

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б2.В.ДВ.05.01 Химия

Направление подготовки: 21.03.02. Землеустройство и кадастры

Профиль подготовки: Землеустройство

Форма обучения заочная

СОДЕРЖАНИЕ

1	Конспект лекций.....	3
1.1	Лекция № 1 Предмет и задачи химии. История развития химических знаний.....	3
1.2	Лекция № 2 Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты. Получение и свойства	5
1.3	Лекция №3 Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства.....	8
2	Методические указания по выполнению лабораторных работ.....	11
2.1	Лабораторная работа № ЛР-1 Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты. Получение и свойства	11
2.2	Лабораторная работа № ЛР-2 Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства	13
2.3	Лабораторная работа № ЛР-3 Стехиометрические законы.....	15
3.	Методические указания по проведению практических занятий.....	16
3.1	Практическое занятие №1 Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.....	16

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1. 1 Лекция №1 (2 часа).

Тема: «Предмет и задачи химии. История развития химических знаний. (в интерактивной форме)

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.
2. Химия – одна из фундаментальных наук о природе.
3. Предмет и задачи химии.
4. Химическое и сельскохозяйственное производство и проблема охраны биосфера

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Представление о дифференциации и интеграции естественных наук

Объединенные специфическими методами исследования, естественные науки образуют иерархическую (греч. *hieros* -священный и *arche* - власть, расположение элементов в порядке от низшего к высшему, последовательность усложняющихся структур) систему. Впервые это подметил еще французский физик А.Ампер, создавший в начале XIX века первую классификацию естественных наук, которая уже тогда включала около 200 наименований.

Физика и химия глубоко взаимосвязанные разделы естествознания и имеют общее поле деятельности. Такие объекты микромира как атомы и молекулы изучаются и той, и другой наукой.

Процессы превращения веществ сопровождаются изменением их состава или строения. Почему одни вещества растворяются в том или ином растворителе, а другие нет, почему одни вещества взаимодействуют между собой, а другие нет? - Все зависит от их электронной структуры и строения и предопределяется фундаментальными законами природы. Однако химические превращения нельзя редуцировать (лат. *reductio* - приведение обратно) к чисто физическим взаимодействиям - механическим или электромагнитным, так как у химического процесса имеются свои, присущие только ему, специфические особенности, несводимые к другим формам движения материи.

2. Химия – одна из фундаментальных наук о природе

История химии изучает и описывает сложный процесс накопления специфических знаний, относящихся к изучению свойств и превращений веществ; её можно рассматривать как пограничную область знания, которая связывает явления и процессы, относящиеся к развитию химии, с историей человеческого общества. При изучении истории развития химии возможны два взаимно дополняющих подхода: хронологический и содержательный. При хронологическом подходе историю химии принято подразделять на несколько периодов. Следует учитывать, что периодизация истории химии, будучи достаточно условной и относительной, имеет скорее дидактический смысл. При этом на поздних этапах развития науки (в случае химии – уже с начала XIX века) в связи с её дифференциацией неизбежны отступления от хронологического порядка изложения, поскольку приходится отдельно рассматривать развитие каждого из основных разделов науки. Как правило, большинство историков химии выделяют следующие основные этапы её развития: 1. Предалхимический период: до III в. н.э. В предалхимическом периоде теоретический и практический аспекты знаний о веществе развивались относительно независимо друг от друга. Происхождение свойств вещества рассматривала античная натурфилософия, практические операции с веществом являлись прерогативой ремесленной химии. 2. Алхимический период: III – XVII вв. Алхимический период, в свою очередь, разделяется на три подпериода – Александрийскую (греко-египетскую), арабскую и европейскую алхимию. Алхимический период – это время поисков философского камня, считавшегося необходимым для осуществления трансмутации металлов. В этом периоде происходило зарождение экспериментальной химии и накопление запаса знаний о веществе; алхимическая теория, основанная на античных философских представлениях об элементах, была тесно связана с астрологией и мистикой.

Наряду с химико-техническим "златоделием" алхимический период примечателен также и созданием уникальной системы мистической философии. 3. Период становления (объединения): XVII – XVIII вв. В период становления химии как науки произошла её полная рационализация. Химия освободилась от натурфилософских и алхимических взглядов на элементы как на носители определённых качеств. Наряду с расширением практических знаний о веществе начал вырабатываться единый взгляд на химические процессы и в полной мере использоваться экспериментальный метод. Завершившая этот период химическая революция окончательно придала химии вид самостоятельной (хотя и тесно связанной с другими отраслями естествознания) науки, занимающейся экспериментальным изучением состава тел. 4. Период количественных законов (атомно-молекулярной теории): 1789 – 1860 гг. Период количественных законов, ознаменовавшийся открытием главных количественных закономерностей химии – стехиометрических законов, и формированием атомно-молекулярной теории, окончательно завершил превращение химии в точную науку, основанную не только на наблюдении, но и на измерении. 5. Период классической химии: 1860 г. – конец XIX в.* Период классической химии характеризуется стремительным развитием науки: были созданы периодическая система элементов, теория валентности и химического строения молекул, стереохимия, химическая термодинамика и химическая кинетика; блестящих успехов достигли прикладная неорганическая химия и органический синтез. В связи с ростом объёма знаний о веществе и его свойствах началась дифференциация химии – выделение её отдельных ветвей, приобретающих черты самостоятельных наук. * В большинстве учебников и учебных пособий при рассмотрении периодизации истории химии за периодом количественных законов следует современный период. Однако, по мнению автора, это не совсем корректно, т. к. в начале XX в. теоретические основания химии претерпели существенные изменения. Вторая половина XIX в. является чрезвычайно важным особым этапом развития химических знаний. В этот период окончательно формируется атомно-молекулярная теория и учение о химических элементах, классические разделы химии, создаётся периодический закон, возникают две новых концептуальных системы химии – структурная химия и учение о химическом процессе. 6. Современный период: с начала XX века по настоящее время. В начале XX века произошла революция в физике: на смену системе знаний о материи, основанной на механике Ньютона, пришли квантовая теория и теория относительности. Установление делимости атома и создание квантовой механики вложили новое содержание в основные понятия химии. Успехи физики в начале XX века позволили понять причины периодичности свойств элементов и их соединений, объяснить природу валентных сил и создать теории химической связи между атомами. Появление принципиально новых физических методов исследования предоставило химикам невиданные ранее возможности для изучения состава, структуры и реакционной способности вещества. Всё это в совокупности обусловило в числе прочих достижений и блестящие успехи биологической химии второй половины XX века – установление строения белков и ДНК, познание механизмов функционирования клеток живого организма.

