

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 студентов направления подготовки 21.03.01 Нефтегазовое дело
направленность (профиль) «Геолого-геофизические технологии в
нефтегазовом деле»

Ставрополь 2026 г.

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.)

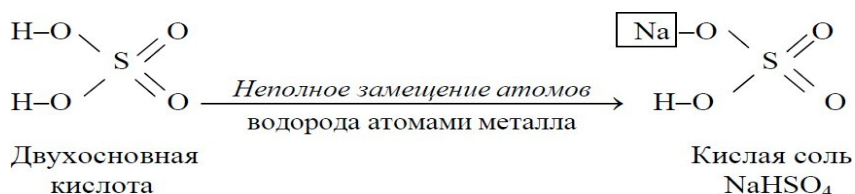
Соли – это сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или продуктами замещения гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

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 оснований кислотными остатками.

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

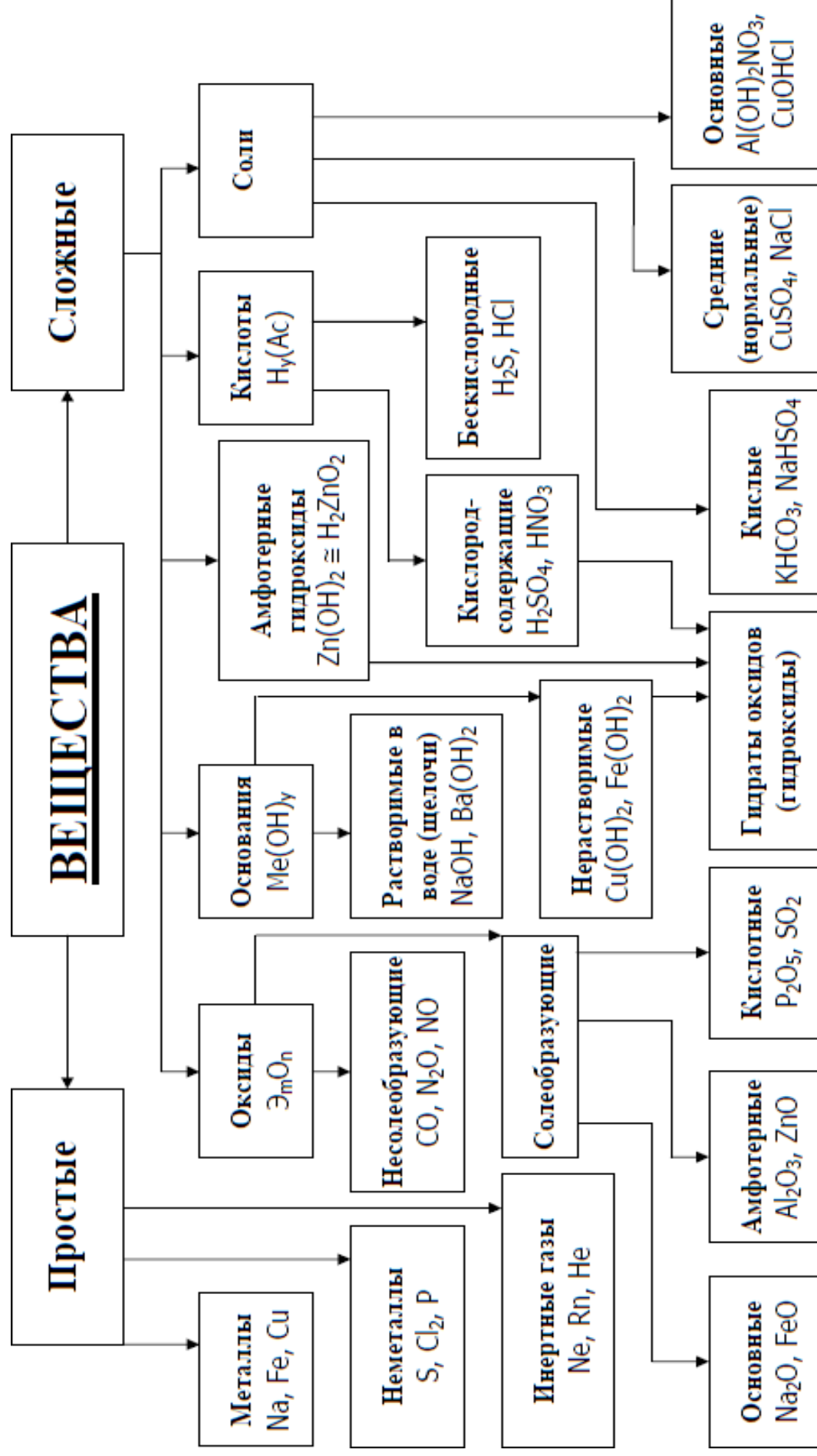
Например:



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

Примеры основных солей: $CaOHCl$ -гидроксохлорид кальция;

$(CaOH)_2SO_4$ - гидроксосульфат 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.

$$\frac{m_1}{M_{\text{э}_1}} = \frac{m_2}{M_{\text{э}_2}} \quad \text{или} \quad n_{\text{э}_1} = n_{\text{э}_2}$$

Где m₁ m₂ массы реагирующих веществ
M_{э¹} M_{э²} 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:

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

Где A – атомная масса элемента

B валентность этого элемента

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

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.

$$M_{э(\text{оксида})} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{Ч } B}$$

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

Ч – число атомов элемента

B – валентность этого элемента

$$M_{э(\text{кислоты})} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{Основность}} \quad M_{э(\text{основания})} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{Кислотность } b} \quad M_{э(\text{соли})} = \frac{M_{\text{соли}}}{\text{Ч } B}$$

Где Ч – число атомов металла

B – валентность этого металла

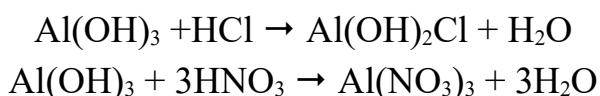
Эквивалентную массу можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалентная масса которого известна.

