

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

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б1.В.ДВ.05.01 Химия

Направление подготовки: 21.03.02. Землеустройство и кадастры

Профиль подготовки: Землеустройство

Форма обучения: очная

СОДЕРЖАНИЕ

1	Конспект лекций.....	3
1.1	Лекция № 1 Предмет и задачи химии. История развития химических знаний ...	3
1.2	Лекция № 2 Стехиометрические законы.....	5
1.3	Лекция №3 Энергетика и направление химических процессов.....	9
1.4	Лекция №4 Химическая кинетика. Катализ.....	12
1.5	Лекция №5 Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов.....	14
1.6	Лекция №6 Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.....	17
1.7	Лекция №7 Строение атома и периодический закон.....	19
1.8	Лекция №8 Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно- восстановительное титрование.....	22
1.9	Лекция №9 Химическая связь. Строение вещества	24
2	Методические указания по выполнению лабораторных работ.....	26
2.1	Лабораторная работа 1 (ЛР-1) Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты	26
2.2	Лабораторная работа 2 (ЛР-2) Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства.....	29
2.3	Лабораторная работа 3 (ЛР-3) Стехиометрические законы.....	30
2.4	Лабораторная работа 4 (ЛР-4) Энергетика и направление химических процессов.....	32
2.5	Лабораторная работа 5 (ЛР-5) Химическая кинетика. Катализ.....	33
2.6	Лабораторная работа 6 (ЛР-6) Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия	34
2.7	Лабораторная работа 7 (ЛР-7) Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.....	35
2.8	Лабораторная работа 8 (ЛР-8) Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения	36
2.9	Лабораторная работа 9 (ЛР-9) Ионное произведение воды. рН. Методы определения рН.....	36
2.10	Лабораторная работа 10 (ЛР-10) Гидролиз солей.....	37
2.11	Лабораторная работа 11 (ЛР-11) Титриметрический анализ. Метод кислотно- основного титрования.....	38
2.12	Лабораторная работа 12 (ЛР-12). Строение атома и периодический закон.....	40
2.13	Лабораторная работа 13 (ЛР- 13). Строение атома и периодический закон.....	40
2.14	Лабораторная работа 14 (ЛР-14) Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительное титрование	41
2.15	Лабораторная работа 15 (ЛР-15) Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительное титрование	41
2.16	Лабораторная работа 16 (ЛР-16) Химическая связь. Строение вещества	41
2.17	Лабораторная работа 17 (ЛР-14) Комплексные соединения. Комплексонометрическое титрование.....	42

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1. 1 Лекция №1 (2 часа).

Тема: «Предмет и задачи химии. История развития химических знаний»

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 производства и проблема охраны

биосферы

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. Преалхимический период: до III в. н.э. В преалхимическом 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 существеннейшие 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.

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 химии. 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.

4. Химическое и сельскохозяйственное производства 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. Роль химии в решении экологических проблем на современном этапе значительна: изучая состав, строение и свойства веществ, химия должна объяснить, как ведёт себя то, или иное вещество в атмосфере, почве, водной среде, какие воздействия оказывают оно и продукты его превращений на биологические системы; раскрывая механизмы биогеохимических процессов в природном круговороте элементов, химия способствует решению задачи наиболее естественного «безболезненного» вхождения промышленного производства в природные циклы, делая его частью какой-либо экосистемы; используя разнообразные методики химико-аналитического контроля состояния объектов окружающей среды или качества готовой продукции ряда отраслей промышленности (пищевой, нефтехимической, микробиологической, фармацевтической и т.д.), химия позволяет получить информацию, необходимую для последующего принятия решений о предотвращении поступления вредных веществ в контролируемые объекты, очистке этих объектов, способах их защиты.

1. 2 Лекция №2 (2 часа).

Тема: «Стехиометрические законы»

1.2.1 Вопросы лекции:

1. Основное содержание атомно-молекулярного учения.
2. Простые и сложные вещества. Химический элемент. Валентность.
3. Атомные и молекулярные массы. Моль. Постоянная Авогадро. Молярная масса.
4. Стехиометрические законы:
 - закон сохранения массы веществ;

- закон постоянства состава веществ;
- закон Авогадро;
- закон эквивалентов.

1.2.2 Краткое содержание вопросов:

1. Основное содержание атомно-молекулярного учения.

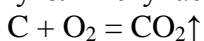
Атомно-молекулярная теория включает представления о том, что вещества состоят из химически неделимых атомов, составляющих молекулы, которые изменяются в химических реакциях. Атомно-молекулярная теория лежит в основе современной науки, она была сформулирована англичанином Д. Дальтоном в начале XIX века.

Положения атомно-молекулярной теории:

- Материя состоит из атомов.
- Атомы химически неделимы. Они не могут создаваться и разрушаться в химических реакциях.
- Атомы одного химического элемента одинаковы по ряду существенных характеристик (заряд ядра, масса) и отличаются по ним от атомов других химических элементов.
- Для молекул какого-либо вещества всегда характерен определенный атомный состав и количество атомов.
- Масса молекулы равна сумме масс атомов, которые ее составляют.
- В химических реакциях молекулы разрушаются. При физических явлениях молекулы сохраняются.
- В процессе химической реакции количество и атомный состав не меняется.

Из атомов исходных веществ образуются молекулы новых веществ.

Например, при сжигании угля (C) вроде бы ничего не остается. Однако это не так, так как образуются углекислый газ, который мы не видим. В углекислый газ (CO₂) входят атомы кислорода. Как известно, горение возможно на воздухе, т. к. в нем есть кислород. Значит уголь вступает в реакцию с кислородом с образованием углекислого газа:



Однако современная наука внесла некоторые изменения в атомно-молекулярную теорию, сформулированную Дальтоном. Не все вещества состоят из молекул. В некоторых атомы образуют кристаллические решетки, где нет начала и конца для каждой молекулы. Есть только повторяющиеся участки, которые условно можно принять за молекулы, чтобы записать формулу вещества. К таким веществам относятся металлы, поваренная соль, алмаз, графит, различные природные минералы и др.

2. Простые и сложные вещества. Химический элемент. Валентность

Для систематизации информации об известных науке веществах их объединяют в группы по сходности состава, строения и химических свойств. Все вещества можно разделить на две обширные группы — простых и сложных веществ. Простые вещества — это вещества, образованные из атомов одного элемента. Например, простое вещество уголь образовано атомами элемента углерода, простое вещество железо — атомами элемента железа, простое вещество азот — атомами элемента азота. Сложные вещества, или химические соединения, -- это вещества, образованные атомами разных элементов. Так, оксид меди (II) образован атомами элементов меди и кислорода, вода — атомами элементов водорода и кислорода.

Каждый химический элемент - это совокупность атомов с одинаковым зарядом атомных ядер и одинаковым числом электронов в атомной оболочке. Ядро атома состоит из протонов, число которых равно атомному номеру элемента, и нейтронов, число которых может быть различным.

3. Атомные и молекулярные массы. Моль. Постоянная Авогадро. Молярная масса

Современные методы исследования позволяют определить чрезвычайно малые массы атомов с большой точностью. Так, например, масса атома водорода составляет $1,674 \cdot 10^{-27}$

кг, кислорода — $2,667 \times 10^{-26}$ кг, углерода — $1,993 \times 10^{-26}$ кг. В химии традиционно используются не абсолютные значения атомных масс, а относительные. В 1961 г. за единицу атомной массы принята атомная единица массы (сокращенно а.е.м.), которая представляет собой $1/12$ часть массы атома изотопа углерода «С». Большинство химических элементов имеют атомы с различной массой. Поэтому относительной атомной массой A_r химического элемента называется величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Относительные атомные массы элементов обозначают A_r , где индекс r — начальная буква английского слова *relative* — относительный. Записи $A_r(\text{H})$, $A_r(\text{O})$, $A_r(\text{C})$ означают: относительная атомная масса водорода, относительная атомная масса кислорода, относительная атомная масса углерода. Например, $A_r(\text{H}) = 1,6747 \times 10^{-27} / (1/12 \times 1,993 \times 10^{-26}) = 1,0079$. Относительная атомная масса — одна из основных характеристик химического элемента. Относительной молекулярной массой M_r вещества называется величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Вместо термина «относительная атомная масса» можно использовать термин «атомная масса». Относительная молекулярная масса численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества. Она легко подсчитывается по формуле вещества. Например $M_r(\text{H}_2\text{O})$ складывается из $2A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,00797 = 2,01594$ и $A_r(\text{O}) = 1 \cdot 15,9994 = 15,9994$. Значит, $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,01534$. Относительная молекулярная масса воды равна 18,01534, округленно, 18. Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома ^{12}C . Так, молекулярная масса воды равна 18. Это означает, что масса молекулы воды в 18 раз больше, чем $1/12$ массы атома ^{12}C . Относительная молекулярная масса — одна из основных характеристик вещества. Молярная масса. В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль. Моль — это количество вещества, содержащее столько же структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и других), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C . Зная массу одного атома углерода ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг), можно вычислить число атомов N_A в 0,012 кг углерода: $N_A = 0,012 \text{ кг} / (1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ ед./моль}$. Это число называется постоянной Авогадро (обозначение N_A размерность $1/\text{моль}$), показывает число структурных единиц в моле любого вещества. Молярная масса — величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества. Она имеет размерность кг/моль или г/моль; обычно ее обозначают буквой M . Молярную массу вещества легко вычислить, зная массу молекулы. Так, если масса молекулы воды равна $2,99 \cdot 10^{-26}$ кг, то молярная масса $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} 1/\text{моль} = 0,018 \text{ кг/моль}$, или 18 г/моль. В общем случае молярная масса вещества, выраженная в г/моль, численно равна относительной атомной или относительной молекулярной массе этого вещества. Например, относительные атомные и молекулярные массы С, Fe, О, Н 2O соответственно равны 12, 56, 32, 18, а их молярные массы составляют соответственно 12 г/моль, 56 г/моль, 32 г/моль, 18 г/моль. Молярная масса может быть подсчитана для веществ как в молекулярном, так и в атомном состоянии. Например, относительная молекулярная масса водорода $M_r(\text{H}_2) = 2$, а относительная атомная масса водорода $A_r(\text{H}) = 1$. Количество вещества, определенное числом структурных единиц (N_A), в обоих случаях одинаково — 1 моль. Однако молярная масса молекулярного водорода 2 г/моль, а молярная масса атомного водорода 1 г/моль. Один моль атомов, молекул или ионов содержит число этих частиц, равное постоянной Авогадро, например 1 моль атомов ^{12}C = $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов ^{12}C , 1 моль молекул H_2O = $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O , 1 моль ионов SO_4^{2-} = $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов SO_4^{2-} . Масса и количество вещества — понятия разные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества — в молях. Между массой вещества (m , г), количеством вещества (n , моль) и молярной массой (M , г/моль) существуют простые соотношения: $m = nM$, $n = m/M$, $M = m/n$. По этим формулам легко вычислить массу определенного

количества вещества, или определить количество вещества в известной массе его, или найти молярную массу вещества.

4. Стехиометрические законы

- закон сохранения массы веществ.

Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Закон сохранения массы веществ. (М. В. Ломоносов, 1748 г. ; А. Лавуазье, 1789 г.) Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции. Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т. е. химическое превращение- это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции) . Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи. В начале 20 века формулировка закона сохранения массы подверглась пересмотру в связи с появлением теории относительности (А. Эйнштейн, 1905 г.) , согласно которой масса тела зависит от его скорости и, следовательно, характеризует не только количество материи, но и ее движение. Полученная телом энергия DE связана с увеличением его массы Dm соотношением $DE = Dm \cdot c^2$, где c - скорость света. Это соотношение не используется в химических реакциях, т. к. 1 кДж энергии соответствует изменению массы на $\sim 10^{-11}$ г и Dm практически не может быть измерено. В ядерных реакциях, где DE в $\sim 10^6$ раз больше, чем в химических реакциях, Dm следует учитывать. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа. Составление химических уравнений.

- закон постоянства состава.

Закон постоянства состава (Ж. Л. Пруст, 1801—1808гг.) — любое определенное химически чистое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же химических элементов, причём отношения их масс постоянны, а относительные числа их атомов выражаются целыми числами. Это один из основных законов химии.

Закон постоянства состава не выполняется для бертоллидов (соединений переменного состава). Однако условно для простоты состав многих бертоллидов записывают как постоянный. Например, состав оксида железа(II) записывают в виде FeO (вместо более точной формулы $Fe_{1-x}O$).

- закон Авогадро, следствия из него

Среди веществ с различным агрегатным состоянием необходимо выделить газы, которые играют огромную роль не только в нашей жизни, но в различных технологических процессах. Необходимо помнить, что для количественной характеристики любого газа используют давление, температуру и занимаемый объем. Наиболее часто применяют так называемые нормальные условия (н.у.), которые соответствуют давлению $P=10^5$ Па и температуре $T=273$ К.

Согласно закону Авогадро: одинаковые объемы различных газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержат одинаковое число молекул.

Большое практическое значение имеет следствие из закона Авогадро: при нормальных условиях (н.у.) один моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л.

Объем 22,4 л называют молярным (мольным) объемом газа и обозначают соответственно $V_M = 22,4$ л/моль.

Пример: углекислый газ CO_2 . Имеем $M(CO_2) = 44$ г/моль. Значит, один моль CO_2 имеет массу 44 г и занимает объем (при н.у.), равный 22,4 л, а также содержит в этом объеме $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул газа.

Нетрудно показать, что связь между массой m и объемом V конкретного газа при н.у. определяется формулой:

$$m = nM = \frac{V}{V_m} M$$

Если условия, в которых находится газ отличается от нормальных, то используют уравнение Менделеева-Клапейрона, которое связывает все основные параметры идеального газа:

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

где: P - давление газа, Па;

V - объем газа, м³;

m - масса газа, г;

M - молярная масса газа, г/моль;

R - универсальная газовая постоянная, R = 8,31 Дж/(моль·К);

T - температура газа, К.