3. Предмет и задачи химии

Химия — наука о строении, свойствах веществ, их превращениях и сопровождающих явлениях. В зависимости от атомарной природы изучаемого вещества, типов химических связей между атомами различают неорганическую, органическую и элементоорганическую химию. Объектом неорганической химии являются все химические элементы и их соединения, другие вещества на их основе. Органическая химия изучает свойства обширного класса соединений, образованных посредством химических связей углерода с углеродом. Химия является общетеоретической дисциплиной. Она призвана дать студентам современное научное представление о веществе как одном из видов движущейся материи, о путях, механизмах и способах превращения одних веществ в другие. Знание основных химических законов, владение техникой химических расчетов,

понимание возможностей, предоставляемых химией с помощью других специалистов, работающих в отдельных и узких ее областях, значительно ускоряют получение нужного результата в различных сферах инженерной и научной деятельности.

Предмет химии - явления, происходящие на микроскопическом уровне с участием атомов, молекул, ионов и других микроскопических частиц.

Объектом изучения химии являются вещества, из которых состоит окружающий нас мир, а также различные процессы, происходящие на макроскопическом уровне, такие, как образование осадков, выделение газов, тепловые эффекты различных процессов и т.д. На начало 2000 г. было известно около 20 млн. различных веществ, 80 % из которых – соединения углерода. Ежегодно число синтезируемых новых органических соединений увеличивается на 300 – 400 тысяч.

Современная химия тесно связана со многими естественными науками. Так, взаимодействие химии и физики привело к возникновению двух наук: физической химии и химической физики. Самой молодой областью химии является квантовая химия, задача которой – использовать современные квантово-механические представления для поиска связей между строением и свойствами веществ.

4. Химическое и сельскохозяйственное производство и проблема охраны биосферы.

Медицина и химия. Большую роль играет химия в развитии фармацевтической промышленности: основную часть всех лекарственных препаратов получают синтетическим путем. Благодаря химии совершены многие перевороты в медицине. Без химии у нас не было бы обезболивающих лекарств, снотворных средств, антибиотиков и витаминов. Это несомненно делает химии честь. Химия также помогла справиться с антисанитарией, ведь ещё в XVIII в. врач И. Зиммельвейс обязал медперсонал лечебницы мыть руки в растворе хлорной извести. Смертность больных резко снизилась.

Сельское хозяйство и химия. Исключительно большое значение химия имеет в сельском хозяйстве, которое использует минеральные удобрения, средства защиты растений от вредителей, регуляторы роста растений, химические добавки и консерванты к кормам для животных и другие продукты. Использование химических методов в сельском хозяйстве привело к возникновению ряда смежных наук, например, агрохимии и биотехнологии, достижения которых в настоящее время широко применяются в производстве сельскохозяйственной продукции.

Химические знания – неотъемлемая часть знаний об основах охраны природы, рациональном природопользовании и разумном, не разрушительном преобразовании окружающей среды. Подтверждением связи экологии с химией является открытие немецким химиком Ю. Либихом первого закона экологии – закона минимума

1. 2 Лекция №2 (2 часа).

Тема: «Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты. Получение и свойства» (в интерактивной форме)

1.2.1 Вопросы лекции:

1. Классификация неорганических соединений
2. Оксиды: их классификация и номенклатура
3. Гидроксиды: их классификация и номенклатура
4. Кислоты: их классификация и номенклатура

1.2.2 Краткое содержание вопросов:

1. Классификация неорганических соединений

В настоящее время известно более 500 тысяч неорганических соединений, знать их формулы, названия, а тем более свойства практически невозможно. Для того чтобы легче ориентироваться в огромном многообразии химических веществ, все вещества разделены на отдельные классы, включающие соединения, сходные по строению и свойствам.

Первоначально все химические вещества делятся на простые и сложные.

Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы.

Помимо типичных металлов и неметаллов есть большая группа веществ, обладающая промежуточными свойствами, их называют металлоидами.

Сложные вещества подразделяются на четыре класса химических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли. Эта классификация разработана выдающимися химиками XVIII–XIX веков Антуаном Лораном Лавуазье, Михаилом Васильевичем Ломоносовым, Йёнсом Якобом Берцелиусом, Джоном Дальтоном.

