

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) «Бурение нефтяных и газовых скважин»

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 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	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 одноосновные ($NaOH$, $LiOH$, KOH и др.), двухосновные $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ 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)

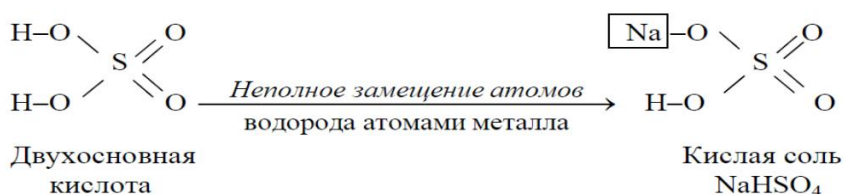
Соли – это сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или продуктами замещения гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

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.

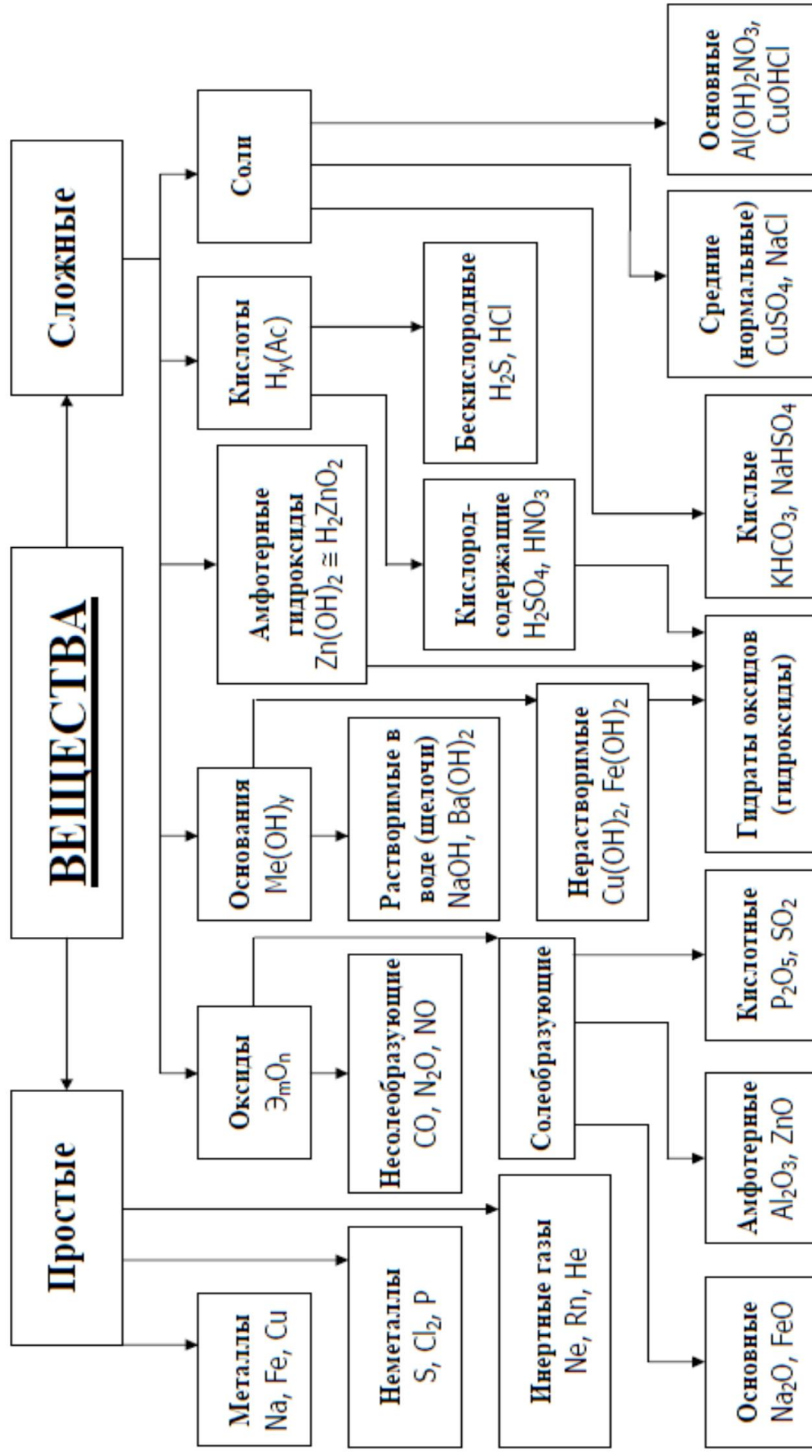
Например:



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; $FeOH(NO_3)_3$ – 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.

$$\frac{m_1}{M_{\text{э}1}} = \frac{m_2}{M_{\text{э}2}} \text{ или } n_{\text{э}1} = n_{\text{э}2}$$

Где m₁ m₂ массы реагирующих веществ

M_э¹ M_э² эквивалентные массы этих же веществ

n и n количества эквивалентов первого и второго вещества.

