометр и барометр, определите в лаборатории температуру T и атмосферное давление P . Для расчёта необходимо знать парциальное давление водорода $\bar{p}(H_2)$, которое можно рассчитать по формуле:

$$\bar{p}(H_2) = P - \bar{p}(H_2O), \quad (14)$$

где $\bar{p}(H_2O)$ – парциальное давление насыщенного водяного пара при данной температуре (табл. 4).

Таблица 4. Давление насыщенного водяного пара

$t, ^\circ C$	$\bar{p}(H_2O), кПа$	$t, ^\circ C$	$\bar{p}(H_2O), кПа$
15	1,68	23	2,81
16	1,81	24	2,99
17	1,93	25	3,17
18	2,07	26	3,36
19	2,20	27	3,56
20	2,33	28	3,75
21	2,49	29	3,97
22	2,64	30	4,21

Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла двумя путями.

1. Вычислите массу вытесненного водорода по уравнению Клапейрона-Менделеева (формула 6). И далее по формуле (13) вычислите $M_э$ данного металла.

2. Приведите объем выделившегося водорода к нормальным условиям по уравнению Клапейрона (формула 3). Выведите выражение закона эквивалентов, связывающее массу металла и объем водорода при н.у., и рассчитайте $M_э$ металла.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированную методику опыта, таблицу 3 и расчётные формулы с вычислениями $M_{\text{э}}$ способом 1 и 2.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Что называется эквивалентом вещества.
2. Как связаны молярная масса вещества и молярная масса эквивалента?
3. Как определить молярную массу эквивалентов а) простого вещества, б) сложного вещества, участвующего в ионообменной реакции; в) сложного вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции? Приведите примеры и расчеты.
4. Сформулируйте закон эквивалентов.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Укажите правильную последовательность цифр для составления определения понятия эквивалента –

Эквивалент - это

- 1) 1 моль
- 2) водород
- 3) атом
- 4) количество
- 5) замещает
- 6) которое
- 7) или присоединяет
- 8) вещество

2. Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным?

1.	хлора	3.	обоих элементов
2.	фосфора	4.	для обоих элементов имеет переменное значение

3. Одинакова ли молярная масса эквивалента железа в соединениях FeCl_2 и FeCl_3 ?

1.	да	3.	в первом соединении меньше, чем во втором
2.	нет	4.	во втором соединении больше, чем в первом

4. Сколько оксида получится при окислении 3 г металла, эквивалентная масса которого равна 9 г?

1.	7,5	3.	5,7
2.	8,5	4.	3,5

5. Какие объемы займут при нормальных условиях массы одного эквивалента кислорода и одного эквивалента водорода соответственно:

1.	5,6 и 22,4	3.	5,6 и 11,2
2.	11,2 и 22,4	4.	6,72 и 22,4

6. Будет ли эквивалентная масса металла завышена или занижена, если:

а) в металле были примеси, нерастворимые в кислоте;

б) при расчете не была введена поправка на давление пара воды?

7. При взаимодействии 0,049 г металла выделилось 28,5 мл водорода ($t=22^{\circ}\text{C}$, $P=745 \text{ мм.рт.ст}$). Напишите уравнение реакции. Вычислите молярную массу эквивалента металла и его молярную массу.

8. 0,493 г хлористого соединения некоторого металла после обработки нитратом серебра образовали 0,861 г хлорида серебра. Вычислить эквивалент металла.

9. Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для реакции с 15 г элемента, имеющего молекулярную массу эквивалента 3 г/моль.

10. Рассчитайте молярную массу эквивалента перманганата калия KMnO_4 , рассматривая данное соединение как: а) соль; б) окислитель, превращающийся в MnO_2 ; в) окислитель, превращающийся в MnSO_4 .

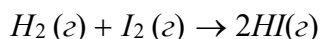
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы. Изучение скорости химической реакции и ее зависимости от различных факторов: природы реагирующих веществ, концентрации, температуры.

Теоретическая часть

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Скорость реакции определяется природой реагирующих веществ и зависит от условий протекания процесса (концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора и др.).

Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действующих масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам. Например, для реакции



закон действующих масс может быть записан

$$v = kC(H_2) \cdot C(I_2)$$

где v – скорость химической реакции; k – константа скорости; $C(H_2)$ и $C(I_2)$ – концентрации реагирующих веществ.

Реакции в гетерогенной системе [например, $C(k) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$] осуществляются на поверхности раздела между фазами. Поэтому скорость гетерогенных реакций при постоянной температуре зависит не только от концентрации веществ, но и от площади поверхности раздела. Так, для вышеуказанной реакции закон действующих масс имеет вид

$$v = kC(O_2) \cdot S$$

где k – константа скорости; $C(O_2)$ – концентрация кислорода; S – площадь поверхности раздела между фазами.

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где v_1 и v_2 – скорости реакции соответственно при температурах T_1 и T_2 , γ – температурный коэффициент, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов.

Одним из методов ускорения химической реакции является катализ, который осуществляется при помощи веществ (катализаторов), увеличивающих скорость реакции, но не расходующихся в результате ее протекания.

Механизм действия катализатора сводится к уменьшению величины энергии активации реакции, т.е. к уменьшению разности между средней энергией активных молекул (активного комплекса) и средней энергией молекул исходных веществ. Скорость химической реакции при этом увеличивается.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: определение скорости реагирующих веществ;

- зависимость скорости реакции от различных факторов: концентрации, температуры, площади поверхности твердой фазы, катализатора;
- математические формулы расчета скорости реакции исходя из закона действующих масс, формулу расчета температурного коэффициента по правилу Вант-Гоффа.

Уметь: определять скорость химической реакции;

- писать кинетические уравнения скорости реакции;
- устанавливать зависимость скорости реакции от влияния различных факторов и представлять их в виде графической зависимости.
- рассчитывать величину температурного коэффициента на основании экспериментальных данных

Владеть: навыками проведения химического эксперимента по установлению скорости химической реакции и влияния различных внешних факторов на нее;

- навыками расчета скорости химической реакции, температурного коэффициента.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Секундомер. Водяная баня (с крышкой имеющей отверстия для пробирок) – 2 шт. Термометр на 50°С. Стеклянная палочка.

Пипетки капельные. Фильтровальная бумага. Шпатель. Реактивы кристаллические: карбонат кальция (мел). Реактивы концентрированные: хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Вода дистиллированная. Растворы: тиосульфата натрия (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), хлорида железа (III) (0,5 н., насыщ.), роданида калия (0,5 н., насыщ.), сульфата меди (0,5 н.).

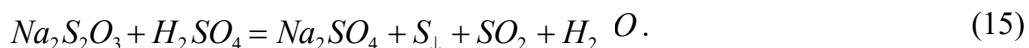
Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Приготовьте три раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внесите: в первую – 5 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 10 капель воды, во вторую – 10 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 5 капель воды, в третью – 15 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (в моль) будет: в пробирке № 1 – c , в пробирке № 2 – $2c$, в пробирке № 3 – $3c$.

В пробирку № 1 добавьте одну каплю серной кислоты (H_2SO_4) и одновременно включите секундомер. По секундомеру измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также добавьте по одной капле серной кислоты в пробирки № 2 и № 3; отмечая время до появления в растворе опалесценций. *Данные опыта занесите в таблицу 6. Схематически зарисуйте график зависимости скорости химической реакции от концентрации реагента.*

Таблица 6. Зависимость скорости химической реакции
от концентрации реагента.

№ наблюдения	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, отн. ед.	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции $1/\tau$, с^{-1}
1			

2			
3			

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе

Чтобы выяснить, как влияет температура на скорость реакций, проведём реакцию (15), отмечая время её протекания секундомером, три раза: одно наблюдение выполним при комнатной температуре, второе – при температуре на 10°C выше комнатной, третье – на 20°C выше комнатной.

Для выполнения данной работы используются два общих термостата (водяные бани), отрегулированные на определенную температуру: один – на 10°C выше комнатной температуры, другой – на 20°C . Обозначим их соответственно №1 и №2. Температура воды в термостатах, а также температура воздуха в помещении контролируется термометром.

В одно из отверстий термостата №1 вставьте термометр, конец которого опустите в воду, в другое отверстие – пробирку с раствором H_2SO_4 и опущенной в него пипеткой, в третье – пробирку с 10 каплями раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Аналогичные приготовления нужно сделать и на термостате №2. Пробирки нагреваются в течении 10-15 мин. В это время можно провести наблюдение при комнатной температуре. Для этого, взяв третью пробирку с 10 каплями раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, нужно добавить в нее одну каплю серной кислоты и одновременно включить секундомер. Измерить время от момента добавления кислоты до появления заметной опалесценции.

Через 10-15 мин выдержки пробирок в термостатах выполним эти же измерения с нагретыми реактивами: не вынимая пробирки с тиосульфатом из термостата, добавим в неё одну каплю серной кислоты из пробирки, находящейся в том же термостате, и определим время течения реакции. *Полученные данные занесите в таблицу 7. Схематически зарисуйте график зависимости скорости химической реакции от температуры.*

Таблица 7. Зависимость скорости химической реакции от температуры

№ наблюдения	Температура $t, ^{\circ}\text{C}$	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции $1/\tau$,
--------------	--------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------

			c^{-1}
1			
2			
3			

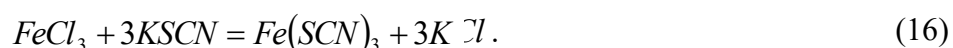
Опыт 3. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

Возьмите два небольших по возможности одинаковых кусочка мела ($CaCO_3$). Один из них положите на кусочек фильтровальной бумаги и стеклянной палочкой измельчить его в порошок. Полученный порошок поместите в коническую пробирку. Второй кусочек мела целиком опустите в другую коническую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте одинаковое количество (10-20 капель) концентрированной HCl . Отметьте время полного растворения мела в каждом случае (приблизительно).

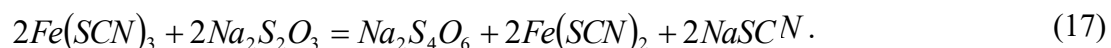
Напишите уравнение соответствующей реакции и опишите результаты наблюдения.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции.

В две пробирки внесите по 10 капель раствора роданида калия ($KSCN$) и по 1 капле раствора хлорида железа (III) ($FeCl_3$). В результате реакции образуется роданид железа (III) $Fe(SCN)_3$ темно-красного цвета:



В одну из пробирок добавить 1 каплю раствора сульфата меди ($CuSO_4$). В обе пробирки внести по 10 капель тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$). Наблюдать различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия:



Отметить все наблюдаемое. Что являлось катализатором в данном опыте?

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Результаты наблюдений для опытов 1 и 2 указываются в таблицах 6 и 7 и в виде схематических рисунков.

Для опытов 3 и 4 наблюдения запишите после методик выполнения. Далее для каждого опыта сформулируйте и запишите вывод.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

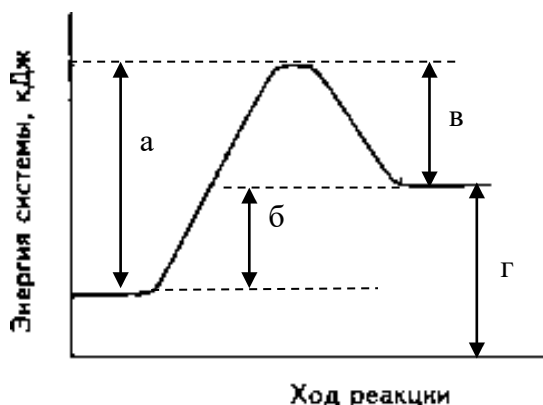
1. Дайте определение скорости гомогенной химической реакции. Каковы ее физический смысл и единицы?
2. Перечислите факторы, влияющие на величину скорости химических реакций.
3. Какова зависимость скорости химических реакций от концентрации реагентов? Как называется закон, определяющий эту зависимость? Как он формулируется?
4. Как формулируется и как записывается в математическом виде правило Вант-Гоффа?
5. Что называется энергией активации? Как она влияет на скорость химической реакции? Зависит ли она от температуры?
6. Что такое катализаторы? Какие вещества могут выступать в роли катализаторов? Как можно объяснить их влияние на скорость реакции?

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Какие факторы влияют на выражение скорости химической реакции?

1.	концентрация реагирующих веществ	3.	температура
2.	природа реагирующих веществ	4.	присутствие катализатора

2. Какой из отрезков на диаграмме соответствует тепловому эффекту реакции?



1.	а	3.	в
2.	б	4.	г

3. С уменьшением давления в 3 раза скорость прямой химической реакции, уравнение которой $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, уменьшится:

1.	в 3 раза	3.	в 27 раз
2.	в 9 раз	4.	в 81 раз

4. С наибольшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция между

1.	Zn и $KOH(p-p)$	3.	$CaCO_3$ и $HCl(p-p)$
2.	Ca и $HCl(p-p)$	4.	$Na_2CO_3(p-p)$ и $HCl(p-p)$

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. При повышении температуры на $50^\circ C$ скорость реакции:

1.	возрастает в 32 раза	3.	увеличивается в 100 раз
2.	возрастает в 5 раз	4.	не изменяется

6. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию оксида углерода (II) увеличили от 0,05 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора от 0,03 до 0,06 моль/л. Вычислите, во сколько раз возросла скорость прямой реакции.

7. Растворение образца алюминия в растворе гидроксида калия при $20^\circ C$ заканчивается через 36 минут, а при $40^\circ C$ такой же образец металла растворяется за 4 мин. За какое время данный образец алюминия растворится при $65^\circ C$?

8. При некоторой температуре и давлении в сосуде вместимостью 0,5 л находится 0,03 моль диоксида азота. Вычислите константу скорости k_1 реакции, протекающей по уравнению $2NO_2 = N_2O_4$, если скорость реакции при данных условиях равна 1,08 моль/(л·с).

9. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 1,5. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на $30^\circ C$.

10. Вычислите температурный коэффициент некоторой реакции, если при повышении температуры от 50 до $100^\circ C$ скорость реакции увеличилась в 1200

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Цель работы. Познакомиться с различными способами выражения состава растворов, освоить расчеты и методику приготовления растворов заданной состава способами: 1) навеской твёрдого вещества, 2) путем разбавления концентрированного раствора.

Теоретическая часть

Способы выражения содержания растворенных веществ в растворах можно разделить на три вида (табл. 9).

Таблица 9. Способы выражения содержания вещества в растворе

Доля	Концентрация	Внесистемные единицы
Массовая ω	Массовая ρ (титр T)	Моляльность C_m
Объемная φ	Молярная C или C_M	Отношения (массовые объемные, молярные)
Молярная χ	Молярная конц. эквивалентов (нормальность) $C_{э\kappa\epsilon}$ или C_H	
	Атомная (абсолютная чистота)	

Массовая доля – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Массовая доля выражается в относительных единицах (сумма массовых долей всех компонентов равна 1) либо в процентах (сумма массовых долей всех компонентов равна 100). Массовая доля растворенного вещества, выраженная в процентах, называется иногда процентной концентрацией (*масс. %*):

$$\omega_i = \frac{m_i}{\sum_{i=1}^k m_i} \quad \text{или} \quad \omega_i = \frac{m_i}{\sum_{i=1}^k m_i} 100\%$$

где ω_i – массовая доля i -го компонента; m_i – масса i -го компонента, z ; k – количество компонентов в системе ($k > 2$).

