

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Кафедра «химии и биотехнологий»**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б1.Б.09 Химия неорганическая и аналитическая

**Направление подготовки 35.03.07 Технология производства и переработки
сельскохозяйственной продукции**

**Профиль подготовки «Хранения и переработка сельскохозяйственной
продукции»**

Форма обучения очная

Оренбург 2016 г.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Конспект лекций	4
1.1 Лекция № 1 Предмет и задачи химии. Основные понятия химии.....	4
1.2 Лекция № 2 Строение атома. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	8
1.3 Лекция № 3 Химическая связь.....	11
1.4 Лекция № 4 Стхиометрия.....	15
1.5 Лекция № 5 Химическая кинетика. Катализ Химическое равновесие....	20
факторы, влияющие на смещение равновесия.....	24
1.6 Лекция № 6 Энергетика и направление химических процессов.....	28
1.7-8 Лекция № 7-8 Растворы. Реакции, протекающие в растворах Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.....	33
1.9 Лекция № 9 Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.....	42
1.10 Лекция № 10 Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH Гидролиз солей.....	48
1.11-12 Лекция № 11-12 Окислительно-восстановительные реакции.....	50
1.13 Лекция № 13 Комплексные соединения.....	52
1.14 Лекция № 14 Классификация ионов на аналитические группы.....	56
Качественные реакции на катионы и анионы.....	58
1.15-16 Лекция № 15-16 Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования. Окислительно-восстановительное титрование. Осадительное титрование и комплексонометрия.....	61
1.17 Лекция № 17 Физико-химические методы анализа.....	67
2. Методические указания по выполнению лабораторных работ	68.
2.1 Лабораторная работа № ЛР-1 Предмет и задачи химии. Основные понятия химии	68
2.2 Лабораторная работа № ЛР-2 Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты.....	69
2.3 Лабораторная работа № ЛР-3 Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства.....	71
2.4 Лабораторная работа № ЛР-4 Строение атома. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	71
2.5 Лабораторная работа № ЛР-5 Химическая связь.....	72
2.6 Лабораторная работа № ЛР-6 Стхиометрия.....	73
2.7 Лабораторная работа № ЛР-7 Химическая кинетика. Катализ Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия.....	73
2.8 Лабораторная работа № ЛР-8 Энергетика и направление химических реакций.....	75
2.9 Лабораторная работа № ЛР-9 Растворы. Реакции, протекающие в растворах Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.....	76
2.10 Лабораторная работа № ЛР-10 Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.....	77

2.11 Лабораторная работа № ЛР-11 Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH Гидролиз солей.....	78
2.12 Лабораторная работа № ЛР-12 Окислительно-восстановительные реакции.....	79
2.13 Лабораторная работа № ЛР-13 Комплексные соединения.....	80
2.14 Лабораторная работа № ЛР-14 Титrimетрический анализ. Осадительное титрование и комплексонометрия.....	81
2.15 Лабораторная работа № ЛР-15 Физико-химические методы анализа....	85
3. Методические указания по проведению практических занятий	88
3.1 3.2Практическое занятие № ПЗ-1-2 Классификация ионов на аналитические группы. Качественные реакции на катионы и анионы .Титrimетрический анализ. Метод кислотно-основного титрования. Окислительно-восстановительное титрование.....	88

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1. 1 Лекция №1(2 часа).

Тема: «Предмет и задачи химии. Основные понятия химии»

1.1.1 Вопросы лекции:

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

1.1.2 Краткое содержание вопросов

1.Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.

Химия – наука о веществах, их свойствах и превращениях

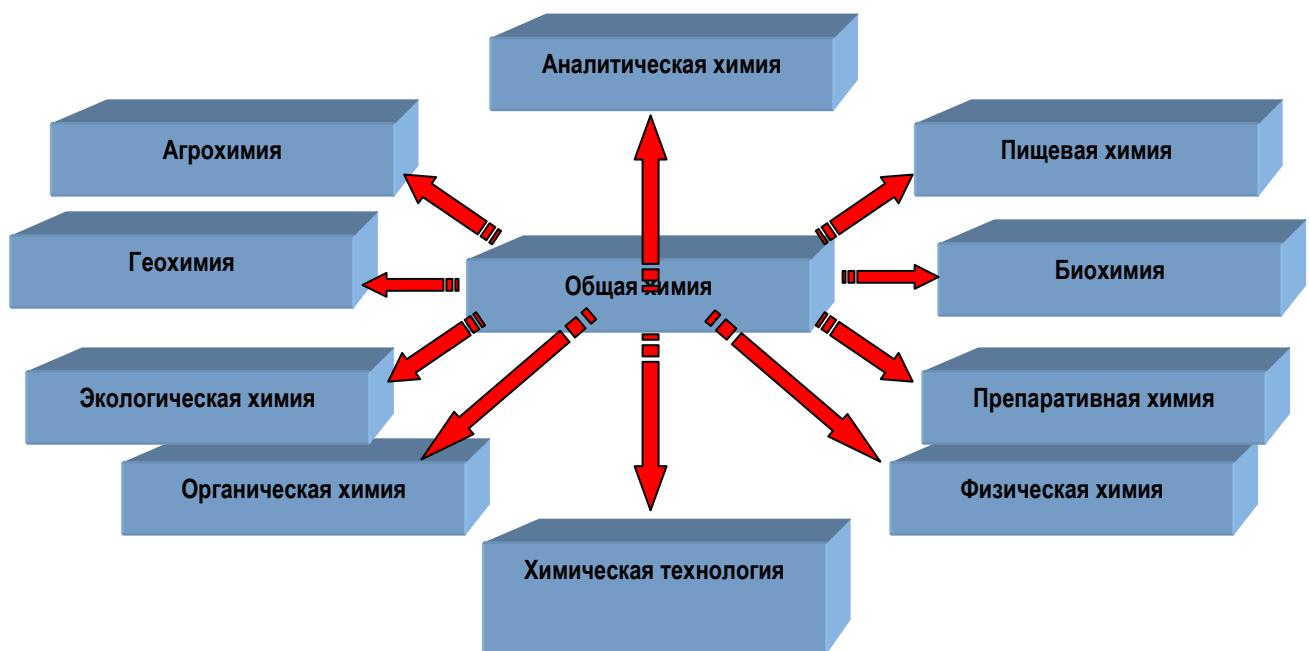
Химия - область науки, которая называется естествознанием. Самое главное, что входит в круг интересов химии - это изучение превращения одних веществ в другие. Для того чтобы осуществить превращение вещества нужно знать состав, свойства, особенности строения веществ. Превращение веществ и сопровождающие их явления – сущность химической формы движения материи, которая определяется взаимодействием электронных оболочек атомов и молекул.

Химия - экспериментальная наука. Она включает в себя научные факты, гипотезы и теории, объясняющие определенный круг явлений. В ходе исследований синтезируются новые вещества, изучаются механизмы химических превращений, производится идентификация веществ и установление их концентраций. Распознавая полученные вещества, выясняется то, каким образом их состав и строение связаны со свойствами и реакционной способностью вещества. Состав веществ и их превращения, описываются формулами и уравнениями реакций. Именно, в формуле вещества заключена информация о составе, структуре, реакционной способности этого вещества. Научиться извлекать эту информацию – важная задача курса общей и неорганической химии.

Современная химия представляет собой систему отдельных научных дисциплин: общей, неорганической, аналитической, органической, физической, колloidной химии, биохимии, геохимии и др.