Например: $M_{э(эо)} = M_{э(э)} + M_{э(о)}$

$M_{э(P_2O_5)} = M_{э(P)} + M_{э(о)} = 6,2 + 8 = 14,2 \text{ г/моль-экв}$

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 $M_{(Al(OH)_3)}/1$, а в

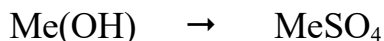
реакции (2) $M_{\text{Al(OH)}_3}/3$. Эквиваленты Al(OH)_3 в уравнениях 1 и 2 соответственно равны 1 моль и 1/3 моль.

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.

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

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

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

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 Ta^{73} (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.

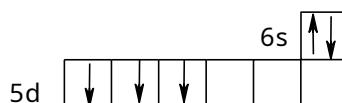
	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f	5s ²	5p ⁶	5d	5f	6s ²	6p	6d	6f
$n+l$	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	<u>6</u>	7	8	9

5. После заполнения $6s^2$ 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. $5d^3 6s^2$. Валентными электронами называются те, которые находятся на последнем энергетическом уровне и те, которые заполняются последними при формировании электронной конфигурации.

Графическое изображение валентных электронов:



Задачи и вопросы

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: $C_{гр} + O_2 = CO_2 + 395 \text{ кДж}$. 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.

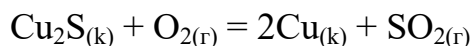
Тепловой эффект реакции зависит только от состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути перехода.

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:

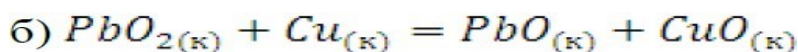
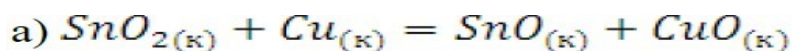
$$\Delta H^0 + \Delta_f H_{\text{SO}_2}^0 - \Delta_f H_{\text{Cu}_2\text{S}}^0 = -296,9 - 82,0 = -214,9 \text{ кДж}$$

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.

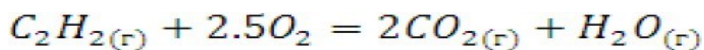
1. Рассчитайте ΔG_{29}^0 реакций



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].

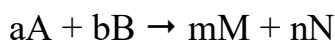
Факторы, влияющие на скорость химических реакций :

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, ($\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{сек}}$);

[A] и [B] - концентрации веществ А и В в $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$

a и b - стехиометрические коэффициенты,

k – константа скорости реакции численно равная скорости реакции при концентрации реагирующих веществ равных 1 $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$.

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

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

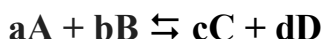
E_a – энергия активации, кДж/моль;

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. $\Delta C_{B(2)} = 2,5 \cdot 0,8 = 2,0$.

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	$V_2O_7^{4-} + H_2O \rightleftharpoons 2VO^- + 2OH^-$
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, Н) определяется числом эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора.

$$C_H = \frac{n_{\text{экв}}(B)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_B}{M_{\text{экв}}(B) \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль-экв / л}$$

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 (ρ = 1,10 г/см³) следует добавить к 100 г воды для получения 3%-ного раствора?
3. Вычислить молярность, моляльность и нормальность 16%-ного раствора AlCl₃ плотностью 1,15 г/см³.
4. Сколько граммов Na₂SO₄·необходимо растворить в 600 г воды, чтобы получить 8%-ный раствор Na₂SO₄? 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: $NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$

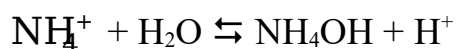
NH_4OH – слабое основание

$NH_4Cl \rightleftharpoons$

HCl – сильная кислота

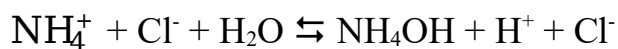
Реакции гидролиза следует записывать в трех формах:

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

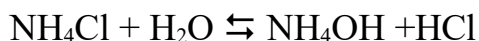


В результате этой реакции ионы OH^- связываются с катионом, образуя слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются в растворе и создают кислую среду ($\text{pH} < 7$).

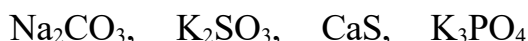
Полное ионное уравнение



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

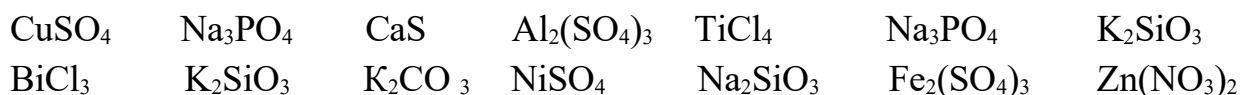


При составлении ионно-молекулярных уравнений гидролиза необходимо:

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.