Молярная доля – отношение количества молей растворенного вещества к общему количеству молей в растворе:

$$\chi_i = \frac{v_i}{\sum_{i=1}^k v_i},$$

где χ_i – мольная доля i -го компонента; v_i – количество молей i -го компонента, *моль*. Мольная доля аналогично массовой доле выражается в относительных единицах или процентах.

Объемная доля – отношение объема растворенного вещества к общему объему раствора:

$$\varphi_i = \frac{V_i}{V},$$

где φ_i – объемная доля i -го компонента, V – объем раствора, л; V_i – объем i -го компонента, л.

Моляльность – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя (*моль/кг*):

$$C_m = \frac{v_i \cdot 1000}{m_0},$$

где m_0 – масса растворителя, г.

Массовая концентрация – величина, равная отношению массы растворенного вещества к общему объему раствора (*кг/л*):

$$\rho_i = \frac{m_i \cdot 10^{-3}}{V}.$$

В химическом анализе для обозначения массовой концентрации применяется понятие **титра**. Под титром обычно понимают число граммов растворенного вещества, содержащееся в 1 мл раствора. Титр обозначают буквой T с указанием формулы соответствующего вещества. Например, 0,1 н. раствор серной кислоты содержит 0,0049 г H_2SO_4 в 1 мл раствора. Это означает, что $T(H_2SO_4) = 0,0049$ г/мл.

Молярная концентрация – величина, равная отношению количества растворенного вещества к общему объему раствора (*моль/л* или M):

$$C = \frac{v_i}{V} = \frac{m_i}{MV},$$

где M – молярная масса i -го компонента, г/моль.

Молярная концентрация эквивалентов (нормальность) – величина, равная отношению числа эквивалентов растворенного вещества к общему объему раствора (*моль/л* или n):

$$C_{\text{экв}} = \frac{n_i}{V} = \frac{m_i}{M_{\text{экв}} V},$$

где n_i – количество эквивалентов растворенного вещества (i-го компонента), моль; $M_{\text{экв}}$ – эквивалентная масса i-го компонента, г/моль.

Массовые, объемные или молярные отношения - отношения масс, объемов или количества молей компонентов и остальной части системы, выраженные в соответствующих единицах. Например, $HF : HNO_3 = 1 : 2$ масс. ч., т.е. массовое отношение HF к HNO_3 соответствует 1:2. Массовыми и объемными отношениями широко пользуются при разработке условий проведения различных технологических.

Моляльность, молярная доля и массовая доля широко используются в физико-химических исследованиях, так как они не связаны с объемом раствора и не зависят от температуры. В химическом анализе для количественных определений часто пользуются титром и нормальной концентрацией, поскольку они наиболее удобны в расчётах и характеризуют содержание вещества в растворе с высокой точностью.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: методические приемы приготовления растворов различных концентраций;

– способы выражения концентрации растворов;

– математические представления расчета различных видов концентраций, приемы перевода одной концентрации в другую.

Уметь: готовить растворы определенного содержания вещества в растворе

– определять по плотности раствора массовую долю растворенного вещества.

– выражать содержание растворенного вещества в растворе разными способами (массовая доля, молярная доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов).

Владеть: приемами работы с аналитическими весами, измерительной посудой, ареометрами при приготовлении растворов;

– навыками проведения математических расчетов разных видов концентраций.

Оборудование и материалы

Весы теххимические. Часовое стекло (или лоток из воощенной бумаги). Шпатель (или ложка). Цилиндры мерные на 25, 50, 100, 250 мл. Кристаллические реактивы: карбонат натрия. Вода дистиллированная.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Приготовление концентрированного раствора карбоната натрия с заданной массовой долей

Рассчитайте массу навески Na_2CO_3 и объем воды в соответствии с данными вашего варианта (см. табл. 12, раствор №1). Исходные данные и результаты расчётов занесите в таблицу 10.

Определите на весах массу лотка для взвешивания с точностью до 0,01 г, поместите в него с помощью шпателя небольшое количество порошка Na_2CO_3 . Доведите массу лотка с порошком до требуемого значения, осторожно добавляя его на лоток с помощью шпателя.

Перенесите навеску в колбу (стакан) и добавьте в нее примерно половину рассчитанного объема дистиллированной воды. Воду предварительно отмерить с помощью мерного цилиндра. Перемешивая, добейтесь полного растворения Na_2CO_3 . Добавьте в полученный раствор оставшуюся часть воды и вновь перемешайте раствор.

Таблица 10. Результаты опыта 1.

Исходные данные			Результаты расчетов	
Массовая доля раствора ω , %	Объём раствора V , мл	Плотность раствора ρ , г/см ³	Масса навески m , г	Объём воды V , мл

Опыт 2. Приготовление разбавленного раствора карбоната натрия с заданной молярной концентрацией

Рассчитайте объемы концентрированного раствора № 1, приготовленного в опыте 1, и дистиллированной воды, которые необходимы для приготовления раствора № 2 в соответствии с данными вашего варианта (табл. 12). Исходные данные и результаты расчётов занесите в таблицу 11.

С помощью мерных цилиндров отмерьте рассчитанные объёмы раствора № 1 и воды и поместите их в коническую колбу на 250 мл. Полученный раствор перемешайте. Сохраните раствора № 2 для выполнения работы № 11 (перелейте в чистую пластиковую бутылку, подпишите и отдайте лаборанту).

Таблица 11. Результаты опыта 2

Исходные данные				Результаты расчетов	
Раствор №1		Раствор №2		Для приготовления раствора №2 необходимо взять V , мл	
ω , %	ρ , г/см ³	C , моль/л	V , мл	раствора №1	дист. воды

Таблица 12. Варианты заданий к работе № 10.

Вариант	Данные для приготовления растворов Na_2CO_3				
	Раствор № 1 (концентрированный)			Раствор № 2 (разбавленный)	
	ω , %	ρ , г/см ³	V , мл	C , моль/л	V , мл
1	2	1,019	190	0,10	200
2	4	1,039	150	0,11	100
3	6	1,060	180	0,16	250
4	8	1,081	120	0,18	200
5	2	1,019	140	0,09	100
6	4	1,039	170	0,12	250
7	6	1,060	130	0,17	100
8	8	1,081	110	0,19	200

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. После методики каждого опыта должна следовать таблица результатов по указанной форме (табл. 10-11) и далее расчётные формулы с вычислениями.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества, если известны его массовая доля, объём и плотность раствора.

- Приведите формулы для вычисления всех способов выражения концентрации растворов: массовой доли, молярной, эквивалентной, моляльности и мольной доли растворённого вещества.
- Определите массовую долю серной кислоты в растворе с плотностью, равной $1,200 \text{ г/см}^3$, если в таблице приведены значения плотности, равные $1,190 \text{ г/см}^3$ и $1,205 \text{ г/см}^3$, которым соответствуют массовые доли кислоты 26 % и 28 %.
- Выведите формулы перехода от молярной концентрации к массовой доле растворенного вещества и моляльности раствора.
- Выведите математическое выражение закона химических эквивалентов применительно к растворам.

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

- Соотнесите выражение данного вида концентрации, формулу и размерность

ВЫРАЖЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ

- Число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в одном литре раствора
- Безразмерная величина, равная отношению массы этого вещества к массе раствора, может выражаться в процентах
- Число моль растворенного вещества 1000 г растворителя
- Число молей растворенного вещества, содержащегося в одном литре раствора

ФОРМУЛА:

А)	$C_m = \frac{m(\text{рас} - \text{го в} - \text{ва})}{m(\text{растворителя})}$	В)	$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$
Б)	$C_M = \frac{n(\text{рас} - \text{го в} - \text{ва})}{V(\text{раствора})}$	Г)	$C_H = \frac{n_э(\text{рас} - \text{го в} - \text{ва})}{V(\text{раствора})}$

РАЗМЕРНОСТЬ

I) моль/л II) моль/кг III) % IV) моль·экв/л

- К 700 г водного раствора этанола с массовой долей 20% добавили 240 мл $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (плотность 0,8 г/мл). Рассчитайте массу спирта в полученном растворе.

1.	380	3.	332
2.	892	4.	188

- Смешали 25 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 16% и 30 мл раствора ($\rho=1,2 \text{ г/мл}$) с массовой долей того же вещества 20%. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

1.	18,0	3.	18,2
2.	18,4	4.	18,9

4. Определите молярную концентрацию 20%-ного раствора ортофосфорной кислоты с плотностью 1,1 г/мл.

1.	2,2 М	3.	2,5 М
2.	2,3 М	4.	3 М

5. Определите молярную концентрацию эквивалента 20%-ного раствора ортофосфорной кислоты с плотностью 1,1 г/мл.

1.	6,0 Н	3.	6,8 Н
2.	6,5 Н	4.	7,0 Н

6. Определить молярность и нормальность растворов, содержащих в 600 мл по 30 г следующих веществ: а) $Al_2(SO_4)_3$; б) $NaOH$; в) H_3PO_4 .
7. Карбонат натрия, какой массы содержится в растворе объемом 250 мл, для которого молярная концентрация эквивалента равна 0,2 моль/л.
8. Определить массовую долю (в %) следующих растворов:
а) 4,9 н. H_2SO_4 ($\rho=1,15$ г/мл); б) 0,9 моль/л HNO_3 ($\rho=1,03$ г/мл).
9. Определить процентную и молярную концентрации раствора азотной кислоты, полученного смешением 0,85 л 60%-ного раствора HNO_3 с плотностью 1,373 г/мл и 0,25 л 24,5%-ного раствора с плотностью 1,145 г/мл.
10. Сколько миллилитров раствора серной кислоты ($\rho=1,143$ г/мл) с массовой долей 20% требуется для приготовления 250 мл 2,1 М раствора?

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы. Теоретически и экспериментально изучить процессы гидролиза солей и особенности их протекания.

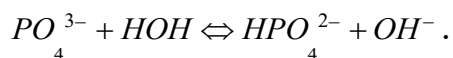
Теоретическая часть

Гидролизом соли называется обменная реакция между солью и водой. Сущность этой реакции заключается в соединении отрицательных ионов соли с ионами H^+ воды и положительных ионов соли с ионами OH^- воды. В результате образуются кислоты (или кислые соли) и основания (или основные соли). Связывание H^+ или OH^- приводит к избытку в растворе другого иона воды и как следствие изменению pH среды. Например, гидролиз цианистого калия выражается следующим ионным уравнением:

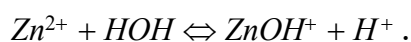


Гидролиз солей в большинстве случаев обратим, и происходит когда кислотные остатки, входящие в их состав, являются остатками слабых кислот или когда ионы металлов являются ионами слабых оснований. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, так как ионы таких солей не могут образовать с ионами воды слабодиссоциирующих или труднорастворимых веществ. Поэтому для водных растворов таких солей, как $NaCl$, KNO_3 , Na_2SO_4 и т.п., pH определяется средой воды, т.е. равно 7 (если вода не содержит примеси CO_2).

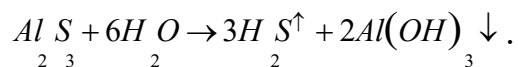
Соли, образованные сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, гидролизуются ступенчато. Однако вследствие обратимости реакции, гидролиз практически не идёт дальше 1-й ступени. Например, гидролиз фосфата натрия может быть представлен только одним уравнением:



То же можно сказать о гидролизе солей, в составе которых многозарядные катионы. Например, уравнение 1-й ступени гидролиза хлорида цинка следующее:



Некоторые из солей, образованных очень слабым основанием и слабой летучей кислотой, подвергаются необратимому гидролизу. Примером может служить реакция:

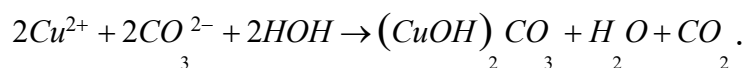


Процесс идёт необратимо потому, что продукты гидролиза удаляются из сферы реакции в виде осадков и газов.

Степень гидролиза, т.е. отношение числа гидролизованных молекул к общему числу растворённых молекул зависит от природы соли, концентрации раствора и температуры. Если необходимо увеличить степень гидролиза, то следует добавлять воду или повышать температуру. Во многих случаях нагреванием удаётся довести гидролиз практически до конца, в том числе солей гидролизующихся ступенчато.

Если требуется уменьшить степень гидролиза, к раствору добавляют сильную кислоту или щёлочь (в зависимости от того, какая соль находится в растворе).

Кроме того, гидролитическое равновесие может быть сдвинуто вправо или влево при смешивании растворов солей, гидролизующихся соответственно по противоположно заряженным ионам или одноименным ионам. Например, в результате смешивания растворов сульфата меди и карбоната натрия, ионы H^+ , получающиеся при гидролизе $CuSO_4$, нейтрализуются ионами OH^- , получающимися при гидролизе Na_2CO_3 . Это смещает гидролитическое равновесие настолько сильно вправо, что 2-х ступенчатый гидролиз Na_2CO_3 доходит до конца. Образующиеся молекулы H_2CO_3 при надлежащей концентрации раствора разлагаются на H_2O и CO_2 :



В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: условия протекания гидролиза солей;

- типы и механизм гидролиза солей;
- изменение среды растворов солей в результате гидролиза;
- смысл константы гидролиза;
- факторы, влияющие на степень гидролиза

Уметь: определять соли, которые подвергаются гидролизу;

- выражать процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений;
- объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^- , одноименных ионов на смещение равновесия гидролиза

Владеть: навыками проведения реакций гидролиза солей и определения среды растворов с помощью кислотно-основных индикаторов;

- навыками составления уравнения гидролиза солей, в том числе совместного гидролиза;
- навыками вычисления степени гидролиза по константе гидролиза и наоборот.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Пипетки капельные. Микрошпатель. Вода дистиллированная. Реактивы кристаллические: хлорид олова (II). Индикаторы: лакмус (р-р), фенолфталеин (р-р). Растворы: хлороводородной кислоты (0,5 н.), ацетата натрия (0,5 н.), сульфата алюминия (0,5 н.), хлорида натрия (0,5 н.), ацетат аммония (0,5 н.), сульфита натрия (0,5 н.), карбоната натрия (0,5 н.), сульфида натрия (0,5 н.), хлорида железа (III) (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

В четыре пробирки набрать по 2-3 мл следующих растворов солей: в первую – ацетат натрия ($NaCH_3COO$), во вторую – сульфат алюминия ($Al_2(SO_4)_3$), в третью – хлорид натрия ($NaCl$), в четвертую – ацетат аммония (NH_4CH_3COO). Еще в одну пробирку – контрольную набрать такой же объем дистиллированной воды. Во все пять пробирок добавить по 2-3 капли нейтрального раствора лакмуса.

Растворы размешать и по изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли. *Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза (в случае ступенчатого гидролиза – только для 1-й ступени).*

Опыт 2. Необратимый гидролиз при смешивании солей

В две пробирки внести по 6-8 капель раствора сульфата алюминия ($Al_2(SO_4)_3$). В одну пробирку добавить такой же объём раствора сульфида натрия (Na_2S), в другую – раствора карбоната натрия (Na_2CO_3). Отметить в обеих пробирках выделение газа (в одной с характерным запахом) и выпадение осадка. *Написать уравнение реакции совместного гидролиза. Объяснить почему реакция протекает необратимо.*

Опыт 3. Влияние силы кислоты, образующей соль на степень её гидролиза

В одну пробирку внести 2-3 мл раствора карбоната натрия (Na_2CO_3), а во вторую столько же раствора сульфита натрия (Na_2SO_3). В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина.