Простые вещества. Молекулы состоят из атомов одного вида (атомов одного элемента). В химических реакциях не могут разлагаться с образованием других веществ.

Сложные вещества (или химические соединения). Молекулы состоят из атомов разного вида (атомов различных химических элементов). В химических реакциях разлагаются с образованием нескольких других веществ.

Неорганические вещества	
Простые	Металлы
	Неметаллы
Сложные	Оксиды
	Основания
	Кислоты
	Соли

Резкой границы между металлами и неметаллами нет, т.к. есть простые вещества, проявляющие двойственные свойства.

Аллотропия - способность некоторых химических элементов образовывать несколько простых веществ, различающихся по строению и свойствам.

С - алмаз, графит, карбин.

О - кислород, озон.

S - ромбическая, моноклинная, пластическая.

P - белый, красный, чёрный.

Явление аллотропии вызывается двумя причинами:

- 1) различным числом атомов в молекуле, например кислород O₂ и озон O₃
- 2) образованием различных кристаллических форм, например алмаз и графит.

2. Оксиды: их классификация и номенклатура

Оксиды - это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород, со степенью окисления -2. Лишь один химический элемент - фтор, соединяясь с кислородом, образует не оксид, а фторид кислорода OF₂. Называются они просто - "оксид + название элемента" Если валентность химического элемента переменная, то указывается римской цифрой, заключённой в круглые скобки, после названия химического элемента.

Формула	Название	Формула	Название
CO	оксид углерода (II)	Fe ₂ O ₃	оксид железа (III)
NO	оксид азота (II)	CrO ₃	оксид хрома (VI)
N ₂ O ₅	оксид азота (V)	Mn ₂ O ₇	оксид марганца (VII)

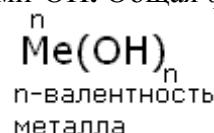
Классификация оксидов.



Основным оксидам соответствуют основания, кислотным - кислоты. К *основным* относятся оксиды металлов главных подгрупп I-II групп, а также металлы побочных подгрупп со степенью окисления +1 и +2 (кроме цинка и беррилия). К *кислотным* относят оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих, а также оксиды металлов побочных подгрупп со степенью окисления от +5 до +7 (CrO_3 -оксид хрома (VI), Mn_2O_7 - оксид марганца (VII)). Основные реагируют с кислотами, кислотные с основаниями. Третья группа оксидов, реагирует как с кислотами, так и с основаниями, они называются *амфотерными*. К ним относятся оксиды металлов главных и побочных подгрупп со степенью окисления +3, иногда +4, а также цинк и бериллий. Т.е. характер свойств оксидов в первую очередь зависит от степени окисления. Например оксиды хрома $\text{CrO}_{(+2)}$ - основный) $\rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$ (+3 - амфотерный) $\rightarrow \text{CrO}_3$ (+6 - кислотный). В периодической системе в группах слева направо ослабляются основные свойства, усиливаются - кислотные. Сверху вниз в группах усиливаются основные, ослабляются кислотные.

3. Гидроксиды: их классификация и номенклатура

Основания - это сложные вещества, состоящие из атома металла, связанного с одной или несколькими гидроксогруппами- OH . Общая формула:



По номенклатуре основания называют гидроксидами:

Формула	Название	Формула	Название
LiOH	гидроксид лития	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	гидроксид кальция
NaOH	гидроксид натрия	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	гидроксид меди(II)
KOH	гидроксид калия	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	гидроксид железа(III)

ОСНОВАНИЯ

ЩЕЛОЧИ

НЕРАСВОРИМЫЕ В ВОДЕ

К щелочам относят гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$). Остальные - нерастворимые.

К нерастворимым относят так называемые амфотерные гидроксиды, которые при взаимодействии с кислотами выступают как основания, а со щелочью - как кислоты.

4. Кислоты: их классификация и номенклатура

Кислоты - сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атома металлов, и кислотных остатков. Число атомов водорода определяет основность кислот.

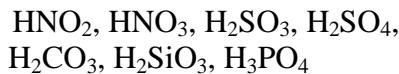
Формула кислоты	Название
HCl	хлороводородная, или соляная кислота
HF	фтороводородная, или плавиковая кислота
HI	иодоводородная кислота
HBr	бромоводородная кислота

HNO ₂	азотистая кислота
HNO ₃	азотная кислота
H ₂ S	сероводородная кислота
H ₂ SO ₃	сернистая кислота
H ₂ SO ₄	серная кислота
H ₂ CO ₃	угольная кислота
H ₂ SiO ₃	кремниевая кислота
H ₃ PO ₄	фосфорная кислота

Классификация кислот.

КИСЛОТЫ

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ



БЕСКИСЛОРОДНЫЕ

1.3 Лекция №3 (2 часа).

Тема: «Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства»

1.3.1 Вопросы лекции:

1. Классификация солей
2. Средние соли
3. Основные соли
4. Кислые соли
5. Понятие о смешанных и двойных солях

1.3.2 Краткое содержание вопросов:

1. Классификация солей

Соли очень разнообразны по составу. Их делят на средние, кислые, основные, двойные, комплексные, смешанные.

Солями называются соединения, образующие при диссоциации в водном растворе положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков, а иногда, кроме них, ионы водорода и гидроксид-ионы.