Следует отметить, что хоть химия, и выдвинута в отдельную область естествознания, она тесно взаимодействует с другими его областями, особенно с физикой и биологией. Химические реакции играют важную роль в физических, биологических, геологических и других процессах. Все в природе взаимосвязано, и изучать природу надо во всем многообразии наблюдаемых явлений. Связь между различными естественными науками очень тесная и на стыке наук возникают новые науки, например ядерная химия, биохимия, физическая химия, геохимия, космохимия. Практически нет области естествознания, где не используются химические знания. Поэтому, недаром химию часто называют вездесущей.

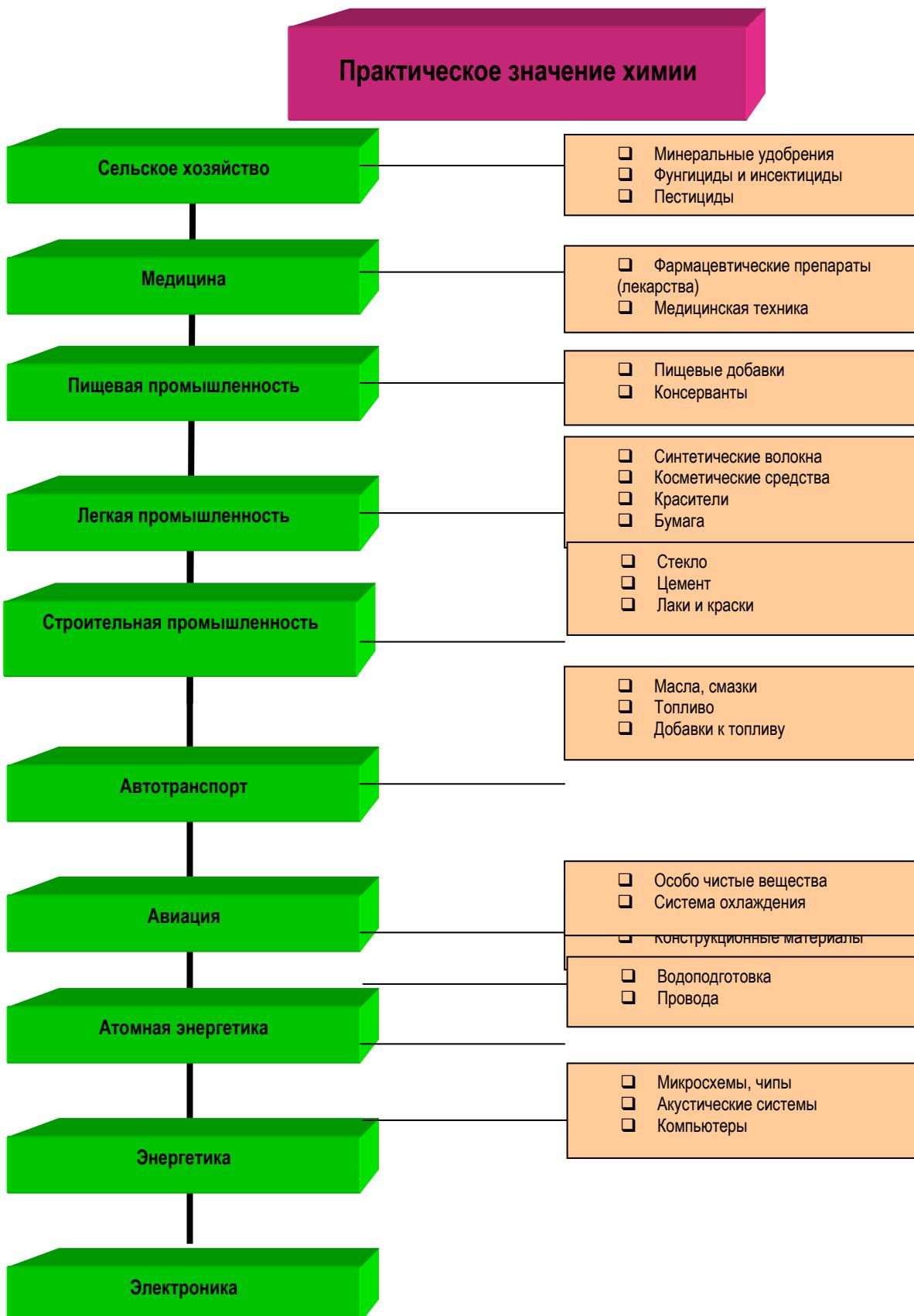
Разделы химии



	Предмет изучения
Общая химия	основы химии, являющиеся общими для всех ее составных частей; сюда относятся: строение веществ, химическая связь, общие свойства веществ, химические реакции веществ.
Неорганическая химия	Элементы и их соединения (за исключением большинства соединений углерода, изучаемых органической химией) со своими свойствами и химическими реакциями
Органическая химия	Соединения углерода (за исключением оксидов углерода, угольной кислоты и карбонатов, карбидов и некоторых других соединений углерода) со своими свойствами и химическими реакциями
Физическая химия	Физические явления и закономерности при протекании химических реакций, влияние физических воздействий на химические реакции Химическая термодинамика, химическая кинетика, электрохимия и др.
Химическая технология, ее процессы и аппараты	Применение химических знаний и техники работы в технически полезных процессах и необходимое для этого аппаратурное оформление
Аналитическая химия	Качественное обнаружение и количественное определение составных частей вещества или смесей веществ, а также выявление структуры веществ
Препартивная химия	Производство веществ
Биохимия	Химические реакции в живых организмах
Геохимия	Химический состав, химические реакции и изменение земной коры
Химия окружающей среды	Влияние химических веществ на окружающую среду, анализ этого влияния и методы его устранения.

2. Химия – одна из фундаментальных наук о природе.

Именно неорганическая химия является теоретическим фундаментом для изучения других дисциплин неорганического и органического цикла.



3. Предмет и задачи химии.

	Предмет изучения
Общая химия	основы химии, являющиеся общими для всех ее составных частей; сюда относятся: строение веществ, химическая связь, общие свойства веществ, химические реакции веществ.
Неорганическая химия	Элементы и их соединения (за исключением большинства соединений углерода, изучаемых органической химией) со своими свойствами и химическими реакциями
Органическая химия	Соединения углерода (за исключением оксидов углерода, угольной кислоты и карбонатов, карбидов и некоторых других соединений углерода) со своими свойствами и химическими реакциями
Физическая химия	Физические явления и закономерности при протекании химических реакций, влияние физических воздействий на химические реакции Химическая термодинамика, химическая кинетика, электрохимия и др.
Химическая технология, ее процессы и аппараты	Применение химических знаний и техники работы в технически полезных процессах и необходимое для этого аппаратурное оформление
Аналитическая химия	Качественное обнаружение и количественное определение составных частей вещества или смесей веществ, а также выявление структуры веществ
Препартивная химия	Производство веществ
Биохимия	Химические реакции в живых организмах
Геохимия	Химический состав, химические реакции и изменение земной коры
Химия окружающей среды	Влияние химических веществ на окружающую среду, анализ этого влияния и методы его устранения.

4. Химическое и сельскохозяйственное производство и проблема охраны биосферы.

Необходимо отметить, что современная химия - это глубокие теоретические исследования процессов и явлений, которые служат основой для создания передовых технологий и новых материалов, развития новых направлений химической науки.

Химические реакции широко используются во многих производственных процессах. Химические процессы протекают при работе установок, машин и приборов. Получение электроэнергии, топлива, металлов, различных материалов, продуктов питания и т.п. непосредственно связано с химическими реакциями. Например, в настоящее время электрическую и механическую энергию получают в основном преобразованием химической энергии природного топлива. В процессе этого преобразования происходят сложные химические реакции: горения, взаимодействия воды и ее примесей с металлами и т.п. Без понимания этих процессов невозможно обеспечить эффективную работу электростанций и двигателей внутреннего сгорания. Велика роль химических процессов и в атомной энергетике, значение которой непрерывно возрастает.