Написать уравнения гидролиза карбоната и сульфита натрия (по первой ступени). В растворе, какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? Степень гидролиза, какой соли больше? Подтвердите наблюдения теоретическим расчетом. Вычислите значения констант и степеней гидролиза солей по первой ступени, учитывая, что значения констант диссоциации кислот по второй ступени, образующих данные соли, равны $K_2(H_2CO_3) = 4,7 \cdot 10^{-11}$; $K_2(H_2SO_3) = 6,3 \cdot 10^{-8}$.

Опыт 4. Влияние температуры на гидролиз соли

Поместите в две пробирки по 2-3 мл раствора хлорида железа (III) - $FeCl_3$. Одну пробирку оставляют для сравнения. Раствор в другой нагревают. *Что наблюдается при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Напишите уравнения гидролиза $FeCl_3$ на холоду и при нагревании. Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать причины этого явления.*

Опыт 5. Сдвиг равновесия гидролиза при добавлении сильной кислоты

Внесите в пробирку 8-10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова (II) – $SnCl_2$. Раствор тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет

собой основную соль олова SnOHCl . Напишите уравнение реакции получения этой соли.

Добавьте 5-6 капель раствора HCl и вновь перемешайте. Что происходит с осадком? Объясните причину наблюдаемого.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Уравнения реакций должны быть записаны в ионной и молекулярной форме. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Объясните процесс гидролиза с точки зрения закона действующих масс.
2. В каких случаях процесс гидролиза обратим, а когда идет до конца?
3. Какими количественными величинами характеризуется гидролиз? Какая связь между этими величинами?
4. Перечислите факторы, влияющие на подавление гидролиза, на усиление гидролиза.

Вопросы и задачи к защите лабораторной работы

1. Определите pH растворов солей NH_4Cl и Al_2S_3 .

1.	$\text{pH} ((\text{NH}_4\text{Cl}) \approx 7; \text{pH} (\text{Al}_2\text{S}_3) \approx 7$	3.	$\text{pH} ((\text{NH}_4\text{Cl}) < 7; \text{pH} (\text{Al}_2\text{S}_3) \approx 7$
2.	$\text{pH} ((\text{NH}_4\text{Cl}) < 7; \text{pH} (\text{Al}_2\text{S}_3) > 7$	4.	$\text{pH} ((\text{NH}_4\text{Cl}) > 7; \text{pH} (\text{Al}_2\text{S}_3) < 7.$

2. Какая из двух солей в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3 ; FeCl_3 или FeCl_2 ?

1.	Na_2CO_3 и FeCl_3	3.	Na_2CO_3 и FeCl_2
2.	Na_2SO_3 и FeCl_2	4.	Na_2SO_3 и FeCl_3

3. Установите соответствие между формулой соли и типом гидролиза этой соли в ее водном растворе

	ФОРМУЛА СОЛИ		ТИП ГИДРОЛИЗА
А)	Ацетат аммония	1.	По катиону
Б)	Сульфит калия	2.	По аниону
В)	Сульфид хрома (III)	3.	По катиону и аниону
Г)	Нитрат алюминия	4.	Не гидролизуются

4. Установите соответствие между названием вещества и продуктами его гидролиза

	НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА		ПРОДУКТЫ ГИДРОЛИЗА
А)	Сульфат цинка	1.	$Zn(OH)_2$ и H_2SO_4
Б)	Нитрит кальция	2.	$C_6H_{12}O_6$
В)	Нитрид кальция	3.	$(ZnOH)_2SO_4$ и H_2SO_4
Г)	Крахмал	4.	HNO_2 и $Ca(OH)_2$
		5.	$Ca(OH)_2$ и NH_3
			HNO_3 и $Ca(OH)_2$

5. Установите соответствие между названием соли и значением pH ее водного раствора

	НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА		ЗНАЧЕНИЕ pH
А)	Сульфат калия	1.	$pH < 7$
Б)	Сульфит калия	2.	$pH = 7$
В)	Гидросульфит калия	3.	$pH > 7$
Г)	Сульфид калия		

6. Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

7. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения трех степеней гидролиза хлорида железа (III). Объясните, почему при комнатной температуре гидролиз идет только по первой ступени, а при кипячении раствора – по всем трем.

8. Составьте уравнения гидролиза ортофосфата натрия и гидроортофосфата натрия в водном растворе. Используя справочные данные, укажите, в каком из растворов при одинаковых молярности и температуре значение pH будет ниже. Как изменится степень протолиза в растворе кислой соли при добавлении гидроксида натрия? Дайте обоснованный ответ.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы. Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ. Изучение влияния pH среды на окислительно-восстановительный процесс.

Теоретическая часть

В окислительно-восстановительных реакциях происходят изменения степени окисления элементов, которые вызываются смещением электронов от одних атомов или ионов к другим. Под степенью окисления атома понимают тот заряд, который мог бы возникнуть на этом атоме, если бы электронные пары, связывающие его с другими атомами, были бы полностью перемещены к более электроотрицательным атомам. В этом случае, который реализуется только в небольшом числе типичных ионных соединений, валентность, заряд иона и степень окисления совпадают.

Атомы (молекулы или ионы), которые присоединяют электроны, называются окислителями; частицы, отдающие электроны, - восстановителями. Окислитель во время реакции восстанавливается, а восстановитель окисляется. Таким образом, окисление невозможно без одновременно протекающего восстановления, и наоборот.

Типичными окислителями являются (кислород и галогены), ионы металлов (Ag^+ , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Fe^{3+} и др.); вещества, содержащие в своём составе атомы в высших степенях окисления ($K\overset{+7}{Mn}O_4$, $K_2\overset{+6}{Cr}_2O_7$, $K_2\overset{+6}{Cr}O_4$, $H_2\overset{+6}{S}O_4$, $H\overset{+5}{N}O_3$, $Pb\overset{+4}{O}_2$ и др.), способные только понижать степень окисления. В лаборатории в качестве окислителя чаще всего применяют $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3 , H_2SO_4 (конц.), H_2O_2 .

Типичными восстановителями являются почти все металлы и многие неметаллы (углерод, водород, бор и др.) в свободном состоянии; некоторые соединения, содержащие атомы с отрицательной степенью окисления ($H_2\overset{-2}{S}$, $H\overset{-1}{I}$, $N\overset{-3}{H}_3$ и др.) и, следовательно, способные только повышать свою степень окисления; катионы, степень окисления которых может возрасти (Fe^{2+} , Cr^{2+} , Ti^{3+} ,

Cu^+ , Ce^{3+} и др). В лаборатории в качестве восстановителей обычно применяется следующие кислоты и их соли: H_2SO_3 , HNO_2 , H_2S , HI и др.).

При проведении окислительно-восстановительных реакций следует иметь в виду, что характер многих из них зависит от природы среды, в которой они протекают. Нередко окислитель или восстановитель являются таковыми только в определённой среде: кислой, щелочной или нейтральной. Это главным образом имеет место, когда окислителем или восстановителем является кислородное соединение. Будучи окислителем, кислородное соединение переходит в вещество, совсем не содержащее кислорода, или содержащее его в меньшем количестве, чем исходное. Если кислородное соединение участвует в реакции в качестве восстановителя, оно окисляется до вещества, которое содержит больше кислорода, чем исходное вещество. Например, ион SO_3^{2-} в качестве восстановителя превращается в ион SO_4^{2-} , а будучи окислителем – в S или H_2S . Недостающий кислород, в первом случае, отнимается от воды (нейтральная и кислая среда) или гидроксид-ионов (щелочная среда). Во втором случае, избыточный кислород в кислой среде связывается с ионами водорода, а в нейтральной и щелочной среде - с водой. Отсюда видно, что в ходе такого рода реакций рН среды играет определяющую роль. В некоторых случаях иная среда обуславливает даже изменение направления процесса.

Для создания в растворе кислой среды чаще всего пользуются серной кислотой. Соляная и азотная применяются реже, так как первая способна проявлять восстановительные свойства, вторая же сама является сильным окислителем; поэтому в обоих случаях иногда могут происходить различные побочные процессы.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: классификацию окислительно–восстановительных реакций;

– наиболее распространенные окислители и восстановители;

– функции элементов, находящихся в разных степенях окисления (высших, низших, промежуточных);

– влияние среды раствора на протекание процессов окисления и восстановления

Уметь: проводить химические окислительно – восстановительные реакции;

- характеризовать окислительно - восстановительные свойства простого вещества на основании положения элемента в периодической системе;
- предсказывать окислительно – восстановительные свойства сложного вещества на основании степеней окисления и природы элементов, входящих в его состав;
- составлять уравнения реакций и подбирать коэффициенты в них, пользуясь степенями окисления элементов.

Владеть: навыками проведения химического эксперимента по данной теме;

- навыками определения продуктов восстановления наиболее важных окислителей (перманганата калия, дихромата калия, концентрированной серной кислоты, азотной кислоты) в зависимости от условий реакций;
- навыками составления окислительно-восстановительных реакций и электронных уравнений.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками. Вода дистиллированная. Пипетки капельные. Микрошпатель. Концентрированные реактивы: серная кислота($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), раствор аммиака (25 %-ный). Реактивы кристаллические: сульфит натрия. Растворы: иодной воды, хлорной воды, хлороводородной кислоты (0,5 н.), иодида калия (0,5 н.), дихромата калия (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), перманганата калия (0,5н.), гидроксида натрия(0,5н.), сульфида натрия(0,5н.).

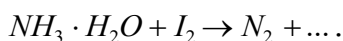
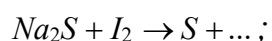
Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Окислительные свойства простых неметаллов и восстановительные свойства неметаллов в низших степенях окисления

В две пробирки внесите по 2-3 капли иодной воды (раствор I_2). В первую пробирку добавьте несколько капель раствора сульфида натрия (Na_2S), во вторую – концентрированного раствора аммиака ($NH_3 \cdot H_2O$). *Что происходит с окраской растворов? Закончите уравнения реакций:*

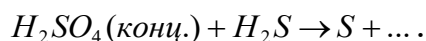


Какие свойства в протекавших окислительно-восстановительных реакциях проявляли бром, сера и азот?

В третью пробирку внесите 2-3 капли иодида калия (KI) и добавьте хлорной воды (раствор Cl_2). Какое вещество окрасило раствор в коричневый цвет? Напишите уравнение реакции. Чем являлись ионы I^- в данном окислительно-восстановительном процессе? Могут ли атомы иода, серы и азота в отрицательных степенях окисления проявлять окислительные свойства? Объясните почему?

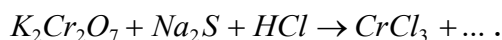
Опыт 2. Окислительные свойства атомов элементов, находящихся в высшей степени окисления

В две пробирки внесите по 3-4 капли сульфида натрия (Na_2S). В первую пробирку прибавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты (H_2SO_4). Что происходит с раствором? Закончите уравнение реакции:



Какие свойства проявляет сера в составе сульфат иона (SO_4^{2-})? Объясните почему?

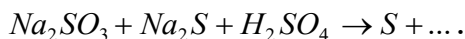
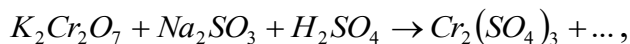
В другую пробирку добавьте 3-4 капли хлороводородной кислоты (HCl). Почему не выпадает осадок? Добавьте в эту пробирку 1-2 капли раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) до появления зелёной окраски, характерной для ионов Cr^{3+} . Почему помутнел раствор? Закончите уравнение реакции:



Какие свойства проявляет дихромат-ион ($Cr_2O_7^{2-}$)? Чем это обусловлено?

Опыт 3. Окислительные и восстановительные свойства атомов элементов в промежуточных степенях окисления

В первую пробирку с 1 мл раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) и во вторую с таким же объёмом раствора сульфида натрия (Na_2S) внесите по несколько капель раствора разбавленной серной кислоты (H_2SO_4) и по 2 микрошпателя сульфита натрия (Na_2SO_3). Как изменилась окраска в первой пробирке и почему помутнел раствор во второй пробирке? Закончите уравнения реакций:

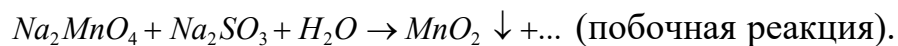
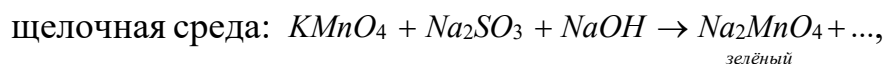
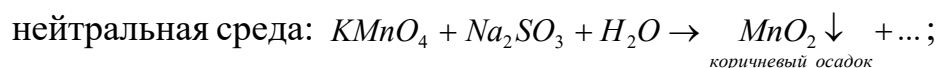
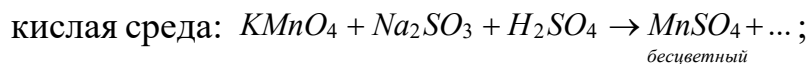


Окислителем или восстановителем является сульфит-ион (SO_3^{2-}) в этих реакциях? Дайте пояснения?

Опыт 4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов

В три пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия ($KMnO_4$). В одну пробирку добавить 2-3 капли раствора серной кислоты (H_2SO_4), во вторую столько же воды, в третью – такое же количество раствора щёлочи ($NaOH$). Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического сульфита натрия (Na_2SO_3) и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов.

Что происходит с растворами? Закончите уравнения реакций:



До каких степеней окисления восстанавливается перманганат калия в каждом из этих случаев? Какая наблюдается закономерность? Объясните, почему?

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Уравнения реакций должны быть записаны в ионной и молекулярной форме с указанием окислителя и восстановителя, и дополнены полуреакциями окисления и восстановления. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какие реакции относят к окислительно - восстановительным?

2. Как изменяются окислительно - восстановительные свойства элементов в пределах подгруппы и в пределах периода?
3. Почему большинство металлов проявляют только восстановительные свойства, а типичные неметаллы – окислительные.
4. Дать определения: а) степени окисления; б) окислителя; в) восстановителя.
5. Какие типы окислительно - восстановительных реакций вы знаете. Приведите примеры каждого типа.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. В данных ниже определениях пропущены ключевые слова, характеризующие процессы окисления и восстановления. Вставьте необходимые по смыслу слова (понижает, отдачи, восстанавливается, электроны, приема, окисляется, повышает):

«Окисление — процесс...электронов, восстановление — процесс...электронов. Окислитель — вещество, принимающее..., т.е. он содержит атомы элемента, который...свою степень окисления при протекании реакции. Восстановитель — вещество, отдающее..., т.е. он содержит атомы элемента, который свою степень окисления при протекании реакции. Таким образом, в ходе протекания реакции окислитель сам... а восстановитель — ...»