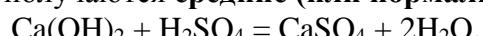
Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов (или группами атомов):



Или как продукты замещения гидроксогрупп в основном гидроксида кислотными остатками:



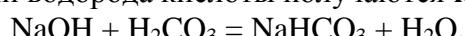
При полном замещении получаются **средние (или нормальные) соли:**



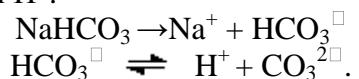
При растворении средних солей образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



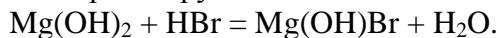
При неполном замещении водорода кислоты получаются **кислые соли:**



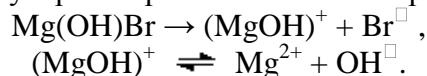
При растворении кислых солей в растворе образуются катионы металла, сложные анионы кислотного остатка, а также ионы, являющиеся продуктами диссоциации этого сложного остатка, в том числе ионы H^+ :



При неполном замещении гидроксогрупп основания - **основные соли**:



При растворении основных солей в растворе образуются анионы кислоты и сложные катионы, состоящие из металла и гидроксогрупп. Эти сложные катионы также способны к диссоциации. Поэтому в растворе основной соли присутствуют ионы OH^- :



Таким образом, в соответствии с данным определением, соли делятся на *средние, кислые и основные*.

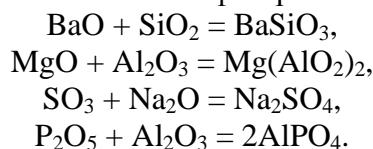
Существуют также некоторые другие типы солей, например: **двойные соли**, в которых содержатся два разных катиона и один анион: $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ (доломит), $KCl \cdot NaCl$ (сильвинит), $KAl(SO_4)_2$ (алюмокалиевые квасцы); **смешанные соли**, в которых содержится один катион и два разных аниона: $CaOCl_2$ (или $CaCl(OCl)$) – кальциевая соль соляной и хлорноватистой ($HOCl$) кислот (хлорид-гипохлорит кальция). **Комплексные соли** содержат комплексные катионы или анионы: $K_3^+[Fe(CN)_6]^{-3}$, $K_4^+[Fe(CN)_6]^{-4}$, $[Cr(H_2O)_5Cl]^{2+}Cl_2^-$.

Согласно современным номенклатурным правилам, названия солей образуются из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Например FeS - сульфид железа (II), $Fe_2(SO_4)_3$ - сульфат железа (III). Атом водорода, входящий в состав кислой соли, обозначается приставкой *гидро-* ($NaHSO_3$ – гидросульфит натрия), а группа OH^- – приставкой *гидроксо-* ($Al(OH)_2Cl$ – дигидроксохлорид алюминия

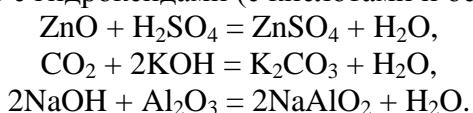
2. Средние соли

Соли тесно связаны со всеми остальными классами неорганических соединений и могут быть получены практически из любого класса. Большинство способов получения солей уже было обсуждено выше, к ним относятся:

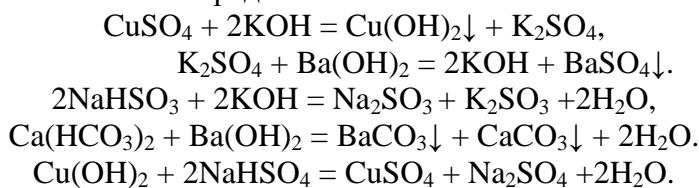
Взаимодействие основных, кислотных и амфотерных оксидов друг с другом:



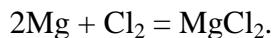
Взаимодействие оксидов с гидроксидами (с кислотами и основаниями):



Взаимодействие оснований со средними и кислыми солями:



Соли бескислородных кислот, кроме того, могут быть получены при непосредственном взаимодействии металлов и неметаллов:



При химических реакциях солей проявляются особенности как катионов, так и анионов, входящих в их состав. Катионы металлов, находящиеся в растворах, могут вступать в реакции с другими анионами с образованием нерастворимых соединений. С другой стороны, анионы, входящие в состав солей, могут соединяться с катионами с

образованием осадков или малодиссоциированных соединений (или же в окислительно-восстановительные реакции). Таким образом, соли могут реагировать:

1. С металлами	$\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$, $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$.
2. С кислотами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$, $\text{AgCl} + \text{HBr} = \text{AgBr}\downarrow + \text{HCl}$
3. С солями	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$, $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{KNO}_3 + \text{PbCrO}_4\downarrow$.
4. С основаниями	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{KNO}_3$.
5. Многие соли устойчивы при нагревании. Однако, соли аммония, а также некоторые соли малоактивных металлов, слабых кислот и кислот, в которых элементы проявляют высшие или низшие степени окисления, при нагревании разлагаются:	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$, $2\text{Ag}_2\text{CO}_3 = 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2$, $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$, $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$, $2\text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{SO}_3$, $4\text{FeSO}_4 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2 + \text{O}_2$, $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$.