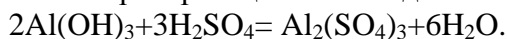
- закон эквивалентов

Еще до создания атомно–молекулярного учения было установлено, что простые и сложные вещества вступают в химические реакции в строго определенных массовых соотношениях.

Закон эквивалентов: Все вещества реагируют и образуются в эквивалентных соотношениях.

Эквивалентное соотношение означает одинаковое число моль эквивалентов. Т.о. закон эквивалентов можно сформулировать иначе: число моль эквивалентов для всех веществ, участвующих в реакции, одинаково.

Рассмотрим реакцию взаимодействия гидроксида алюминия с серной кислотой:

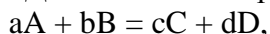


Из уравнения следует, что 2 моль $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействует с 3 моль H_2SO_4 , при этом образуется 1 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 6 моль H_2O . Таким образом, количество моль реагентов и продуктов (пропорциональное стехиометрическим коэффициентам в уравнении) обычно неодинаково.

Теперь рассмотрим число моль эквивалентов веществ, участвующих в данной реакции. 6 Моль эквивалентов $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействует с 6 моль эквивалентов H_2SO_4 , при этом образуется 6 моль эквивалентов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 6 Моль эквивалентов H_2O . Таким образом, количество моль эквивалентов реагентов и продуктов всегда одинаково.

	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SO_4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	H_2O
Количество вещества				
n(B), моль	2	≠ 3	≠ 1	≠ 6
Эквивалентное число z	3	2	6	1
Количество эквивалентов				
n(1/zB), моль	6	= 6	= 6	= 6

Для химической реакции, записанной в общем виде:



где A, B – реагенты, C, D – продукты,

a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты;

справедливо равенство:

$$n(1/z A) = n(1/z B) = n(1/z C) = n(1/z D)$$

Это выражение является математической записью закона эквивалентов.

1.3 Лекция №3 (2 часа).

Тема: «Энергетика и направление химических процессов»

1.3.1 Вопросы лекции:

1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.

2. Внутренняя энергия и энтальпия.
3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса.
4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.
5. Энергия Гиббса химической реакции.

1.3.2 Краткое содержание вопросов:

1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.

Тепловым эффектом химической реакции называется теплота, которая выделяется или поглощается в ходе химической реакции. *Стандартным тепловым эффектом химической реакции* называется теплота, которая выделяется или поглощается в ходе химической реакции при стандартных условиях. Все химические процессы можно разделить на две группы: экзотермические и эндотермические.

Экзотермические – это реакции, при которых происходит выделение теплоты в окружающую среду. При этом запас внутренней энергии исходных веществ (U_1) больше, чем образующихся продуктов (U_2). Следовательно, $\Delta U < 0$, а это приводит к образованию термодинамически устойчивых веществ.

Эндотермические - это реакции, при которых происходит поглощение теплоты из окружающей среды. При этом запас внутренней энергии исходных веществ (U_1) меньше, чем образующихся продуктов (U_2). Следовательно, $\Delta U > 0$, а это приводит к образованию термодинамически неустойчивых веществ. В отличие от термодинамики, в термохимии выделяемую теплоту считают положительной, а поглощаемую – отрицательной. Теплота в термохимии обозначается Q . Единица измерения теплоты – Дж/моль или кДж/моль. В зависимости от условий протекания процесса, различают изохорный и изобарный тепловые эффекты.

Изохорным (Q_V) тепловым эффектом называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе данного процесса при постоянном объеме ($V = \text{const}$) и равенстве температур конечного и начального состояния ($T_1 = T_2$).

Изобарным (Q_p) тепловым эффектом называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе данного процесса при постоянном давлении ($p = \text{const}$) и равенстве температур конечного и начального состояния ($T_1 = T_2$).

Для жидких и твердых систем изменение объема мало и можно принять, что $Q_p \gg Q_V$. Для газообразных систем

$$Q_p = Q_V - \Delta nRT,$$

где Δn – изменение числа молей газообразных участников реакции

$$\Delta n = \dot{n}_{\text{прод. реакции}} - \dot{n}_{\text{исх. веществ}}.$$

Во всех случаях преобразование части внутренней (химической) энергии в тепловую (или другие виды) и наоборот, тепловой в химическую происходит в строгом соответствии с законом сохранения энергии и первым законом термодинамики.

2. Внутренняя энергия и энтальпия.

Внутренняя энергия — это не специфический вид энергии, а совокупность тех изменяемых составных частей полной энергии системы, которые следует учитывать в конкретной ситуации.

Деление полной энергии системы на потенциальную, кинетическую, внутреннюю и т.д. зависит от формальных определений этих понятий и поэтому достаточно условно. Так, иногда во внутреннюю энергию не включают потенциальную энергию, связанную с полями внешних сил. Важно, что правильность получаемых при решении конкретной задачи результатов зависит от корректности составления уравнения энергетического баланса, а не от терминологических нюансов.

Энтальпия, также *тепловая функция* и *теплосодержание* — термодинамический потенциал, характеризующий состояние системы в термодинамическом равновесии при выборе в качестве независимых переменных давления, энтропии и числа частиц.

Проще говоря, энтальпия — это та энергия, которая доступна для преобразования в теплоту при определенном постоянном давлении.

Если термомеханическую систему рассматривать как состоящую из макротела (газа) и поршня площадью S с грузом весом $P = pS$, уравнивающего давление газа p внутри сосуда, то такая система называется *расширенной*.

Энтальпия или энергия расширенной системы E равна сумме внутренней энергии газа U и потенциальной энергии поршня с грузом $E_{\text{пот}} = pSx = pV$

$$H = E = U + pV$$

Таким образом, энтальпия в данном состоянии представляет собой сумму внутренней энергии тела и работы, которую необходимо затратить, чтобы тело объёмом V ввести в окружающую среду, имеющую давление p и находящуюся с телом в равновесном состоянии. Энтальпия системы H — аналогично внутренней энергии и другим термодинамическим потенциалам — имеет вполне определенное значение для каждого состояния, то есть является функцией состояния. Следовательно, в процессе изменения состояния

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Изменение энтальпии (или Тепловой эффект химической реакции) не зависит от пути процесса, определяясь только начальным и конечным состоянием системы. Если система каким-либо путём возвращается в исходное состояние (круговой процесс), то изменение любого её параметра, являющегося функцией состояния, равно нулю, отсюда $\Delta H = 0$

3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса.

Закон Гесса — основной закон термохимии, который формулируется следующим образом:

- *Тепловой эффект химической реакции, проводимой в изобарно-изотермических или изохорно-изотермических условиях, зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути её протекания.*

Иными словами, количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся при каком-либо процессе, всегда одно и то же, независимо от того, протекает ли данное химическое превращение в одну или в несколько стадий (при условии, что температура, давление и агрегатные состояния веществ одинаковы). Например, окисление глюкозы в организме осуществляется по очень сложному многостадийному механизму, однако суммарный тепловой эффект всех стадий данного процесса равен теплоте сгорания глюкозы.

4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.

Энтропия - это термодинамическая функция состояния системы, которая отражает вероятность реализации того или иного состояния системы в процессе теплообмена. Энтропия – это мера неупорядоченности состояния системы; стремление частиц (молекул, ионов, атомов) к хаотическому движению. По изменению энтропии в ходе реакции можно судить о переходе системы от более упорядоченного состояния к менее упорядоченному или наоборот. Энтропия возрастает ($\Delta S > 0$) с увеличением движения частиц при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п.

Самопроизвольное протекание изобарно – изотермического процесса определяется двумя факторами: энтальпийным, связанным с уменьшением энтальпии системы (ΔH), и энтропийным $T\Delta S$, обусловленным увеличением беспорядка в системе вследствие роста ее энтропии. Разность этих термодинамических факторов является функцией состояния

системы, называемой изобарно-изотермическим потенциалом или свободной энергией Гиббса (ΔG): $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

5. Энергия Гиббса химической реакции.

Свободная энергия Гиббса (или просто энергия Гиббса, или потенциал Гиббса, или термодинамический потенциал в узком смысле) — это величина, показывающая изменение энергии в ходе химической реакции и дающая таким образом ответ на вопрос о принципиальной возможности протекания химической реакции; это термодинамический потенциал следующего вида:

$$G = U + PV - TS$$

Энергию Гиббса можно понимать как полную химическую энергию системы (кристалла, жидкости и т. д.)

Понятие энергии Гиббса широко используется в термодинамике и химии.

Самопроизвольное протекание изобарно-изотермического процесса определяется двумя факторами: энтальпийным, связанным с уменьшением энтальпии системы (ΔH), и энтропийным $T \Delta S$, обусловленным увеличением беспорядка в системе вследствие роста её энтропии. Разность этих термодинамических факторов является функцией состояния системы, называемой изобарно-изотермическим потенциалом или свободной энергией Гиббса (G , кДж)

Размерность энергии Гиббса кДж/моль. При постоянном давлении и температуре ($p=\text{const}$, $T=\text{const}$) реакция самопроизвольно протекает в том направлении, которому отвечает убыль энергии Гиббса. Если $\Delta G < 0$, то реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении. Если $\Delta G > 0$, то самопроизвольное протекание процесса в прямом направлении в данных условиях невозможно, а возможно протекание обратного процесса. Если $\Delta G = 0$, то реакция может протекать как в прямом направлении, так и в обратном, и система находится в состоянии равновесия. Изменение энергии Гиббса в ходе химической реакции не зависит от пути процесса и может быть рассчитано по следствию из закона Гесса: изменение энергии Гиббса в результате химической реакции равно сумме энергий Гиббса продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

1. 4 Лекция №4 (2 часа).

Тема: «Химическая кинетика. Катализ»

1.4.1 Вопросы лекции:

1. Классификация реакций в химической кинетике. Понятие скорости химической реакции.
2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. константа скорости.
4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации.
5. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм катализа. Автокатализ

1.4.2 Краткое содержание вопросов

1. Классификация реакций в химической кинетике. Понятие скорости химической реакции

Химическая кинетика или кинетика химических реакций — раздел физической химии, изучающий закономерности протекания химических реакций во времени, зависимости этих закономерностей от внешних условий, а также механизмы химических превращений.

Предметом химической кинетики является изучение всех факторов, влияющих на скорость как суммарного процесса, так и всех промежуточных стадий

Гомогенная реакция- реакция, в которой реагирующие вещества находятся в одной фазе, если в разных - гетерогенной.

Реакция называется простой, если продукт образуется в результате непосредственного взаимодействия молекул (частиц) реагентов

Реакция называется сложной, если конечный продукт получается в результате осуществления двух и более простых реакций(элементарных актов) с образованием промежуточных продуктов

Важным понятием химической кинетики является *скорость химической реакции*. Эта величина определяет, как изменяется концентрация компонентов реакции с течением времени. Скорость химической реакции — величина всегда положительная, поэтому если она определяется по исходному веществу (концентрация которого убывает в процессе реакции), то полученное значение домножается на -1 . Например для реакции $A+B \rightarrow C+D$ скорость можно выразить так:

$$v = \frac{\partial C}{\partial t} = -\frac{\partial A}{\partial t}.$$

В 1865 году Н. Н. Бекетовым и в 1867 году К. М. Гульдбергом и П. Вааге был сформулирован закон действующих масс, согласно которому скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна концентрациям реагентов, возведённым в некоторые степени. Кроме концентрации на скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы: природа реагирующих веществ, наличие катализатора, температура (правило Вант-Гоффа) и площадь поверхности раздела фаз.

2. Факторы, влияющие на скорость хим. реакций.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации c , температуры t , присутствия катализаторов, а также от некоторых других факторов (например, от давления - для газовых реакций, от измельчения - для твердых веществ, от радиоактивного облучения)

3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. константа скорости.

Если на равновесную систему воздействовать извне, изменяя какой-нибудь из факторов, определяющих положение равновесия, то в системе усилится то направление процесса, которое ослабляет это воздействие

Влияние концентрации. Если к системе, находящейся в состоянии равновесия, прибавлять дополнительные количества одного из веществ, участвующих в реакции, то скорости прямого и обратного процессов изменятся таким образом, что система вновь придет в состояние равновесия. Иначе говоря, в равновесной системе нельзя изменить концентрацию только одного из веществ, не вызывая изменений концентраций всех остальных.

4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия

Зависимость скорости реакции от температуры приближенно определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа: *при изменении температуры на каждые 10 градусов скорость большинства реакций изменяется в 2-4 раза.*

Математически правило Вант-Гоффа выражается так:

$$v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где $v(T_2)$ и $v(T_1)$ - скорости реакций, соответственно при температурах T_2 и T_1 ($T_2 > T_1$);

γ -температурный коэффициент скорости реакции.

Значение γ для эндотермической реакции выше, чем для экзотермической. Для многих реакций γ лежит в пределах 2-4.

Физический смысл величины γ заключается в том, что он показывает, во сколько раз изменяется скорость реакции при изменении температуры на каждые 10 градусов.

Поскольку скорость реакции и константа скорости химической реакции прямопропорциональны, то выражение (3.6) часто записывают в следующем виде:

$$\frac{k(T_2)}{k(T_1)} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где $k(T_2)$, $k(T_1)$ – константы скорости реакции соответственно при температурах T_2 и T_1 ;

γ – температурный коэффициент скорости реакции.

5. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм катализа. Автокатализ

Катализ нашел широкое применение в химической промышленности, в частности, в технологии неорганических веществ. Катализ – возбуждение химических реакций или изменение их скорости под влиянием веществ – катализаторов, многократно вступающих в химическое взаимодействие с участниками реакции и восстанавливающих после каждого цикла взаимодействия свой химический состав. Существуют вещества, уменьшающие скорость реакции, которые называются ингибиторами или отрицательными катализаторами. Катализаторы не изменяют состояния равновесия в системе, а лишь облегчают его достижение. Катализатор может одновременно ускорять как прямую, так и обратную реакции, но при этом константа равновесия остается постоянной. Иными словами, катализатор не может изменить равновесие термодинамически невыгодных обратимых реакций, у которых равновесие смещено в сторону исходных веществ.

Сущность ускоряющего действия катализаторов состоит в понижении энергии активации E_a химической реакции за счет изменения реакционного пути в присутствии катализатора.

1. 5 Лекция № 5 (2 часа).

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

1.5.1 Вопросы лекции:

1. Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Растворимость как физико-химический процесс.
2. Теории растворов: химическая и физическая.
3. Пересыщенные растворы.
4. Осмос.
5. Замерзание и кипение растворов.
6. Способы выражения концентрации растворов. Титриметрический метод определения концентрации растворов.

1.5.2 Краткое содержание вопросов:

1. Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Растворимость как физико-химический процесс.

Растворы – это гомогенные (однофазные) системы переменного состава, состоящие из двух или более веществ (компонентов).

По характеру агрегатного состояния растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми. Обычно компонент, который в данных условиях находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор, считают растворителем, остальные составляющие раствора – растворенными веществами. В случае одинакового агрегатного состояния компонентов растворителем считают тот компонент, который преобладает в растворе.

В зависимости от размеров частиц растворы делятся на истинные и коллоидные. В истинных растворах (часто называемых просто растворами) растворенное вещество диспергировано до атомного или молекулярного уровня, частицы растворенного вещества

не видимы ни визуально, ни под микроскопом, свободно передвигаются в среде растворителя. Истинные растворы – термодинамически устойчивые системы, неограниченно стабильные во времени.

2. Теории растворов: химическая и физическая, растворимость веществ, механизм процесса растворения.

Растворение – сложный физико-химический процесс, включающий три основные стадии, каждая из которых характеризуется изменениями термодинамических функций ΔS : и ΔH

- разрушение химических и межмолекулярных связей в растворяемом веществе (например, разрушение кристаллической решетки): $\Delta H_1 > S\Delta_1 > 0$

- химическое взаимодействие частиц растворенного вещества с растворителем ΔH (сольватация): $\Delta_2 < S\Delta_2 < 0$

- равномерное распределение частиц растворенного вещества в среде ΔH растворителя путем диффузии: $\Delta_3 > S\Delta_3 > 0$

Согласно 2-му закону термодинамики условием самопроизвольности процесса растворения является убыль энергии Гиббса:

$$\Delta H - T\Delta G = \Delta < 0,$$

которая складывается из энтальпийного факторов (ΔH) и энтропийного ($T\Delta$). Растворение газов в жидкостях приводит к упорядочению системы и, следовательно, сопровождается уменьшением энтропии: $S\Delta_{p-ния} < 0$. Движущей силой процесса растворения в этом случае является энтальпийный фактор и растворение большинства газов является ΔH процессом экзотермическим: $\Delta_{p-ния} < 0$. Таким образом, самопроизвольное растворение газов возможно при низких $H|\Delta$ температурах ($| > S|)\Delta|T$

Растворение жидких и твердых веществ в жидкостях приводит к увеличению беспорядка в системе и увеличению $S\Delta$ энтропии: $\Delta_{p-ния} > 0$. Суммарный тепловой эффект процесса растворения определяется в основном ΔH слагаемыми Δ_1 и Δ_2 и в зависимости от их соотношения может и быть и положительным (NaCl), и отрицательным (NaOH). Растворение большинства кристаллических ΔH веществ – процесс эндотермический $\Delta_{p-ния} > 0$, так как энергия, затрачиваемая на разрушение кристаллической решетки не компенсируется энергией, выделяемой за счет сольватации. Таким образом, самопроизвольному растворению большинства твердых веществ $H|\Delta$ способствуют высокие температуры ($| < S|)\Delta|T$

Растворы, образование которых не сопровождается изменениями объема ($\Delta V = 0$), называют $\Delta V = 0, \Delta$ системы и тепловыми эффектами (идеальными). Движущей силой образования идеального раствора является увеличение энтропии системы. Идеальный раствор – понятие абстрактное. Реальные системы могут лишь приближаться к идеальным. Наиболее близки к модели идеального раствора системы, в которых компоненты близки по свойствам и практически не взаимодействуют друг с другом (например, раствор толуола в бензоле). Приближаются по свойствам к идеальным бесконечно разбавленные растворы, в которых взаимодействия сводятся к минимуму за счет низкой концентрации растворенного вещества.

3. Пересыщенные растворы

Перенасыщенный раствор — раствор, в котором растворённого вещества больше, чем может максимально раствориться в растворителе при данных условиях.

Перенасыщенный раствор — неустойчивое состояние раствора, в таком состоянии раствор существует, в основном, очень непродолжительное время, превращаясь в насыщенный с выпадением лишнего вещества в осадок, либо его кристаллизацией. При определённых обстоятельствах (например, при полном отсутствии механических, звуковых, и других воздействий) перенасыщенный раствор может существовать длительное время.

4. Осмос.

Осмоз (от греч. ὄσμος — толчок, давление) — процесс односторонней диффузии через полупроницаемую мембрану молекул растворителя в сторону большей концентрации растворённого вещества из объёма с меньшей концентрацией растворённого вещества.

Более широкое толкование явления осмоса основано на применении Принципа Ле Шателье — Брауна: если на систему, находящуюся в устойчивом равновесии, воздействовать извне, изменяя какое-либо из условий равновесия (температура, давление, концентрация, внешнее электромагнитное поле), то в системе усиливаются процессы, направленные на компенсацию внешнего воздействия.

5. Замерзание и кипение растворов

Индивидуальные вещества характеризуются строго определенными температурами переходов из одного агрегатного состояния в другое (температура кипения, температура плавления или кристаллизации). Так, вода при нормальном атмосферном давлении кристаллизуется при температуре 0°C и кипит при 100°C .

Иначе обстоит дело с растворами. Присутствие растворённого вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания растворителя, и тем сильнее, чем концентрированнее раствор. В большинстве случаев из раствора кристаллизуется (при замерзании) или выкипает (при кипении) только растворитель вследствие чего концентрация раствора в ходе его замерзания или кипения возрастает. Это, в свою очередь, приводит к еще большему повышению температуры кипения и снижению температуры замерзания. Таким образом, раствор кристаллизуется и кипит не при определенной температуре, а в некотором температурном интервале. Температуру начала кристаллизации и начала кипения данного раствора называют его температурой кристаллизации и температурой кипения.

Разность между температурами кипения раствора и чистого растворителя называют повышением температуры кипения раствора. Разность между температурами замерзания чистого растворителя и раствора называют понижением температуры замерзания раствора.

6. Способы выражения концентрации растворов. Титриметрический метод определения концентрации растворов

Концентрацию веществ в растворах можно выразить разными способами. Наиболее часто используют массовую долю растворённого вещества, молярную и нормальную концентрацию.

Массовая доля растворённого вещества $w(B)$ - это безразмерная величина, равная отношению массы растворённого вещества к общей массе раствора m :

$$w(B) = m(B) / m$$

Массовую долю растворённого вещества $w(B)$ обычно выражают в долях единицы или в процентах. Например, массовая доля растворённого вещества — CaCl_2 в воде равна 0,06 или 6%. Это означает, что в растворе хлорида кальция массой 100 г содержится хлорид кальция массой 6 г и вода массой 94 г.

содержится в 1 литре раствора.

$$C(B) = n(B) / V = m(B) / (M(B) \cdot V),$$

где $M(B)$ - молярная масса растворённого вещества г/моль.

Молярная концентрация измеряется в моль/л и обозначается "М". Например, 2 М NaOH - двухмолярный раствор гидроксида натрия. Один литр такого раствора содержит 2 моль вещества или 80 г ($M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль).

Нормальность раствора обозначает число грамм-эквивалентов данного вещества в одном литре раствора или число миллиграмм-эквивалентов в одном миллилитре раствора. Грамм - эквивалентом вещества называется количество граммов вещества, численно равное его эквиваленту. Для сложных веществ - это количество вещества, соответствующее прямо или косвенно при химических превращениях 1 грамму водорода или 8 граммам кислорода. $E_{\text{основания}} = M_{\text{основания}} / \text{число замещаемых в реакции}$

гидроксильных групп $\Theta_{\text{кислоты}} = M_{\text{кислоты}} / \text{число замещаемых в реакции атомов водорода}$
 $\Theta_{\text{соли}} = M_{\text{соли}} / \text{произведение числа катионов на его заряд}$.

1. 6 Лекция №6 (2 часа).

Тема: «Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения»

1.6.1 Вопросы лекции:

1. Процесс диссоциации в водных растворах.
2. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации
3. Ионно-молекулярные уравнения.
4. Диссоциация воды. Водородный показатель.
5. Смещение ионных равновесий.

1.6.2 Краткое содержание вопросов:

1. Процесс диссоциации в водных растворах

Механизм электролитической диссоциации ионных веществ

При растворении соединений с ионными связями (например, NaCl) процесс гидратации начинается с ориентации диполей воды вокруг всех выступов и граней кристаллов соли.

Ориентируясь вокруг ионов кристаллической решетки, молекулы воды образуют с ними либо водородные, либо донорно-акцепторные связи. При этом процессе выделяется большое количество энергии, которая называется энергией гидратации.

Энергия гидратации, величина которой сравнима с энергией кристаллической решетки, идет на разрушение кристаллической решетки. При этом гидратированные ионы слой за слоем переходят в растворитель и, перемешиваясь с его молекулами, образуют раствор.

Механизм электролитической диссоциации полярных веществ

Аналогично диссоциируют и вещества, молекулы которых образованы по типу полярной ковалентной связи (полярные молекулы). Вокруг каждой полярной молекулы вещества (например, HCl), определенным образом ориентируются диполи воды. В результате взаимодействия с диполями воды полярная молекула еще больше поляризуется и превращается в ионную, далее уже легко образуются свободные гидратированные ионы.

2. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.

Электролит — вещество, которое проводит электрический ток вследствие диссоциации на ионы, что происходит в растворах и расплавах, или движения ионов в кристаллических решетках твердых электролитов. Примерами электролитов могут служить водные растворы кислот, солей и оснований и некоторые кристаллы (например, иодид серебра, диоксид циркония). Электролиты — проводники второго рода, вещества, электропроводность которых обусловлена подвижностью положительно или отрицательно заряженных ионов.

Все электролиты делятся на две группы:

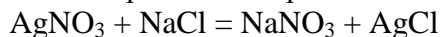
1. *Сильные электролиты* — электролиты, степень диссоциации которых в растворах равна единице (то есть диссоциируют полностью) и не зависит от концентрации раствора. Сюда относятся подавляющее большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты (сильные кислоты, такие как HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄).

2. *Слабые электролиты* — степень диссоциации меньше единицы (то есть диссоциируют не полностью) и уменьшается с ростом концентрации. К ним относят воду, ряд кислот (слабые кислоты, такие как HF), основания p-, d- и f-элементов.

Между этими двумя группами четкой границы нет, одно и то же вещество может в одном растворителе проявлять свойства сильного электролита, а в другом — слабого.

3. Ионно-молекулярные уравнения

Ионные реакции — реакции между ионами в растворе. Например, реакцию



можно представить в ионном виде (реакция расписывается на ионы, не расписываются осадки, газы, вода, слабые кислоты и основания, а также малорастворимые и нерастворимые соединения) например AgCl нерастворим в воде и на ионы не расписывается:



Одинаковые ионы сокращаются и получается сокращенное ионное уравнение. Так как взаимодействие произошло между ионами Ag^+ и ионами Cl^- , то выражение

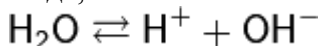


и есть ионное уравнение рассматриваемой реакции. Оно проще молекулярного и в то же время отражает сущность происходящей реакции.

4. Диссоциация воды. Водородный показатель

Ионное произведение воды — произведение концентраций ионов водорода H^+ и ионов гидроксида OH^- в воде или в водных растворах, константа автопротолиза воды.

Вода, хотя и является слабым электролитом, в небольшой степени диссоциирует:



Равновесие этой реакции сильно смещено влево. Константу диссоциации воды можно вычислить по формуле:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad (1)$$

где:

- $[\text{H}^+]$ — концентрация ионов гидроксония (протонов);
- $[\text{OH}^-]$ — концентрация гидроксид-ионов;
- $[\text{H}_2\text{O}]$ — концентрация воды (в молекулярной форме) в воде;

Концентрация воды в воде, учитывая её малую степень диссоциации, величина практически постоянная и составляет $(1000 \text{ г/л}) / (18 \text{ г/моль}) = 55,56 \text{ моль/л}$.

При 25°C константа диссоциации воды равна $1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л}$. Уравнение (1) можно переписать как:

$$K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad (2)$$

Обозначим произведение $K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_w = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л} \cdot 55,56 \text{ моль/л} = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ (при 25°C).

Константа K_w , равная произведению концентраций протонов и гидроксид-ионов, называется ионным произведением воды. Она является постоянной не только для чистой воды, но также и для разбавленных водных растворов веществ. С повышением температуры диссоциация воды увеличивается, следовательно, растёт и K_w , при понижении температуры — наоборот.