2. Определите степень окисления элементов в ионах:



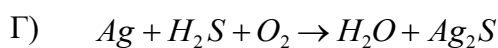
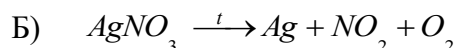
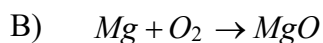
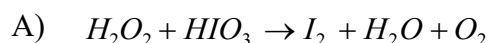
1.	+6; +4; +5; +3	3.	-4; +6; +3; +5
2.	+3; +4; +5; +6	4.	+3; +2; -5; +6

3. Укажите вещества, которые могут проявлять только окислительные свойства:



1.	A) и Г)	3.	Б) и В)
2.	A) и Б)	4.	A) и В)

4. В каких реакциях кислород выполняет роль восстановителя?



1.	A) и Г)	3.	Б) и В)
----	---------	----	---------

2.	А) и Б)	4.	Б) и Г)
----	---------	----	---------

5. Продуктами химической реакции $K_2SO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow$ являются:

- | | | |
|--------------|---------------|--------------|
| 1) K_2SO_4 | 4) $MnSO_4$ | 7) H_2O |
| 2) K_2S | 5) K_2MnO_4 | 8) H_2SO_4 |
| 3) MnO_2 | 6) $Mn(OH)_2$ | 9) C_2 |

6. Укажите окисление или восстановление происходит в следующих переходах:

- | | | |
|--------------------------------------|-----------------------------|-------------------------------|
| 1) $FeSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$ | 2) $NH_3 \rightarrow NCl$ | 3) $Cl^- \rightarrow ClO_4^-$ |
| 4) $Fe_2O_3 \rightarrow Fe$ | 5) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$ | 6) $2IO_4^- \rightarrow I_2$ |

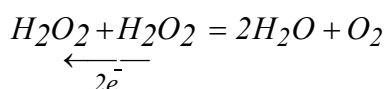
7. Для одних веществ ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3 , H_2SO_4 , PbO_2) уже только по их формулам можно предположить наличие окислительных свойств, для других (KBr , KI , Na_2S , Zn , Al , CaH_2) – наличие восстановительных свойств, для третьих (KNO_2 , SO_2 , H_2O_2 , $FeCl_2$, I_2) – наличие и окислительных и восстановительных свойств. Каким образом делаются такие предположения? Ответ поясните примерами.

8. Установите, какие из реакций в следующих наборах являются окислительно – восстановительными:

- 1) $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$; $NH_3 + NaClO \rightarrow N_2H_4 + NaCl + H_2O$;
- 2) $NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow NH_3 + CaCl_2 + H_2O$; $CH_4 + O_2 + NH_3 \rightarrow HCN + H_2O$;
- 3) $HClO_4 + SO_2 + H_2O \rightarrow HCl + H_2SO_4$; $Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$;
- 4) $NH_4ClO_4 + P_4 \rightarrow H_3PO_4 + Cl_2 + N_2 + H_2O$; $Li_3N + H_2O \rightarrow LiOH + NH_3 \cdot H_2O$;

Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, используя соответствующие методы их подбора.

9. Во внутримолекулярных реакциях дисмутации (диспропорционирования) атомы одного и того же элемента исходного вещества и окисляются и восстанавливаются, например:

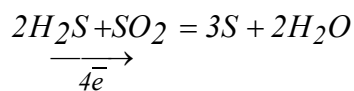


Укажите число электронов, переданных от восстановителя к окислителю в реакциях подобного типа:

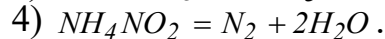
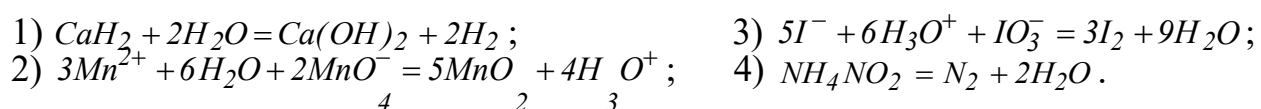
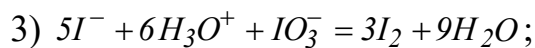
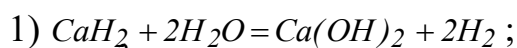
- 1) $4Na_2SO_3 = Na_2S + 3Na_2SO_4$;



10. В реакциях конмутации (контрпропорционирования) атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления в исходных реагентах переходят в одинаковую степень окисления, например:



Укажите число электронов, переданных от восстановителя к окислителю в реакциях подобного типа:



Работа № 7.

ГАЛЬВАНИЧЕСКАЯ ПАРА.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы. Рассмотреть на конкретных примерах образование гальванических пар. Смоделировать в лабораторных условиях процессы электрохимической коррозии металлических изделий.

Теоретическая часть

В определенных условиях окислительно-восстановительную реакцию можно провести так, что процессы окисления и восстановления будут разделены пространственно, и электроны будут переходить не хаотически, а направленным потоком в виде электрического тока. Когда реакция протекает в растворе, необходимые для этого условия создаются погружением в раствор двух проводников, называемых электродами. Электрод, на котором протекает процесс окисления, называется **анодом**, а электрод, на котором протекает процесс восстановления – **катодом**. Реакция возможна, если имеется электрическая цепь, образованная, с одной стороны, замыканием электродов внешним проводником (или непосредственным контактом), а с другой стороны, через раствор –

электролитически. Объединённые электрической цепью анод и катод называются **гальванической парой**, а приборы для получения таким путем электрического тока – гальваническими элементами.

Возникновение электродвижущих сил в гальванической паре можно объяснить следующим образом. При погружении отдельно взятого проводника из активного металла (например, Zn) в раствор начинается самопроизвольная реакция поверхностных ион-атомов металла с полярными молекулами воды. В результате происходит окисление металла, и его гидратированные ионы переходят в раствор, оставляя на металле электроны:



Электрод становится заряженным отрицательно, а раствор – положительно. На границе металл – раствор достаточно быстро возникает двойной электрический слой, который препятствует дальнейшему окислению атомов и переходу материала электрода в раствор. При этом величина электрического поля двойного электрического слоя может быть охарактеризована равновесным электродным потенциалом.

Возможен и иной случай. Если в раствор соли малоактивного металла поместить проводник из этого же металла (например Cu), то самопроизвольно начинается реакция осаждения ионов металла из раствора на поверхность:



В результате электрод заряжается положительно, а раствор с избытком анионов соли – отрицательно. Возникающий двойной электрический слой будет иметь равновесный электродный потенциал с противоположным знаком, по сравнению с потенциалом на электроде из цинка.

Соединение в электрическую цепь электродов из активного и малоактивного металлов приводит к тому, что электроны от отрицательно заряженного электрода переходят к положительно заряженному. Двойной электрический слой на обоих электродах исчезает и окислительно-восстановительная реакция, представленная полуреакциями (23) и (24), протекает до тех пор, пока, либо электрод из активного металла полностью не растворится, либо на другом электроде все ионы малоактивного металла не будут осаждены на поверхность.

Равновесные потенциалы электродов из разных металлов имеют различные значения. Кроме того, величина потенциала зависит от активной концентрации их ионов в растворе и температуры. Чтобы получить сравнимые величины, принято измерять электродные потенциалы металлов при активности их ионов в растворе равной 1 моль/л и температуре 25 °С. Определяемые таким образом потенциалы называются **стандартными электродными потенциалами** и приведены в справочниках (табл. 21).

Таблица 21. Стандартные потенциалы металлических электродов

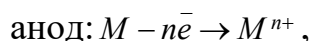
Электрод	Электродная реакция	E ⁰ , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,05
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,93
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2,92
Ra ²⁺ /Ra	Ra ²⁺ + 2e ⁻ = Ra	-2,91
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	-2,90
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,87
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,71
La ³⁺ /La	La ³⁺ + 3e ⁻ = La	-2,52
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,36
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e ⁻ = Be	-1,85
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,66
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e ⁻ = Ti	-1,63
V ²⁺ /V	V ²⁺ + 2e ⁻ = V	-1,19
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,18
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2e ⁻ = Cr	-0,91
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,76
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	-0,74
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,44
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,40
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,28
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,25
Mo ³⁺ /Mo	Mo ³⁺ + 3e ⁻ = Mo	-0,20
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,14
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,13
W ³⁺ /W	W ³⁺ + 3e ⁻ = W	-0,05
Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ = Fe	-0,04
2H ⁺ /H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ = H ₂	0
Ge ²⁺ /Ge	Ge ²⁺ + 2e ⁻ = Ge	+0,01
Sb ³⁺ /Sb	Sb ³⁺ + 3e ⁻ = Sb	+0,20
Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3e ⁻ = Bi	+0,23
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,34
Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e ⁻ = Cu	+0,52
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,80
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+0,85

Чем меньше отрицательное значение стандартных потенциалов (с учетом знака), тем больше восстановительная способность металлов и тем меньше окислительная способность их ионов.

В общем случае гальваническая пара может быть образована проводниками из инертного металла, на поверхности которых способны окисляться и восстанавливаться ионы или молекулы растворенных газов. В этом случае металлические проводники играют роль токоотводов для приёма или отдачи электронов.

Поскольку величины стандартных потенциалов всех металлов отличны, то гальваническая пара может быть составлена из двух любых металлов. Более того, учитывая, что поверхность одного металла всегда энергетически неоднородна (из-за наличия примесей, различий по химическому и фазовому составу сплава и др.), на ней всегда возникает множество микрогальванических пар при формировании тонкой плёнки электролита из атмосферной влаги с растворёнными в ней газами и солями. Разрушение металла в результате работы огромного количества гальванических микроэлементов называют **электрохимической коррозией**.

На корродирующем участке металла (с меньшим значением потенциала) протекает анодная реакция -

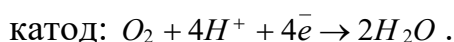


а на участках металла с большим потенциалом — катодное восстановление окислителя. Наиболее распространёнными окислителями при электрохимической коррозии являются молекулы кислорода воздуха и ионы водорода электролита.

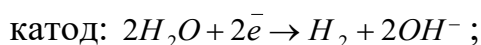
Коррозия с участием кислорода называется коррозией с поглощением кислорода (с кислородной деполяризацией). В зависимости от pH среды возможны две реакции восстановления кислорода. В щелочной или нейтральной среде —



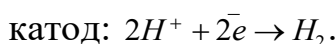
в кислой среде —



Аналогично, при коррозии с выделением водорода (с водородной деполяризацией). В щелочной или нейтральной среде —



в кислой среде —



Образование гальванопары используется для защиты металлического изделия от электрохимической коррозии. В этих целях к защищаемому изделию присоединяют менее активный металл, называемый **протектором**, на котором и протекает анодная реакция. Если в качестве протектора применять относительно дешевые цинк или сплав магния с алюминием, то за счет их коррозии можно эффективно защитить дорогостоящие стальные конструкции, например обшивку корпуса корабля.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: определения и различать понятия «электродный потенциал», «стандартный электродный потенциал», «окислительно-восстановительный потенциал»;

- устройство и принципы работы гальванического элемента;
- методы измерения электродного потенциала;
- особенности протекания электрохимического коррозионного процесса;

Уметь: объяснять возникновение электродного потенциала;

- определять катод и анод, записывать уравнения электродных процессов;
- вычислять ЭДС гальванического элемента по данным о соответствующих электродных потенциалах полуреакций;
- пользоваться электрохимическим рядом напряжений металлов для определения коррозионных процессов, протекающих при контакте двух металлов;
- типы коррозионной защиты.

Владеть: методикой расчета электродвижущей силы любой окислительно-восстановительной системы на основании окислительно –восстановительных потенциалов;

- информацией о механизмах коррозионных процессов, в целях защиты материала от коррозионного разрушения.

Оборудование и материалы

Стеклянные стаканы (150-400 мл). Милливольтметр. П-образная стеклянная трубка с набухшим агар-агаром. Металлические пластины из цинка и меди с припаянными контактными проводами. Штатив с пробирками. Вода дистиллированная. Пипетки капельные. Реактивы кристаллические: цинк (гранулированный), свинец (гранулированный), медь (проволока или пластины),

железо (проволока или пластины), оцинкованное железо (проволока или пластины), лужённое железо (проволока или пластины). Растворы: уксусной кислоты (0,5 н.), серной кислоты (0,5 н.), иодида калия (0,5 н.), сульфата цинка (0,5 н.), сульфат железа (II) (0,5 н.), сульфата меди (0,5 н.), нитрата серебра (0,5 н.), гексацианоферрата (III) калия (0,5 н.).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Определение ЭДС гальванического элемента

Гальванический элемент собирают из двух металлических электродов (цинкового и медного), помещенных в два отдельных стакана, соответствующих солей (ZnSO_4 и CuSO_4), соединенных электролитическим мостиком, заполненным KCl и загустителем агар-агаром (рис. 22).

Рисунок 22. Схема гальванического элемента.

Стаканы для растворов предварительно вымойте проточной водой под краном, ополосните раствором соли соответствующего металла и залейте этот раствор на 2/3 объёма стакана. Металлические пластинки тщательно зачистите наждачной бумагой, промойте проточной водой под краном, соедините внешним металлическим проводником через амперметр и погрузите в сосуды с растворами соответствующих солей.

Наблюдайте отклонение стрелки амперметра при замыкании цепи посредством электролитического мостика.

Исходя из стандартных электродных потенциалов металлов (табл. 21), определите какой из металлов выполняет роль анода, а какой – роль катода в данном гальваническом элементе.

Составьте схему гальванического элемента и напишите анодную и катодную реакции.

По уравнению Нернста рассчитайте потенциалы анода и катода, а также ЭДС гальванического элемента при концентрациях растворов солей, равных 0,01 моль/л.

Опыт 2. Сравнительная активность металлов

Налейте в отдельные пробирки по 1-2 мл растворов солей железа (II), меди и серебра. Поместите в каждую пробирку по грануле цинка. *Из каких растворов вытесняются металлы? Напишите уравнения соответствующих реакций.*

В три другие пробирки налейте по 1-2 мл растворов солей цинка, меди и серебра. Поместите в каждую пробирку по железной пластинке. *Отметьте наблюдения и запишите уравнения реакций замещения.*

Еще в три пробирки налейте по 1-2 мл растворов солей цинка, железа (II) и серебра. Поместите в каждую пробирку по кусочку медной проволоки. *Также запишите уравнения возможных реакций.*

Запишите металлы по убыванию их восстановительной способности, определённой экспериментально. Выпишите значения их стандартных электродных потенциалов. *Соответствует ли экспериментальный ряд металлов их положению в электрохимическом ряду напряжений?*

Опыт 3. Коррозия оцинкованного и лужёного железа

В две пробирки налейте по 5 мл раствора , добавьте по 4-5 капель гексацианоферрата (III) калия (). В одну пробирку поместите пластинку (или др. изделие) из оцинкованного железа, а в другую – из лужёного. Через несколько минут наблюдайте появление синего окрашивания по краям металлической пластины в одной из пробирок. Это обусловлено появлением в растворе ионов железа и образованием турнбулевой сини по реакции с гексацианоферратом:

Почему не появилась синяя окраска во втором растворе? Составьте схемы анодного и катодного участков электрохимической коррозии оцинкованного и лужёного железа с водородной деполяризацией в кислой среде. В каком случае будет разрушаться защитное покрытие при относительной неизменности

железного изделия и наоборот? Для сравнения составьте схему гальванопары с кислородной деполяризацией.