3. Основные соли

Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками. Например: ZnOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

Номенклатура

Основные соли = гидроксо или дигидроксо + название кислотного остатка + название металла + валентность металла

Получение

1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Zn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl}$

2. Добавление (по каплям) небольших количеств щелочей к растворам средних солей металлов $\text{AlCl}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{NaCl}$

3. Гидролиз солей слабых оснований с солями слабых кислот: $2\text{MgCl}_2 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{MgOH})_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + 4\text{NaCl}$

Химическая сущность перевода основной соли в нормальную заключается в нейтрализации гидроксид ионов OH^- , ионами H^+ и образованием H_2O . Основные соли обычно имеют очень сложный состав и часто растворимы в воде.

4. Кислые соли

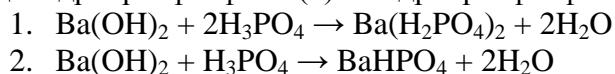
Кислые соли — это соли, содержащие два вида катионов: катион металла (или аммония) и катион водорода, и многозарядный анион кислотного остатка. Катион водорода даёт к названию соли приставку «гидро», например, гидрокарбонат натрия.

Кислые соли сильных кислот (гидросульфаты, дигидрофосфаты) при гидролизе дают кислую реакцию среды (с чем и связано их название). В то же время растворы кислых солей слабых кислот (гидрокарбонаты, тартраты) могут обладать нейтральной или щелочной реакцией среды.

Кислые соли диссоциируют на ионы металла и кислотный остаток, включающий частицу водорода

Получение

Кислые соли образуются при воздействии избытка кислоты на щелочь. В зависимости от количества молей кислоты (в данном случае — ортофосфорной) могут образовываться дигидроортофосфаты (1) и гидроортофосфаты (2):



$\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ Кислые соли переходят в средние под действием соответствующей щелочи

5. Понятие о смешанных и двойных солях

Соли, содержащие два химически разных катиона (двойные соли) или аниона (смешанные соли). Примеры:

$\text{KAl(SO}_4)_2$ - сульфат алюминия-калия

$\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ - сульфат диаммония-железа(II)

$\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ - метасиликат алюминия-лития

$\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ - хлорид-гипохлорит кальция

$\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$ - гидрокарбонат-карбонат натрия

$\text{Na}_2\text{IO}_3(\text{NO}_3)$ - нитрат-иодат натрия

Часто двойные и смешанные соли малорастворимы в воде. Многие двойные и смешанные соли могут быть получены путем совместной кристаллизации при охлаждении из растворе смеси солей. Например: $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1 Лабораторная работа №1 (2 часа).

Тема: «Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты. Получение и свойства».

2.1.1 Цель работы: изучить способы получения и химически свойства оксидов, оснований, кислот

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить основные способы получения оксидов и их свойства
2. Изучить основные способы получения гидроксидов и исследование их свойств
3. Изучить основные способы получения кислот и их свойства
4. Привить навыки работы химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Стружка магния, 2 н. раствор соляной и серной кислот, 0,2 н. раствор гидроксида натрия или калия, 2 н. раствор хлорида железа (II), 2 н. раствор хлорида алюминия, 2 н. раствор сульфата цинка, 2 н. раствор сульфата меди; штатив с пробирками, фарфоровая чашка, спиртовка, держатель для пробирок, вытяжной шкаф, спички, дистиллированная вода, стеклянная палочка, индикаторы, кристаллический дихромат аммония, оксид цинка

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение и свойства оксидов

1. Получение оксида магния. Серебристо-белый легкий металл магний при 500 °C вспыхивает и быстро сгорает ослепительно ярким пламенем. Горение сопровождается излучением света и выделением большого количества тепла. На сильном выделении света при горении магния основано его применение для изготовления осветительных ракет и в фотографии (магниевая вспышка). Образующийся оксид MgO (жженая магнезия) применяется в медицине как средство от изжоги, как сорбент и катализатор, он входит в состав огнеупорных изделий.

Взять щипцами небольшой кусочек стружки магния и поджечь его пламенем спиртовки. Горящий магний держать над фарфоровой чашкой. В чашку с

образовавшимся оксидом магния добавить несколько миллилитров воды, размешать стеклянной палочкой и определить среду раствора индикатором фенолфталеином или универсальной индикаторной бумагой. В отчете описать опыт, составить уравнения реакций горения магния и взаимодействия оксида магния с водой, объяснить среду раствора и сделать вывод о химической природе оксида магния.

2. Получение оксида хрома (III) разложением соли. Темно-зеленый оксид хрома Cr₂O₃ получают разложением гидроксида хрома (III) или хромосодержащих солей. Он применяется в качестве пигмента, катализатора, полирующего материала, вводится в стёкла для их окраски. В фарфоровую чашку поместить небольшой горкой кристаллический дихромат аммония и ввести в центр горки горящую спичку. Наблюдать разложение соли, которое вначале идет медленно, а затем убывает. Схема реакции: (NH₄)₂Cr₂O₇ → Cr₂O₃ + N₂↑ + 4H₂O↑ Описать опыт и указать, какое природное явление он напоминает в уменьшенном масштабе. Переписать схему реакции, составить к ней электронные схемы окисления и восстановления, определить стехиометрические коэффициенты перед веществами и тип реакции.

4. Изучение свойств оксида цинка. Оксид цинка имеется в каждом помещении, где окна и двери окрашены белой краской. Эта краска (цинковые белила) является самой распространенной из всех белил. Оксид цинка применяется также при изготовлении белой резины, в косметике и в медицине. В две пробирки поместить по одному микрошпателю порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15–20 капель одномолярной серной кислоты, а в другую – столько же 30%-го раствора гидроксида натрия. Для ускорения реакций подогреть пробирки на спиртовке. Записать уравнения реакций и сделать вывод о химической природе оксида цинка.