Водородный показатель, pH (лат. *pondus Hydrogenii* — «вес водорода», произносится «пэ аш») — мера активности (в очень разбавленных растворах она эквивалентна концентрации) ионов водорода в растворе, количественно выражающая его кислотность. Равен по модулю и противоположен по знаку десятичному логарифму активности водородных ионов, выраженной в молях на один литр:

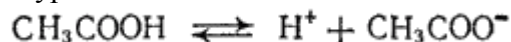
$$pH = -\lg [\text{H}^+]$$

5. Смещение ионных равновесий

Равновесие в растворах электролитов, как и всякое химическое равновесие, сохраняется неизменным, пока определяющие его условия не меняются; изменение условий влечет за собой нарушение равновесия.

Так, равновесие нарушается при изменении концентрации одного из участвующих в этом равновесии ионов: при ее увеличении происходит процесс, в ходе которого эти

ионы связываются. Например, если в раствор уксусной кислоты, диссоциирующей согласно уравнению



ввести какую-либо соль этой кислоты и тем самым увеличить концентрацию ионов, то, в соответствии с принципом Ле Шателье, равновесие смещается влево, т. е. степень диссоциации уксусной кислоты уменьшается. Отсюда следует, что введение в раствор слабого электролита одноименных ионов (т. е. ионов, одинаковых с одним из ионов электролита) уменьшает степень диссоциации этого электролита. Наоборот, уменьшение концентрации, одного из ионов вызывает диссоциацию нового количества молекул. Например, при введении в раствор указанной кислоты гидроксид-ионов, связывающих ионы водорода, диссоциация кислоты, возрастает.

1. 7 Лекция №7 (2 часа).

Тема: «Строение атома и периодический закон»

1.7.1 Вопросы лекции:

1. Состав атомов. Изотопы и изобары.
2. Квантово-механическая модель атома.
 - главное квантовое число;
 - орбитальное квантовое число;
 - магнитное квантовое число;
 - спиновое квантовое число.
3. Распределение электронов в атоме:
 - Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;
 - Принцип Паули;
 - Правило Хунда.
4. Электронные конфигурации атомов и ионов. Способы записи электронных конфигураций.
5. Периодический закон. Явление периодичности с точки зрения строения атома. Структура периодической системы.

Краткое содержание вопросов

1 Состав атомов. Изотопы и изобары

Хотя слово *атом* в первоначальном значении обозначало частицу, которая не делится на меньшие части, согласно научным представлениям он состоит из более мелких частиц, называемых субатомными частицами. Атом состоит из электронов, протонов, все атомы кроме водорода-1 содержат также нейтроны.

Электрон является самой лёгкой из составляющих атом частиц с массой $9,11 \times 10^{-28}$ г, отрицательным зарядом и размером, слишком малым для измерения современными методами. Протоны обладают положительным зарядом и в 1836 раз тяжелее электрона ($1,6726 \times 10^{-24}$ г). Нейтроны не обладают электрическим зарядом и в 1839 раз тяжелее электрона ($1,6929 \times 10^{-24}$ г). При этом масса ядра меньше суммы масс составляющих её протонов и нейтронов из-за эффекта дефекта массы. Нейтроны и протоны имеют сравнимый размер, около $2,5 \times 10^{-15}$ м, хотя размеры этих частиц определены плохо.

В стандартной модели элементарных частиц как протоны, так и нейтроны состоят из элементарных частиц, называемых кварками. Наряду с лептонами, кварки являются одной из основных составляющих материи. И первые и вторые являются фермионами. Существует шесть типов кварков, каждый из которых имеет дробный электрический заряд, равный $+2/3$ или $-1/3$ элементарного. Протоны состоят из двух u-кварков и одного d-кварка, а нейтрон — из одного u-кварка и двух d-кварков. Это различие объясняет

разницу в массах и зарядах протона и нейтрона. Кварки связаны между собой сильными ядерными взаимодействиями, которые передаются глюонами.

2. Квантово-механическая модель атома

- главное квантовое число;
- орбитальное квантовое число;
- магнитное квантовое число;
- спиновое квантовое число.

Сегодня общепринятой является модель атома, являющаяся развитием планетарной модели. Считается, что ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и не имеющих заряда нейтронов и окружено отрицательно заряженными электронами. Однако представления квантовой механики не позволяют считать, что электроны движутся вокруг ядра по сколько-нибудь определённым траекториям (неопределённость координаты электрона в атоме может быть сравнима с размерами самого атома).

Химические свойства атомов определяются конфигурацией электронной оболочки и описываются квантовой механикой. Положение атома в таблице Менделеева определяется количеством протонов, в то время как количество нейтронов на химические свойства практически не влияет; при этом нейтронов в ядре, как правило, больше, чем протонов (см. статью об атомном ядре). Если атом находится в нейтральном состоянии, то количество электронов в нём равно количеству протонов. Основная масса атома сосредоточена в ядре, а массовая доля электронов в общей массе атома незначительна (несколько сотых процента массы ядра).

Массу атома принято измерять в атомных единицах массы, равных $1/12$ от массы атома стабильного изотопа углерода ^{12}C .

3. Распределение электронов в атоме:

- Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;
- Принцип Паули;
- Правило Хунда.

Для атома водорода расчёты спектров на основе модели Бора дали хорошее согласие с экспериментом, но для других элементов получалось существенное расхождение с опытными данными. В 1916 г. немецкий физик Арнольд Иоганн Вильгельм Зоммерфельд уточнил модель Бора. Зоммерфельд высказал предположение, что кроме круговых, электрон может двигаться и по эллиптическим орбитам. При этом почти одинаковому уровню энергии соответствует число типов орбит, равное главному квантовому числу. Зоммерфельд дополнил модель побочным (орбитальным) квантовым числом (определяющим форму эллипсов) и зависимостью массы электрона от скорости. Основываясь на модели атома Бора-Зоммерфельда, представляющей собой компромисс между классическими и квантовыми представлениями (в классическую картину вводились квантовые ограничения), Нильс Бор в 1921 г. заложил основы формальной теории периодической системы. Причина периодичности свойств элементов, по мнению Бора, заключалась в периодическом повторении строения внешнего электронного уровня атома.

В 1925 г. Вольфганг Паули опубликовал свою работу, содержащую формулировку принципа запрета, носящего его имя: в данном квантовом состоянии может находиться только один электрон. Паули указал, что для характеристики состояния электрона необходимо четыре квантовых числа: главное квантовое число n , азимутальное квантовое число l и два магнитных числа m_1 и m_2 . Вскоре после выхода работы Паули молодые физики Джордж Юджин Уленбек и Сэмюэл Абрахам Гаудсмит ввели в атомную физику

представление о спине электрона. Американский физик Артур Холли Комптон, основываясь на атомных спектрах высокого разрешения, ещё в 1921 г. высказывал предположение о квантованном вращении электрона, а в следующем году [Отто Штерн](#) и [Вальтер Герлах](#) экспериментально наблюдали разделение пучка атомов серебра в магнитном поле на две части, соответствующие ориентации электронных спинов.

В 1927 г. немецкий физик [Фридрих Хунд](#) сформулировал эмпирические правила заполнения электронных оболочек. С применением запрета Паули и принципа насыщения уровней к 1927 г. была в целом построена электронная структура всех известных к тому времени 92 элементов. Создание учения о строении электронных оболочек атомов позволило создать формальную физическую теорию периодической системы, объяснившую причины периодичности свойств элементов и их соединений, а также создать первые теории химической связи.

4. Электронные конфигурации атомов и ионов. Способы записи электронных конфигураций.

Каждой орбитали соответствует свой уровень энергии. Электрон может перейти на уровень с большей энергией, поглотив фотон. При этом он окажется в новом квантовом состоянии с большей энергией. Аналогично, он может перейти на уровень с меньшей энергией, излучив фотон. Энергия фотона при этом будет равна разности энергий электрона на этих уровнях.

Масса

Поскольку наибольший вклад в массу атома вносят протоны и нейтроны, полное число этих частиц называют массовым числом. Массу покоя атома часто выражают в атомных единицах массы (а. е. м.), которая также называется дальтоном (Да). Эта единица определяется как $1/12$ часть массы покоя нейтрального атома углерода-12, которая приблизительно равна $1,66 \times 10^{-24}$ г. Водород-1 — наилегчайший изотоп водорода и атом с наименьшей массой, имеет атомный вес около 1,007825 а. е. м. Масса атома приблизительно равна произведению массового числа на атомную единицу массы. Самый тяжёлый стабильный изотоп — свинец-208 с массой 207,9766521 а. е. м.

Так как массы даже самых тяжёлых атомов в обычных единицах (например, в граммах) очень малы, то в химии для измерения этих масс используют моли. В одном моле любого вещества по определению содержится одно и то же число атомов (примерно $6,022 \times 10^{23}$). Это число (число Авогадро) выбрано таким образом, что если масса элемента равна 1 а. е. м., то моль атомов этого элемента будет иметь массу 1 г. Например, углерод имеет массу 12 а.е.м., поэтому 1 моль углерода весит 12 г.

Атомы не имеют отчётливо выраженной внешней границы, поэтому их размеры определяются по расстоянию между ядрами соседних атомов, которые образовали химическую связь. Радиус зависит от положения атома, его типа, вида химической связи, числа ближайших атомов (координационного числа) и квантово-механического свойства, известного как спин. В периодической системе элементов размер атома увеличивается при движении сверху вниз по столбцу и уменьшается при движении по строке слева направо. Соответственно, самый маленький атом — это атом гелия, имеющий радиус 32 пм, а самый большой — атом [цезия](#) (225 пм). Эти размеры в тысячи раз меньше длины волны видимого [света](#) (400—700 [нм](#)), поэтому атомы нельзя увидеть в [оптический микроскоп](#). Однако отдельные атомы можно наблюдать с помощью [сканирующего туннельного микроскопа](#).

5. Периодический закон. Явление периодичности с точки зрения строения атома. Структура периодической системы

Прообразом научной Периодической системы элементов явилась таблица "Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве", составленная Менделеевым 1 марта 1869. На протяжении последующих двух лет автор совершенствовал эту таблицу, ввёл представления о группах, рядах и периодах элементов; сделал попытку оценить ёмкость малых и больших периодов, содержащих, по его мнению, соответственно по 7 и 17 элементов. В 1870 он назвал свою систему естественной, а в 1871 — периодической. Уже тогда структура Периодической системы элементов приобрела во многом современные очертания.

Чрезвычайно важным для эволюции Периодической системы элементов оказалось введённое Менделеевым представление о месте элемента в системе; положение элемента определяется номерами периода и группы. Опираясь на это представление, Менделеев пришёл к выводу о необходимости изменения принятых тогда атомных весов некоторых элементов (U, In, Ce и его аналогов), в чём состояло первое практическое применение Периодической системы элементов, а также впервые предсказал существование и основные свойства нескольких неизвестных элементов, которым соответствовали незаполненные клетки П. с. э. Классическим примером является предсказание "экаалюминия" (будущего Ga, открытого П. Лекоком де Буабодраном в 1875), "экабора" (Sc, открытого шведским учёным Л. Нильсоном и "экасилиция" (Ge, открытого немецким учёным К. Винклером. Кроме того, Менделеев предсказал существование аналогов марганца (будущие Tc и Re), теллура (Po), иода (At), цезия (Fr), бария (Ra), тантала (Pa).

1. 8 Лекция №8 (2 часа).

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительное титрование»

1.8.1 Вопросы лекции:

1. Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
3. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.
4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР.
5. Правила составления уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.
6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

1.8.2. Краткое содержание вопросов

1 Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.

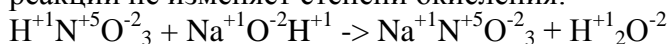
ОВР — реакции, в которых изменяются степени окисления элементов, то есть электроны переходят от одного атома или вещества (восстановителя) к другому (окислителю).

А степень окисления — это заряд, который имел бы атом, если бы все образованные им полярные связи стали ионными. Если связи действительно ионные, то с.о. совпадает с зарядом элементарного иона, например, K^+F^- . Если не все связи ионные, то степень окисления — это условное понятие, не имеющее строгого смысла, но полезное.

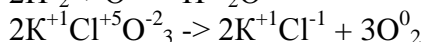
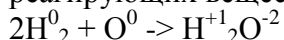
2 Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Все химические реакции можно разделить на два типа. К первому из них относятся реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например, в реакции обмена ни один элемент в результате

реакции не изменяет степени окисления:

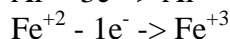
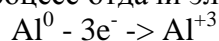


Ко второму типу относятся реакции, идущие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ. Например

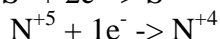
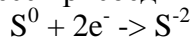


Реакции второго типа называются окислительно-восстановительными. Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными. В окислительно-восстановительных реакциях всегда происходит присоединение или отдача электронов атомами элементов.

Причем это единый взаимосвязанный процесс. Если атом, ион или молекула в процессе реакции отдают электроны, то они называются восстановителями, а сам процесс отдачи электронов — окислением. Например:



В процессе окисления восстановитель повышает свою степень окисления. Если атом, ион или молекула в процессе реакции принимают электроны, то они называются окислителями, а сам процесс присоединения электронов — восстановлением. Например:



В процессе восстановления окислитель понижает свою степень окисления. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов, входящих в состав соответствующих веществ. Атом того или иного элемента, находящийся в своей высшей степени окисления не может ее повысить (отдать электроны) и проявляет только окислительные свойства. Атом элемента в своей низшей степени окисления не может ее понизить (принять электроны) и проявляет только восстановительные свойства. Атом элемента, имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

3. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.

Окислительно-восстановительные реакции - это реакции, которые идут с изменением степеней окисления элементов. Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, где все полярные связи считаются ионными.

Окисление - это процесс отдачи электронов.

Восстановление - это процесс присоединения электронов.

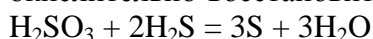
Окислитель - это атом, молекула или ион, который принимает электроны и понижает свою степень окисления, т.е. восстанавливается.