Опыт 4. Протекторная защита

В две пробирки налейте по 2-3 мл раствора уксусной кислоты () и прибавьте 3-4 капли раствора иодида калия (). В одну пробирку поместите гранулу свинца, а в другую гранулы свинца и цинка скреплённые проволокой (можно использовать канцелярскую скрепку). Ионы играют роль индикатора на ионы, образуя с ними малорастворимое соединение жёлтого цвета. В каком случае скорее образуется иодид свинца? Составьте схему действия гальванопары. Какой металл играет роль протектора?

Содержание отчета

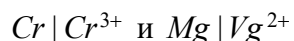
Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов. Схемы гальванопар должны быть представлены анодным и катодным процессами. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы. Ответьте на вопросы, поставленные в опытах (выделены курсивом).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Дайте определение понятию «электрохимический ряд напряжений».
2. Каким образом, на практике определяют электродные потенциалы металлов?
3. Что такое коррозия металлов?
4. Что является причиной химической коррозии?
5. Какие существуют методы защиты от коррозии?

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Какой из металлов выполняет роль анода в гальванических элементах, образованных электродами (табл. 21):



1.	Sn и Mg	3.	Ni и Cr
2.	Sn и Cr	4.	Ni и Mg

2. Из четырех металлов – Ag, Cu, Al, Mg выберите пару, которая обеспечит наибольшее значение ЭДС.

1.	Ag, Cu	3.	Ag, Mg
2.	Al, Mg	4.	Cu, Al

3. Определите ЭДС железо- медного гальванического элемента при стандартных условиях (табл. 21), если концентрации ионов Fe^{2+} и $Cu^{2+} = 1$ моль/л

1.	+ 0,1	3.	- 0,78
2.	+ 0,78	4.	- 0,1

4. Вычислите ЭДС медь - серебряного гальванического элемента (табл. 21) при стандартных условиях

1.	+ 1,14	3.	- 0,46
2.	-1,14	4.	+ 0,46

5. Какой из перечисленных металлов может быть использован в качестве катодного покрытия на медном изделии:

1.	олово	3.	серебро
2.	железо	4.	цинк

6. Укажите ряд металлов, которые могут выполнять роль протекторов по отношению к свинцовому изделию, которое эксплуатируется в электролите, содержащем кислород:

1.	Mg; Al; Ti	3.	Mg; Au; Pt
2.	Ag; Au; Pt	4.	Al; Ti; Ag

7. Сплав из железа с хромом эксплуатируется в контакте с влажными парами бромоводородной кислоты. Какой процесс протекает на катоде при работе коррозионного гальванического элемента? Какой из металлов будет разрушаться?

1.	$2H^+ + 2e \rightarrow H_2 \uparrow$ разрушается хром	3.	$2H^+ + 2e \rightarrow H_2 \uparrow$ разрушается железо
2.	$2H_2O + O_2 + 4e \rightarrow 4OH^-$ разрушается железо	4.	$2H_2O + O_2 + 4e \rightarrow 4OH^-$ разрушается хром

8. Какие процессы имеют место у электродов магниевое концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов активная концентрация ионов Mg^{2+} равна 1 моль/л, у другого – 0,001 моль/л. По какому направлению движутся электроны во внешней цепи? Какова ЭДС этого элемента?

9. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и

катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.

10. Какой из металлов (Zn , Mg , Cr) целесообразно выбрать для протекторной защиты от атмосферной коррозии свинцовой оболочки кабеля? Ответ мотивируйте. Приведите уравнения электродных процессов. Каков состав продуктов коррозии.

Работа № 8.

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ КАТИОНОВ И АНИОНОВ

Цель работы. Ознакомиться с методикой проведения качественного анализа; научиться проводить идентификацию катионов и анионов в растворах индивидуальных солей неорганических веществ путем проведения характеристических аналитических реакций.

Теоретическая часть

Качественный химический анализ представляет собой процесс открытия ионов в веществе с помощью химических реакций без количественной оценки результатов. Его применяют для предварительного определения состава неизвестного вещества, а также для проведения тест-контроля на превышение предельной концентрации какого-либо соединения в продукте. Для идентификации в анализируемом веществе того или иного компонента на пробу (небольшую порцию вещества) воздействуют специальными реактивами – реагентами.

Если в анализируемом веществе имеется определяемый компонент, то между ним и реагентом протекает химическая реакция, сопровождающаяся внешним изменением или **аналитическим признаком**. К таким признакам относят образование осадка, выделение характерного газа или изменение цвета раствора. Если под воздействием реагента ожидаемый для данного иона аналитический признак не наблюдается, то в пробе этот ион отсутствует.

При работе с достаточным количеством раствора анализируемого вещества применяют пробирки (пробирные реакции). Для этого отбирают раствора и

добавляют в него несколько капель или кристаллы реагента. Реакция должна протекать быстро и однозначно.

При работе с малым количеством вещества применяют микрокристаллоскопические реакции.

Микрокристаллоскопические реакции проводятся на предметном стекле при выпаривании раствора. Ионы идентифицируют по цвету и форме образующихся кристаллов, которые наблюдают под микроскопом.

Предварительные исследования неизвестного вещества обычно начинают с **пирохимической** реакции, проводя идентификацию ионов по изменению окраски пламени горелки. Эта реакция характерна в первую очередь для щелочных и щелочноземельных металлов (табл. 22). При проведении анализа каплю исходного раствора или сухое вещество помещают в чистую петлю из нихромовой проволоки и вносят в пламя горелки.

Таблица 22. Окраска пламени при пирохимическом определении ионов

Ион	Окраска пламени	Ион	Окраска пламени
	кармино-красная		кирпично-красная, интенсивная
	желтая, интенсивная		кармино-красная, интенсивная
	лиловая, слабая		бледно-зеленая
	красно-фиолетовая		характерная, зеленая
	красно-фиолетовая		сине-фиолетовая

Проводя ту или иную аналитическую реакцию, необходимо создавать определённые условия для её протекания, так как иначе результат реакции окажется не достоверным. Одним из важнейших условий является кислотность среды, которая в случае необходимости регулируется добавлением к раствору кислоты, щёлочи или буферов. Другим важным фактором является температура раствора, так как некоторые реакции протекают только при нагревании.

При подборе реагентов и способов проведения анализа необходимо учитывать **селективность**. Реагенты делят на высоко-, малоселективные и специфические. Высокоселективные или избирательные реакции дают сходный внешний эффект с небольшим количеством ионов. Селективность реакции тем больше, чем меньше число ионов, с которыми она протекает.

Реакции, где идет взаимодействие только с одним единственным ионом называют **специфическими**. Примером специфической реакции является действие щёлочи на ион аммония, в результате которой выделяется газообразный аммиак. К малоселективной реакции относится действие нитрата серебра на группу анионов. Так с хлорид-, цианид-, иодат- и роданидионами образует светлые творожистые осадки схожие по внешнему виду.

Реально анализируемые объекты представляют собой многокомпонентные системы. Поэтому при выборе аналитической реакции на интересующий ион, необходимо учитывать мешающее действие других ионов или примесей. В специфических реакциях влияние примесей обычно не мешает определению, однако таких реакций сравнительно мало. На практике приходится увеличивать селективность аналитических реакций, используя специальные приёмы. Для этой цели применяют маскирование мешающих ионов, избирательное распределение ионов между двумя фазами (твёрдая – жидкая, жидкая – газообразная и т. д.).

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: качественные реакции на неорганические ионы и условия их проведения;

Уметь: обнаружить катионы и анионы по конкретному заданию;

- интерпретировать наблюдаемые явления в ходе проведения качественных реакций;
- обосновывать уравнениями химических реакций достоверность результатов качественного анализа.

Владеть: методикой выполнения качественных реакций на катионы и анионы.

Оборудование и материалы

Штатив с пробирками, держатель пробирок, микроскоп биологический, нихромовая проволока, газовая горелка. Кристаллические реактивы: , металлический (или). Жидкие реактивы: (2 н. и 6 н.), (2 н.), , (2 н.), (1 %.), (2 н.), (6н.), (2 н.), (2 н.), (2 н.), (2 н.), (2 н.), Чугаева (диметилглиоксим), растворы солей, содержащих следующие ионы: , , , , , , , , , , .

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Выполнить определение катионов и анионов в растворах индивидуальных солей согласно методике приведенной в таблице 23. При необходимости растворы осторожно подогреть на газовой горелке, не допуская выброса жидкости.

Таблица 23. Способы проведения качественных реакций

Определяемый ион	Порядок выполнения	Аналитический признак, уравнение реакции
	1 мл раствора отобрать в пробирку, добавить туда 4–5 к. и раствор осторожно нагреть на пламени горелки до кипения. Универсальным индикатором определить выделившегося газа.	Цвет и запах газа: Цвет индикатора; значение
	Петлю из нихромовой проволоки промыть дистиллированной водой и прокалить в пламени газовой горелки. Захватить влажной петлёй кристаллик соли и внести его в среднюю горячую часть пламени. Наблюдать появление окраски.	Цвет пламени:
	На предметное стекло поместить 2–3 к. раствора соли кальция. Добавить 1–2 к. раствора (реагент) и подсушить. Рассмотреть под микроскопом полученный препарат.	Цвет и форма кристаллов
	В пробирку с несколькими каплями раствора FeSO_4 добавить несколько капель раствора . В результате образуется характерный осадок турнбулевой сини.	Цвет осадка
Fe^{3+}	В пробирку с несколькими каплями раствора FeCl_3 добавить несколько капель 6М раствора HCl и раствора . В результате образуется характерный осадок берлинской лазури.	Цвет осадка
	В пробирку с несколькими каплями раствора FeCl_3 добавить несколько капель раствора KCNS . Образуется раствор роданидного комплекса Fe^{3+}	Цвет раствора.
Ni^{2+}	В пробирку с несколькими каплями раствора NiSO_4 добавить несколько капель раствора NH_4OH и 1-2 капли раствора диметилглиоксима (реактив Чугаева) образуется характерный осадок соли никеля.	Цвет осадка
Cu^{2+}	В пробирку с несколькими каплями раствора CuSO_4 добавить несколько капель раствора. В результате образуется характерный осадок.	Цвет осадка
Pb^{2+}	В пробирку с несколькими каплями раствора $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ добавить несколько капель раствора иодида калия. Нагреть осадок и медленно охладить раствор.	Цвет осадка
Cl^-	К 1 мл раствора хлорида добавить несколько капель разбавленной азотной кислоты и группового реактива (нитрата серебра). Образуется творожистый осадок, растворимый в растворе аммиака.	Цвет осадка

Br^-	К 1 мл раствора бромида добавить несколько капель разбавленной азотной кислоты и группового реактива (нитрата серебра). Образуется творожистый осадок, частично растворимый в растворе аммиака.	Цвет осадка
I^-	К 1 мл раствора иодида добавить несколько капель разбавленной азотной кислоты и группового реактива (нитрата серебра). Образуется творожистый осадок, нерастворимый в растворе аммиака.	Цвет осадка
	К 1 мл раствора иодида добавить несколько капель ацетата свинца до образования характерного осадка	Цвет осадка
SO_4^{2-}	К 1 мл раствора сульфата добавить 2-3 капли 6М раствора соляной кислоты для подкисления и 2-4 капли группового реагента хлорида бария. Образуется осадок.	Цвет осадка
CO_3^{2-}	К 2 мл раствора карбоната добавить 4-6 капель 6М раствора соляной кислоты и пробирку слегка нагреть. Из раствора выделяется газ, который при пропускании через известковую воду вызывает ее помутнение.	Написать уравнения реакций
	Приготовить 1-2 мл раствора роданида железа (III). Полученный раствор разбавить до 4-6 мл дистиллированной водой и разделить на 2 части. В 1-ю пробирку по каплям ввести раствор фосфата до полного исчезновения окраски (2-я пробирка является контрольной).	Цвет осадка
NO_3^-	К 1 мл нитрата добавить 6-10 капель концентрированного раствора гидроксида натрия и микрошпатель порошка алюминия или цинка. Пробирку осторожно нагреть. Универсальным индикатором определить выделившегося газа.	Написать уравнение реакции

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, таблицу 23 в которой необходимо указать цвет исходных растворов и другие наблюдаемые Вами аналитические признаки (столбец №3).

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Какие реакции называются характерными?
2. Какие реакции называются специфическими?
3. Серная кислота используется в качественном анализе. Какие катионы и анионы можно обнаружить с помощью серной кислоты?

- В подземных водах некоторых рек возможно присутствие растворимых соединений железа (II). Приведите качественные реакции обнаружения катиона этого металла.
- Предложите способ идентификации солей: хлорид натрия, хлорид меди (II) и хлорид алюминия.

Вопросы к защите лабораторной работы

- Установите соответствие между веществами и реагентом, с помощью которого можно различить эти вещества.

	ВЕЩЕСТВА		РЕАГЕНТ
А)	$(NH_4)_2SO_4$ и Na_2SO_4	1.	Лакмус
Б)	Na_2SiO_3 и Na_2SO_4	2.	$NaCl$
В)	$Ca(OH)_2$ и H_2SO_4	3.	$HCOH$
Г)	KNO_3 и $AgNO_3$	4.	Дистиллированная вода
		5.	$NaNO_3$

- Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

	ВЕЩЕСТВА		ПРИЗНАК РЕАКЦИИ
А)	$Cu(NO_3)_2$ и $NaOH$	1.	Выделение бурого газа
Б)	$CuSO_4$ и K_2S	2.	Образование белого осадка
В)	$Cu(OH)_2$ и HCl	3.	Образование синего осадка
Г)	$Cu(OH)_2$ и HNO_3	4.	Образование черного осадка
		5.	Растворение осадка

- Установите соответствие между веществами и реагентом, с помощью которого можно различить эти вещества.

	ВЕЩЕСТВА		РЕАГЕНТ
А)	Na_3PO_4 и Na_2SO_4	1.	Дистиллированная вода
Б)	AgF_{TB} и $AgBr_{TB}$	2.	$AgNO_3$
В)	$AlCl_{3(p-p)}$ и $Na_2CO_{3(p-p)}$	3.	$K_2CO_{3(p-p)}$
Г)	KOH и KI	4.	$Cu(OH)_2$
		5.	ацетальдегид

- Установите соответствие между определяемым ионом и реагентом, с помощью которого ион можно определить.

	ОПРЕДЕЛЯЕМЫЙ ИОН		РЕАГЕНТ
А)	Fe^{2+}	1.	HCl
Б)	Cu^{2+}	2.	H_2SO_4
В)	Ba^{2+}	3.	$K_3[Fe(CN)_6]$
Г)	Ag^+	4.	$K_4[Fe(CN)_6]$
		5.	$NH_{3(p-p)}$

- Установите соответствие между веществами и реагентом, с помощью которого можно различить эти вещества.

	ВЕЩЕСТВА		РЕАГЕНТ
А)	$FeCl_3$ и $FeCl_2$	1.	HCl
Б)	$AgNO_3$ и $NaNO_3$	2.	$KNCS$
В)	$SrCl_2$ и KCl	3.	Na_2SO_4
Г)	KI и KCl	4.	$NaNO_3$
		5.	$AgNO_3$

6. Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

	ВЕЩЕСТВА		ПРИЗНАК РЕАКЦИИ
А)	$AgNO_3 + Na_3PO_4$	1.	Осадок белого цвета
Б)	$AgNO_3 + NaCl$	2.	Осадок желтого цвета
В)	$AgNO_3 + PbCl_2$	3.	Осадок черного цвета
Г)	$AgNO_3 + H_2S$	4.	Видимых признаков нет
		5.	Осадок красного цвета

7. Установите соответствие между определяемым ионом и реагентом, с помощью которого ион можно определить.