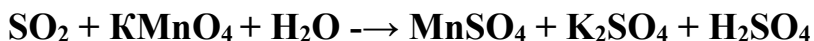
Более подробно рассмотрим метод электронного баланса, при котором учитывается:

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:

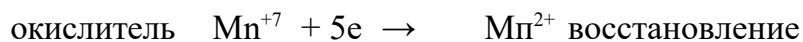
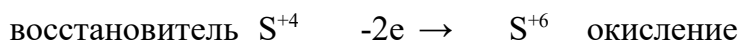


Определить среду реакции (нейтральная)

2. Определить степени окисления атомов в молекулах

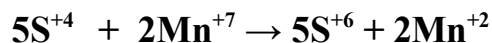
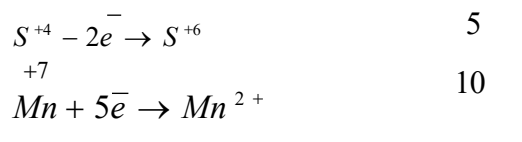


3. Определить число электронов, приобретаемых или отдаваемых атомами или ионами, и найти восстановитель и окислитель:

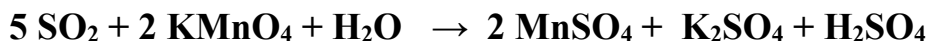


4. Уравнять число присоединённых и отданных электронов на основе наименьшего общего кратного (10) для коэффициентов в процессах окисления и восстановления:

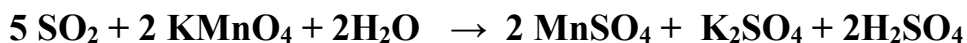
5. С учетом коэффициентов, сложить левые и правые части уравнений



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



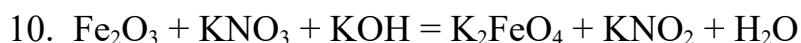
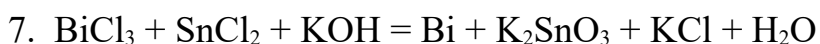
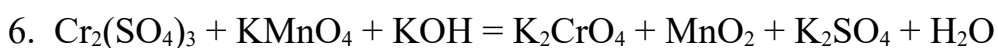
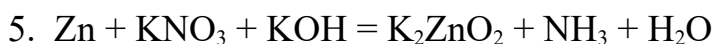
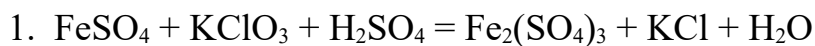
7. Расставить коэффициенты в молекулярном уравнении реакции:



8. Проверить правильность уравнения :

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

Задачи



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, -I	галоген/галогенид	R-Hal	CH ₃ Cl хлорметан

Спирты, фенолы	-OH	гидроксид/ол	R-OH	CH ₃ OH метанол
Простые эфиры	-OR	алкокси/эфир	Ar-OH	C ₆ H ₅ -OH фенол
Альдегиды	$\text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$	оксо/аль (карбальдегид)	R-O-R'	CH ₃ -O-C ₂ H ₅
Кетоны	$\text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{—} \end{smallmatrix}$	оксо/он	$\text{R} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$	$\text{H}_3\text{C} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ этаналь
Карбоновые кислоты	$\text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$	карбокси/овая кислота	$\text{R} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{R}_1 \end{smallmatrix}$	$\text{H}_3\text{C} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{CH}_3 \end{smallmatrix}$ ацетон
Сложные эфиры	$\text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{OR} \end{smallmatrix}$	алкоксикарбонил/оат	$\text{R} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3 \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$ уксусная к-та
Галогенангидриды кислот	$\text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{Hal} \end{smallmatrix}$	галоформил/оилгалогенид	$\text{R} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{OR}_1 \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3 \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{OC} \text{H}_2\text{CH}_3 \end{smallmatrix}$ этилэтанат
Ангидриды кислот	$\text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{O} \end{smallmatrix} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{—} \end{smallmatrix}$	-ангидрид	$\text{R} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{Hal} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3 \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{Cl} \end{smallmatrix}$ хлористый ацетил
Амиды кислот	$\text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$	карбамоил/амид	$\text{R} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{O} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3 \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{O} \end{smallmatrix}$
Нитрилы	$\text{—C} \equiv \text{N}$	циан/нитрил (карбонитрил)	$\text{R} \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3 \text{—C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$ ацетамид
Нитросоединения	—NO_2	нитро/-	$\text{R} \text{—C} \equiv \text{N}$	$\text{CH}_3 \text{—C} \equiv \text{N}$ ацетонитрил
Амины	—NH_2	амино/амин	$\text{R} \text{—NO}_2$	$\text{CH}_3 \text{—NO}_2$ нитрометан
Изонитрилы	$\text{—N} \Rightarrow \text{C}$	изонитрил/карбиламин	$\text{R} \text{—NH}_2$	$\text{CH}_3 \text{—NH}_2$ метиламин
Нитрозосоединения	$\text{—N} = \text{O}$	нитрозо/-	$\text{R} \text{—N} \Rightarrow \text{C}$	$\text{CH}_3 \text{—N} \Rightarrow \text{C}$ Изонитрилметан
Диазониевые соли	$[\text{—N} \equiv \text{N}]^+ \text{X}^-$	-/дiazоний X ⁻	$\text{R} \text{—NO}$	$\text{C}_6\text{H}_5 \text{—NO}$ нитрозобензол
Азосоединения	$\text{—N} = \text{N} \text{—}$	азо/-	$[\text{Ar} \text{—N} \equiv \text{N}]^+ \text{X}^-$	$[\text{C}_6\text{H}_5 \text{—N} \equiv \text{N}]^+ \text{Cl}^-$ Фенилдиазоний хлорид
Сульфиды	—SH	-/сульфид	$\text{Ar} \text{—N} = \text{N} \text{—Ar}$	$\text{C}_6\text{H}_5 \text{—N} = \text{N} \text{—C}_6\text{H}_5$ Азобензол
Сульфоновые кислоты	$\text{—S} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{//} \\ \text{HO} \end{smallmatrix}$	Сульфо/сульфоная кислота	$\text{R} \text{—S} \text{—R}_1$	$\text{CH}_3 \text{CH}_2 \text{S} \text{—CH}_3$ Метилэтилсульфид
			$\text{R} \text{—SO}_3\text{H}$	$\text{C}_6\text{H}_5 \text{—SO}_3\text{H}$ Сульфобензол

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 (1σ -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:

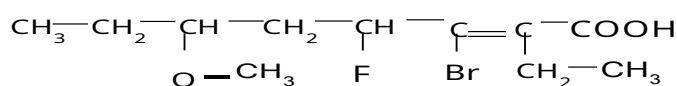
4. Для непредельных углеводородов выбирают самую длинную цепь, содержащую π -связи и нумеруют с того конца, где ближе расположена эта связь. Двойная связь при нумерации имеет предпочтение перед тройной связью и радикалом.