Восстановитель - это атом, молекула или ион, который отдаёт электроны и повышает свою степень окисления, т.е. окисляется.

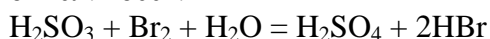
Восстановители: а) металлы - чем меньше потенциал ионизации, тем сильнее восстановительные свойства; б) соединения элементов в низших степенях окисления (NH_3 , H_2S , HBr , HI и др.), у которых все орбитали заполнены и могут только отдавать электроны.

Окислители: а) неметаллы (F_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2 и др.) - чем больше сродство к электрону, тем сильнее окислительные свойства; б) ионы металлов в высоких степенях окисления (Fe^{3+} , Sn^{4+} , Mn^{4+} и др.); в) соединения элементов в высших степенях окисления (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaBiO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 (конц.) и др.), у которых уже отданы все валентные электроны и могут быть только окислителями.

Соединения элементов в промежуточных степенях окисления (HNO_2 , H_2SO_3 , H_2O_2 и др.) могут проявлять окислительные и восстановительные свойства в зависимости от окислительно-восстановительных свойств второго реагента.



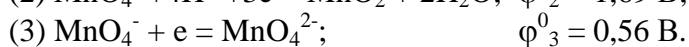
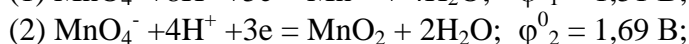
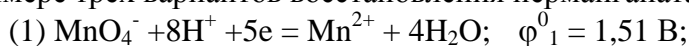
окисл. восст.



восст. окисл.

4 Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР.

В водных растворах концентрация ионов водорода меняется в очень широких пределах - от нескольких моль/л в кислых растворах до 10^{-14} - 10^{-15} моль/л в щелочных, то есть на 15 порядков. Поэтому, если в ОВР образуются или расходуются ионы водорода или гидроксила, то рН очень сильно влияет на направление таких реакций. Рассмотрим на примере трех вариантов восстановления перманганата.



$\varphi_1 = \varphi_1^0 + (0,0591\text{В}/5)\lg([\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8/[\text{Mn}^{2+}]) = 1,51\text{В} + (0,0591\text{В}/5)\lg([\text{MnO}_4^-]/[\text{Mn}^{2+}]) - (8*0,0591/5)\text{pH}$. Если принять стандартными все концентрации, кроме рН, то

$\varphi_1 = 1,51\text{В} - 0,0946\text{В}*\text{pH}$. При рН=7 это дает 0,85В.

Аналогично $\varphi_2 = 1,69\text{В} - 0,0788\text{pH}$, при рН=7 получается 1,14В, а при рН=14 = 0,59В.

5. Правила составления уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.

Ионно-электронный метод составления ОВР

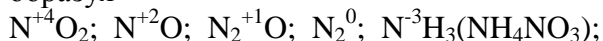
Ионно-электронный метод (или метод полуреакций) используется для составления ОВР протекающих в растворах. Основан он на составлении отдельных полуреакций для процессов восстановления и окисления в виде ионно-молекулярных уравнений. При этом необходимо учитывать правила написания ионных уравнений реакций: сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты и малорастворимые вещества - в виде молекул.

1. Записывается левая часть молекулярного уравнения ОВР, определяется окислитель и восстановитель.

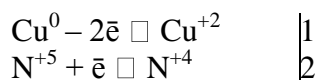
2. Записываются полуреакции отдельно для процессов восстановления и окисления в виде ионно-молекулярных уравнений, в которых левая и правая часть (избыток или недостаток кислорода в левой части) уравниваются с учетом рН раствора с помощью молекул H_2O , ионов H^+ или OH^- :

6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

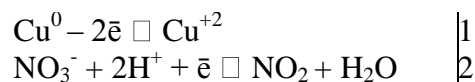
Окислителем в молекуле (см. также "Азотная кислота") азотной кислоты является N^{+5} , который в зависимости от концентрации HNO_3 и силы восстановителя (например, активности металла - см. также тему "Азотная кислота") принимает от 1 до 8 электронов, образуя



электронный баланс:



метод полуреакций:



1. 9 Лекция №9 (2 часа).

Тема: «Химическая связь. Строение вещества»

1.9.1 Вопросы лекции:

1. Теория химического строения. Типы химической связи.
2. Ковалентная связь. Механизмы образования (обменный и донорно-акцепторный).
3. Свойства ковалентной связи:
 - длина;
 - энергия;
 - насыщенность;
 - направленность.
4. Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы.
5. Виды ковалентной связи : полярная и неполярная. Электроотрицательность. Поляризация. полярность молекул.
6. Ионная связь.
7. Металлическая связь.

1.9.2 Краткое содержание вопросов

1 Теория химического строения. Типы химической связи.

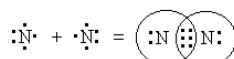
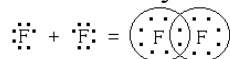
Свойства вещества определяются его химическим составом, порядком соединения в молекулу атомов и их взаимным влиянием. Теория строения атомов объясняет механизм образования молекул и природу химической связи.

Важнейшими видами химической связи являются ионная, ковалентная, координационная, водородная и металлическая.

2 Ковалентная связь. Механизмы образования (обменный и донорно-акцепторный)

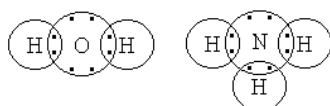
В основе теории ковалентной связи, как и теории ионной связи, лежит представление об особой устойчивости атома, имеющего на внешнем электронном слое оболочку из восьми электронов. Отличие ковалентной связи от ионной состоит в том, что при её возникновении атомы приобретают устойчивую конфигурацию не путем отдачи или присоединения электронов, а посредством образования одной или нескольких общих электронных пар. В создании электронной пары принимают участие оба атома, отдавая на её образование по одному электрону. Эти электроны принадлежат наружным электронным слоям обоих атомов, дополняя число их электронов до восьми.

Если электроны в наружном электронном слое атома обозначить точками вокруг символа элемента, то образование ковалентной связи в молекулах фтора и азота можно представить следующей схемой:



У атома фтора на внешнем слое находится семь электронов. Каждый из атомов фтора отдает по одному электрону на образование общей электронной пары, вследствие чего оба атома в молекуле фтора приобретают электронную конфигурацию ближайшего благородного газа — неона. Атомы азота, имеющие на внешнем слое по пять электронов, образуют три общие электронные пары. И в этом случае атомы в молекуле N_2 приобретают устойчивую восьмиэлектронную оболочку.

Примерами более сложных соединений с ковалентной связью между атомами могут служить вода и аммиак:

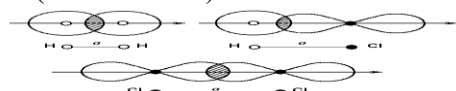


В молекуле воды каждый из атомов водорода связан с атомом кислорода парой общих электронов. При этом у кислорода возникает во внешнем слое восьмизлектронная конфигурация, а у обоих атомов водорода появляется устойчивый двухэлектронный слой. Подобное электронное строение имеют атомы водорода в аммиаке, а связанный с ними атом азота содержит во внешнем слое восемь электронов. В молекулах фтора, азота и некоторых других молекулах, образованных одноименными или близкими по химическим свойствам атомами, возникает неполярная ковалентная связь, так как общая электронная пара расположена симметрично по отношению к ядрам обоих атомов и притягивается к ним с одинаковой силой.

3 Свойства ковалентной связи:

- длина;
- энергия;
- насыщенность;
- направленность

ковалентная связь, являющаяся результатом перекрывания электронных облаков взаимодействующих атомов, располагается в определенном направлении по отношению к этим атомам. Если перекрывание электронных облаков происходит в направлении прямой, соединяющей ядра взаимодействующих атомов (т. е., по оси связи), то образуется σ -связь (сигма-связь).



Схематическое изображение сигма-связи в молекулах водорода, хлороводорода и хлора.

При взаимодействии p-электронных облаков, направленных перпендикулярно к оси связи, образуются две области перекрывания расположенные по обе стороны от этой оси. Такая ковалентная связь называется π -связью (пи-связь). π -Связь может возникнуть не только за счёт p-электронов, но также за счет перекрывания d- и p-электронных облаков (б) или d-облаков (в).

4 Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы

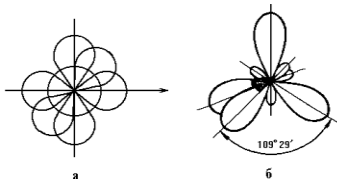
При образовании молекулы электронные облака изменяют свою форму. Например, вместо неравноценных s- и p-электронных облаков могут образовываться равноценные гибридные (смешанные) электронные облака. В результате гибридизации электронные облака приобретают более вытянутую форму. Это обеспечивает большее их перекрывание и, следовательно, увеличивает энергию ковалентной связи. Выигрыш энергии превышает затраты её на осуществление гибридизации электронных орбиталей. На рис. 8 показана форма гибридного sp-облака. Из s- и p-орбитали образуются две гибридные sp-орбитали, вытянутые в противоположных направлениях. В зависимости от числа и типа орбиталей, участвующих в гибридизации, взаимное расположение гибридных орбиталей в пространстве будет различным. Если в гибридизации принимают участие одна s- и две p-орбитали (sp^2 -гибридизация), то образуются три равноценные гибридные орбитали, располагающиеся в одной плоскости и ориентированные друг относительно друга под углом 120° .

При гибридизации типа sp^3 , в которой принимает участие одна s- и три p-орбитали, образующиеся равноценные четыре орбитали вытянуты в направлениях к вершинам тетраэдра.

У атомов элементов III и последующих периодов, имеющих d-орбитали, в гибридизации часто принимают участие две d-, одна s- и три p-орбитали (sp^3d^2 -гибридизация). В этом случае образуется шесть равноценных гибридных орбиталей, направленных к вершинам октаэдра.

σ -Связи осуществляются за счёт перекрывания как гибризованных, так и негибризованных орбиталей, π -связи — исключительно за счёт перекрывания негибризованных орбиталей. Направленность σ -связей обуславливает структуру молекулы. Одинарная связь между атомами — всегда σ -связь. В молекулах, содержащих кратные связи, одна σ -связь, а остальные π -связи. Например, в молекуле азота, имеющей тройную связь ($\text{:N}\equiv\text{N:}$), содержится одна σ - и две π -связи.

Геометрическая форма молекул соединений зависит от типа гибридных орбиталей, участвующих в образовании ковалентных связей. Гибридным sp -орбиталям отвечает линейная структура молекул, sp^2 -гибридизация приводит к образованию плоских треугольных молекул, при sp^3 -гибридизации образуются молекулы тетраэдрической формы, результат гибридизации типа sp^3d^2 — молекулы октаэдрической конфигурации.



5. Виды ковалентной связи: полярная и неполярная. Электроотрицательность.

Поляризация. полярность молекул

При сближении двух атомов, имеющих во внешних электронных оболочках неспаренные электроны с антипараллельными спинами, между ними начинает действовать взаимное притяжение. В результате эти атомы сближаются еще больше, происходит замыкание полей и образование электронных пар. Однако расчет показал, что само по себе замыкание магнитных полей электронов со спинами противоположных направлений дает лишь очень небольшую часть той общей энергии, которая выделяется при образовании прочной валентной связи между атомами. Наличие неспаренных электронов следует рассматривать лишь как необходимое условие образования химической связи, являющейся результатом глубокого взаимодействия электронной пары с ядрами обоих атомов, где основное значение имеют электрические силы.

6. Ионная связь

Согласно теории ионной связи, самой устойчивой электронной конфигурацией атома является такая, при которой во внешнем электронном слое находится восемь или два электрона (подобно благородным газам). Довольно устойчивы также атомы, внешнего слой которых содержит 18 электронов.

Во время химических реакций атомы стремятся приобрести наиболее устойчивую электронную конфигурацию. Это достигается в результате присоединения электронов атомов других элементов или отдачи электронов из внешнего слоя другим атомам. Атомы, отдавшие часть электронов, приобретают положительный заряд и становятся положительно заряженными ионами. Атомы, присоединившие электроны, превращаются в отрицательно заряженные ионы. Разноименно заряженные ионы удерживаются друг около друга силами электростатического притяжения.

7. Металлическая связь

Металлическая связь — это связь, в которой электроны каждого отдельного атома принадлежат всем атомам, находящимся в контакте. В результате перекрывания валентных орбиталей атомов возникают энергетические уровни, общее число которых равно числу взаимодействующих атомов. В кристалле, содержащем один моль атомов, количество энергетических уровней равно числу Авогадро, а разность энергий двух соседних уровней имеет порядок 10^{-23} В. Поэтому образуется практически непрерывная энергетическая зона, в пределах которой переход электрона на ближайший более высокий уровень происходит очень легко.

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1 Лабораторная работа №1 (2 часа).

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

2.1.1 Цель работы: изучить способы получения и химические 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 °С 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 (магнелиевая 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 стекла 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 убыстряется. Схема реакции: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow$ 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 микрошпателью 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: $H^+ + OH^- = H_2O$. 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 $Cu(OH)_2$ 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 ($Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Ge(OH)_2$, $Sn(OH)_2$ и $Pb(OH)_2$), среди трехвалентных – большинство ($Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Sc(OH)_3$ и др.), а гидроксиды

четырёхвалентных 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 подействовать 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 микрошпателью 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. В общем выводе к опыту 10 сформулировать отношение кислот к металлам, оксидам, основаниям и солям.

2.2 Лабораторная работа №2(2 часа).