	ОПРЕДЕЛЯЕМЫЙ ИОН		РЕАГЕНТ
А)	SO_4^{2-}	1.	HCl
Б)	Cl^-	2.	$BaCl_2$
В)	I^-	3.	K_2CO_3
Г)	NH_4^+	4.	$AgNO_3$
		5.	$NaOH$

8. Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

	ВЕЩЕСТВА		ПРИЗНАК РЕАКЦИИ
А)	$FeCl_2 + K_3[Fe(CN)_6]$	1.	Осадок черного цвета
Б)	$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6]$	2.	Осадок темно-синего цвета
В)	$FeCl_3 + NH_4NCS$	3.	Изменение окраски раствора
Г)	$FeCl_2 + K_2S$	4.	Осадок синего цвета
		5.	Видимых признаков нет

9. Установите соответствие между веществами и реагентом, с помощью которого можно различить эти вещества.

	ВЕЩЕСТВА		РЕАГЕНТ
А)	$FeCl_3$ и $NaCl$	1.	Фенолфталеин
Б)	$ZnCl_{2(p-p)}$ и $MgCl_{2(p-p)}$	2.	Дистиллированная вода
В)	$K_2SO_{4(ТВ)}$ и $BaSO_{4(ТВ)}$	3.	$NaOH$
Г)	H_2SO_4 и $Ca(OH)_2$	4.	$NaCl$
		5.	HCl

10. Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции.

	ВЕЩЕСТВА		ПРИЗНАК РЕАКЦИИ
А)	$FeCl_3 + KNCS$	1.	Образование осадка
Б)	$CuSO_4 + NaOH$	2.	Изменение окраски
В)	$Na_2S + PbCl_2$	3.	Видимых изменений нет
Г)	$NaCl_{(ТВ)} + H_2SO_{4(КОНЦ)}$	4.	Выделение газа
		5.	Растворение осадка

Работа № 9.

АЛИФАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Цель работы. Ознакомиться с методами синтеза и химическими свойствами предельных и непредельных углеводородов

Теоретическая часть

Углеводороды – это простейшие органические соединения, состоящие из атомов углерода и водорода. Многочисленную группу углеводородов подразделяют на **алифатические** и **ароматические**. Алифатические, в свою очередь, делятся на две подгруппы:

- насыщенные или предельные;
- ненасыщенные или непредельные.

Предельными углеводородами (алканами) называются соединения, состоящие из атомов углерода и водорода, соединенных между собой только σ -связями.

Способы получения.

1. Восстановление алкенов или алкинов водородом в присутствии катализаторов:
2. Гидролиз карбида алюминия:
3. Сплавление солей карбоновых кислот с щелочами, причем углеродная цепь получаемого алкана будет на один атом углерода меньше, чем у исходной кислоты:

4. Действие металлического натрия на моногалогенопроизводные (реакция Вюрца):

5. Электролиз солей карбоновых кислот (реакция Кольбе):

Некоторые химические свойства алканов.

Химические превращения предельных углеводородов могут происходить либо за счет разрыва цепи углеродных атомов, либо за счет отрыва атомов водорода с последующим их другими атомами или группами. Поэтому для предельных углеводородов характерны реакции расщепления и замещения.

Замещение алканов протекает по радикальному механизму.

При действии на алканы высоких температуры образуются ненасыщенные углеводороды:

Предельные углеводороды устойчивы к действию таких сильных окислителей, как хромовая кислота и перманганат калия.

Непредельными называются углеводороды, в молекулах которых имеются атомы углерода, связанные между собой двойными или тройными связями.

Алкены (олефины, этиленовые углеводороды), углеводороды, в молекулах которых помимо одинарных углерод-углеродных σ -связей имеются углерод-углеродные π -связи, называются непредельными.

Способы получения.

1. Алкены в виде сложных смесей получают при крекинге нефти.

2. Дегидрирование предельных углеводородов.

3. Обработка галогенопроизводных **спиртовыми** растворами щелочей. Порядок отщепления галогеноводорода в большинстве случаев определяется **правилом Зайцева**: при образовании галогеноводорода и воды наиболее легко отщепляется водород от наименее гидрогенизированного соседнего атома углерода:

4. Дегидратация спиртов

5. Действие Zn или Mg на дигалогенопроизводные с двумя атомами галогена у соседних атомов углерода:

6. Гидрирование ацетиленовых или диеновых углеводородов.

Некоторые химические свойства алкенов.

Для олефинов наиболее типичны реакции присоединения

1. Гидрирование:

2. Галогенирование:

Данная реакция является *качественной реакцией на кратную связь*, при взаимодействии с бромной водой – происходит ее обесцвечивание.

3. Гидратация.

Порядок присоединения воды и галогеноводородов в большинстве случаев определяется **правилом Марковникова**: при взаимодействии алкенов с галогеноводородом и водой водород присоединяется к более гидрированному атому углерода.

4. Гидрогалогенирование:

Окисление алкенов может происходить в нескольких направлениях: с сохранением углеродного скелета (реакция Вагнера) и с разрывом C=C-связи. Взаимодействие алкенов с перманганатом калия в нейтральной среде является *качественной реакцией на кратную связь*, происходит обесцвечивание раствора перманганата калия:

Алкинами (ацетиленовыми углеводородами) называют углеводороды, содержащие кроме σ -связей две π -связи (тройную связь) у одной пары углеродных атомов. Родоначальником алкинов является ацетилен.

Способы получения.

Ацетиленовые углеводороды получают либо алкилированием ацетилена, либо отщеплением галогеноводородов или галогенов от полигалогенопроизводных.

1. Высокотемпературный крекинг метана:

2. Гидролиз карбида кальция:

3. Действие спиртовой щелочи на дигалогенопроизводные предельных углеводородов, содержащих галоген у одного или соседних атомов углерода:

Химические свойства.

Алкины также как и алкены вступают в реакции присоединения: гидрирования, галогенирования, гидрогалогенирования, гидратации. Окисляются раствором перманганата калия.

В результате выполнения лабораторной работы студенты должны:

Знать: строения и свойства углеводородов;

- генетическую связь углеводородов;
- качественные реакции на кратные связи

Уметь: называть углеводороды в соответствии с правилами номенклатуры;

- объяснять влияние строения углеводородов на их химические свойства;
- записывать уравнения происходящих реакций.

Владеть: навыками работы с органическими веществами;

- методикой получения алифатических углеводородов;
- методикой выполнения качественных реакций на определение алифатических углеводородов

Оборудование и материалы

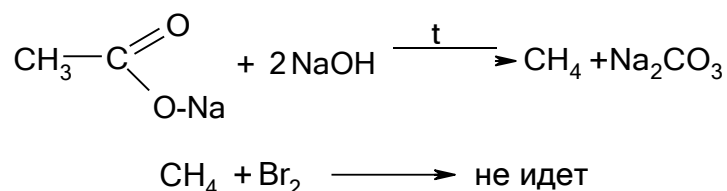
Штатив с пробирками, держатель пробирок, газовая горелка, газоотводная трубка. Кристаллические реактивы: , , , . Жидкие реактивы: (0,1 н.), бромная вода, баритовая вода, (2 н.), (2 н.), (конц.), (1%), этиловый спирт. Индикатор: фенолфталеин (спиртовой раствор).

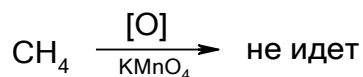
Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Указания по порядку выполнения работы

Опыт 1. Получение метана и исследование его свойств





В пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой (рис. 23), поместите смесь равных весовых частей обезвоженного (сплавлением) уксуснокислого натрия и натронной извести на высоту около 10 мм.

Рисунок 23. Получение метана из уксуснокислого натрия

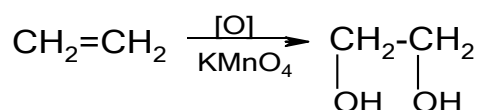
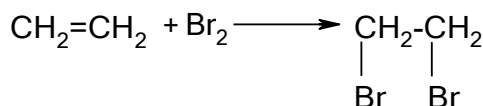
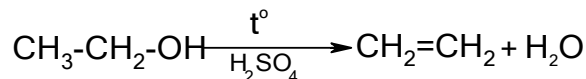
Держа пробирку в горизонтальном положении, нагрейте ее в пламени микрогорелки и подожгите газообразный метан, выделяющийся из отверстия пробирки (вначале газоотводную трубку можно удалить). Обратите внимание на то, что метан горит *несветящимся* пламенем. Иногда оно бывает окрашено в желтый цвет за счет натрия содержащегося в стекле. Не следует путать термин *несветящийся* с термином *неокрашенный*, т.е. бесцветный. Пламя может быть несветящимся и в то же время иметь цвет, т. е. быть окрашенным в голубоватый, желтоватый цвет и т. д.

Убедившись, что метан горит, сейчас же опустите конец газоотводной трубки в пробирку с заранее приготовленным раствором марганцовокислого калия. Возьмите для этого 1 каплю 0,1 н. KMnO_4 и 5 капель воды. Убедившись, что при пропускании метана обесцвечивания раствора не происходит (так как метан в данных условиях не окисляется), немедленно опустите конец газоотводной трубки в третью пробирку, предварительно поместив в эту пробирку 5 капель бромной воды. Обесцвечивания желтой окраски бромной воды не происходит: метан в данных условиях не реагирует с бромом, ибо он является предельным, насыщенным, углеводородом.

Одновременно с метаном образуется углекислый натрий, наличие которого можно обнаружить, если после остывания пробирки *a* добавить в нее 2–3 капли 2 н. HCl . Выделяются пузырьки CO_2 . Если быстро соединить пробирку с газоотводной трубкой и опустить конец ее в заранее приготовленную пробирку с 2–3 каплями насыщенного раствора гидрата окиси бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$, можно

заметить помутнение баритовой воды вследствие выделения белого осадка BaCO_3 .

Опыт 2 Получение этилена и исследование его свойств



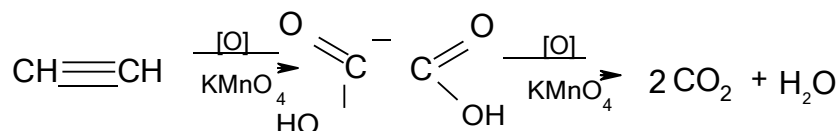
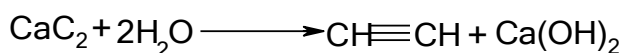
В пробирку *a* (рис. 24) поместите 8 капель концентрированной серной кислоты, 4 капли этилового спирта и несколько крупинок окиси алюминия Al_2O_3 в качестве катализатора.

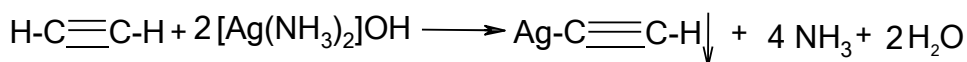
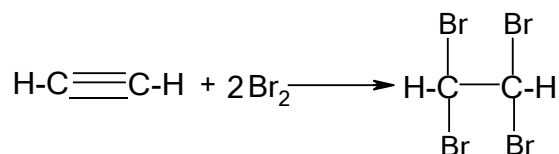
Рисунок 24. Получение этилена и ацетилена

Закройте пробирку *a* пробкой с газоотводной трубкой и конец ее опустите в пробирку *b* с 4 каплями бромной воды. Нагревайте пробирку *a* на пламени микрогорелки. Убедившись, что бромная вода быстро обесцвечивается, немедленно опустите конец газоотводной трубки в заранее приготовленную пробирку *b* с 1 каплей 0,1 н. KMnO_4 и 5 каплями воды. Продолжая нагревание пробирки *a*, обратите внимание на быстрое обесцвечивание розового раствора марганцовокислого калия.

Тотчас же удалите пробирку *b* и подожгите газообразный этилен у конца газоотводной трубки. Убедитесь в том, что он горит, причем горит светящимся пламенем.

Опыт 3. Получение ацетилена и исследование его свойств





В пробирку *a* (рис. 24) поместите маленький кусочек карбида кальция CaC_2 . Добавьте 2 капли воды. Немедленно начинается выделение газообразного ацетилена. Обратите внимание на характерный запах технического ацетилена, обусловленный наличием ядовитых примесей (фосфористого водорода PH_3). Химически чистый ацетилен не имеет запаха. Зажгите ацетилен у отверстия пробирки. Убедившись, что он горит светящимся или даже коптящим пламенем, немедленно закройте отверстие пробирки *a* пробкой с газоотводной трубкой и конец трубки погрузите в пробирку *б* с 5 каплями воды, подкрашенной 1 каплей 0,1 н. KMnO_4 . Розовый раствор быстро обесцвечивается. Добавьте в пробирку *a* с CaC_2 еще 2 капли воды и опустите конец газоотводной трубки в пробирку *б* с 5 каплями бромной воды. Наблюдается постепенное обесцвечивание бромной воды. Под конец реакции введите газоотводную трубку в пробирку содержащую смесь 0,5 мл 1%-ного раствора нитрата серебра и 2 мл раствора аммиака. Образуется серо-зелёная взвесь или осадок ацетиленида серебра. В пробирку *a* по окончании выделения ацетилена добавьте 1 каплю спиртового раствора фенолфталеина. Появляется ярко-красное окрашивание.

Содержание отчета

Отчёт о выполнении лабораторной работы должен содержать наименование и цель работы, законспектированные методики опытов, уравнения реакций. Запишите наблюдения и сформулируйте выводы.

Контрольные вопросы по усвоению теоретического материала

1. Объяснить различие в химическом поведении предельных, непредельных.
2. Назовите характерные химические свойства предельных, непредельных углеводородов.
3. Напишите уравнения реакции взаимодействия пропена с водородом, хлором, бромоводородом, водой.

4. Напишите уравнения реакции взаимодействия ацетилен с водородом, хлором, бромоводородом, водой.

Вопросы к защите лабораторной работы

1. Общая формула алканов:

1.	C_nH_{2n}	3.	C_nH_{2n+2}
2.	C_nH_{2n-2}	4.	C_nH_n

2. Молекулы алкенов содержат:

1.	две двойные связи	3.	две тройные связи
2.	только одинарные связи	4.	одну двойную связь

3. Реакция $CH_2 = CH - CH_3 + HCl \rightarrow CH_3 - CH(Cl) - CH_3$ протекает согласно правилу

1.	Бутлерова	3.	Зайцева
2.	Марковникова	4.	Менделеева

4. Пример реакции замещения:

1.	$C_2H_6 + Cl_2 \rightarrow \dots$	3.	$C_2H_4 + HCl \rightarrow \dots$
2.	$C_2H_4 + [O] + H_2O \rightarrow \dots$	4.	$C_2H_4 + H_2O \rightarrow \dots$

5. Пропан взаимодействует

1.	HCl	3.	Br ₂
2.	H ₂	4.	H ₂ O

Напишите уравнение реакции взаимодействия

6. Как этен, так и этан, взаимодействуют

1.	H ₂	3.	H ₂ O
2.	Br ₂	4.	HI

Напишите уравнение реакции взаимодействия

7. Пропин можно получить по реакции, схема которой

1.		3.	
2.		4.	