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:

$-\text{COOH}$, $-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{COOR}$, $-\text{CONH}_2$, $-\text{CN}$, $-\text{CHO}$, $=\text{C}=\text{O}$, $-\text{OH}$, $-\text{SH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{C}=\text{C}-$, $-\text{C}\equiv\text{C}-$, $-\text{R}$, $-\text{OR}$, $-\text{NO}_2$, 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):

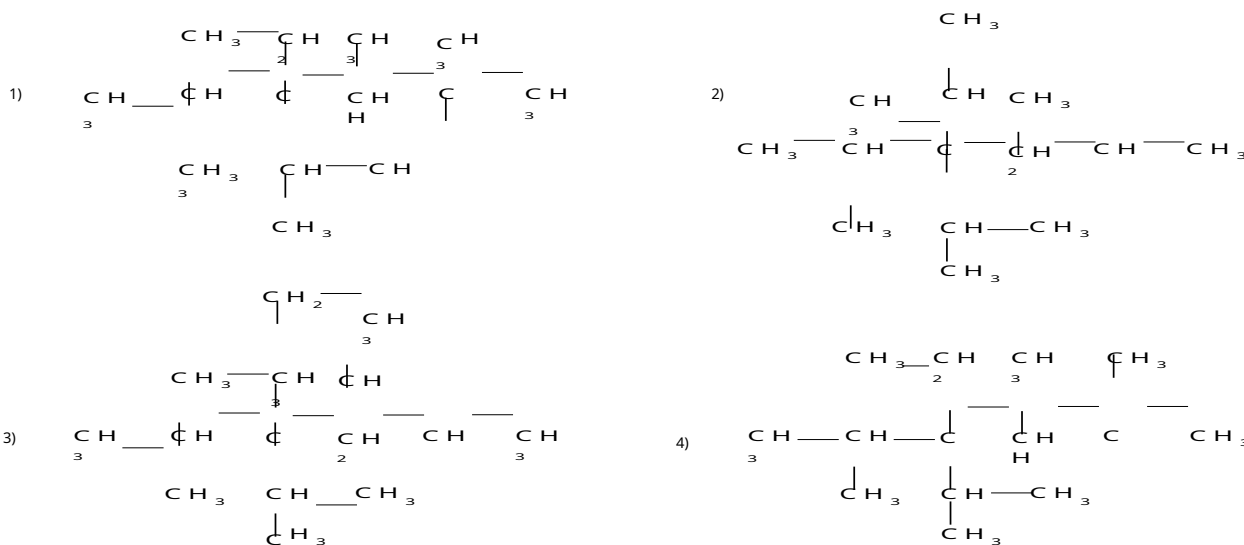


2-этил-6-метокси-3-бром-4-фтор-2-октеная кислота

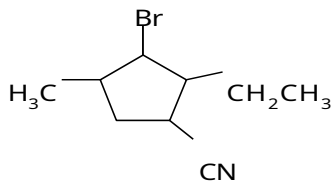
Перечисление радикалов и функциональных групп в виде приставок осуществляется в порядке убывания старшинства.

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:



СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер. – М. : КноРус, 2013. – 752 с.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка : учеб. пособие. – Изд. стереотип. – М. : КноРус, 2012. – 240 с.
1. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 558 с.

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

Методические указания

для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы
«Химия»

для студентов направления подготовки

21.03.01 Нефтегазовое дело

Направленность (профиль) «Геолого-геофизические технологии в нефтегазовом
деле»

1. Общие положения

Самостоятельная работа – планируемая учебная, учебно-исследовательская, научно-исследовательская работа студентов, выполняемая во внеаудиторное (аудиторное) время по заданию и при методическом руководстве преподавателя, но без его непосредственного участия (при частичном непосредственном участии преподавателя, оставляющем ведущую роль за работой студентов).

Самостоятельная работа студентов (СРС) в вузе является важным видом учебной и научной деятельности студента. Самостоятельная работа студентов играет значительную роль в рейтинговой технологии обучения.

К основным видам самостоятельной работы студентов относятся:

- формирование и усвоение содержания конспекта лекций на базе рекомендованной лектором учебной литературы, включая информационные образовательные ресурсы (электронные учебники, электронные библиотеки и др.);
- написание докладов;
- подготовка к семинарам, практическим и лабораторным работам, их оформление;
- выполнение учебно-исследовательских работ, проектная деятельность;
- подготовка практических разработок и рекомендаций по решению проблемной ситуации;
- выполнение домашних заданий в виде решения отдельных задач, проведения типовых расчетов, расчетно-компьютерных и индивидуальных работ по отдельным разделам содержания дисциплин и т.д.;
- компьютерный текущий самоконтроль и контроль успеваемости на базе электронных обучающих и аттестующих тестов и др.

Методика организации самостоятельной работы студентов зависит от структуры, характера и особенностей изучаемой дисциплины, объема часов на ее изучение, вида заданий для самостоятельной работы студентов, индивидуальных качеств студентов и условий учебной деятельности.