Производство синтетических полимеров и волокон, высокопрочных сталей и антикоррозионных материалов, химических удобрений и средств защиты растений, переработка нефти и газа, создание высокоеффективных лекарственных препаратов, средств защиты и охраны окружающей среды - это конкретное проявление практического применения химической науки.

Производство товаров народного потребления - другое важное направление. Перед химической наукой и промышленностью поставлена задача создания новых синтетических моющих средств с биодобавками, чистящих, kleящих, полирующих, малотоксичных препаратов для борьбы с насекомыми, дезинфицирующих веществ, красителей, композиций материалов для изготовления обуви, тканей, обладающих хорошими гигиеническими свойствами. Только подвергая исходное природное сырье химической переработке, удается получить необходимые для сельского хозяйства удобрения, металлы для промышленности, горюче-смазочные материалы для транспорта, полимеры и пластмассы, лаки краски, лекарственные вещества, моющие средства и д.

Нет ни одной отрасли промышленного производства, не связанной в той или иной степени с применением химии.

1. 2 Лекция №2(2 часа).

Тема: « Строение атома. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Общие сведения о строении атома.
2. Субатомные частицы: электроны, протоны, нейтроны
3. Радиоактивность
4. Модели атома
5. Квантово-механическое описание атома
6. Атомные спектры
7. Квантовые числа
8. Принцип заполнения электронных оболочек
 - Принцип Паули
 - Правило Клечковского,
 - Правило Хунда,
9. Электронные формулы
10. Формулировка периодического закона Д.И. Менделеева
11. Периоды и группы
12. Электронные аналоги
13. Физический смысл периодического закона
14. Периодичность в изменении основных характеристик элемента: атомного и ионного радиусов, потенциала ионизации , сродства к электрону
15. Электроотрицательность

1.2.2 Краткое содержание вопросов

1.Общие сведения о строении атома.

Атом - наименьшая химическая частица вещества, является пределом химической делимости; электронейтральная химическая частица: ядро включает определенное число протонов (+) и нейtronов (0) в электронной оболочке атома - число электронов = числу протонов в ядре

Электронная оболочка атома – эта совокупность элементарных частиц- электронов, каждому из которых присущ корпускулярно-волновой характер.

Масса атома сосредоточена в ядре.

$$\boxed{\text{порядковый номер элемента}} = \boxed{\text{Заряд ядра}} = \boxed{\text{Число электронов}} = \boxed{\text{Число протонов}}$$

2 Субатомные частицы: электроны, протоны, нейтроны

Частица	символ	масса покоя		Заряд Кл
		кг	относительная масса	
протон	p	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007276	$1,602 \cdot 10^{-19}$
нейtron	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,008665	0
электрон	e	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,000549	$1,602 \cdot 10^{-19}$

3 Радиоактивность

Радиоактивностью было названо явление испускания некоторыми элементами излучения, способного проникать через вещества, ионизировать воздух, вызывать почернение фотографических пластинок, обусловленное распадом атомных ядер.

Виды радиоактивности

Название излучения		Поведение в электрическом поле	Проникающая способность
α	ядра гелия	слегка отклоняются	задерживаются бумагой
β	электроны	сильно отклоняются	1мм свинца
γ	электромагнитное излучение	не отклоняются, как и рентгеновские лучи	проходят через 1 см свинца

4. Модели атома

Модель атома Дальтона (1805):

Модель «сливового пудинга» Томсона, 1904 г

Ядерная модель атома Резерфорда, 1911г

Планетарная модель атома Бора, 1913 г

5. Квантово-механическое описание атома

Современная теория строения атома основана на законах, описывающих движение микрочастиц (микрообъектов). Поскольку массы и размеры микрочастиц чрезвычайно малы по сравнению с массами и размерами макроскопических тел, свойства и закономерности движения отдельной микрочастицы качественно отличаются от свойств и закономерностей движения макроскопического тела, уже давно изученных классической физикой. В 20 - годы XX в возник новый раздел физики, описывающий движение и взаимодействие микрочастиц, - квантовая (или волновая) механика. Она основывается на представлении о квантовании энергии, волновом характере движения микрочастиц и вероятности (статистическом) методе описании микрообъектов).

6. Атомные спектры

Совокупность всех переходов электронов в атоме - образуют спектр. Спектр представляет собой разложение излучения на его компоненты.

Для получения спектра используется специальный прибор – спектрометр.

7 Квантовые числа

Главное квантовое число (n)

Орбитальное квантовое число l

Магнитное квантовое число m

Спиновое квантовое число ms

8. Принцип заполнения электронных оболочек

Принцип Паули

- ✓ В атоме не может быть двух электронов, у которых были бы одинаковые все четыре квантовых числа.

Правило Хунда

В данном подуровне электроны стремятся занять энергетические состояния таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

Правило Клечковского

Заполнение энергетических уровней происходит в порядке возрастания суммы главного и побочного квантовых чисел $n + l$,

Если для нескольких орбиталей сумма одинакова, то в первую очередь заполняется та орбиталь, где n наименьшее.

9. Электронные формулы

s семейство	p семейство	d семейство	f семейство
заполняется s-орбиталь последнего энергетического уровня	заполняется p-орбиталь последнего энергетического уровня	достраивается d-орбиталь предпоследнего Энергетического уровня	достраивается f-орбиталь
Электронная конфигурация валентных электронов			
ns ¹⁻²	ns ² p ¹⁻⁶	(n-1)d ¹⁻¹⁰ ns ²⁽¹⁾	(n-1)d ¹ (n-2)f ¹⁻¹⁴ ns ²

${}^3\text{Li}$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^1} \underline{2\text{p}^0}$

${}^4\text{Be}$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^2} \underline{2\text{p}^0}$

${}^4\text{Be}^*$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^1} \underline{2\text{p}^1}$

${}^5\text{B}$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^2} \underline{2\text{p}^1}$

${}^5\text{B}^*$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^1} \underline{2\text{p}^2}$

${}^6\text{C}$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^2} \underline{2\text{p}^2}$

${}^6\text{C}^*$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^1} \underline{2\text{p}^3}$

${}^7\text{N}$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^2} \underline{2\text{p}^3}$

${}^8\text{O}$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^2} \underline{2\text{p}^4}$

${}^9\text{F}$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^2} \underline{2\text{p}^5}$

${}^{10}\text{Ne}$ $1\text{s}^2 \underline{2\text{s}^2} \underline{2\text{p}^6}$

10 Формулировка периодического закона Д.И. Менделеева

Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов

Свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов

11. Периоды и группы

1 период	1 малый период	2 элемента
2 период	2 малый период	8 элементов
3 период	3 малый период	8 элементов
4 период	1 большой период	18 элементов
5 период	2 большой период	18 элементов
6 период	3 большой период	32 элемента
7 период	4 большой период	Не закончен



Группа элементов - вертикальный ряд элементов, у которых однотипная электронная конфигурация атомов и сходные химические свойства

Физический смысл группы

- указывает число валентных электронов,

- показывает максимальное значение положительной степени окисления элементов.

- | |
|---|
| <ul style="list-style-type: none"> ➤ Период - это совокупность элементов, в атомах которых идет достройка одного и того же энергетического уровня. ➤ Номер периода показывает, сколько энергетических уровней заполняется электронами ➤ это максимальное значение главного квантового числа в электронной конфигурации атомов |
|---|

12. Электронные аналоги

Группа объединяет электронные аналоги, - элементы у которых сходна электронная конфигурация.