Следует³² 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 A – атомная масса элемента

B 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.

$$M_{\text{Э(оксида)}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{\frac{C}{B}}$$

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

C – число атомов элемента

B – валентность этого элемента

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

Где C – число атомов металла

B – валентность этого металла

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

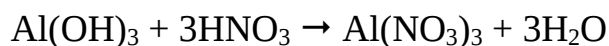
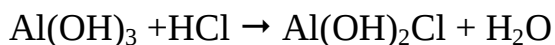
Например:

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

$$M_{\text{Э(Р2О5)}} = M_{\text{Э(Р)}} + M_{\text{Э(О)}} = 6,2 + 8 = 14,2 \text{ г/моль-экв}$$

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 $M_{\text{Al(OH)}_3}/1$, а в

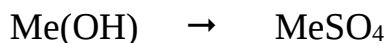
реакции (2) $M_{\text{Al(OH)}_3}/3$. Эквиваленты Al(OH)_3 в уравнениях 1 и 2 соответственно равны 1 моль и $1/3$ моль.

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.

$$\frac{\square}{\square} = \frac{\square}{\square} \text{ или } n_{\text{эMeOH}} = n_{\text{эMeSO}_4}$$

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.

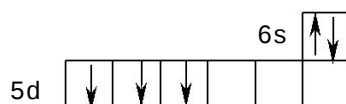
	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f	5s ²	5p ⁶	5d	5f	6s ²	6p	6d	6f
$n+l$	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	<u>6</u>	7	8	9

5. После заполнения 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:



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.

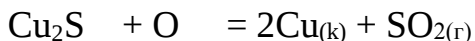
Тепловой эффект реакции зависит только от состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути перехода.

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:

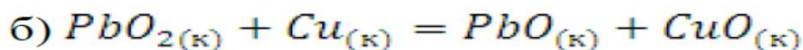
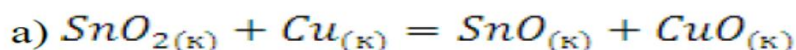
$$\Delta H^0 + \Delta_f H_{\text{SO}_2}^0 - \Delta_f H_{\text{Cu}_2\text{S}}^0 = -296,9 - 82,0 = -214,9 \text{ кДж}$$

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.

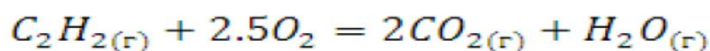
1. Рассчитайте Δ_{298}^0 реакций



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].

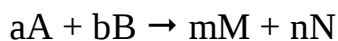
Факторы, влияющие на скорость химических реакций :

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 А и В 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

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

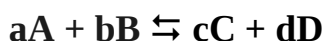
E_a – энергия активации, кДж/моль;

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

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. $C_{D(2)} = 0,5 \cdot 2,0 = 1,0$.

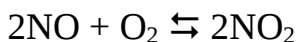
Задачи и вопросы

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

таблица

Номер задачи	Уравнение реакции
1	$\square_2 \square_7^{2-} + 2\square\square \rightleftharpoons \square_4^{2-} + \square_2\square$
2	$\square\square\square_4^{+} + \square_2\square \rightleftharpoons 2\square^{+} + 2\square^{+}$
3	$\square\square_4^{+} + \square_2\square \rightleftharpoons 2\square_3\square + \square^{-}$
4	$2\square_7\square_4^{2-} + 2\square\square \rightleftharpoons 2\square_7^{2-} + \square_2\square$

2. Перед началом реакции



Исходные концентрации были равны в моль/л:

$C_{\text{NO}(\text{исх})} = 1,50$; $C_{\text{O}_2(\text{исх})} = 0,50$. 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 КОН и 500 г 9%-ного раствора КОН.

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.

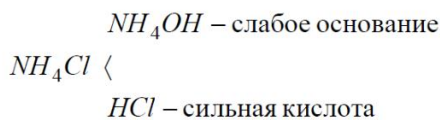
Гидролиз протекает только в тех случаях, когда из ионов соли и молекул H_2O может образоваться хотя бы одно слабодиссоциирующее или малорастворимое вещество.

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.

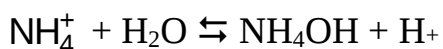
В зависимости от характера солей различают 3 типа гидролиза:

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: $NH_4Cl \rightleftharpoons \square \square_4^+ + Cl^-$



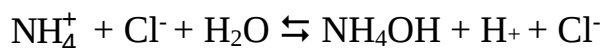
Реакции гидролиза следует записывать в трех формах:

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

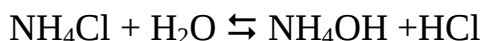


В результате этой реакции ионы OH^- связываются с катионом, образуя слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются в растворе и создают кислую среду ($\text{pH} < 7$).