Опыт 2. Получение и исследование свойств щелочей

Гидроксиды - основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. Растворимые основания – это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Они называются щелочами. Самое распространенное среди щелочей вещество – гидроксид натрия (едкий натр). По масштабам производства и применения он занимает среди неорганических веществ третье место после серной кислоты и карбоната натрия. В промышленности его получают электролизом раствора хлорида натрия, а в лабораторных условиях – взаимодействием натрия с водой. Эта реакция протекает бурно с разбрызгиванием получаемой щелочи, поэтому при проведении опыта необходимо соблюдать осторожность.

1. Получение гидроксида натрия. В фарфоровую чашку или кристаллизатор налить до половины дистиллированной воды. Из банки, в которой находится натрий под слоем керосина, пинцетом извлечь натрий, осушить фильтровальной бумагой от керосина, отрезать ножом кусочек (не более половины горошины) и опустить в воду. После окончания реакции определить с помощью индикатора среду полученного раствора. В отчете описать опыт и объяснить наблюдаемые эффекты (шипение, «бегание» кусочка по поверхности, разбрызгивание и т.д.). Написать уравнение реакции получения NaOH. Объяснить, почему щелочные металлы хранят под слоем керосина. Составить список всех щелочей (их должно быть десять).

2. Взаимодействие щелочи с кислотой. В результате реакций щелочей с кислотами среда раствора становится нейтральной, поэтому эти реакции называются реакциями нейтрализации. Независимо от состава взаимодействующих щелочей и кислот, все реакции нейтрализации выражаются одним и тем же ионным уравнением: H⁺ + OH⁻ = H₂O Реакции нейтрализации фиксируются по изменению окраски индикаторов. Заполнить пробирку десятью каплями раствора гидроксида натрия и добавить одну каплю индикатора фенолфталеина. Затем прибавлять по каплям соляную кислоту до изменения окраски раствора. Опыт повторить несколько раз, заменив фенолфталеин сначала на метилоранж, а затем на другие имеющиеся индикаторы. В отчете написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, начертить и заполнить таблицу окраски

индикаторов в различных средах. Название Цвет индикатора в различных средах индикатора в кислой в нейтральной в щелочной

Опыт 3. Получение и исследование свойств малорастворимых оснований

Большинство металлов, кроме щелочных и щелочно-земельных, образуют малорастворимые в воде основания. Они применяются как сорбенты, катализаторы, красители и как исходные вещества при получении солей, оксидов и других соединений.

1. Из имеющихся реактивов получить малорастворимые основания: гидроксид меди (II), гидроксид никеля (II) и гидроксид железа (III). Написать уравнения реакций, указать цвет осадков. Пробирку с гидроксидом меди (II) подогреть на спиртовке до изменения цвета осадка (потемнения). Написать уравнение реакции разложения $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании. Из остальных трех пробирок осторожно слить жидкость и к оставшимся осадкам добавлять по каплям соляную кислоту, наблюдать исчезновение осадков. Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 4. Получение и исследование свойств амфотерных оснований

Амфотерность – интересное явление, характерное для многих гидроксидов. Оно означает их способность проявлять свойства как оснований, так и кислот, и проявляется тем сильнее, чем меньше радиус металла и выше его степень окисления (валентность). Поэтому среди гидроксидов одновалентных металлов амфотерные отсутствуют, среди двухвалентных их только пять ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Pb}(\text{OH})_2$), среди трехвалентных – большинство ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$ и др.), а гидроксиды четырехвалентных металлов все являются сильно амфотерными. Гидроксиды металлов в более высоких степенях окисления уже являются кислотами (H_2CrO_4 , HMnO_4 , HVO_3).

1. Получить в пробирке гидроксид цинка, добавляя к раствору его соли раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенести в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок действовать соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором NaOH . В отчете описать опыт и наблюдения. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций: а) получения гидроксида цинка; б) его взаимодействия с HCl ; в) его взаимодействия с раствором NaOH . Написать схемы электролитической диссоциации $\text{Zn}(\text{OH})_2$ по типу основания и кислоты. Провести и описать такой же опыт по получению и исследованию свойств гидроксида алюминия, ответить на те же вопросы.

Опыт 5. Получение и исследование свойств кислот

1. Получение соляной кислоты из её соли. Промышленный способ получения соляной кислоты – синтез из хлора и водорода. Эта реакция является классическим примером цепной реакции, на свету она может принимать взрывной характер, поэтому в учебных лабораториях её не проводят. В отдельных случаях применяется старый способ получения соляной кислоты – взаимодействием хлорида натрия с серной кислотой. В сухую пробирку поместить один микрошпатель хлорида натрия и несколько (8–10) капель концентрированной серной кислоты (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Наблюдать выделение бесцветного газа. Поднести к пробирке смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумагу и наблюдать изменение её окраски. В отчете описать опыт и наблюдения, записать уравнение реакции, объяснить изменение окраски индикатора.

2. Взаимодействие соляной кислоты с металлами. В четыре пробирки налить по 10 капель разбавленной соляной кислоты. В первую опустить кусочек магния, во вторую – железа, в третью – цинка, в четвертую – меди. В отчете записать уравнения протекающих реакций. Объяснить, почему в четвертой пробирке реакция не идет. 3. Взаимодействие азотной кислоты с оксидами. В три пробирки поместить по одному микрошпателю оксидов цинка, меди и хрома. В каждую пробирку внести по 10 капель азотной кислоты, наблюдать протекание реакций. В отчете записать уравнения реакций.