13. Физический смысл периодического закона

Свойства химических элементов , которые изменяются периодически

- **электронная конфигурация** (распределение электронов по орбиталям)
- конфигурация валентных электронов
- . **атомный радиус**

14. Периодичность в изменении основных характеристик элемента: атомного и ионного радиусов, потенциала ионизации , сродства к электрону

Периодическое изменение свойств элементов

- Свойства простых веществ изменяются от металлических к неметаллическим
- Элементы, за исключением гелия, неона, аргона, образуют водородные и кислородные соединения, физические свойства которых изменяются от твердых к газообразным.
- водородные соединения изменяются от твердых к летучим;
- свойства оксидов и гидроксидов изменяются от основным к кислотным через амфотерные как внутри периода, так и группы.
- В периоде основной характер слева направо оксидов и гидроксидов ослабляется, сменяясь амфотерными. К концу периода усиливаются кислотные свойства.
- Каждый период начинается элементом , оксид и гидроксид которого обладают ярко выраженным основными свойствами, и заканчивается элементом, оксиды и гидроксиды которого при максимальной степени окисления центрального атома - сильные кислоты.
- В каждой главной подгруппе (кроме VIII) сверху вниз усиливается основной характер оксидов и гидроксидов, кислотные же свойства ослабевают

15 Электроотрицательность

Электроотрицательность характеризует способность атома в молекуле притягивать к себе электроны. Впервые понятие электроотрицательности ввел Л Полинг (1932). Он составил широко известную шкалу относительных электроотрицательностей.

Полусумма энергии ионизации и сродства к электрону называется электроотрицательностью (Малли肯).

$$\text{ЭО} = \frac{J + F}{2}$$

1. 3 Лекция №3(2 часа).

Тема: Химическая связь.

1.3.1 Вопросы лекции:

1. Теория химического строения. Типы химической связи.

2. Ковалентная связь. Механизмы образования (обменный и донорно-акцепторный).
3. Свойства ковалентной связи:
 - длина;
 - энергия;
 - насыщаемость;
 - направленность.
4. Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы.
5. Виды ковалентной связи : полярная и неполярная. Электроотрицательность. Поляризация. Полярность молекул.
6. Ионная связь.
7. Металлическая связь

1.3.2 Краткое содержание вопросов

1 Теория химического строения. Типы химической связи.

Химическая связь - сила, удерживающая вместе два или несколько атомов, ионов, молекул или любую комбинацию из них

По своей природе она представляет собой электростатическую силу притяжения между отрицательно заряженными электронами и положительно заряженными ядрами. Величина этой силы притяжения зависит от электронной конфигурации внешней оболочки атомов. Например, благородные газы с трудом образуют химические связи, потому что они имеют устойчивую внешнюю электронную оболочку.

Виды химической связи



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

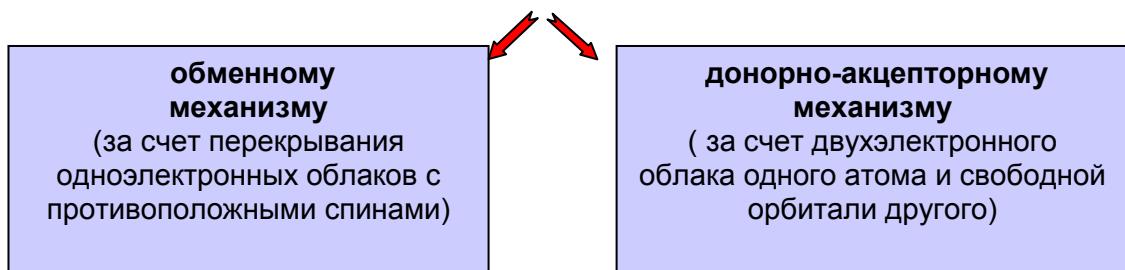
Ковалентная связь - это связь между двумя атомами неметаллов

Характеристика ковалентной связи

Связываются атомы неметаллов (реже металлов)	В электронной оболочке происходит: образование общих электронных пар, заполнение молекулярных орбиталей	Образуются молекулы	Кристаллическая решетка: молекулярная, атомная	Характер вещества: Летучий или нелетучий (макромолекулярный) Алмазоподобный	Примеры. H ₂ , CH ₄ , Алмаз, Si,
--	---	---------------------	--	---	--

Химическая связь называется ковалентной (или атомной), если она образована путем обобществления пары электронов обоими атомами

Ковалентная связь может быть образована по:



3 Свойства ковалентной связи:

Длина связи - это расстояние между ядрами атомов в молекуле, определяемое экспериментально. Химическая связь тем прочнее, чем меньше ее длина.

Энергия связи определяется количеством энергии, которое необходимо для разрыва связи. Измеряется в кДж. С увеличением кратности связи энергия связи увеличивается, а длина уменьшается.

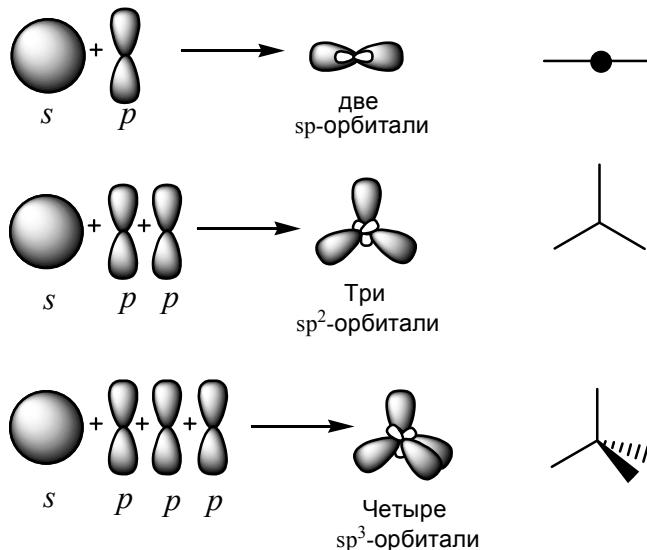
Насыщаемость - это способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Определяет состав и структуру атома.

Направленность ковалентной связи обуславливает пространственную структуру молекул, т. е их геометрию (форму).

4 Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы

Понятие о гибридизации атомных орбиталей (Л.-К. Полинг, 1931) позволяет предсказать геометрическую форму частиц

Очень часто электроны, участвующие в образовании ковалентной связи, находятся в различных состояниях, например, один на s- другой на p- орбиталах. Казалось бы и связи в молекуле по прочности должны быть неравнозначными. Однако опыт показывает, что они равнозначны. Происходит гибридизация: первоначальная форма электронных облаков взаимно изменяется и образуются новые одинаковой формы. Гибридное облако имеет большую вытянутость по одну сторону от ядра, чем по другую. Вследствие этого перекрывания облаков будет более полным и связи, образованные за счет гибридных облаков, более прочны, чем связи, образованные отдельными s- и p-электронами. Гибридизация связана с энергетическим выигрышем за счет образования более прочных связей и более симметричного распределения электронной плотности в молекуле. В гибридизации могут участвовать s-, p-, d- орбитали одного энергетического уровня или s-, p- орбитали с главным квантовым числом n и d-орбитали с главным квантовым числом (n-1)