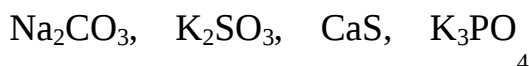
Полное ионное уравнение



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

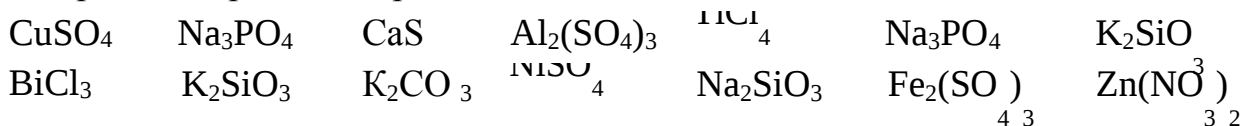


При составлении ионно-молекулярных уравнений гидролиза необходимо:

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.

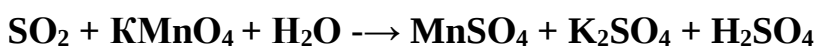
Более подробно рассмотрим метод электронного баланса, при котором учитывается:

1. Сумма электронов, отдаваемых всеми восстановителями, равна сумме электронов принимаемых всеми окислителями.

2. Число одноимённых атомов в левой и правой частях уравнения одинаково.

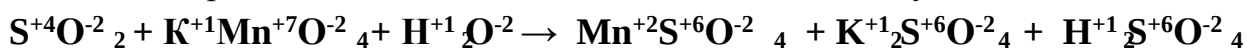
Алгоритм составления уравнений ОВР.

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

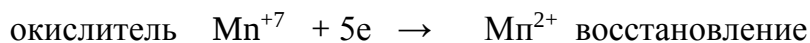
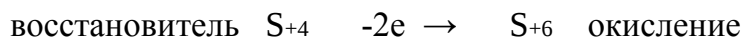


Определить среду реакции (нейтральная)

2. Определить степени окисления атомов в молекулах

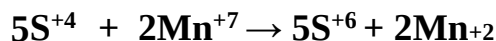
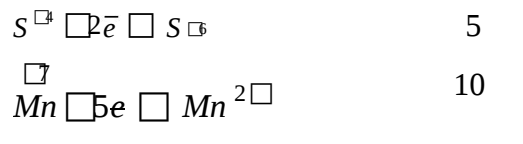


3. Определить число электронов, приобретаемых или отдаваемых атомами или ионами, и найти восстановитель и окислитель:

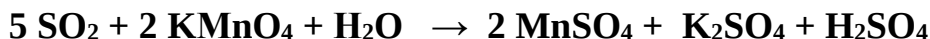


4. Уравнять число присоединённых и отданных электронов на основе наименьшего общего кратного (10) для коэффициентов в процессах окисления и восстановления:

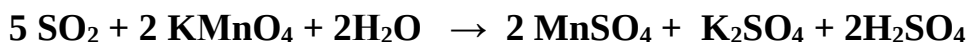
5. С учетом коэффициентов, сложить левые и правые части уравнений



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



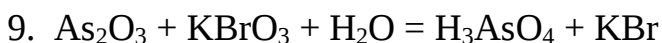
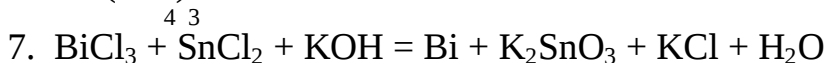
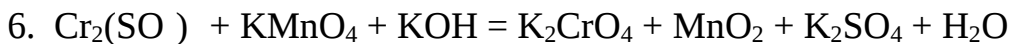
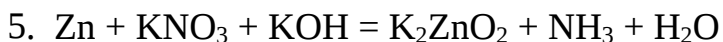
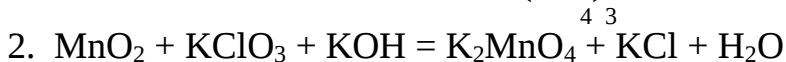
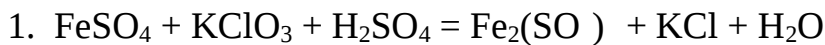
7. Расставить коэффициенты в молекулярном уравнении реакции:



8. Проверить правильность уравнения :