4. Взаимодействие серной кислоты с солями. В три пробирки поместить по 10 капель растворов хлорида бария, нитрата свинца (II) и карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по 5–6 капель серной кислоты. Наблюдать образование осадков в

первых двух пробирках и выделение газа в третьей. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Сделать общий вывод к опыту .

2.2 Лабораторная работа №2(2 часа).

Тема: «Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства»

2.2.1 Цель работы: изучить основные способы получения солей и химические свойства солей.

2.1.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть классификацию солей и их номенклатуру
2. Изучить способы получения средних солей
3. Ознакомится с химическими свойствами средних солей
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

2н растворы соды, серной и соляной кислот, гидроксидов натрия и калия, сульфата меди, хлорида аммония, хлорида бария, хлорида висмута (III), пробирки, спиртовка, индикаторная бумага, раствор $Pb(NO_3)_2$, раствор KCl , растворы солей никеля ($NiSO_4$), железа ($FeCl_3$) и меди ($CuSO_4$). раствор силиката натрия

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт Получение солей и их свойства

1. Получение солей свинца и серебра. К пяти каплям раствора $Pb(NO_3)_2$ прибавить 5 капель раствора любого хлорида, например KCl . Наблюдать выпадение осадка $PbCl_2$. Самостоятельно подобрать реагенты и получить сульфат свинца $PbSO_4$ и йодид свинца PbI_2 . Описать опыты, записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Подобрать необходимые реагенты и получить галогениды серебра: хлорид, бромид и йодид. Обратить внимание на различную окраску по-лученных солей (что используется в качественном анализе). Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Взаимодействие солей со щелочами. В трех пробирках провести реакции растворов солей никеля ($NiSO_4$), железа ($FeCl_3$) и меди ($CuSO_4$) с гидроксидом натрия ($NaOH$). Описать опыт, записать уравнения реакций. 3. Взаимодействие солей с солями. В трех пробирках смешать растворы солей: в первой $BaCl_2$ и Na_2CO_3 , во второй $Pb(NO_3)_2$ и $CuSO_4$, в третьей KNO_3 и $NaCl$. Написать уравнения реакций в первой и второй пробирках. Объяснить, почему в третьей пробирке реакция не идет.

3. Взаимодействие солей с кислотами. Соли взаимодействуют с кислотами в том случае, если образующаяся новая соль или кислота вы падает в осадок. В этом опыте следует получить одну из немногих малорастворимых кислот. Для этого налить в пробирку 4–6 капель раствора силиката натрия и добавить по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать образование гелеобразного осадка метакремниевой кислоты. В отчете описать внешние признаки геля кремниевой кислоты, написать уравнение реакции.

5. Окислительные свойства солей (опыт «огонь – художник»). Нитраты щелочных металлов при нагревании выделяют кислород, поэтому используются как окислители в составе спичек, зажигательных смесей, пороха, ракетного горючего. Концентрированным раствором KNO_3 сделать рисунок на фильтровальной бумаге в виде спирали (линия должна быть непрерывной, без пересечений). Конец линии отметить карандашом. Подождать высыхания и исчезновения рисунка, после чего прикоснуться тлеющей спичкой к метке. Огонь продвигается по рисунку, «проявляя» его

6. Получение летучей кислоты из соли.

К 1 мл раствора карбоната натрия прибавить по каплям раствор соляной или серной кислоты. Что наблюдается? Какая кислота образуется? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

7. Получение основания из соли.

К 1 мл раствора сульфата меди прилить по каплям раствор гидроксида натрия или калия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

8. Получение летучего основания из соли.

К 1 мл раствора хлорида аммония прилить 0,5 мл раствора гидроксида натрия и содержимое пробирки нагреть. Над пробиркой держать полоску индикаторной бумаги, смоченной дистиллированной водой. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

9. Взаимодействие солей.

К 1 мл раствора хлорида бария прилить 1 мл раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

2.3 Лабораторная работа №3 (2 часа).

Тема: «Стехиометрические законы»

2.3.1 Цель работы: изучить основные понятия и законы химии.

2.2.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть такие понятия химии как «Относительные атомная и молекулярная массы» и «Молярная масса вещества».

2. Закрепить понятие о моле вещества и рассмотреть соотношение между массой, количеством вещества и молярной массой.

3. Изучить закон Авогадро и определение молярной массы по мольному объему.

4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая таблица Д.И.Менделеева.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Атомные и молекулярные массы. Их выражают в атомных единицах массы (а.е.м.). В настоящее время за атомную единицу массы принимается 1/12 часть массы атома углерода – 12 (изотоп ^{12}C), что составляет $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг. Чтобы рассчитать относительную массу атома, надо найти отношение массы атома к 1/12 части массы атома углерода-12. Например, масса атома изотопа фтора ^{19}F равна $3,1553 \cdot 10^{-26}$ кг. Тогда

$$3,1553 \cdot 10^{-26}$$

относительная атомная масса этого атома Ar(^{19}F) составит: Ar(^{19}F) = $\frac{3,1553 \cdot 10^{-26}}{1,66 \cdot 10^{-27}}$ = 18,998.