8. Этин можно отличить от этана с помощью

1.	Лакмуса	3.	Гидроксида меди (II)
2.	Водного раствора щелочи	4.	Бромной воды

9. Этилен реагирует с

1) Cu

2) Br₂

3) Cu(OH)₂

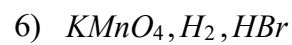
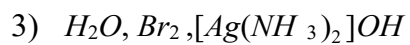
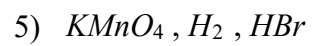
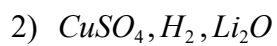
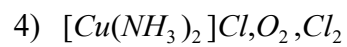
1) KMnO₄

2) H₂O

3) Mg(OH)₂

Напишите уравнения возможных реакций

10. Ацетилен способен реагировать с каждым из веществ, указанных в ряду



Перечень основной литературы

1. Егоров, В. В.
Общая химия Электронный ресурс / Егоров В. В. : учебник для вузов. - 2-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 192 с. - ISBN 978-5-8114-6936-9
2. Ахметов, Н. С.
Общая и неорганическая химия Электронный ресурс / Ахметов Н. С. : учебник для вузов. - 12-е изд., стер. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 744 с. - ISBN 978-5-8114-6983-3
3. Пресс, И. А.
Общая химия Электронный ресурс / Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 496 с. - ISBN 978-5-8114-7073-
4. Пресс, И. А.
Органическая химия Электронный ресурс / Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 432 с. - ISBN 978-5-8114-7074-7
5. Барковский, Е. В.
Общая химия Электронный ресурс : Учебное пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. Г. Петрушенко. - Общая химия, 2021-10-06. - Минск : Вышэйшая школа, 2013. - 641 с. - Книга находится в премиум-версии ЭБС IPR BOOKS. - ISBN 978-985-06-2314-0

8.1.2. Дополнительная литература:

4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии : учеб. пособие для вузов / З. Е. Гольбрайх, Е. И. Маслов. - 6-е. изд. - М. : АСТ-Астрель, 2004. - 383 с. - (Высшая школа). - Гриф: Доп. МО. - Прил.: с. 351-374
5. Химия Электронный ресурс: практикум / С.Н. Соловьева / А.В. Поволоцкий / А.В. Серов / В.П. Тимченко. - Ставрополь : Северо-Кавказский федеральный университет, 2015. - 225 с. - Книга находится в базовой версии ЭБС IPRbooks.
6. Химия: лабораторный практикум / Министерство образования и науки Российской Федерации; Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Северо-Кавказский федеральный университет» ; авт.-сост. В. П. Тимченко ; авт.-сост. А. В. Серов ; авт.-сост. А. В. Поволоцкий ; авт.-сост. С. Н. Соловьева. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 225 с. : ил. - <http://biblioclub.ru/>.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО
ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания
по выполнению самостоятельной работы
по дисциплине «Химия»
для специальности 21.05.03 Технология геологической разведки

Ставрополь
2026

Содержание

Введение	3
Цели и задачи самостоятельной работы студентов	3
Методические указания по изучению теоретического материала	6
Методические указания по подготовке и защите лабораторных работ	19
Методические указания по подготовке к практическим занятиям	20
Самостоятельная работа в условиях балльно – рейтинговой системы обучения	21
Список рекомендуемой литературы	22

Введение

Химия является не только общетехнической, но и общеобразовательной наукой. Поэтому специалист любого направления должен обладать достаточными знаниями в области химии. В настоящее время особое значение приобретает универсальность химических знаний по различным направлениям подготовки специалистов. Знание теории строения вещества, закономерностей химического взаимодействия, свойств простых и сложных веществ и систем на их основе в одинаковой степени нужны энергетике, горняку, механику, строителю и другим специалистам. При этом химические знания играют двойную роль. С одной стороны они углубляют мировоззрение человека, позволяют ему понимать сложные процессы, происходящие в природе и технике, принимать осмысленные решения, направленные на достижение позитивного результата. С другой стороны, химические знания приносят утилитарную пользу – они являются элементом энциклопедических знаний, культуры человека и позволяют получить очевидную выгоду от их применения.

Формирование химических знаний происходит в течение периода изучения предмета через участие студентов в практических занятиях, выполнение лабораторных работ, контрольных заданий и тестов. Важным фактором является и самостоятельная работа студентов.

Цели и задачи самостоятельной работы студентов

Цели и задачи внеаудиторной самостоятельной работы студентов:

- Закрепление, углубление, расширение и систематизация знаний, полученных во время занятий;
- Самостоятельность овладения новым учебным материалом;
- Формирование умений и навыков самостоятельного умственного труда;
- Овладение различными формами взаимоконтроля и самоконтроля;
- Развитие самостоятельности мышления;
- Формирование общетрудовых и профессиональных умений;
- Формирование убежденности, волевых качеств, способности к самоорганизации, творчеству.

В структуру самостоятельной работы студентов входит:

1) подготовка к лекционным занятиям: работа с конспектом лекций, составление тезисов, выписок по изучаемой теме.

2) подготовка к лабораторным занятиям: изучение теоретического материала, ознакомление с методикой и порядком выполнения лабораторных работ, выполнение расчетов и обработка экспериментальных данных, оформление отчетов по выполняемой лабораторной работе;

3) подготовка к практическим занятиям: изучение теоретического материала, выявление основных законов, уравнений и соотношений, используемых при решении задач по указанной теме;

4) выполнение домашних заданий в виде решения отдельных задач, проведения типовых расчетов, расчетно-компьютерных и индивидуальных работ по отдельным разделам содержания дисциплин и т.д.;

5) подготовка к экзамену

В процессе изучения дисциплины по темам, вынесенным на самостоятельное изучение, студенты должны подготовить обзор, пользуясь научной литературой, учебниками, учебными пособиями, а также возможно использовать материалы электронных ресурсов сети "Интернет".

Методические указания по изучению теоретического материала

Основной формой самостоятельной работы студента является изучение конспекта лекций, их дополнение, рекомендованной литературы, активное участие на практических и лабораторных занятиях.

Правильный подбор учебников рекомендуется преподавателем, читающим лекционный курс. Необходимая литература может быть также указана в методических разработках по данному курсу.

Изучая материал по учебнику, следует переходить к следующему вопросу только после правильного уяснения предыдущего, описывая на бумаге все выкладки и вычисления (в том числе те, которые в учебнике опущены или на лекции даны для самостоятельного вывода).

При изучении любой дисциплины большую и важную роль играет

самостоятельная индивидуальная работа.

Особое внимание следует обратить на определение основных понятий курса. Студент должен подробно разбирать примеры, которые поясняют такие определения, и уметь строить аналогичные примеры самостоятельно. Нужно добиваться точного представления о том, что изучаешь. Полезно составлять опорные конспекты. При изучении материала по учебнику полезно в тетради (на специально отведенных полях) дополнять конспект лекций. Там же следует отмечать вопросы, выделенные студентом для консультации с преподавателем.

Самостоятельная работа с книгой может быть успешной, если текст не только прочитан, но и законспектирован. Существует несколько **форм записей**, но любая форма записи не даст нужного результата, если не будет пробуждать мысли того, кто ее ведет, если отсутствует активная работа ума и формирование своих выводов из прочитанного.

Выбор формы записи зависит от индивидуальных особенностей человека, его образованности и опыта. При этом не меньшую роль играет назначение записей, то есть то, какие задачи ставит перед собой человек (для самообразования, для выступления на семинаре, для использования в будущем).

Введение записей мобилизует наряду со зрительной памятью, также и моторную память. Кроме того, у человека, систематически ведущего записи изучаемой литературы, создается свой фонд материалов для быстрого повторения и мобилизации накопленных знаний. Все записи должны быть удобными и компактными. Интервалы между строками должны быть достаточными, чтобы вписывать дополнения. Рекомендуется вести записи ручкой, а карандашом или ручкой другого цвета пользоваться для отметок и выделений при последующей работе. Полезно также датировать записи.

Записи могут носить различный характер: план, выписки, тезисы, аннотирование, конспектирование, реферирование.

1. План - наиболее краткая форма записи.. Это перечень вопросов, рассматриваемых в книге или статье. План обычно раскрывает структуру произведения, логику автора, способствует лучшей ориентации в содержании.

Так, составленным планом можно воспользоваться, чтобы вспомнить прочитанное или быстро отыскать в книге нужное место. Представление об основных пунктах плана дает оглавление книги, поэтому во многих случаях наименования глав и разделов можно использовать в качестве пунктов. Составление плана приучает логически мыслить, вырабатывать умение сжато и последовательно излагать суть вопроса в письменной и устной форме.

Существует два способа составления плана: работа над ним по ходу чтения и составление плана после ознакомления с произведением. При этом план получается более последовательным и стройным.

Трудность составления плана состоит в том, что надо выяснить для себя, прежде всего, построение изучаемого текста, ход мыслей автора и лишь затем изложить содержание работы кратко и ясно. При всей своей краткости план дает представление о содержании прочитанного. Следует учесть, что форма плана не исключает цитирования отдельных мест и обобщений. Различают простой и развернутый план. В отличие от простого плана развернутый план не только содержит перечисление вопросов, но и раскрывает основные идеи произведения, может включать выдержки из него, схемы, таблицы. Планом, особенно развернутым, необходимо пользоваться при написании выступления или статьи.

В целом развернутый план дает гораздо большее представление о произведении, его основных идеях, задачах, которые в нем решаются. Он может включать положения, замечания, собственные мысли студента.

Важно знать, что составление планов помогает вырабатывать способность к отвлеченному, абстрактному мышлению, но наибольшую пользу составление плана даст подготовленным лицам, которые бывают достаточно лишь взглянуть на перечень основных вопросов, чтобы воспроизвести содержание прочитанного.

2. Тезисы – более сложная и совершенная форма записи, чем составление плана.

Это сжатое изложение основных мыслей прочитанного произведения или подготовляемого вступления. Особенностью тезисов является их утвердительный характер.

В них сосредотачивается самое главное, только выводы и обобщения, в них меньше доказательств, иллюстрации и пояснений. Тезисы не должны повторять дословно текст, но в ряде мест могут быть близки к нему, воспроизводя некоторые характерные выражения автора, важные для понимания хода его мыслей. Составление тезисов помогает глубже понять основные идеи произведения, выделить главное в нем; приучают сжато, точно и четко сформулировать свои мысли, повышает культуру речи и письма. При составлении тезисов учитывают следующее. Прежде всего, если произведение небольшое, необходимо внимательно изучать его в целом, если большое – изучать по главам и разделам. Затем, когда будут ясны основные идеи, кратко и последовательно излагать их в виде пунктов.

Различают простые и сложные, развернутые тезисы. Если записывают только утверждение чего – либо, такой тезис называют простым, а сложным тезисом будет выражение главной мысли, содержащее, кроме утверждения, еще и краткое ее доказательств.

Часто тезисы формулируются самим автором как выводы и обобщения в заключении книги или разделах книги. Нередко тезисы выделяются в тексте другим шрифтом.

Рекомендуется делать тезисные записи своими словами, причем можно записывать один абзац за другим, учитывая смысловую связь между ними. Но в большинстве случаев следует составлять сводный тезис, сложный по форме. При этом объединяется несколько утверждений, тесно связанных между собой.

Тезисы по содержанию очень близки к **конспекту**, но конспект носит более описательный характер, и его положения не столь категоричны, как в тезисах. Кроме того, конспект представляет собой более полную форму записи.

Следует отметить, что различие между формами записей условно, но в любой форме запись – важнейшая часть самостоятельной работы с книгой.

3. Выписки. Это записи текста из книги: теоретических положений, статистических данных, имеющих по мнению читателя важное значение.

Достоинство выписок состоит в точности воспроизведения текста книги, удобстве пользования записями при последующей работе, в накоплении обобщений и фактического материала. Выписки полезны для повторения, освежения в памяти прочитанного, для быстрой мобилизации своих знаний, когда необходимо в короткий срок вспомнить материал. Выписки выделяют из текста самое главное и тем самым помогают глубже понять его. Без них трудно обойтись при подготовке доклада, реферата, выступления. Выписки следует рассматривать как составную часть тезисов и конспектов.

Выписывать текст можно и по ходу чтения и после его завершения. В последнем случае надо замечать места, которые потом будут выписаны. Необходимо каждую выписку снабжать ссылкой на источник с указанием соответствующей страницы. Это нужно, чтобы в последствии можно было быстро найти в книге соответствующее место. Целесообразно выписывать из текста только такие места, в которых содержится самое главное, суть вопроса. Выписки должны быть ориентированы на изучение произведения в целом, а не отдельных мест, поскольку положения, вырванные из общего контакта,

понимаются нередко совсем не так, как этого хотел автор. Иначе говоря, отдельно взятые, лишенные пояснений выдержки могут быть не поняты или поняты неправильно.

Выписки бывают дословные (цитаты) и «свободные», когда мысли автора излагаются своими словами. Следует учесть, что большие отрывки, которые трудно цитировать, целесообразнее в краткой форме переложить своими словами, но «яркие» и важные места лучше выписывать дословно. Каждую цитату следует заключать в кавычки. Если ее берут из середины предложения, то после вводных кавычек ставят три точки. Ставят их и в конце цитаты, если из предложения опущены последние слова.

Следует знать, что какого-либо единого метода выписок, годного для всех случаев, не существует, поскольку у каждого человека свои особенности мышления и восприятия, свой подход к теме. Все это влияет на содержание и характер выписок.

Выписки рекомендуется хранить в картотеке, конвертах или папках, на которых следует обозначить общую тему.

4. Аннотация – еще одна форма записи, являющаяся кратким обобщением содержания книги. Ею удобно пользоваться, если имеется намерение вернуться к изучаемому произведению. Аннотация может быть необходима и для того, чтобы не забыть о нем.

Для составления аннотации надо сначала полностью прочитать и глубоко продумать произведение. При всей своей краткости аннотация может содержать отдельные фрагменты авторского текста, а не только оценку книги или статьи.

5. Резюме очень близко к аннотации. Это запись, являющаяся краткой оценкой прочитанного материала. Различие между ними состоит в том, что аннотация сжато характеризует произведение в целом, а резюме концентрирует внимание на его выводах, главных итогах.

6. Конспект – наиболее совершенная и наиболее сложная форма записи. Слово «конспект» происходит от латинского «conspectus», что означает «обзор,

изложение». В правильно составленном конспекте обычно выделено самое основное в изучаемом тексте, сосредоточено внимание на наиболее существенном, в кратких и четких формулировках обобщены важные теоретические положения.

Конспект представляет собой относительно подробное, последовательное изложение содержания прочитанного. На первых порах целесообразно в записях ближе держаться тексту, прибегая зачастую к прямому цитированию автора. В дальнейшем, по мере выработки навыков конспектирования, записи будут носить более свободный и сжатый характер.

Конспект книги обычно ведется в тетради. В самом начале конспекта указывается фамилия автора, полное название произведения, издательство, год и место издания. При цитировании обязательная ссылка на страницу книги. Если цитата взята из собрания сочинений, то необходимо указать соответствующий том. Следует помнить, что четкая ссылка на источник – неременное правило конспектирования. Если конспектируется статья, то указывается, где и когда она была напечатана.