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

Цель работы : проверить и закрепить знания химической природы основных классов неорганических соединений. Освоить принципы качественного анализа химических веществ

2.1.2 Задачи работы:

1. Уяснить принципы классификации неорганических соединений
2. Разобрать особенности строения, методов получения и химических свойств солей, их практического значения в сельскохозяйственной и технологической практике
3. Особое внимание уделить изучению комплексных соединений

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. *Реактивы:*

Растворы (2н): карбонат натрия Na_2CO_3 , сульфат натрия Na_2SO_4 , серной H_2SO_4 и соляной HCl кислоты, гидроксид натрия NaOH и калия KOH , хлорид железа (II) FeCl_2 , хлорид алюминия AlCl_3 , сульфат цинка ZnSO_4 , сульфат меди CuSO_4 , хлорид аммония

NH_4Cl , хлорид бария BaCl_2 , хлорид висмута BiCl_3 , гидроксид аммония NH_4OH , нитрат ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, иодид калия KI , железоаммонийные квасцы $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, роданид калия KSCN .

2. *Оборудование*: штатив с пробирками, мерные пробирки, пипетки, фарфоровая чашка, спиртовка, лакмусовая бумага.

2.1.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Амфотерность гидроксидов

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов солей хлорида железа (II), сульфата цинка, хлорида алюминия, сульфата меди. Добавьте к каждому раствору по каплям гидроксид натрия. Полученные осадки разделите на две части и проверьте их растворимость в минеральных кислотах и щелочах. *Запишите уравнения реакций (в молекулярном и ионном виде). Сделайте вывод.*

Опыт 2. Получение летучего основания из соли

К 1 мл раствора хлорида аммония прилейте 0,5 мл раствора гидроксида натрия и содержимое пробирки нагрейте. Над пробиркой поместите полоску лакмусовой бумаги, смоченной дистиллированной водой. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 3. Получение комплексного катиона

К 1 мл раствора сульфата меди прибавьте такой же объем раствора едкого натра. Наблюдайте образование осадка голубого цвета.

К образованному осадку по каплям добавьте раствор аммиака до полного его растворения. Образование аммиака меди, содержащего комплексный катион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, выразите уравнение реакции. *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 4. Получение комплексного аниона

К 0,5 мл раствора нитрата ртути (II) прибавьте 2-3 капли раствора иодида калия. Наблюдайте образование ярко-оранжевого осадка иодида ртути. Продолжайте добавление раствора иодида калия до полного растворения осадка и обесцвечивания раствора. Получающийся бесцветный раствор свидетельствует об образовании комплексного аниона $[\text{HgI}_4]^{2-}$. *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 5. Реакция окрашивания пламени

Платиновую или нихромовую проволоку очистите неоднократным смачиванием в концентрированной соляной кислоте и прокалите в пламени горелки до тех пор, пока пламя не перестанет окрашиваться. Очищенной проволокой подцепите кристалл предложенной соли и внесите в основание пламени спиртовки, а затем переведите в часть пламени с наивысшей температурой. Наблюдайте окрашивание пламени. *Сделайте вывод.*

Опыт 6. Обнаружение катиона серебра Ag^+

В пробирку внесите 2 мл раствора нитрата серебра и прилейте каплю раствора хлорида натрия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 7. Обнаружение ионов железа (II) Fe^{2+}

Поместите в пробирку 3 капли хлорида железа (II) и прилейте 2-3 капли гексациано-феррата (III) калия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 8. Открытие катионов железа (III) Fe^{3+}

Поместите в пробирку 3 капли соли хлорида железа (III), подкислите раствор 1-2 каплями соляной кислоты и прибавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 9. Обнаружение хлорид ионов Cl^-

К 2 мл раствора хлорида натрия добавьте 3 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

Опыт 10. Обнаружение карбонат ионов CO_3^{2-}

В пробирку поместите 1 мл раствора карбоната натрия, прилейте 2 мл раствор соляной кислоты и быстро закройте пробирку пробкой, в которую вставлена отводная

трубка. Другой конец этой трубки опустите в пробирку, в которую налита известковая вода. Что наблюдаете? *Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.*

2.3 Лабораторная работа №3 (2 часа).

Тема: «Стехиометрические законы »

2.2.1 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

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

Относительную молекулярную массу M_r можно рассчитать, сложив относительные атомные массы A_r элементов, из которых состоит молекула, с учетом числа атомов, входящих в молекулу. $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$. 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 12г ^{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.

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

Молярная масса вещества (в г/моль) численно равна относительной атомной или молекулярной массе этого вещества. $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$.

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

- *Закон сохранения массы веществ*

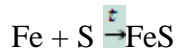
Этот закон открыт в 1756 г. русским ученым М.В. Ломоносовым.

« 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.



56г 32г → 88 г./ сократим на 8.

7г : 4г → 11г.

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: H₂O вода, CO₂ углекислый газ и т.д. состав веществ определяется экспериментально.

- *Закон Авогадро*. Открыт итальянским ученым Авогадро.

«в равных объемах любых газов при одинаковых внешних условиях (температуре и давлении) 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° С или 273° К и P = 101,325 кПа) занимает объем 22,4 л.»

Постоянная $V_m^0 = 22,4$ 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.

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

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

D – относительная плотность одного газа по второму. При расчетах чаще всего пользуются относительными плотностями газов по водороду D_{H2} и по воздуху D_{воздуха}, их определяют экспериментально и по ним вычисляют относительную молекулярную массу газа.

2.4 Лабораторная работа №4 (2 часа).

Тема: «Энергетика и направление химических процессов»

2.4.1 Цель работы: изучить основы химической термодинамики.

2.4.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть понятие «тепловые эффекты химических реакций».
2. Изучить закон Гесса и следствия из него.
3. Определить теплоту нейтрализации гидроксида натрия
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.4.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Химический стакан с теплоизоляцией (термостат), сухой стакан на 100 мл, термометр, 2 цилиндра на 50 мл, 1 н растворы едкого натра и соляной кислоты, . колориметр, мерный цилиндр, дистиллированная вода, термостат, термометр, электронные весы, порошок или стружка алюминия, однонормальные растворы кислоты и щелочи, оксид кальция.

2.4.4 Описание (ход) работы:

.Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра с помощью горячей воды

1. Записать температуру калориметра (T_1). 2. С помощью мерного цилиндра набрать в стакан 100 мл воды, нагретой до 50–60 °С, температуру измерить с точностью до десятых долей градуса и записать (T_2). Быстро вылить нагретую воду во внутренний стакан калориметра. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру воды в калориметре и показания термометра заносить в таблицу. В ходе измерений наблюдается три периода: 1) температура в калориметре быстро уменьшается (нагревается внутренний стакан калориметра); 2) температура стабилизируется (наступает тепловое равновесие); 3) температура медленно уменьшается (за счет рассеивания тепла). Для расчетов теплоемкости брать температуру второго периода, остающуюся постоянной в течение 2–3 мин. Эту температуру назовём равновесной и обозначим символом θ (греч. «тэта»). Количество тепла, сообщенное калориметру нагретой водой, определяется по уравнению $Q = C m (T - \theta)$

Опыт 2. Определение теплоты реакции гашения извести

Реакцией гашения извести называется взаимодействие оксида кальция с водой, которое сопровождается выделением тепла и описывается уравнением $\text{CaO(к)} + \text{H}_2\text{O(ж)} = \text{Ca(OH)}_2\text{(к)}$

1. Во внутренний стакан калориметра налить 100 мл воды, выдержанной в комнате, температуру воды записать (T). 2. На теххимических или электронных весах взять навеску оксида кальция от 5 до 10 г. 3. Всыпать оксид кальция в калориметр. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру и записывать её в таблицу, такую же, как в опыте 1. В ходе опыта наблюдается три периода: 1) температура повышается, так как идет экзотермическая реакция; 2) температура на некоторое время стабилизируется; 3) температура понижается из-за рассеивания тепла. Для вычисления брать температуру второго периода. Ход вычислений. 1. Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре по формуле $Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (\theta - T)$, где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная); θ – температура второго периода. 2. Исходя из молярной массы и навески оксида кальция, пересчитать полученный результат на тепловой эффект реакции, обозначив его $\Delta H_0 \text{ оп}$ («дельта аш нулевое опытное») и выразив его в кДж/моль. 3. Исходя из энтальпии образования оксида кальция (–635,5 кДж/моль), воды (–285,3 кДж/моль) и гидроксида кальция (–986,6 кДж/моль), вычислить теоретическое значение теплового эффекта реакции $\Delta H_0 \text{ теор}$. 4. Вычислить погрешность опыта (в %) В выводе указать на возможные причины погрешности.

Опыт 3. Определение теплоты реакции нейтрализации

Реакцией нейтрализации называется взаимодействие сильных кислот со щелочами, которое описывается одним и тем же ионным уравнением образования воды. Например: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. По этой причине теплота нейтрализации не зависит от состава кислот и щелочей и всегда равна одной и той же величине –57,2 кДж/моль.

1. Получить у лаборанта однонормальные растворы кислоты и щелочи, выдержанные при комнатной температуре; температуру (T) записать. 2. Отмерить мерным цилиндром 50 мл кислоты и налить ее в калориметр. 3. Отмерить с помощью другого мерного цилиндра 50 мл раствора щелочи, влить его через воронку в кислоту и перемешать. Наблюдать изменение температуры и записывать её значения в таблицу, такую же, как в опытах 1 и 2. В ходе опыта наблюдается три периода: 1) температура повышается, так как идет экзотермическая реакция нейтрализации; 2) температура стабилизируется и некоторое время остается постоянной; 3) температура понижается из-за рассеивания тепла. Для вычисления брать температуру второго периода, обозначив её θ . Ход вычислений. 1. Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре, по формуле $Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (\theta - T)$, где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная). 2. Вычислить количество (моль) кислоты и щелочи, взятых для опыта, и количество образующейся воды. 3. Вычислить энтальпию нейтрализации в кДж/моль. 4. Определить погрешность опыта. В выводе указать на возможные причины погрешности.

Опыт 4. Определение теплоты реакции алюминия с соляной кислотой

Взять навеску порошка или стружек алюминия массой около 0,5 г. 2. Во внутренний стакан калориметра осторожно налить 100 мл одномолярного раствора соляной кислоты и всыпать в него навеску алюминия при постоянном перемешивании раствора. 3. Наблюдать протекание реакции, записывая в таблицу, такую же, как в опытах 1–3, значение температуры раствора. 4. По значению максимальной (равновесной) температуры вычислить количество выделившегося тепла и рассчитать опытное значение теплового эффекта реакции ΔH оп. 5. По уравнению реакции $2\text{Al(к)} + 6\text{HCl(р)} = 2\text{AlCl}_3\text{(р)} + 3\text{H}_2\text{(г)}$ вычислить теоретическое значение теплового эффекта этой реакции по энтальпиям образования HCl(р) (–167,5 кДж/моль) и $\text{AlCl}_3\text{(р)}$ (–672,3 кДж/моль). 6. Определить погрешность опыта и в отчете указать на возможные причины погрешности Составляем пропорцию:

25 мл раствора NaOH – Q ДЖ

1000 мл раствора NaOH – x ДЖ, где x – и есть теплота нейтрализации

Опыт5. Определение теплоты нейтрализации

Налить в сухой стакан 25 мл 1н раствора щелочи, опустить в него термометр и поставить в стакан с теплоизоляцией. Через 10 – 15 минут замерить температуру раствора NaOH.

Отмерить цилиндром 25 мл 1н раствора соляной кислоты и быстро вылить его в раствор щелочи. Осторожно помешивая термометром, замерить максимальную температуру раствора.

Принимая удельную теплоемкость раствора равной 1, плотность раствора равной $1/\text{см}^3$, рассчитывают количество теплоты, выделенное при реакции.

Чтобы рассчитать теплоту нейтрализации, нужно рассчитать количество теплоты, которое выделится при нейтрализации 1 л раствора щелочи. Раствор NaOH однонормальный. Это значит, что 1 эквивалентная масса щелочи содержится в 1 л этого раствора.

2.5 Лабораторная работа №5 (2 часа).

Тема: «Химическая кинетика. Катализ »

2.5.1 Цель работы: изучить основы химической кинетики

2.5.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть понятие «химической кинетики» и «скорость химической реакций»
2. Изучить факторы, влияющие на скорость реакции.
3. Рассмотреть закон действия масс: формулировка, математическое выражение.
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.5.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

штативы с пробирками, секундомер, спиртовка, 2 н. раствор H_2SO_4 , 2 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 2 н. раствор NaOH, 2 н. раствор NH_4Cl , 0,1 н. раствор KMnO_4 , кристаллический KNO_3 , гранулы цинка, порошок MnO_2 , 3% раствор H_2O_2 , лучинки.

2.5.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Влияние концентрации на скорость химической реакции.

Заполнить 3 пробирки согласно табличным данным:

Раствор	1	2	3
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	2 мл	4 мл	6 мл
H_2O	4 мл	2 мл	-
H_2SO_4	2 мл	2 мл	2 мл
Время помутнения раствора			

Вначале во все пробирки наливают тиосульфат натрия, затем воду и в последнюю очередь серную кислоту. В момент добавления серной кислоты пускают секундомер и засекают время до появления первых признаков помутнения. Данные заносят в таблицу.

Сравнив время помутнения раствора в каждой пробирке, сделать вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.



Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

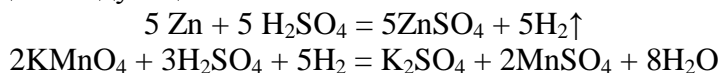
К 1 мл раствора хлорида аммония прибавить 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Запах аммиака чувствуется слегка. Нагреть содержимое пробирки на спиртовке - чувствуется сильный запах аммиака.

Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Сделать вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

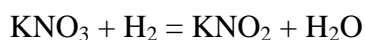
Опыт 3. Гомогенный катализ.