Процесс организации самостоятельной работы студентов включает в себя следующие этапы:

- подготовительный (определение целей, составление программы, подготовка методического обеспечения, подготовка оборудования);
- основной (реализация программы, использование приемов поиска информации, усвоения, переработки, применения, передачи знаний, фиксирование результатов, самоорганизация процесса работы);
- заключительный (оценка значимости и анализ результатов, их систематизация, оценка эффективности программы и приемов работы, выводы о направлениях оптимизации труда).

Самостоятельная работа по дисциплине «Химия» направлена на формирование следующих компетенций:

Код	Формулировка
ОПК-1	Способен решать задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общетехнические знания.

2. Цель и задачи самостоятельной работы

Ведущая цель организации и осуществления СРС совпадает с целью обучения студента

- формирование набора компетенций будущего бакалавра.

При организации СРС важным и необходимым условием становятся формирование умения самостоятельной работы для приобретения знаний, навыков и возможности организации учебной и научной деятельности. Целью самостоятельной работы студентов является овладение фундаментальными знаниями, профессиональными умениями и навыками деятельности по профилю, опытом творческой, исследовательской деятельности. Самостоятельная работа

студентов способствует развитию самостоятельности, ответственности и организованности, творческого подхода к решению проблем учебного и профессионального уровня.

Задачами СРС являются:

- систематизация и закрепление полученных теоретических знаний и практических умений студентов;
- углубление и расширение теоретических знаний;
- формирование умений использовать нормативную, правовую, справочную документацию и специальную литературу;
- развитие познавательных способностей и активности студентов: творческой инициативы, самостоятельности, ответственности и организованности;
- формирование самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации;
- развитие исследовательских умений;
- использование материала, собранного и полученного в ходе самостоятельной работы и лабораторных занятий.

3. Технологическая карта самостоятельной работы студента

Коды реализуемых компетенций, индикатора(ов)	Вид деятельности студентов	Средства и технологии оценки	Объем часов, в том числе		
			СРС	Контактная работа с преподавателем	Всего
6 семестр					
ИД-2 ОПК-1	Подготовка к лекциям	Тестирование, собеседование	7,5	0,5	8
ИД-2 ОПК-1	Подготовка к практическим занятиям	Тестирование, собеседование	7,5	0,5	8
ИД-3 ОПК-1	Самостоятельное изучение литературы	Тестирование, собеседование	55	1	56
Итого за 7 семестр			70	2	72
Итого			70	2	72

4. Порядок выполнения самостоятельной работы студентом

4.1. Методические рекомендации по работе с учебной литературой

При работе с книгой необходимо подобрать литературу, научиться правильно ее читать, вести записи. Для подбора литературы в библиотеке используются алфавитный и систематический каталоги.

Важно помнить, что рациональные навыки работы с книгой - это всегда большая экономия времени и сил.

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.

Выводы, полученные в результате изучения, рекомендуется в конспекте выделять, чтобы они при перечитывании записей лучше запоминались.

Опыт показывает, что многим студентам помогает составление листа опорных сигналов, содержащего важнейшие и наиболее часто употребляемые формулы и понятия. Такой лист помогает запомнить формулы, основные положения лекции, а также может служить постоянным справочником для студента.

Чтение научного текста является частью познавательной деятельности. Ее цель – извлечение из текста необходимой информации. От того на сколько осознанна читающим собственная внутренняя установка при обращении к печатному слову (найти нужные сведения, усвоить информацию полностью или частично, критически проанализировать материал и т.п.) во многом зависит эффективность осуществляемого действия.

Выделяют **четыре основные установки в чтении научного текста**:

информационно-поисковый (задача - найти, выделить искомую информацию) усваивающая (усилия читателя направлены на то, чтобы как можно полнее осознать и запомнить как сами сведения, излагаемые автором, так и всю логику его рассуждений)

аналитико-критическая (читатель стремится критически осмыслить материал, проанализировав его, определив свое отношение к нему)

творческая (создает у читателя готовность в том или ином виде - как отправной пункт для своих рассуждений, как образ для действия по аналогии и т.п. - использовать суждения автора, ход его мыслей, результат наблюдения, разработанную методику, дополнить их, подвергнуть новой проверке).

Основные виды систематизированной записи прочитанного:

Аннотирование - предельно краткое связное описание просмотренной или прочитанной книги (статьи), ее содержания, источников, характера и назначения;

Планирование - краткая логическая организация текста, раскрывающая содержание и структуру изучаемого материала;

Тезирование - лаконичное воспроизведение основных утверждений автора без привлечения фактического материала;

Цитирование - дословное выписывание из текста выдержек, извлечений, наиболее существенно отражающих ту или иную мысль автора;

Конспектирование - краткое и последовательное изложение содержания прочитанного. Конспект - сложный способ изложения содержания книги или статьи в логической последовательности. Конспект аккумулирует в себе предыдущие виды записи, позволяет всесторонне охватить содержание книги, статьи. Поэтому умение составлять план, тезисы, делать выписки и другие записи определяет и технологию составления конспекта.

Методические рекомендации по составлению конспекта:

а. Внимательно прочитайте текст. Уточните в справочной литературе непонятные слова. При записи не забудьте вынести справочные данные на поля конспекта.

2. Выделите главное, составьте план.

3. Кратко сформулируйте основные положения текста, отметьте аргументацию автора.

а. Законспектируйте материал, четко следуя пунктам плана. При конспектировании старайтесь выразить мысль своими словами. Записи следует вести четко, ясно.

б. Грамотно записывайте цитаты. Цитируя, учитывайте лаконичность, значимость мысли.