Относительную молекулярную массу Mr можно рассчитать, сложив относительные атомные массы Ar элементов, из которых состоит молекула, с учетом числа атомов, входящих в молекулу. Mr (H_2SO_4) = $1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$. Для веществ с кристаллической (немолекулярной) структурой относительную молекулярную массу рассчитывают для условной молекулы, состав которой соответствует простейшей формуле.

Моль. Одной из основных физических величин является количество вещества. В соответствии с международной системой единиц (СИ) единицей количества вещества, измерения, служит моль. Моль-количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (т.е. атомов, молекул, ионов, электронов), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода – 12.

Постоянная Авогадро. – это постоянная величина $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$. Число атомов в 12 г ^{12}C равно $6,02 \cdot 10^{23}$. Постоянная Авогадро показывает число структурных единиц в одном моле любого вещества.

Молярная масса- это отношение массы вещества к его количеству.

$$\frac{m (\text{в - ва})}{n (\text{в - ва})}$$

M (в-ва) = $\frac{m (\text{в - ва})}{n (\text{в - ва})}$. Единица СИ молярной массы- кг/моль или г/моль.

Молярная масса вещества (в г/моль) численно равна относительной атомной или молекулярной массе этого вещества. Mr (H_2SO_4) = 98.

$M(H_2SO_4) = 98$ г/моль.

- Закон сохранения массы веществ

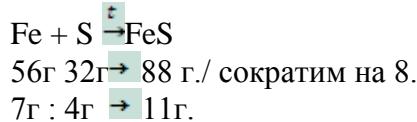
Этот закон открыт в 1756 г. русским ученым М.В. Ломоносовым.

« Масса веществ вступивших в химическую реакцию равна массе веществ получившихся в результате химической реакции».

М.В. Ломоносов прокаливал металлы в реторте (запаянный сосуд) и обнаружил, что вес веществ до и после реакции остался неизменным. Открытие этого закона способствовало развитию химии, как науки; утверждению атомно-молекулярного учения; на основании этого закона составляются уравнения химических реакций и по ним проводятся важные расчеты.

- Закон постоянства состава веществ. Открыт в 1779 г. Французским химиком Ж. Л. Прустом. «Состав любого химически чистого вещества постоянен независимо от способа получения и места нахождения».

Согласно этому закону вещества вступают в химические реакции в определенных массовых отношениях.



Берем 8г + 4г → 11г FeS и 1г Fe в остатке.

Берем 7г + 5г → 11г FeS и 1г S в остатке.

Этот закон дал химикам возможность выражать состав веществ при помощи химических формул: H_2O вода, CO_2 углекислый газ и т.д. состав веществ определяется экспериментально.

- Закон Авогадро. Открыт итальянским ученым Авогадро.

«в равных объемах любых газов при одинаковых внешних условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.»

Следствие из закона Авогадро:

« 1 моль любого газа при постоянных условиях всегда занимает один и тот же объем».

«1 моль любого газа при нормальных условиях (0^0 С или 273^0 К и $P = 101,325$ кПа) занимает объем 22,4 л.»

Постоянная $\frac{V}{n} = 22,4$ л/моль называется молярным объемом газа при н.у.

Из закона Авогадро следует, что если объемы двух газов при постоянных условиях равны, то и равно число молекул двух газов.

$\frac{n(1\text{ газа})}{n(2\text{ газа})} = \frac{V(1\text{ газа})}{V(2\text{ газа})}$ при постоянных условиях.

$$D_{газ1}/газ2 = \frac{Mr(1\text{ газа})}{Mr(2\text{ газа})}$$

D – относительная плотность одного газа по второму. При расчетах чаще всего пользуются относительными плотностями газов по водороду D_{H_2} и по воздуху $D_{воздуха}$, их определяют экспериментально и по ним вычисляют относительную молекулярную массу газа.

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

3.1 Практическое занятие №1 (2 часа).

Тема: «Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов»

3.1.1 Задание для работы:

1. Рассмотреть типы дисперсных систем
2. Ознакомиться с энергетикой процесса растворения.

3. Освоить методику приготовления раствора заданной концентрации
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

3.1.2 Краткое описание проводимого занятия:

Приготовление раствора заданной концентрации

1. Получить от преподавателя задание на приготовление раствора методом разбавления того раствора, массовая доля которого была определена при помощи ареометра. Обычно дается задание приготовить раствор гидроксида натрия объёмом 250 мл с эквивалентной концентрацией 0,08 н., 0,09 н., 0,1 н., 0,11 н. и т. д. Раствор готовят в мерных колбах, разбавляя раствор водой. 2. Вычислить объем раствора щелочи, массовая доля которого была определена при помощи ареометра, необходимый для приготовления заданного раствора объёмом 250 мл. 3. Мерным цилиндром или бюреткой отмерить необходимый объем раствора щёлочи. Вылить раствор в мерную колбу. Дважды ополоснуть цилиндр дистиллированной водой, слить воду в ту же колбу. 4. Содержимое колбы разбавить до метки водой. Разбавление вначале можно вести быстро, но в конце добавлять воду следует по каплям из капельницы. Разбавление можно считать законченным, когда нижний уровень мениска жидкости коснется метки на колбе. 5. Закрыть колбу пробкой и перемешать раствор, многократно переворачивая колбу.

3.1.3 Результаты и выводы:

В ходе работы были изучены типы дисперсных систем, энергетика процесса растворения, а также была освоена методики приготовления раствора заданной концентрации