В три пробирки налить по 2 мл раствора серной кислоты и по 2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку насыпать несколько крупинок нитрата калия, затем в первую и во вторую пробирки прибавить по три кусочка гранулированного цинка. Третья пробирка служит эталоном исходной окраски раствора. Нитрат калия служит катализатором.

Механизм реакции следующий:



Водород, выделяющийся из кислоты, восстанавливает перманганат калия. Нитрат калия играет роль катализатора. Здесь имеет место образование промежуточного продукта по схеме:



KNO_2 восстанавливает перманганат калия, а сам окисляется до KNO_3 . (Катализатор остается без существенных изменений). Чтобы убедиться, что нитрит калия восстанавливает перманганат, добавьте в третью пробирку несколько крупинок KNO_2 . Окраска раствора почти моментально исчезает.

Опыт 4. Гетерогенный катализ.

В пробирку налить 1 мл раствора пероксида водорода и внести тлеющую лучинку. Что наблюдается? Затем прибавить несколько крупинок порошка оксида марганца (IV) и вновь внести лучинку. С помощью тлеющей лучинки убедиться, что выделяется кислород.

Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. Объяснить роль оксида марганца (IV).

2.6 Лабораторная работа №6 (2 часа).

Тема: «Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия»

2.6.1 Цель работы: изучить процесс химического равновесия

2.6.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть условия необратимости реакций
2. Изучить факторы, влияющие на смещение равновесия.
3. Рассмотреть принцип Ле Шателье
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.6.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

2 н. растворы ацетата свинца, сульфата натрия, соляная кислота, серная кислота, уксусная кислота, ацетат натрия, гидроксид аммония, хлорид аммония, фенолфталеин, метиловый оранжевый, кусочки мрамора, стеклянные палочки, пробирки.

2.6.4 Описание (ход) работы

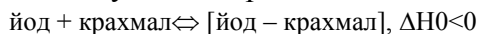
Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия.

В результате обратимой реакции $\text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KCl} \rightleftharpoons \text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN}$ образуется интенсивно окрашенное в красный цвет вещество роданид железа(III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Поскольку интенсивность окраски раствора зависит от концентрации окрашенного вещества, то судить о смещении равновесия в данной системе можно по изменению интенсивности окраски раствора

а) Налить почти полную пробирку дистиллированной воды и добавить в нее по 1-2 капли концентрированных растворов хлорида железа(III) FeCl_3 и роданида калия KSCN . Раствор перемешать и затем разлить содержимое в четыре пробирки. Первую пробирку оставить для сравнения, во вторую прибавить 2-3 капли хлорида железа (III) FeCl_3 , в третью 2-3 капли роданида калия KSCN , а в четвертую - несколько кристалликов хлорида калия KCl . Пробирки встряхнуть несколько раз. Сравнить интенсивность окрасок раствора во 2-й, 3-й и 4-й пробирках с окраской первой (контрольной) пробирки. Определить, в какой пробирке и в каком направлении прошло смещение химического равновесия. Как изменится в каждом отдельном случае концентрация компонентов равновесной системы: 1) роданида железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ 2) хлорида железа (III) FeCl_3 3) роданида калия KSCN , по сравнению с их концентрациями при установлении первоначального равновесия. Написать выражение константы равновесия. Объяснить влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

б) Налить половину пробирки дистиллированной воды, добавить 2-3 капли гидроксида аммония NH_4OH и 2 капли фенолфталеина. Раствор перемешать. Отметить цвет раствора. Наличие, каких ионов придает раствору окрашивание? Написать выражение константы диссоциации слабого электролита NH_4OH . Разлить содержимое на две части. Первую пробирку оставить в качестве эталона, а к содержимому второй пробирки добавить несколько кристалликов хлорида аммония NH_4Cl . Отметить изменение цвета раствора. Написать уравнение диссоциации NH_4Cl . За счет каких ионов происходит смещение равновесия в данной системе, в каком направлении?

Опыт 2. Влияние температуры на состояние химического равновесия При взаимодействии йода с крахмалом образуется йод-крахмальное соединение сложного состава, имеющее синюю окраску. Реакция сопровождается выделением тепла. Равновесие данной системы можно условно представить схемой:



В пробирку налейте 10 капель дистиллированной воды, 2-3 капли раствора йода и добавьте 2-3 капли крахмала. Отметьте появление синей окраски. Пробирку нагрейте до кипения. Наблюдайте изменение окраски раствора. Затем пробирку охладите водой из-под крана. Наблюдайте вновь появление синей окраски.

2.7 Лабораторная работа №7(2 часа).

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

2.7.1 Цель работы: изучить способы выражения концентрации растворов

2.7.2 Задачи 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

2.7.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Раствор гидроксида натрия, мерные колбы

2.7.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1 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 объемом 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 объемом 250 мл. 3. Мерным цилиндром или бюреткой отмерить необходимый объем раствора щелочи. 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.

2.8 Лабораторная работа №8 (2 часа).

Тема: «Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения»

2.8.1 Цель работы: изучить теорию электролитической диссоциации

2.8.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть основные положения ТЭД.
2. Изучить механизм диссоциации.
3. Рассмотреть такие понятия как «сила электролитов» и «степень диссоциации, константа диссоциации».
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.8.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

2 н. растворы ацетата свинца, сульфата натрия, соляная кислота, серная кислота, уксусная кислота, ацетат натрия, гидроксид аммония, хлорид аммония, фенолфталеин, метиловый оранжевый, кусочки мрамора, стеклянные палочки, пробирки.

2.8.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение малорастворимых солей.

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора ацетата свинца. В первую – добавить несколько капель серной кислоты, во вторую – сульфат натрия.

Какой осадок выпадает в том и другом случае? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 2. Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором.

В одну пробирку 1 мл раствора соляной кислоты, в другую – столько же раствора уксусной кислоты. В каждую бросить по кусочку мрамора. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет более энергично? Почему? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, сделать вывод о силе исследуемых кислот.

Опыт 3. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.

В две пробирки налить по 2 мл уксусной кислоты и добавить по одной капле метилоранжа. Отметить окраску индикатора. В одну пробирку внести несколько кристалликов ацетата натрия и перемешать стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в другой пробирке. Объяснить смещение равновесия диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия.

Опыт 4. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания.

В две пробирки налить по 2 мл раствора аммиака и добавить по одной капле фенолфталеина. Отметить окраску индикатора. В одну пробирку добавить несколько кристалликов хлорида аммония и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в другой пробирке. Объяснить смещение равновесия диссоциации основания при добавлении к ней хлорида аммония.

2.9 Лабораторная работа № 9 (2 часа).

Тема: «Ионное произведение воды. pH. Методы определения pH»

2.9.1 Цель работы: изучить ионное произведение воды, водородный показатель и гидролиз солей

2.9.2 Задачи работы:

1. Определить характер среды раствора с помощью универсального индикатора
2. Рассмотреть характеристику реакции среды с помощью водородного показателя
3. Изучить основы колориметрического определения pH
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.9.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Растворы гидроксида натрия, кислоты серной и хлорида натрия, универсальный индикатор, пробирки, спиртовки; индикаторы: фенолфталеин, метилоранж, лакмус; 1 н. растворы солей: сульфата натрия, карбоната натрия, ацетата натрия, сульфата алюминия, гидрокарбоната натрия, хлорида аммония, хлорида цинка, хлорида железа (III), хлорида олова (II), хлорида висмута (III), концентрированный раствор соляной кислоты

2.9.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Изменение реакции среды при гидролизе солей

Налить в 5 пробирок по 2 мл растворов солей сульфата натрия, карбоната натрия, сульфата алюминия, ацетата натрия, дистиллированной воды. Добавить по 1 мл раствора лакмуса в дистиллированной воде. Отметить для каждого случая цвет индикатора. Какие соли подвергаются гидролизу.

Составить уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах. Объяснить, чем обусловлена реакция среды в каждом случае

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз.

В пробирку налить 3 мл раствора ацетата натрия, прибавить 3 капли раствора фенолфталеина. Нагреть почти до кипения, отметить изменение окраски раствора. Как влияет температура на гидролиз? Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах

Опыт 3. Смещение равновесия гидролиза. Налить в пробирку 3 мл хлорида висмута и прибавлять по каплям воду. Выпадает осадок гидроксохлорида висмута. При подкислении раствора концентрированной соляной кислотой осадок растворяется и вновь выпадает при повторном разбавлении водой. Написать уравнения происходящих реакций

Опыт 4. С помощью универсального индикатора определите в трех пронумерованных пробирках водные растворы гидроксида натрия, кислоты серной и хлорида натрия.

2.10 Лабораторная работа №10 (2 часа).

Тема: «Гидролиз солей»

2.10.1 Цель работы: изучить гидролиз солей

2.10.2 Задачи работы:

1. Изучить типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону)
2. Рассмотреть Ионные уравнения гидролиза
3. Рассмотреть константу и степень гидролиза
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.10.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Пробирки, растворы KI (0,1 н.), FeCl₃ (0,5 н.), H₂O₂ (3%), H₂SO₄ разбавленная, KMnO₄ (0,5 н.), NaOH (2 н.), Na₂SO₃ (2 н.), крахмал.

2.10.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Реакций среды в растворах различных солей

В пять пробирок до 1/3 их объема налить нейтральный раствор лакмуса. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по одному микрошпателью кристаллов следующих солей: в первую – хлорида алюминия, во вторую – карбоната натрия, в третью – хлорида калия, в четвертую – ацетата аммония.

По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли. Полученные результаты внести в таблицу.

Таблица

Реакция среды в растворах солей

№ пробирки	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	РН раствора pH<7 pH=7 pH>7

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза и указать вид гидролиза каждой соли (простой или ступенчатый).

В случае ступенчатого гидролиза написать уравнение реакции только для первой ступени, так как практически в достаточно концентрированных растворах последующие ступени протекают очень слабо.

Опыт 2. Случаи полного (необратимого) гидролиза солей.

В две пробирки внести по 6-8 капель раствора хлорида алюминия. В одну пробирку добавить такой же объем раствора сульфида натрия, в другую – раствора карбоната натрия. Отметить выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков диоксида углерода во второй. В обоих случаях в осадок выпадает гидроксид алюминия.

Написать уравнения реакций, которые привели к образованию гидроксида алюминия. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия.

Опыт 3. Влияние температуры на степень гидролиза соли

В два стакана налить 1 М раствор ацетата натрия. Один стакан нагреть почти до кипения раствора. Затем в оба стакана капнуть по 3-5 капель фенолфталеина. Окраска появляется в стакане с горячим раствором, это указывает на усиление гидролиза при нагревании.

2.11. Лабораторная работа № 11 (2 часа)

Тема: Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования

2.11.1. Цель работы: Ознакомиться с основными приемами титрования и расчетами в титриметрическом анализе.

2.11.2. Задачи работы:

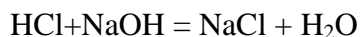
1. Дать понятие кислотно-основному методу титрования.
2. Научиться подбирать индикаторы в методе кислотно-основного титрования.
3. Научиться рассчитывать концентрацию и титр исследуемого раствора.

2.11.3. Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. 0,1н раствор HCl
2. 0,1н раствор NaOH
3. 0,1н раствор $H_2C_2O_4$
4. фенолфталеин, метиловый оранжевый
5. пипетки
6. колбы для титрования

2.11.4. Описание (ход) работы:

Опыт. Определение содержания соляной кислоты в растворе



1. Стандартизация рабочего раствора щелочи (NaOH) по щавелевой кислоте
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

1.1. Бюретку для титрования заполнить рабочим раствором щелочи (NaOH), предварительно ополоснув ее этим раствором.

1.2. В колбу для титрования емкостью 50-100 см³ пипеткой отмерить 10 см³ стандартного раствора щавелевой кислоты и 1-2 капли индикатора фенолфталеина.

1.3. Оттитровать раствор щавелевой кислоты рабочим раствором щелочи до бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титровать 3 раза. Рассчитать среднее значение объема щелочи, а затем молярную концентрацию эквивалента (нормальность) щелочи, титр и коэффициент поправки. Если два результата совпали, можно ограничиться двумя титрованиями. Расхождение между параллельными определениями должно быть не более 0,2 см³.

2. Определение концентрации соляной кислоты в растворе.

2.1. Бюретку для титрования заполнить рабочим раствором щелочи (NaOH), предварительно ополоснув ее этим раствором.

2.2. В колбу для титрования емкостью 50-100 см³ пипеткой отмерить 10 см³ исследуемого раствора соляной кислоты и добавить 1-2 капли индикатора фенолфталеина.

2.3. Оттитровать исследуемый раствор кислоты рабочим раствором щелочи до бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титровать 3 раза. Рассчитать среднее значение объема щелочи, а затем молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты и ее массу в 1 дм³ исследуемого раствора

2.12 Лабораторная работа №12 (2 часа).

Тема: «Строение атома и периодический закон »

2.12.1 Цель работы: изучить строение атома

2.12.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть элементарные частицы, их заряды, массовые числа

2. Закрепить знания о таких понятиях как «Атомное ядро», «Изотопы, изобары, изотоны»

3. Познакомится с теорией волнового дуализма электрона

4. Научиться составлять электронные формулы элементов

2.12.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая таблица Д.И.Менделеева

2.12.4 Описание (ход) работы:

В Периодической системе Д. И. Менделеева (табл. П.4) представлены все известные элементы. Она состоит из семи периодов (1–3 – малые, 4–7 – большие), 8 групп. Каждая группа разделена на главную и побочную подгруппы. Главная подгруппа содержит элементы малых и больших периодов, а побочная – только больших.

Пример 1. Укажите в Периодической системе Д.И. Менделеева положение (номер периода, номер группы, главная или побочная подгруппа) атома элемента с зарядом ядра 85.