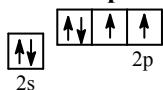
Молекула BeCl₂

Молекула BH₃

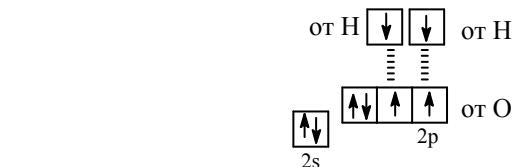
Молекула CH₄

Молекула H₂O

Электронное
атома бора
O 1s²2s²2p⁴

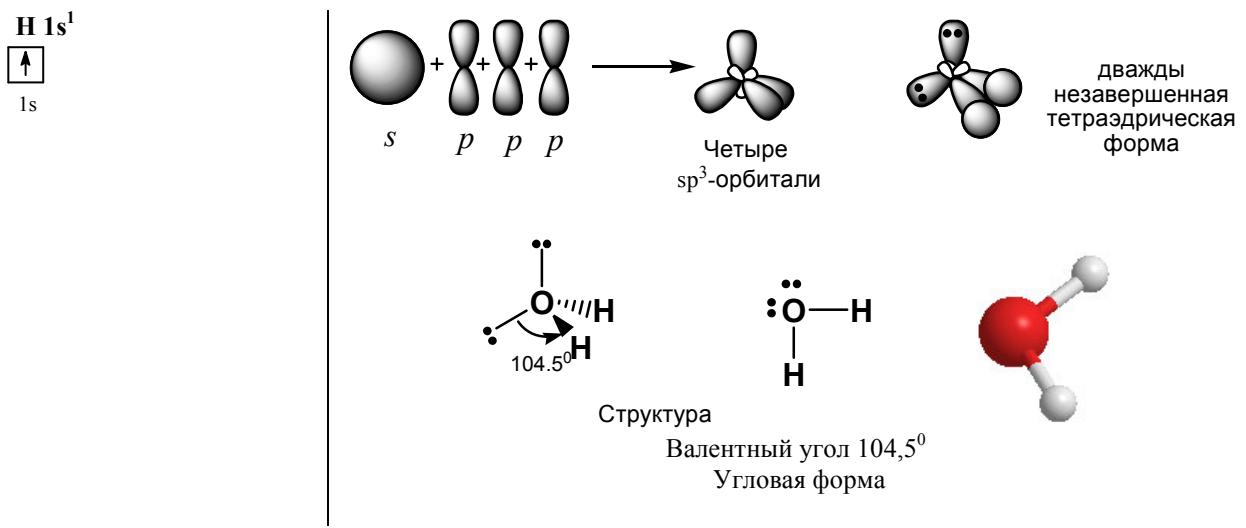


Электронное
атома водорода



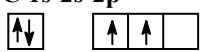
В гибридизации принимают участие все орбитали внешнего энергетического уровня
sp³ – гибридизация

Две обобществляемых электронных пары
Две неподеленные электронные пары

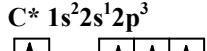


Молекула этилена C₂H₄

Электронное строение атома углерода
 $\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$



$2s$ $2p$

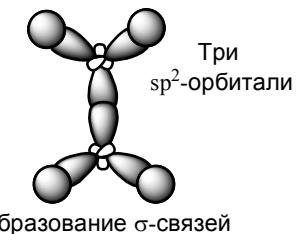
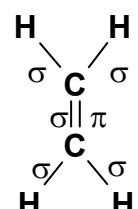
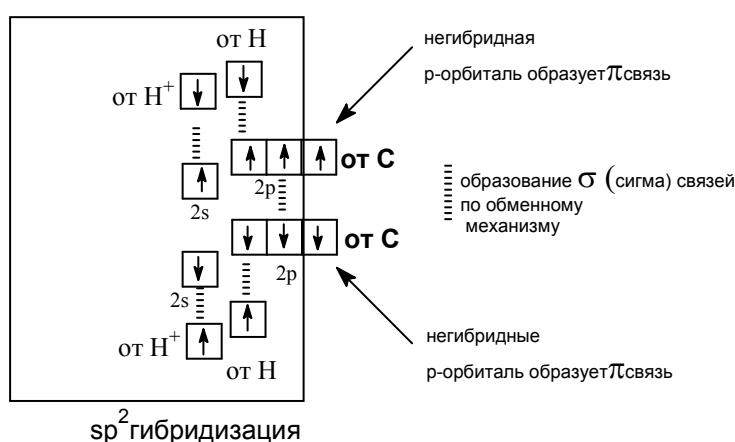


$2s$ $2p$

Электронное строение атома водорода
 $\text{H } 1s^1$



1s



5 Виды ковалентной связи: полярная и неполярная. Электроотрицательность. Поляризация. Полярность молекул.

В зависимости от характера распределения электронной плотности между ядрами молекулы подразделяют на неполярные и полярные.

Распределение электронной плотности в молекулах Cl₂, H₂, Br₂ абсолютно симметрично внутри связывающей молекулярной орбитали, а максимум электронной плотности приходится на середину расстояния между ядрами.

По-другому распределяется электронная плотность в ковалентных связях между атомами элементов, имеющих различную электроотрицательность.

Полярная ковалентная связь образуется между атомами разных элементов с различной относительной электроотрицательностью. В этом случае электронное облако смещается к более электроотрицательному атому. Примером могут служить молекулы летучих неорганических соединений HCl , H_2O , H_2S , NH_3

Атом более электроотрицательного элемента приобретает отрицательный эффективный заряд (обозначается $\delta-$), другой атом – положительный эффективный заряд ($\delta+$).

Полярные молекулы	Неполярные молекулы
HCl ,	Cl_2
H_2O	H_2
H_2S	Br_2
NH_3	CO_2

6 Ионная связь.

Чисто ионной связью называется химически связанное состояние атомов, при котором устойчивое электронное окружение достигается путем полного перехода общей электронной плотности к атому более электроотрицательного элемента.

Химическая связь, в основе которой лежит электростатическое взаимодействие иона, называется ионной.

Ионы – это электрически заряженные частицы, образующиеся из нейтральных атомов или молекул путем отдачи или приема электронов.

7 Металлическая связь.....

Химическая связь в кристаллах с металлической решеткой, осуществляется силами притяжения между положительно заряженными атомными остовами и свободно передвигающимися электронами из внешней электронной оболочки (этим объясняется хорошая электропроводимость и теплопроводность металлов, как и сжатие при прокатке по мере нагревания, пластическая деформируемость, а также блеск металлов).

1. 4 Лекция №4(2 часа).

Тема: «Стехиометрия

1.4.1 Вопросы лекции:

1. Понятие химический элемент. Простое и сложное вещество. Определение относительных атомных и молекулярных масс. Основные положения атомно-молекулярного учения.
2. Количество вещества, моль. Молярная масса.
3. Закон сохранения массы веществ. Расчеты по уравнениям химических реакций.
4. Закон Авогадро. Молярный объем. Определение молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии.
5. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.

1.4.2 Краткое содержание вопросов

1 Понятие химический элемент. Простое и сложное вещество. Определение относительных атомных и молекулярных масс. Основные положения атомно-молекулярного учения.

Вещество – химическая форма существования материальных объектов

Вещество - любая совокупность атомов и молекул, находящаяся в определенном агрегатном состоянии. Каждое вещество обладает определенными свойствами

Молекулы - это наименьшие частицы вещества, обладающие его химическими свойствами. Молекулы построены из атомов, поэтому они также электронейтральны

Атом - наименьшая химическая частица вещества, является пределом химической делимости; электронейтральная химическая частица: ядро включает определенное число протонов (+) и нейтронов (0) в электронной оболочке атома - число электронов = числу протонов в ядре

Определенный вид атомов - ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ (вид атомов с определенным положительным зарядом ядра).

Основные положения этой теории заключаются в следующем:

- Вещества состоят из молекул, молекулы различных веществ отличаются между собой химическим составом, размерами, физическими и химическими свойствами.
- Молекулы находятся в непрерывном движении, между ними существует взаимное притяжение и отталкивание. Скорость движения молекул зависит от агрегатного состояния веществ.
- При физических явлениях состав молекул остается неизменным, при химических - они претерпевают качественные и количественные изменения и из одних молекул образуются другие.
- Молекулы состоят из атомов. Атомы характеризуются определенными размерами и массой. Свойства атомов одного и того же элемента одинаковы и отличаются от свойств атомов других элементов.