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

Задачи



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	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$	оксо/аль (карбальдегид)	R-O-R'	CH ₃ -O-C ₂ H ₅
Кетоны	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{—} \end{smallmatrix}$	оксо/он	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ 5 этаналь
Карбоновые кислоты	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$	карбокси/овая кислота	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{R}_1 \end{smallmatrix}$	$\text{H}_3\text{C—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{CH}_3 \end{smallmatrix}$ ацетон
Сложные эфиры	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{OR} \end{smallmatrix}$	алкоксикарбонил/оат	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$ уксусная к-та
Галогенангидриды кислот	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{Hal} \end{smallmatrix}$	галоформил/оилгалогенид	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{OR}_1 \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{OC}_2\text{H}_5 \end{smallmatrix}$ этилэтаноат
Ангидриды кислот	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{—} \end{smallmatrix}\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{—} \end{smallmatrix}$	-/ангидрид	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{Hal} \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{Cl} \end{smallmatrix}$ хлористый ацетил
Амиды кислот	$\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$	карбамоил/амид	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{OR}_1 \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{O} \end{smallmatrix}$ $\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{O} \end{smallmatrix}$
Нитрилы	$\text{—C}\equiv\text{N}$	циан/нитрил (карбонитрил)	$\text{R—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$	$\text{CH}_3\text{—C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{NH}_2 \end{smallmatrix}$ ацетамид
Нитросоединения	—NO_2	нитро/-	$\text{R—C}\equiv\text{N}$	$\text{CH}_3\text{—C}\equiv\text{N}$ ацетонитрил
Амины	—NH_2	амино/амин	R—NO_2	$\text{CH}_3\text{—NO}_2$ нитрометан
Изонитрилы	$\text{—N}\Rightarrow\text{C}$	изонитрил/карбиламин	R—NH_2	$\text{CH}_3\text{—NH}_2$ метиламин
Нитрозосоединения	—N=O	нитрозо/-	$\text{R—N}\Rightarrow\text{C}$	$\text{CH}_3\text{—N}\Rightarrow\text{C}$ Изонитрилметан
Диазониевые соли	$[\text{—N}\equiv\text{N}]^+\text{X}^-$	-/дiazоний X ⁻	R—N=O	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—N=O}$ нитрозобензол
Азосоединения	—N=N—	азо/-	$[\text{Ar—N}\equiv\text{N}]^+\text{X}^-$	$[\text{C}_6\text{H}_5\text{—N}\equiv\text{N}]^+\text{Cl}^-$ Фенилдиазоний хлорид
Сульфиды	—SH	-/сульфид	Ar—N=N—Ar	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—N=N—C}_6\text{H}_5$ Азобензол
Сульфоновые кислоты	$\text{—S}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$	Сульфо/сульфоная кислота	R—S—R_1	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{S—CH}_3$ Метилэтилсульфид
			$\text{C}_6\text{H}_5\text{—SO}_3\text{H}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—SO}_3\text{H}$ 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:

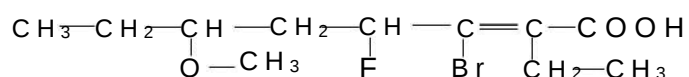
4. Для непредельных углеводородов выбирают самую длинную цепь, содержащую π -связи и нумеруют с того конца, где ближе расположена эта связь. Двойная связь при нумерации имеет предпочтение перед тройной связью и радикалом.

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 (родона начальная структура):

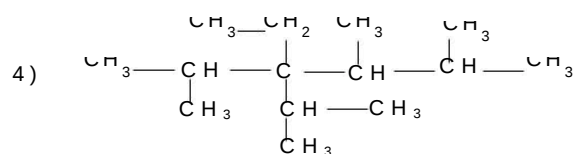
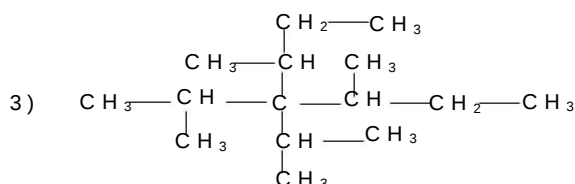
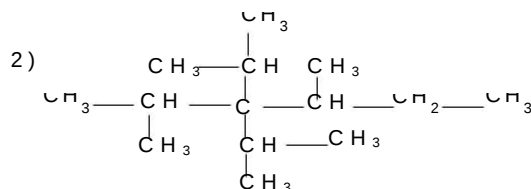
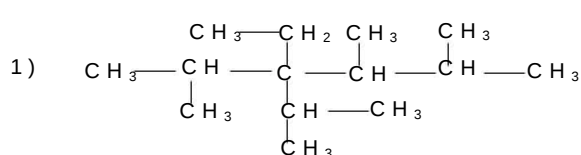


2-этил-6-метокси-3-бром-4-фтор-2-октеная кислота

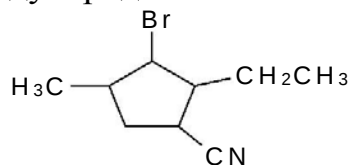
Перечисление радикалов и функциональных групп в виде приставок осуществляется в порядке убывания старшинства.

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.