Конспект подразделяется на части в соответствии с заранее продуманным планом. Пункты плана записываются в тексте или на полях конспекта. Писать его рекомендуется четко и разборчиво, так как небрежная запись с течением времени становится малопонятной для ее автора. Существует правило: конспект, составленный для себя, должен быть по возможности написан так, чтобы его легко прочитал и кто-либо другой.

Формы конспекта могут быть разными и зависят от его целевого назначения (изучение материала в целом или под определенным углом зрения, подготовка к докладу, выступлению на занятии и т.д.), а также от характера произведения (монография, статья, документ и т.п.). Если речь идет просто об изложении содержания работы, текст конспекта может быть сплошным, с выделением особо важных положений подчеркиванием или различными значками.

В случае, когда не ограничиваются переложением содержания, а фиксируют в конспекте и свои собственные суждения по данному вопросу или дополняют конспект соответствующими материалами их других источников, следует отводить место для такого рода записей. Рекомендуется разделить страницы тетради пополам по вертикали и в левой части вести конспект произведения, а в правой свои дополнительные записи, совмещая их по содержанию.

Конспектирование в большей мере, чем другие виды записей, помогает вырабатывать навыки правильного изложения в письменной форме важные теоретических и практических вопросов, умение четко их формулировать и ясно излагать своими словами.

Таким образом, составление конспекта требует вдумчивой работы, затраты времени и труда. Зато во время конспектирования приобретаются знания, создается фонд записей.

Конспект может быть текстуальным или тематическим. В **текстуальном конспекте** сохраняется логика и структура изучаемого произведения, а запись ведется в соответствии с расположением материала в книге. За основу тематического конспекта берется не план произведения, а содержание какой-либо темы или проблемы.

Текстуальный конспект желательно начинать после того, как вся книга прочитана и продумана, но это, к сожалению, не всегда возможно. В первую очередь необходимо составить план произведения письменно или мысленно, поскольку в соответствии с этим планом строится дальнейшая работа. Конспект включает в себя тезисы, которые составляют его основу. Но, в отличие от тезисов, конспект содержит краткую запись не только выводов, но и доказательств, вплоть до фактического материала. Иначе говоря, конспект – это расширенные тезисы, дополненные рассуждениями и доказательствами, мыслями и соображениями составителя записи.

Как правило, конспект включает в себя и выписки, но в него могут войти отдельные места, цитируемые дословно, а также факты, примеры, цифры,

таблицы и схемы, взятые из книги. Следует помнить, что работа над конспектом только тогда будет творческой, когда она не ограничена текстом изучаемого произведения. Нужно дополнять конспект данными из другими источниками.

В конспекте необходимо выделять отдельные места текста в зависимости от их значимости. Можно пользоваться различными способами: подчеркиваниями, вопросительными и восклицательными знаками, репликами, краткими оценками, писать на полях своих конспектов слова: «важно», «очень важно», «верно», «характерно».

В конспект могут помещаться диаграммы, схемы, таблицы, которые придадут ему наглядность.

Составлению **тематического конспекта** предшествует тщательное изучение всей литературы, подобранной для раскрытия данной темы. Бывает, что какая-либо тема рассматривается в нескольких главах или в разных местах книги. А в конспекте весь материал, относящийся к теме, будет сосредоточен в одном месте. В плане конспекта рекомендуется делать пометки, к каким источникам (вплоть до страницы) придется обратиться для раскрытия вопросов. Тематический конспект составляется обычно для того, чтобы глубже изучить определенный вопрос, подготовиться к докладу, лекции или выступлению на семинарском занятии. Такой конспект по содержанию приближается к реферату, докладу по избранной теме, особенно если включает и собственный вклад в изучение проблемы.

Следующим методом самостоятельной работы с книгой является **реферирование** на определенную тему. Слово реферат употребляется в двух различных значениях:

1. Краткое изложение содержания книги, научной работы;
2. Доклад за заданную тему на основе критического образа литературных источников.

7. Реферат – это один из самых сложных видов самостоятельной работы с книгой, а для этого следует овладеть более простыми приемами работы –

разработкой плана, составлением тезисов и конспектов. Подготовка реферата и выступление с его изложением углубляет знания, расширяет кругозор, приучает логически, творчески мыслить, развивать культуру речи.

При просмотре литературы намечается ориентировочный план реферата, в который включается обычно 3-4 основных вопроса или раздела. Каждом из разделов формулируются подвопросы, помогающие последовательно раскрыть содержание проблемы.

В процессе изучения материала формулировки подвопросов и разделов обычно уточняются. При реферировании следует делать выписки, записывать мысли, возникающие при чтении; следует также точно записывать и определения тех понятий, которые будут использованы в реферате. Из прочитанной литературы нужно заимствовать не буквальный текст, а важнейшие мысли, идеи, теоретические положения; можно цитировать небольшие отрывки, приводить диаграммы, схемы, чертежи, но главное – высказывать собственные соображения по вопросам реферата. Приведенные выше советы следует рассматривать как примерные, предполагающие и другие подходы, поскольку у каждого человека вырабатываются свои приемы и навыки составления рефератов. Большую помощь в работе над рефератом оказывают предисловия к монографиям и сборникам. В них можно найти сведения о цели издания, а также о существующих пробелах в исследовании.

При разработке плана реферата важно учитывать, чтобы каждый его пункт раскрывал одну из сторон избранной темы, а все пункты в совокупности охватывали тему целиком. Различают несколько композиционных решений реферата: во-первых, хронологическое, когда тема раскрывается в исторической последовательности; во-вторых, описательное, при котором тема расчленяется на составные части, в целом раскрывающие определенное явление; в-третьих, аналитическое, когда тема исследуется в ее причинно-следственных связях и взаимозависимых проблемах. Важно следить за тем, чтобы каждый пункт плана был соотнесен с главной темой и не содержал повторения в других пунктах. Важными разделами реферата является

вступление и заключение. Во вступлении надо обосновать актуальность темы, обозначить круг составляющих ее проблем, четко и кратко определить задачу своей работы. В заключении делаются краткие выводы, подводятся итоги. В конце реферата должен быть приложен список литературы.

Поиск информации в Интернете лучше всего начинать с работы в **Интернет-каталоге**.

Один из наиболее полных и хорошо систематизированных каталогов в русскоязычном секторе Интернета находится на сайте www.aport.ru. Есть много других Интернет-каталогов: www.yandex.ru, www.list.ru, www.rambler.ru (русскоязычные), www.altavista.com (англоязычный) и др. Выбор каталога зависит от вкусов пользователя, степени проработанности его тематической структуры, скорости доступа к ресурсам каталога и т.д.

2. Чтобы попасть на эту страничку, вам надо вписать URL(адрес) данного сайта в адресную строку вашего Интернет-обозревателя (браузера), которая находится в верхней части окна.

3. Перед вами откроется главная страница поисковой системы, например «Апорт».

4. Находим на этой странице ссылку на подкаталог «Наука и образование» и кликаем на ней мышью. Теперь мы попадаем на следующую страницу каталога, где пользователю предлагается выбрать интересующую его рубрику.

5. Ищем на этой странице ссылку на рубрики. Кликаем на нее. Загружается следующая страница, на которой будут ссылки на подрубрики. Под списком рубрик появятся ссылки на конкретные Интернет-ресурсы. Вы выбираете интересующий вас ресурс (при этом можно пользоваться краткой аннотацией, рейтингом популярности сайта, информацией о времени его последнего обновления) и кликаете на его ссылке. Откроется новое окно браузера, в которое будет загружен выбранный вами сайт.

Помимо **тематического поиска** в любом Интернет-каталоге есть **контекстный поиск**. Попробуем по Интернет-каталогу найти **ссылки** на сайт библиотеки химического факультета МГУ.

1. Набираем в окне браузера адрес любого из русскоязычных каталогов.

2. В появившемся поисковом окне набираем целиком словосочетание, например «сайт библиотеки химического факультета МГУ», если система может работать со словосочетаниями, или слово «библиотека МГУ», а потом во втором поиске «химический факультет», если такой функции в системе не предусмотрено (www.aport.ru). Не забудьте только при втором поиске напротив поискового окна поставить галочку «Искать в найденном».

3. Через несколько секунд на экране вашего компьютера появятся первые десять или двадцать ссылок на Интернет-страницы, где поисковая система нашла указанные вами слова. При необходимости после просмотра первой порции ссылок на Интернет-ресурсы можно перейти к следующим. Ссылки на них вы найдете внизу экрана.

4. Для сохранения интересующих вас Интернет-страниц достаточно кликнуть мышкой на меню «файл» (оно находится в самой верхней части браузера) и выбрать пункт «сохранить как».

5. Появится диалоговое окно, где вам нужно будет указать папку для сохранения данной страницы, вписать имя, под которым она будет сохранена (по умолчанию страница сохраняется под тем же именем, что она имеет в Интернете).

6. Если все указано правильно, смело нажимайте на «ОК», в противном случае выбирайте «Отмену».

Часто бывает так, что всю страницу сохранять необязательно, так как интерес вызывают лишь отдельные ее элементы. Текстовая часть страницы без графики и средств мультимедиа сохраняется как файл языка HTML. Часто имеет смысл сохранять только текст, так как любые графические объекты занимают много места на дискетах и жестких дисках компьютера.

Если вам необходимо сохранить только графические элементы страницы (рисунки, фотографии и т.д.), достаточно кликнуть на интересующей вас картинке правой клавишей мыши. Появится диалоговое окно, в котором следует выбрать пункт «Сохранить рисунок как».

Следует помнить, что вы не сможете редактировать составленные в формате HTML Интернет-страницы. В случае если вам по каким-то причинам нужно **внести** в них **правку**, дополнить своими материалами, включить в готовый текстовый документ, то нужно:

1. Выделить мышью в окне браузера необходимый фрагмент текста (весь текст выделяется после нажатия на команды меню «правка» и «выделить все»);
2. Копировать его (команда «копировать» на вкладке «Правка» / «edit»);
3. Вставить в нужный текстовый файл в программе Word (команда «Вставить» / «Paste»).

Вы также можете **распечатать** нужные вам страницы:

1. Одновременно нажмите клавиши ctrl и P или выберите команду «Печать» / «Print» на вкладке «Файл».
2. Если вам не нужно распечатывать всю страницу, то вы можете распечатать ее фрагмент. Для этого вы выделяете интересующий участок страницы мышью, а в диалоговом окне печати, указывая диапазон печати, выберите пункт «Выделенный фрагмент».
3. Если вы хотите вернуться на предыдущую страницу, достаточно кликнуть мышкой кнопку «Назад», которая находится в левом верхнем углу окна вашего браузера. Обратный шаг можно сделать, нажав на стрелку «Вперед».

Для того чтобы в следующий раз точно попасть на нужную вам страницу Интернета, совсем не обязательно переписывать ее адрес, часто громоздкий и сложный. Достаточно всего лишь добавить ссылку на страницу в папке «Избранное» (она расположена вверху экрана, на рабочей панели браузера).

Если вы хотите запомнить много страниц и к тому же систематизировать их, то направляйтесь на специальный сайт www.zakladki.ru, где вы сможете сохранить гиперссылку на любую Интернет-страницу. В этом случае вы сможете работать не только со ссылками, подобранными вами, но и другими пользователями (при условии, что доступ к ним не закрыт паролем).

Методические указания по подготовке к выполнению и защите лабораторных работ

Лабораторные работы проводятся с целью закрепления теоретического материала по наиболее важным разделам аналитической химии, а также выработки практических навыков в выполнении химических анализов и выполнении соответствующих расчетов.

Подготовка к выполнению каждой лабораторной работы заключается в ознакомлении с теоретической частью и методикой выполнения работы по методическим указаниям к выполнению лабораторных работ. Методические указания можно получить у лаборанта, ответственного за проведение лабораторных занятий по химии.

Подготовку необходимо проводить заблаговременно, учитывая календарный план лабораторных работ. На лабораторное занятие являться, имея соответствующую рабочую тетрадь и выполняя общие указания по технике безопасности (иметь халат и пр.).

После выполнения блока лабораторных работ по данной теме студентом проводится подготовка к их защите, т.е. к контрольному мероприятию. Подготовка к защите включает в себя: во - первых, оформление результатов работы по шаблону данному в рабочей тетради, а во вторых, самоконтроль усвоенных знаний по вопросам к соответствующей теме, приведенным в методических указаниях и рабочей тетради. Ответы на теоретические вопросы должны быть кратко сформулированными и мотивированы, иллюстрированы графиками или уравнениями реакций, если это необходимо, в молекулярной и ионной формах,.

Следует указывать числовые значения физико-химических величин, условия протекания реакций.

Методические указания по подготовке к практическим занятиям

Для того чтобы практические занятия приносили максимальную пользу, необходимо помнить, что упражнение и решение задач проводятся по вычитанному на лекциях материалу и связаны, как правило, с детальным разбором отдельных вопросов лекционного курса. Следует подчеркнуть, что только после усвоения лекционного материала с определенной точки зрения (а именно с той, с которой он излагается на лекциях) он будет закрепляться на практических занятиях как в результате обсуждения и анализа лекционного материала, так и с помощью решения проблемных ситуаций, задач. При этих условиях необходимо не только хорошо усвоит материал, но и научиться применять его на практике, а также получит дополнительный стимул (и это очень важно) для активной проработки лекции.

При самостоятельном решении задач нужно обосновывать каждый этап решения, исходя из теоретических положений курса. Если вы видите несколько путей решения проблемы (задачи), то нужно сравнить их и выбрать самый рациональный. Полезно до начала вычислений составить краткий план решения проблемы (задачи). Решение проблемных задач или примеров следует излагать подробно, вычисления располагать в строгом порядке, отделяя вспомогательные вычисления от основных. Решения при необходимости нужно сопровождать комментариями, схемами, чертежами и рисунками.

Следует помнить, что решение каждой учебной задачи должно доводиться до окончательного логического ответа, которого требует условие, и по возможности с выводом. Полученный ответ следует проверить способами, вытекающими из существа данной задачи. Полезно также (если возможно) решать несколькими способами и сравнить полученные результаты. Решение

задач данного типа нужно продолжать до приобретения твердых навыков в их решении.

Перечень основной литературы

- [illegible]

Дополнительная литература:

7. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии : учеб. пособие для вузов / З. Е. Гольбрайх, Е. И. Маслов. - 6-е. изд. - М. : АСТ-Астрель, 2004. - 383 с. - (Высшая школа). - Гриф: Доп. МО. - Прил.: с. 351-374
8. Химия Электронный ресурс: практикум / С.Н. Соловьева / А.В. Поволоцкий / А.В. Серов / В.П. Тимченко. - Ставрополь : Северо-Кавказский федеральный университет, 2015. - 225 с. - Книга находится в базовой версии ЭБС IPRbooks.
9. Химия: лабораторный практикум / Министерство образования и науки Российской Федерации; Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Северо-Кавказский федеральный университет» ; авт.-сост. В. П. Тимченко ; авт.-сост. А. В. Серов ; авт.-сост. А. В. Поволоцкий ; авт.-сост. С. Н. Соловьева. - Ставрополь : СКФУ, 2015. - 225 с. : ил. - <http://biblioclub.ru/>.