При химических реакциях атомы в отличие от молекул не претерпевают качественных изменений

Стехиометрия - раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные отношения между реагирующими веществами.

Стехиометрия – раздел химии, включающий законы количественных соотношений между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление уравнений химических реакций. Такая область химии, связанная с количественными расчетами реагентов, и была названа немецким химиком И. Рихтером стехиометрией (от греч. stoicheion- первоначало, основа, элемент и metreo – мерю).

$$1 \text{ атомная единица массы (а.е.м.)} = 1/12 m(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Относительная атомная масса элемента (Ar) – это безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента к 1/12 массы атома ^{12}C .

$$Ar = \frac{m(\text{атома})}{\frac{1}{12} m(^{12}\text{C})}$$

Показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше 1/12 части массы атома углерода ^{12}C , или одной атомной единицы массы.

Относительная молекулярная масса вещества (Mr) – это безразмерная величина, равная отношению массы молекулы к 1/12 массы атома ^{12}C .

$$Mr = \frac{m(\text{молекулы})}{\frac{1}{12} m(^{12}\text{C})}$$

Показывает, во сколько раз масса молекулы вещества больше 1/12 части массы атома углерода ^{12}C , или одной атомной единицы массы.

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекулы.

$$Mr = \sum (Ar)$$

Абсолютная масса молекулы равна относительной молекулярной массе, умноженной на а.е.м.



Пример 6.2.

$M_r(H_2O) = 2Ar(H) + Ar(O) = 2+16=18$. Это значит, что масса молекулы воды в 18 раз больше 1/12 части массы атома углерода ^{12}C .

2 Количество вещества, моль. Молярная масса.

Число атомов и молекул в обычных образцах веществ очень велико, поэтому при характеристике количества вещества используют специальную единицу измерения – моль.

Моль (n) – это количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов), сколько атомов углерода содержится в 12 г изотопа ^{12}C . Единицей количества вещества является **моль**

$$N_A = \frac{\text{масса}_\text{углерода}}{\text{масса}_\text{одного_атома_углерода}} = \frac{0,012 \text{ кг}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ } \frac{1}{\text{моль}}$$

$$N_A = 6,0221 \cdot 10^{23}$$

Моль вещества содержит $6,0221 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества

Физическую величину N_A называют постоянной Авогадро, она имеет размерность $[N_A] = \text{моль}^{-1}$. Число $6,0221 \cdot 10^{23}$ называют **числом Авогадро**.

Число Авогадро показывает число структурных единиц в моле любого вещества.

Если известно число структурных единиц вещества X - $N(X)$, то количество этого вещества $n(X)$ определяется по формуле

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$$



Пример

В 1 моль любого вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц

1 моль атомов $^{12}C = 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов

1 моль молекул $H_2O = 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул

1 моль ионов $SO_4^{2-} = 6,02 \cdot 10^{23}$ ионов

в 2 молях – $2 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 12,02 \cdot 10^{23}$ частиц

в 3 молях – $3 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 18,02 \cdot 10^{23}$ частиц

Количества вещества всегда одинаковы, если в них содержится одинаковое число частиц. Например, в 18 г воды содержится столько молекул, сколько атомов в 56 г железа. Значит 18 г воды и 56 г железа – одинаковые количества вещества.

Молярная масса (M) – это масса 1 моль вещества. Молярная масса вещества равна отношению массы вещества к его количеству

Численные значения молярной массы и относительной молекулярной массы M_r равны однако первая величина имеет размерность $[M] = \text{г}/\text{моль}$, а вторая безразмерна.

$$M = \frac{m}{n} \rightarrow n = \frac{m}{M}$$

Молярная масса однородного вещества, определяется только составом формульных единиц и не зависит от рода реакции, в которой вещество принимает участие.



Пример 6.4.

Например, молярная масса $\text{Cl}_2 = 71 \text{ г/моль}$, $\text{Ca} = 40 \text{ г/моль}$, $\text{NaCl}=58.5\text{г/моль}$.

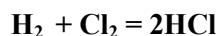
3 Закон сохранения массы веществ. Расчеты по уравнениям химических реакций.

В 1748-1756 гг. русский ученый М.В. Ломоносов сначала высказал теоретически, а затем экспериментально обосновал закон сохранения массы веществ. В настоящее время он формулируется так:

➤ Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции

Позже Лавуазье (1785 г) независимо от Ломоносова сформулировал этот же закон с точки зрения атомно-молекулярной теории суть закона сохранения массы вещества заключается в том, что при химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего - их количество остается неизменным до и после реакции. Поскольку атомы имеют постоянную массу и их общее число в результате реакции не изменяется, то масса веществ до и после реакции остается постоянной

Например: при взаимодействии двухатомных молекул водорода и хлора должно образоваться столько молекул HCl , чтобы число атомов водорода и хлора осталось равным двум, т. е две молекулы:



И, поскольку атомы имеют постоянную массу, не меняется и масса веществ до и после реакции.

Закон сохранения массы веществ (М.В. Ломоносов, А. Лавуазье)

Масса t , г	1	8	9	на основе экспериментальных данных
Уравнение химической реакции	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$			
Молекулярная масса	2	32	18	
Молярная масса	$2 \cdot 2 + 32 = 2 \cdot 18$			на основе теоретических представлений

4 Закон Авогадро. Молярный объем. Определение молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии.

Закон Авогадро

■ в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул

Из закона Авогадро вытекают следствия:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимают один и тот же объем.

Этот объем можно вычислить, если известна масса 1 л газа. При нормальных условиях, т.е. при 273 К (0°C) и 101 325 Па, масса 1 л водорода равна 0.09 г, молярная масса молекулярного водорода (H_2) равна 2,016 г/моль. Тогда объем, занимаемый 1 моль водорода, будет

$$V_m = \frac{2,016 \text{ г / моль}}{0,09 \text{ г / л}} = 22,4 \text{ л / моль}$$

При тех же условиях масса 1 л кислорода равна 1.429 г, молярная масса молекулярного кислорода составляет 32 г/моль. Тогда объем будет

$$V_m = \frac{32 \text{ г / моль}}{01,429 \text{ г / л}} = 22,4 \text{ л / моль}$$

Следовательно,

**при нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем, равный 22.4 л
Этот объем газа называют молярным объемом газа**

При н.у. $V_m=22,4$ л

5 Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.

Закон эквивалентов Был открыт немецкими химиками Рихтером и Венцелем (1793г)

Количество элементов, входящих в состав химических соединений, находятся между собой в определенных и постоянных отношениях (закон постоянства состава) Эти отношения соответствуют их эквивалентам, т.е. с одним эквивалентом любого элемента соединяется один эквивалент другого элемента. В этом состоит суть закона эквивалентов.

➤ Вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах:

$$n_{\text{э}} = n_{\text{э}}$$

то есть с одним эквивалентом любого элемента соединяется один эквивалент другого элемента.

 ➤ **Эквивалент** – условная или реальная частица, которая может присоединять, высвобождать, замещать один ион водорода в кислотно-основных реакциях или быть эквивалентна одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Если определяемое вещество А реагирует с титрантом В по уравнению:



➤ **Фактор эквивалентности** – число, показывающее, какая доля реальной частицы вещества эквивалентна одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции (или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции). См. формулы ниже в таблице.

Фактор эквивалентности всегда ≤ 1 .