В тексте конспекта желательно приводить не только тезисные положения, но и их доказательства. При оформлении конспекта необходимо стремиться к емкости каждого предложения. Мысли автора книги следует излагать кратко, заботясь о стиле и выразительности написанного. Число дополнительных элементов конспекта должно быть логически обоснованным, записи должны распределяться в определенной последовательности, отвечающей логической структуре произведения. Для уточнения и дополнения необходимо оставлять поля.

Овладение навыками конспектирования требует от студента целеустремленности, повседневной самостоятельной работы.

4.2. Методические рекомендации по подготовке к лабораторным занятиям

Для того чтобы лабораторные 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 лабораторных занятиях как в результате обсуждения и анализа лекционного материала, так и с помощью решения проблемных ситуаций, задач. При этих условиях студент не только хорошо усвоит материал, но и научится 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 студент видит 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.

4.3. Методические рекомендации по самопроверке знаний

После изучения определенной темы по записям в конспекте и учебнику, а также решения достаточного количества соответствующих задач на практических занятиях и самостоятельно студенту рекомендуется провести самопроверку усвоенных знаний, ответив на контрольные вопросы по изученной теме.

В случае необходимости нужно еще раз внимательно разобраться в материале.

Иногда недостаточность усвоения того или иного вопроса выясняется только при изучении дальнейшего материала. В этом случае надо вернуться назад и повторить плохо усвоенный материал. Важный критерий усвоения теоретического материала – умение отвечать на вопросы для собеседования.

Контроль самостоятельной работы студентов Контроль самостоятельной работы проводится преподавателем. Предусмотрены следующие виды контроля: собеседование.

Подробные критерии оценивания компетенций приведены в Фонде оценочных средств для проведения текущей и промежуточной аттестации.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ ПО ХИМИИ

ТЕРМОДИНАМИКА

1. Термодинамические системы (изолированные, закрытые, открытые, гомогенные и гетерогенные).
2. Параметры и функции состояния системы. Термодинамические процессы.
3. Внутренняя энергия (определение, составляющие, размерность). Энтальпия.
4. Первое начало (закон) термодинамики. Формулировки. Математическое выражение. Теплообмен и работа, как формы передачи энергии.
5. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него. Стандартные теплоты образования и сгорания.
6. Термохимические уравнения реакций. Тепловой эффект химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции.
7. Обратимые и необратимые процессы (реакции). Критерии самопроизвольного протекания процессов
8. Второе начало термодинамики. Различные формулировки его и математическое выражение.

9. Энтропия. Абсолютное значение энтропии. Расчет энтропии для химической реакции.
10. Энергия Гиббса. Термодинамические условия равновесия. Экзо- и эндо- эргонические процессы в организмах.
11. Третье начало (закон) термодинамики. Энтальпийный и энтропийный факторы.

Задачи

1. На основании закона Гесса рассчитайте энергетические затраты студента за сутки, если в сутки он употребляет: 8г белка, 80г жиров, 400 г углеводов. При сгорании 1 г белка, жира, углеводов выделяется 4,2; 9,5; 4,3 кДж соответственно.
2. ΔH° растворения CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ составляют соответственно $-66,0 \text{ кДж/моль}$ и $+11,7 \text{ кДж/моль}$. Вычислить ΔH° гидратации CuSO_4 .
3. Вычислить количество теплоты, которое выделится при окислении глюкозы по реакции $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{г}) + 6\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ при стандартных условиях, если теплоты образования веществ участвующих в реакции равны: -286 кДж/моль (H_2O); -393 кДж/моль (CO_2); -1273 кДж/моль ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
4. Вычислить ΔH° реакции $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CH}_3\text{COOH}(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ по стандартным теплотам сгорания веществ, участвующих в реакции: -1371 кДж/моль ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$); -870 кДж/моль (CH_3COOH).

КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.

1. Реакции простые, сложные, гомогенные и гетерогенные. Скорость гомогенных химических реакций и методы её измерения.
2. Закон действующих масс Гульберга и Вааге для скорости реакции. Константа скорости химической реакции, её физический смысл. Молекулярность и порядок реакции.
3. Зависимость скорости реакции от:
 - а) концентрации (закон действующих масс Гульберга и Вааге);
 - б) температуры (закон Вант-Гоффа);
 - в) давления и катализатора.
4. Энергия активации. Катализ. Влияние катализатора на величину энергии активации. Виды катализа (гомогенный и гетерогенный)
5. Понятие об обратимых и необратимых химических реакциях.
6. Понятие о химическом равновесии. Константа химического равновесия и способы её выражения.
7. Даны обратимые реакции:

1) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})} - 66 \text{ кДж}$	2) $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})} - \Delta H$
3) $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})} + \Delta H$	4) $2\text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}(\text{г}) + \Delta H$
5) $2\text{SO}_{3(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} - \Delta H$	6) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г}) - \Delta H$
7) $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) - \Delta H$	8) $3\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})} + \Delta H$

Для каждой реакции напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и константу равновесия. Куда сместится равновесие данной реакции, если: а) увеличить или уменьшить концентрацию исходных веществ или конечных продуктов; б) увеличить или уменьшить давление; в) увеличить или уменьшить температуру?

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

1. Коллигативные свойства растворов (перечислить и дать характеристику каждому из них).
2. Закон Рауля и следствия из него. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы. Методы эбулиоскопии и криоскопии.
4. Осмос и осмотическое давление. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах.
5. Закон Вант-Гоффа для неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент, его физический смысл.
6. Гипо-, гипер-, изотонические растворы. Явление плазмолиза, гемолиза и изоосмии.