Решение. Элемент (₈₅At) находится в 6-м периоде, 7-й группе, главной подгруппе.

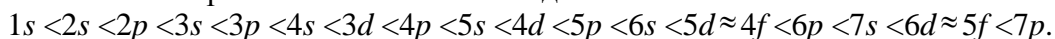
Атомы элементов состоят из положительно заряженного ядра (протонов и нейтронов) и электронов. Количество электронов равно порядковому номеру элемента. Состояние электрона в атоме характеризуется квантовыми числами n , l , m_l и m_s , которые называются соответственно *главное*, *орбитальное*, *магнитное* и *спиновое*.

Порядок заполнения орбиталей электронами определяется следующими правилами В. Клечковского:

- заполнение происходит в порядке увеличения суммы ($n + l$);
- при одинаковых значениях этой суммы в первую очередь заполняется

подуровень с меньшим значением главного квантового числа n .

Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах имеет вид



Пример 2. Используя правила Клечковского, рассчитайте, какой подуровень раньше заполняется электронами 4р или 5s.

Решение. Для 4р-подуровня $\Sigma n + 1 = 4 + 1 = 5$; для 5s-подуровня $\Sigma n + 1 = 5 + 0 = 5$. Так как сумма одинакова, то в первую очередь заполняется подуровень с меньшим значением n , т. е. 4р.

Пример 3. По распределению валентных электронов – $3d^5 4s^2$ определите, какой это элемент, укажите его символ и напишите полную электронную формулу.

Решение. Значению главного квантового числа последнего энергетического уровня соответствует номер периода, следовательно, элемент находится в 4-м периоде. Сумма валентных электронов показывает номер группы, в которой находится элемент, в данном случае номер группы 7. Так как валентные электроны находятся на d-подуровне, то это элемент побочной подгруппы: ${}_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Пример 4. Напишите полную электронную формулу атома элемента с зарядом ядра 22.

Решение. ${}_{22}\text{Ti } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.

Пример 5. Напишите полные электронные формулы ионов F^- , Sn^{2+} .

Решение. При образовании отрицательно заряженного иона нейтральный атом элемента принимает электроны: $\text{F}^0 + 1\bar{e} = \text{F}^-$; электронная формула иона ${}_{9}\text{F}^- 1s^2 2s^2 2p^6$. Положительно заряженный ион получается, когда нейтральный атом элемента отдает электроны: $\text{Sn}^0 - 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$; электронная формула иона ${}_{50}\text{Sn}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^0$.

Упражнения

1. Не пользуясь периодической системой, определите, в какой группе и в каком периоде находится элемент с порядковым номером 49.

2. Покажите распределение электронов по энергетическим уровням в атомах азота, титана, галлия, цезия, вольфрама.

3. Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 13, 27 и 56. К каким типам элементов с точки зрения строения атома они относятся?

4. Напишите электронные формулы ионов: Na^+ , Cl^- , Fe^{2+} , S^{2-} , Bi^{3+} .

5. Элементы какой группы периодической системы имеют электронное строение внешнего энергетического уровня $s^2 p^5$

2.13 Лабораторная работа №11 (2 часа).

Тема: «Строение атома и периодический закон »

2.13.1 Цель работы: изучить строение атома

2.13.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть элементарные частицы, их заряды, массовые числа

2. Закрепить знания о таких понятиях как «Атомное ядро», «Изотопы, изобары, изотоны»

3. Познакомится с теорией волнового дуализма электрона

4. Научиться составлять электронные формулы элементов

2.13.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая таблица Д.И.Менделеева

2.13.4 Описание (ход) работы:

В Периодической системе Д. И. Менделеева (табл. П.4) представлены все известные элементы. Она состоит из семи периодов (1–3 – малые, 4–7 – большие), 8 групп. Каждая группа разделена на главную и побочную подгруппы. Главная подгруппа содержит элементы малых и больших периодов, а побочная – только больших.

Пример 1. Укажите в Периодической системе Д.И. Менделеева положение (номер периода, номер группы, главная или побочная подгруппа) атома элемента с зарядом ядра 85.

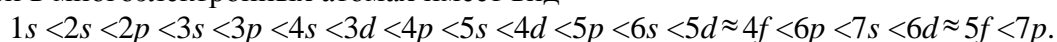
Решение. Элемент ($_{85}\text{At}$) находится в 6-м периоде, 7-й группе, главной подгруппе.

Атомы элементов состоят из положительно заряженного ядра (протонов и нейтронов) и электронов. Количество электронов равно порядковому номеру элемента. Состояние электрона в атоме характеризуется квантовыми числами n , l , m_l и m_s , которые называются соответственно *главное*, *орбитальное*, *магнитное* и *спиновое*.

Порядок заполнения орбиталей электронами определяется следующими правилами В. Клечковского:

- заполнение происходит в порядке увеличения суммы $(n + l)$;
- при одинаковых значениях этой суммы в первую очередь заполняется подуровень с меньшим значением главного квантового числа n .

Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах имеет вид



Пример 2. Используя правила Клечковского, рассчитайте, какой подуровень раньше заполняется электронами 4p или 5s.

Решение. Для 4p-подуровня $\Sigma n + l = 4 + 1 = 5$; для 5s-подуровня $\Sigma n + l = 5 + 0 = 5$. Так как сумма одинакова, то в первую очередь заполняется подуровень с меньшим значением n , т. е. 4p.

Пример 3. По распределению валентных электронов – $3d^5 4s^2$ определите, какой это элемент, укажите его символ и напишите полную электронную формулу.

Решение. Значению главного квантового числа последнего энергетического уровня соответствует номер периода, следовательно, элемент находится в 4-м периоде. Сумма валентных электронов показывает номер группы, в которой находится элемент, в данном случае номер группы 7. Так как валентные электроны находятся на d-подуровне, то это элемент побочной подгруппы: $_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Пример 4. Напишите полную электронную формулу атома элемента с зарядом ядра 22.

Решение. $_{22}\text{Ti } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.

Пример 5. Напишите полные электронные формулы ионов F^- , Sn^{2+} .

Решение. При образовании отрицательно заряженного иона нейтральный атом элемента принимает электроны: $\text{F}^0 + 1\bar{e} = \text{F}^-$; электронная формула иона $_{9}\text{F}^- 1s^2 2s^2 2p^6$. Положительно заряженный ион получается, когда нейтральный атом элемента отдает электроны: $\text{Sn}^0 - 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$; электронная формула иона $_{50}\text{Sn}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^0$.

Упражнения

1. Не пользуясь периодической системой, определите, в какой группе и в каком периоде находится элемент с порядковым номером 49.

2. Покажите распределение электронов по энергетическим уровням в атомах азота, титана, галлия, цезия, вольфрама.

3. Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 13, 27 и 56. К каким типам элементов с точки зрения строения атома они относятся?

4. Напишите электронные формулы ионов: Na^+ , Cl^- , Fe^{2+} , S^{2-} , Bi^{3+} .

5. Элементы какой группы периодической системы имеют электронное строение внешнего энергетического уровня $s^2 p^5$?

2.14. Лабораторная работа №14 (2 часа).

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительное титрование»

2.14.1 Цель работы: изучить окислительно-восстановительные реакции

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить окислительные свойства иона Fe^{3+} .
2. Рассмотреть окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
3. Рассмотреть влияние среды на окисление-восстановление
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.14.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Пробирки, растворы KI (0,1 н.), FeCl_3 (0,5 н.), H_2O_2 (3%), H_2SO_4 разбавленная, KMnO_4 (0,5 н.), NaOH (2 н.), Na_2SO_3 (2 н.), крахмал.

2.14.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Окислительные свойства иона Fe^{3+} .

К 0,5 мл раствора иодида калия прибавить такой же объем раствора хлорида железа (III), разбавить водой до 3 – 4 мл и добавить несколько капель крахмального клейстера.

Появление синей окраски свидетельствует о наличии в растворе свободного йода.

Написать уравнение реакции методом полуреакций.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку с 0,5 мл раствора иодида калия прибавить такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода. Выделяется свободный йод.

В пробирку с 0,5 мл раствора KMnO_4 прибавить такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода до обесцвечивания. Выделяется газ.

Как доказать наличие свободного йода в первой пробирке? Какой газ выделяется во второй пробирке? Написать уравнения реакций методом полуреакций.

Опыт 3. Влияние среды на окисление-восстановление.

В три пробирки налить по 1 мл раствора перманганата калия. В первую добавить 1 мл серной кислоты, во вторую – 1 мл раствора щелочи, в третью – 1 мл воды. В каждую из этих пробирок добавить по 1 мл сульфита натрия. Какие изменения произошли в пробирках? Записать уравнения реакций.

2.15. Лабораторная работа №15 (2 часа).

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции Окислительно-восстановительное титрование»

2.15.1 Цель работы: изучить окислительно-восстановительные реакции

2.1.2 Задачи работы:

1. Изучить окислительные свойства иона Fe^{3+} .
2. Рассмотреть окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
3. Рассмотреть влияние среды на окисление-восстановление
4. Привить навыки работы с химической посудой; привить навыки работы с литературой и умение формулировать выводы

2.15.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Пробирки, растворы KI (0,1 н.), FeCl_3 (0,5 н.), H_2O_2 (3%), H_2SO_4 разбавленная, KMnO_4 (0,5 н.), NaOH (2 н.), Na_2SO_3 (2 н.), крахмал.

2.15.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Окислительные свойства иона Fe^{3+} .

К 0,5 мл раствора иодида калия прибавить такой же объем раствора хлорида железа (III), разбавить водой до 3 – 4 мл и добавить несколько капель крахмального клейстера.

Появление синей окраски свидетельствует о наличии в растворе свободного йода.

Написать уравнение реакции методом полуреакций.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку с 0,5 мл раствора иодида калия прибавить такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода. Выделяется

свободный йод.

В пробирку с 0,5 мл раствора KMnO_4 прибавить такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода до обесцвечивания. Выделяется газ.

Как доказать наличие свободного йода в первой пробирке? Какой газ выделяется во второй пробирке? Написать уравнения реакций методом полуреакций.

Опыт 3. Влияние среды на окисление-восстановление.

В три пробирки налить по 1 мл раствора перманганата калия. В первую добавить 1 мл серной кислоты, во вторую – 1 мл раствора щелочи, в третью – 1 мл воды. В каждую из этих пробирок добавить по 1 мл сульфита натрия. Какие изменения произошли в пробирках? Записать уравнения реакций.

2.16 Лабораторная работа № 16 (2 часа).

Тема: «Химическая связь. Строение вещества»

2.16.1 Цель работы: изучить теории описывающие химическую связь

2.16.2 Задачи работы:

1. Изучить распределение электронной плотности и изменение энергии при сближении атомов водорода с антипараллельными и параллельными спинами.
2. Закрепить механизм образования донорно-акцепторной ковалентной связи
3. Ознакомить с теорией образования химической связи как формой выигрыша энергии

2.16.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Периодическая система Д.И.Менделеева

2.16.4 Описание (ход) работы:

1. В каких из приведенных веществ химическая связь полярна, а в каких – нет: а) H_2 ; б) H_2O ; в) Cl_2 ; г) HCl ?
2. Какие типы химической связи существуют в следующих веществах: а) LiI ; б) N_2 ; в) BaCl_2 ; г) CH_4 ?
3. Как изменяется прочность химической связи в молекулах следующих веществ: HF , HCl , HBr , HI ?
4. Приведите примеры веществ, которые обладают ионной, атомной и молекулярной кристаллическими решетками. Какое из этих веществ будет иметь самую низкую температуру плавления, какое – самую высокую.
5. Укажите, какие гибридные орбитали используются атомом углерода для связывания с другими атомами в следующих соединениях а) CH_4 , б) C_2H_4 , в) C_2H_2 . Укажите число π связей в каждой молекуле.

2.17. Лабораторная работа № 17 (2 часа)

Тема: «Комплексные соединения. Комплексонометрическое титрование»

2.17.1. Цель работы: Изучить свойства комплексных соединений.

2.17.2. Задачи работы:

1. Дать понятие комплексным соединениям.
2. Рассмотреть строение и номенклатуру комплексных соединений.

2.17.3. Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Растворы сульфата меди, гидроксида натрия, раствор аммиака.
2. Растворы хлорида железа (II), (III),
3. Растворы йодида калия и йодида ртути.

2.17.4.Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение комплексного катиона.

К 1 мл раствора сульфата меди прибавить такой же объем раствора гидроксида натрия. Наблюдать образование осадка голубого цвета.

К образовавшемуся осадку по каплям добавлять раствор аммиака до полного его

растворения. Образуется аммиакат меди, содержащий комплексный катион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ синего цвета. Записать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Получение комплексного аниона.

К 0,5 мл раствора нитрата ртути (II) прибавить 2 – 3 капли раствора йодида калия. Наблюдать образование ярко-оранжевого осадка йодида ртути. Продолжать добавление раствора йодида калия до полного растворения осадка и обесцвечивания раствора. Получающийся бесцветный раствор свидетельствует об образовании комплексного аниона $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

Записать в молекулярной и ионной формах уравнения происходящих реакций.

Опыт 3.

1. Заполнить бюретку для титрования рабочим раствором ЭДТА (трилон Б), предварительно ополоснув ее этим раствором.

2. В колбу для титрования на 250 – 500 см³ пипеткой отмерить 100 см³ водопроводной воды, прибавить 5 см³ аммиачного буферного раствора с pH 8-10 и на конце шпателя 20-30 мг сухой смеси индикатора хромоген черного с хлоридом натрия.

3. Оттитровать воду стандартным раствором ЭДТА до перехода окраски из винно-красной в синюю.

4. Титровать 3 раза, рассчитать средний объем раствора ЭДТА, пошедший на титрование и вычислить общую жесткость воды.

5. Определить тип воды.