➤ **Молярная масса эквивалента вещества** – масса одного моля эквивалента этого вещества, которая равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества

$$M_{\text{э}} = M \cdot f_{\text{э}}$$

Основные формулы

Фактор эквивалентности	Простое вещество $f_{\text{э}} = \frac{1}{B}$ B - валентность	Оксид $f_{\text{э}} = \frac{1}{B \cdot n}$ B - валентность элемента; n - число атомов элемента	Окислитель или восстановитель $f_{\text{э}} = \frac{1}{число e}$ (отданных или принятых)
Соль $f_{\text{э}} = \frac{1}{Z \cdot n}$ Z - заряд катиона; n - число атомов катиона	Основание $f_{\text{э}} = \frac{1}{кислотность}$ (число OH групп)	Основание в реакциях $f_{\text{э}} = \frac{1}{число замещенных OH групп}$	Кислота $f_{\text{э}} = \frac{1}{основность}$ (число атомов водорода)
			Кислота в реакциях $f_{\text{э}} = \frac{1}{число замещенных атомов водорода}$
молярная масса эквивалента $M_{\text{э}}$	$M_{\text{э}} = M \cdot f_{\text{э}}$	г/моль	$n = n_{\text{э}} \cdot f_{\text{э}}$ $n_{\text{э}} = \frac{m}{M_{\text{э}}} \quad n_{\text{э}} = \frac{n}{f_{\text{э}}}$
эквивалентный объем $V_{\text{э}}$	$V_{\text{э}} = V \cdot f_{\text{э}}$	л/моль	закон эквивалентных отношений $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{э}}_1}{M_{\text{э}}_2} \quad \frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{\text{э}}_1}{V_{\text{э}}_2}$ $\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{э}}_1}{V_{\text{э}}_2}$

Примеры:

Простое вещество	Оксид	Основание	Кислота	Соль
$f_{экв} = \frac{I}{B}$ B - валентность	$f_{экв} = \frac{I}{B \cdot n}$ B - валентность элемента; n - число атомов элемента	$f_{экв} = \frac{I}{\text{кислотность}}$ (число OH групп)	$f_{экв} = \frac{I}{\text{основность}}$ (число атомов водорода)	$f_{экв} = \frac{I}{Z \cdot n}$ Z-заряд катиона; n - число атомов катиона
$f_{экв}(H_2) = 1/2$ $f_{экв}(O_2) = 1/4$	$f_{экв}(MgO) = 1/2$ $f_{экв}(Al_2O_3) = 1/6$	$f_{экв}(NaOH) = 1$ $f_{экв}(Ca(OH)_2) = 1/2$	$f_{экв}(HCl) = 1$ $f_{экв}(H_3PO_4) = 1/3$	$f_{экв}(NaCl) = 1$ $f_{экв}(NaHCO_3) = 1$ $f_{экв}((CuOH)_2SO_4) = 1/2$

1. 5 Лекция №5(2 часа).

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

1.5.1 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.

1.5.2 Краткое содержание вопросов

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

Химическая кинетика – наука, изучающая закономерность протекания физико-химических процессов во времени.

Под скоростью химической реакции понимают изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени в единице объема

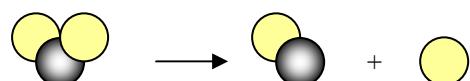
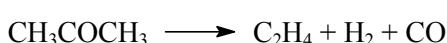
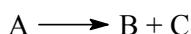
$$v_m = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta c}{\Delta t}.$$

Элементарные реакции классифицируют по числу молекул, участвующих в элементарном акте химической реакции и называются **молекулярностью** химической реакции.

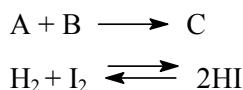
Молекулярными (одномолекулярными) называют реакции, в которых происходит химическое превращение одной молекулы



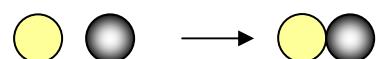
или



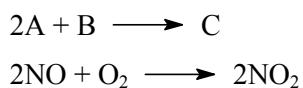
Бимолекулярные реакции – это такие реакции, элементарный акт которых осуществляется при столкновении двух молекул (различных или одинаковых).



или



Значительно реже встречаются **тримолекулярные** реакции – элементарный акт осуществляется при столкновении трех молекул.



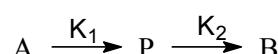
или



Сложные реакции

Сложные реакции бывают последовательные, параллельные, обратимые, гетерогенные, ценные, сопряженные.

Последовательные химические реакции.



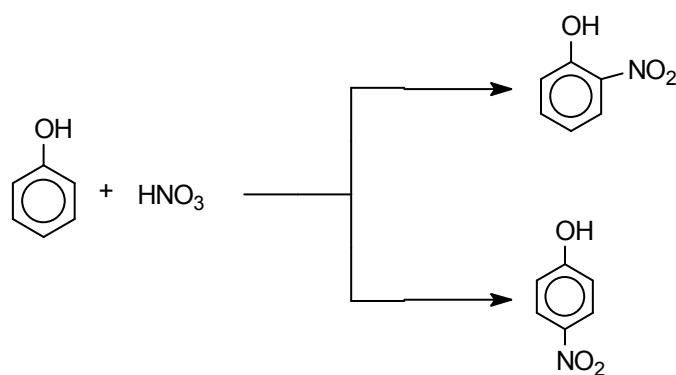
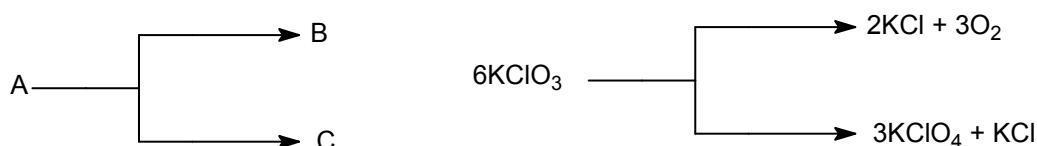
Где Р – промежуточная частица

$$v = k_1[A];$$

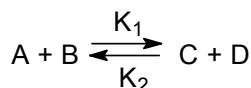
В начальный момент времени концентрация промежуточных частиц равна нулю, но в процессе превращения А концентрация Р будет расти до тех пор, пока $k_1 [A]$ не будет равен $k_2[P]$. Затем концентрация Р будет убывать.

Параллельные реакции

Это реакции, которые могут протекать одновременно, с образованием различных продуктов реакции. Например:



Обратимые (двухсторонние) реакции



2 Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

1. Влияние концентраций реагирующих веществ.
2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Энергия активации.
3. Давление для газов
4. Поверхность контакта реагирующих веществ

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

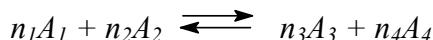
1. Влияние концентраций реагирующих веществ.

Чтобы осуществлялось химическое взаимодействие веществ А и В, их молекулы должны столкнуться. Число столкновений тем больше, чем выше концентрация реагирующих веществ. Отсюда сформулирован основной **закон химической кинетики**, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам – закон действующих масс.

Этот закон открыт опытным путем К. Гульдбергом и П. Вааге в 1867

Согласно **закону действующих масс**, скорость химической реакции определяется выражением:



$$v = k c_{A_1}^{n_1} c_{A_2}^{n_2}$$

C_{A_1} и C_{A_2} – концентрации реагирующих веществ.

k – константа скорости химической реакции, равна такой скорости реакции, когда концентрация каждого из исходных веществ равна 1 моль/л.

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

Энергия активации.

2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Энергия активации.