Задачи

1. В 300 г воды растворили 0,5 моля мочевины. Найти понижение давления насыщенного пара воды над раствором при 100°C ($p_0=101,3$ кПа).
2. В 180 г воды растворил 6 г мочевины с $M_r(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 60$ г/моль. Найти давление пара растворителя над раствором мочевины при 100°C ($p_0=101,3$ кПа).
3. Найдите температуру кипения 0,1 моль/кг раствора NaCl ($i = 1,92$), а $K_{\text{эб}}=0,563$.
4. В 4 л воды растворили 1 моль глюкозы. Каково осмотическое давление раствора при 0°C? $R=8,31$ кПа л/моль·К.

КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ РАВНОВЕСИЕ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. Протолитическая теория кислот и оснований. Сила кислот и оснований. Закон разведения Оствальда.
3. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды (ионное произведение воды).
4. Водородный показатель, как количественная мера активной кислотности и щелочности.
5. Типы протолитических реакций (ионизация, нейтрализация и гидролиз).
6. Даны соли: 2) натрия карбонат; 3) натрия сульфид; 5) железа (III) хлорид; 6) железа (II) нитрат; 7) меди (II) нитрат; 8) ацетат натрия; 10) аммония хлорид;
Для каждого случая напишите: а) формулу соли; б) укажите её тип; в) запишите её гидролиз; г) константу гидролиза; д) запишите формулу для расчета pH раствора данной соли.

БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ

1. Механизм буферного действия. Факторы, определяющие pH буферной системы.
2. Буферная емкость, факторы, определяющие её значение.
3. **Даны буферные системы:** ацетатный, аммиачный, гемоглобиновый, оксигемоглобиновый, фосфатный, водородокарбонатный, аминокислотные, белковые. Для каждого из них записать: а) состав, б) механизм буферного действия, в) формулу для определения pH, зоны буферного действия и емкости каждого буфера по кислоте и щелочи.

Задачи

1. Рассчитайте значение pH аммиачного буфера, 1 л которого содержит 0,2 моля аммония оксида и 0,2 моля аммония хлорида ($pK(\text{NH}_4\text{OH})=4,75$).
2. Вычислить величину pH аммиачного буфера, составленного из 200 мл 0,015М раствора аммония хлорида и 150 мл 0,02 М раствора аммония гидроксида.
3. К 100 мл крови добавили 36 мл 0,05 М раствора хлористого водорода. pH крови изменилось с 7,36 до 7,00. Рассчитайте буферную ёмкость крови по кислоте.
4. К 20 мл крови добавили 1,5 мл 0,02 М раствора натрия гидроксида. При этом pH крови изменилось от 7,44 до 7,6. Найдите буферную ёмкость крови по кислоте.

БИОГЕННЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

1. Биогенное значение соединений s-, p-, d-элементов в организме.
2. Соединения d-элементов (Mn, Fe, Co, Cu, Zn, Mo) в организме.
3. **Дано комплексное соединение (КС).....**
 1) $\text{K}_2[\text{MnCl}_4]$; 2) $\text{K}_2[\text{Mn}(\text{CN})_6]$; 4) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; 5) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; 7) $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CN})_4]$; 8) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; 11) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; 13) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;
 Для каждого из них дать: а) название
 б) записать уравнение диссоциации данного комплексного соединения, как сильного электролита и указать внешнюю и внутреннюю координационные сферы.
 в) записать уравнение диссоциации комплексного иона, как слабого электролита, указать комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя
 г) указать, какую конфигурацию имеет данный комплексообразователь и какой гибридизацией атомных орбиталей она обусловлена
 д) указать тип и характер связи комплексообразователя и лиганд
 ж) записать для данного комплексного иона константу нестойкости

ГЕТЕРОГЕННЫЕ ПРОЦЕССЫ И РАВНОВЕСИЯ

1. Гомогенные и гетерогенные системы. Условия образования и растворения осадков.
2. Гетерогенные равновесия в живых организмах (формирование неорганического вещества костной и зубной ткани).

3. Напишите уравнение реакции между: 1) CaCl_2 и Na_3PO_4 2) NiCl_2 и NaOH
5) CaCl_2 и Na_2CO_3 6) CoCl_2 и NaOH 7) FeCl_3 и NaOH 8) AlCl_3 и NaOH

Для каждого случая запишите: а) гетерогенное равновесие; б) выражение для константы растворимости для, выпадающего в осадок соединения; в) формулу для расчета K_s осадка и растворимости (s).

ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

1. Поверхностные явления и их значение в биологии и медицине.
2. Поверхностная энергия и поверхностное натяжение. Поверхностно-активные (ПАВ), -инактивные (ПИВ) и -неактивные (ПНВ) вещества.
3. Сорбционные явления: адсорбция, абсорбция, десорбция, хемосорбция, капиллярная конденсация.
4. Понятие об адсорбенте, адсорбтиве и адсорбционном равновесии.
5. Молекулярная и полимолекулярная адсорбция.
6. Адсорбция на границе раздела твердое тело–газ и твердое тело–жидкость (раствор).
7. Адсорбция сильных электролитов – избирательная и ионообменная.

ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

1. Дисперсные системы их классификация.
2. Природа коллоидного состояния. Роль электролитов стабилизаторов.
3. Конденсационные и дисперсные методы получения золей.
4. Идет химическая реакция образования гидрозоля:
 - 1) серебра хлорида по реакции между серебра нитратом и избытком натрия хлорида
 - 2) серебра хлорида по реакции между натрия хлоридом и избытком серебра нитрата
 - 3) серебра иодида по реакции между серебра нитратом и избытком натрия иодида
 - 4) серебра иодида по реакции между натрия иодидом и избытком серебра нитрата
 - 5) бария сульфата по реакции между бария хлоридом и избытком натрия сульфата
 - 6) бария сульфата по реакции между натрия сульфатом и избытком бария хлорида
 - 7) фосфата кальция по реакции между кальция хлоридом и избытком натрия фосфата
 - 8) фосфата кальция по реакции между натрия фосфатом и избытком кальция хлорида

Для каждого случая:

- 1) составьте хим. формулу мицеллы, укажите её химический состав
- 2) укажите, где в мицеллах возникают адсорбционный и электрокинетический потенциалы.
5. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Факторы, определяющие устойчивость коллоидной системы.
6. Коагуляция. Медленная и быстрая коагуляция. Коагуляция золей электролитами и смесями электролитов.
7. Порог коагуляции, его определение. Коагулирующая способность. Коллоидная защита.

БИООРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Полифункциональные соединения

1. Многоатомные спирты, их свойства. Показать взаимодействие этиленгликоля и глицерина с: а) азотной кислотой, гидроксидом меди (II), уксусной кислотой.
2. Многоатомные фенолы (пирокатехин, резорцин, хинон), их окислительно-восстановительные и кислотные свойства.
3. Многоосновные карбоновые кислоты (щавелевая, янтарная). Их свойства (образование кислых и средних солей, сложных эфиров, окислительно- восстановительные свойства).

Гетерофункциональные соединения

4. Оксикислоты, их классификация, специфические реакции, оптическая изомерия.
5. Взаимодействие молочной кислоты с NaOH , этанолом, окисление, специфическая реакция, оптические изомеры.

6. Взаимодействие яблочной кислоты с NaOH, этанолом, окисление и внутримолекулярную дегидратацию. Оптические изомеры яблочной кислоты.
7. Оксокислоты (пировиноградная, ацетоуксусная, щавелевоуксусная и α -кетоглутаровая). Кето-енольная таутомерия.
8. Показать кето-енольную таутомерию, солеобразование и взаимодействие с бромной водой на примере пировиноградной кислоты.
9. На примере аминокислоты аланина показать: амфотерность, декарбоксилирование, окислительное дезаминирование и трансаминирование, как свойства α -амино-кислот важные для обмена веществ в организме.

Омыляемые липиды

10. Липиды, жиры, классификация. Карбоновые кислоты высшего жирного ряда. Привести примеры.
11. Кислотный и щелочной (омыление) гидролиз жиров. Привести примеры.
12. Фосфолипиды (кефалины и лецитины), синтез и гидролиз (кислотный и щелочной).

α -аминокислоты. Белки и пептиды

13. α -аминокислоты. Классификация по строению радикала и дополнительным функциональным группам (привести примеры).
14. Кислотно-основные свойства α -аминокислот, их амфотерность показать на конкретных примерах).
15. Образование пептидов. Качественные реакции на белки.
16. Структуры белка (первичная, вторичная, третичная и четвертичная), стабилизирующие их факторы.

Углеводы

17. Важнейшие моносахариды: альдопентозы, альдогексозы, кетозы (привести примеры).
18. Цикло-цепная (оксо-окси) таутомерия углеводов на примере глюкозы и фруктозы.
19. Дисахарид мальтоза, её строение, цикло-цепная таутомерия. Восстанавливающие свойства.
20. Дисахарид лактоза, её строение, цикло-цепная таутомерия. Восстанавливающие свойства.
21. Дисахарид сахароза, её строение, гидролиз. Причина отсутствия восстанавливающих свойств у самой сахарозы и наличие их у продуктов гидролиза.
22. Строение крахмала, показать схематически. Указать типы связей между остатками моносахаридов в амилозе и амилопектине. Гликоген.

Гетерофункциональные производные бензола. Гетероциклические соединения

23. Гетерофункциональные производные бензола, как лекарственные средства.
24. Парааминофенол и его производные. Салициловая кислота и ее производные.
25. Парааминобензойная кислота (ПАБК) и ее производные. Сульфаниламидные препараты.

Нуклеиновые кислоты

26. Нуклеиновые кислоты, классификация, состав, функции.
27. Пиримидиновые азотистые основания, их лактам-лактимная таутомерия.
28. Пуриновые азотистые основания, их лактам-лактимная таутомерия.
29. Образование нуклеозидов и нуклеотидов (привести примеры).
30. Строение участка ДНК и РНК. Типы связей в нуклеиновых кислотах.

Критерии оценивания компетенций

Оценка «отлично» выставляется студенту, если он правильно выполнил 88-100 % тестовых заданий

Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он правильно выполнил 72-87 % тестовых заданий

Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он правильно выполнил 53-71 % тестовых заданий

Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, если он правильно выполнил менее 53 %

1. Егоров, В. В.
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.
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.
Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 496 с. - ISBN 978-5-8114-7073-
4. Пресс, И. А.
Пресс И. А. - Санкт-Петербург : Лань, 2021. - 432 с. - ISBN 978-5-8114-7074-7
5. Барковский, Е. В.
Барковский, 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

1. 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
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/>.

1. Методические указания по выполнению практических работ по дисциплине по дисциплине «Теоретические основы обработки геофизической информации». Ставрополь: СКФУ, 2025.

1	Электронно-библиотечная система «Университетская библиотека онлайн» - www.biblioclub.ru (Договор № 50-04/19 об оказании информационных услуг от 13.05.2019г.)
2	Электронная библиотечная система «IPRbooks» (ЛИЦЕНЗИОННЫЙ ДОГОВОР № 5168/19 от 13.05.2019 г. на предоставление доступа к электронно-библиотечной системе IPRbooks. Организация: ООО Компания «Ай Пи Ар Медиа»)
3	«eLIBRARY.RU»: [Научная электронная библиотека]. – URL: http://elibrary.ru
4	Информационно-правовой портал "Гарант" - http://www.garant.ru/