Как правило, скорость резко возрастает с увеличением температуры. Это объясняется тем, что молекулы реагирующих веществ получают дополнительную энергию, дающую возможность преодолеть силы межмолекулярного притяжения и разорвать связи между молекулами исходных веществ. Тогда при столкновении молекул разных веществ возможно образование нового вещества.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом **Вант-Гоффа**

При повышении температуры на каждые $10^{\circ}C$ скорость большинства реакций увеличивается в 2 - 4 раза

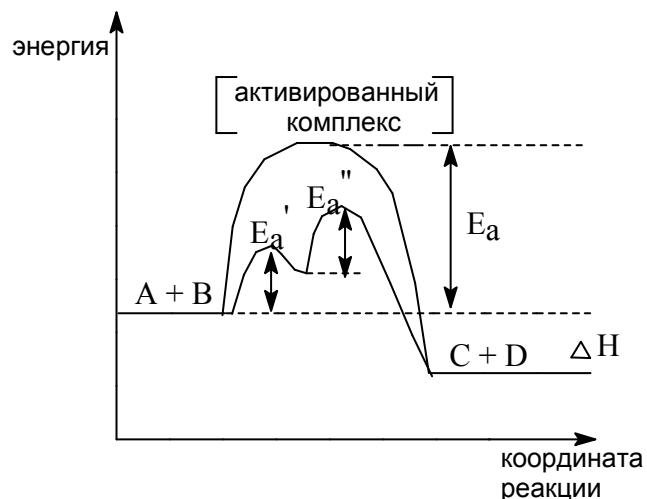
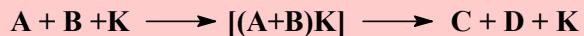
$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

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

Катализом называют явление изменение скорости реакции в присутствии веществ катализаторов.

Катализатор – это вещество, взаимодействующее с молекулами реагирующих веществ, изменяющее скорость химической реакции и выделяющееся на последующих стадиях в химически неизмененном виде.

Реакции, протекающие с участием катализаторов, называют катализитическими.



. Снижение энергии активации при каталитической реакции.

Различают:

**гомогенный
катализ**

**гетерогенный
катализ**

**ферментативный
катализ**

Гомогенным называется такой катализ, когда катализатор и все реагирующие вещества составляют одну общую фазу.

К гетерогенным относят катализитические процессы, протекающие на границе раздела фаз т–т и т–ж .

Ферменты (энзимы - греч. «эн» - внутри, «зим» - закваска) - биологические катализаторы белковой природы, которые образуются в живых клетках и обладают способностью ускорять

химические процессы в организме. Павлов назвал ферменты истинными двигателями всех жизненных процессов.

1. 6 Лекция №6(2 часа).

Тема: Энергетика и направление химических процессов

1.6.1 Вопросы лекции:

1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
2. Внутренняя энергия и энталпия.
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.

1.6.2 Краткое содержание вопросов

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

Термохимические уравнения.

Термодинамика включает следующие разделы:



Химическая термодинамика – это раздел химии, изучающий превращение энергии в химических процессах и энергетические характеристики различных веществ. (Тепловые эффекты химических реакций, фазовые переходы, химические равновесия).

2 Внутренняя энергия и энталпия

Любая термодинамическая система состоит из атомов и молекул, находящихся в непрерывном движении. Количественной характеристикой движения является **энергия**.

Внутренняя энергия (U)
характеризует общий запас энергии системы.

Она включает все виды энергии движения и взаимодействия частиц, составляющих систему: кинетическую энергию молекулярного движения; межмолекулярную энергию притяжения и отталкивания частиц; внутримолекулярную или химическую энергию; энергию электронного возбуждения; внутриядерную и лучистую энергию.

Величина внутренней энергии зависит от природы вещества, его массы и параметров состояния системы. Обычно внутреннюю энергию относят к одному молю вещества и выражают в Дж/моль. Определение полного запаса внутренней энергии вещества невозможно, так как нельзя перевести систему в состояние, лишённое внутренней энергии. Поэтому в

термодинамике рассматривают изменение внутренней энергии, которое представляет собой разность величины внутренней энергии системы в конечном и начальном состояниях:

$$\Delta U = U_{\text{кон}} - U_{\text{нач}}$$

ΔU – положительна, если внутренняя энергия при протекании процесса возрастает, и отрицательна, если убывает.

Наряду с внутренней энергией широко используют энталпию H .

Энталпия – это энергия, которой обладает система, находящаяся при постоянном давлении; энталпия численно равна сумме внутренней энергии U и потенциальной энергии pV :

$$H = U + pV$$

Изменение энталпии не зависит от пути процесса, а зависит только от конечного и начального состояний. Энталпия имеет особо важное значение в химии, так как передача теплоты в химической реакции происходит при постоянном давлении. Следовательно, для химических процессов важно знать H , а не U , так как U не учитывает энергию, затраченную на изменение объёма системы. В термодинамике оперируют величиной ΔH :

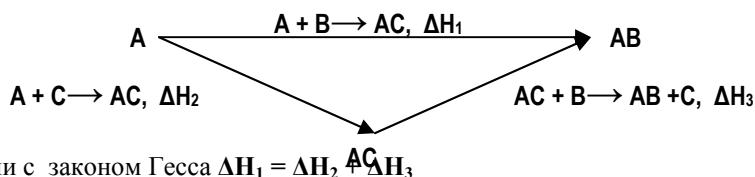
$$\Delta H = H_{\text{кон}} - H_{\text{нач}}$$

Величину ΔH выражают в Дж/моль и принимают положительной, если при протекании процесса энталпия увеличивается.

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

Тепловым эффектом химической реакции называют максимальное количество теплоты, которое выделяется или поглощается в необратимом процессе при постоянном объёме и давлении и при условии, что продукты реакции и исходные вещества имеют одинаковую температуру и отсутствуют другие виды работ, кроме расширения.

Закон Г.И. Гесса: тепловой эффект реакции не зависит от пути процесса, а определяется только начальным и конечным состоянием системы.



В соответствии с законом Гесса $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$

Тепловой эффект химических реакций зависит от природы реагирующих веществ и их агрегатных состояний, поэтому агрегатные состояния обозначаются (г), (ж), (т) в термохимических уравнениях.



Так например, образование воды может идти по разным путям



И связь между тепловыми эффектами будет определяться:

$$\Delta H^\circ \text{ обр} (\text{H}_2\text{O(т)}) - \Delta H^\circ (\text{H}_2\text{O(ж)}) \text{ обр} = -5,83 \text{ кДж}$$

$$\Delta H^\circ \text{ обр} (\text{H}_2\text{O(ж)}) - \Delta H^\circ \text{ обр} (\text{H}_2\text{O(г)}) = -44,01 \text{ кДж}$$

$$\Delta H^\circ \text{ обр} (\text{H}_2\text{O(т)}) - \Delta H^\circ \text{ обр} (\text{H}_2\text{O(г)}) = -49,84 \text{ кДж}$$

4 Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.

Энтропия несомненно является функцией состояния, так как рассеивание энергии зависит от состояния системы. Так как энтропия является функцией состояния, то ее применение ΔS не зависит от пути процесса, а определяется лишь начальным и конечным состоянием системы:

$$\Delta S = S_{\text{КОН}} - S_{\text{НАЧ}}$$

Так энтропия является экстенсивным свойством системы, то если массу системы увеличить в n раз при данной температуре, элементарное количество теплоты, подводимое к системе, увеличивается в n раз.

Таким образом, энтропия вещества зависит от его природы и массы, а также от температуры. В литературе приводятся молярные значения энтропии, выражаемые в Дж/(моль К).

Нерст (1906) пришел к выводу, что изменение энтропии многих процессов при температурах близких к абсолютному нулю, пренебрежительно мало. Позднее Планк (1912), Льюис и Рендол (1923) выдвинули постулат о том, что при абсолютном нуле энтропия S_0 чистого кристаллического вещества без дефектов в кристаллической решетке равна нулю. Это третий закон термодинамики. В расчетах используют стандартную энтропию S^0_{298} . Стандартной называют энтропию при стандартном давлении $p^0=1,013 \cdot 10^5$ Па и $T=298$ К. Рассчитывают энтропию для 1 моль вещества при неизменном агрегатном состоянии.

Изменение энтропии как функции состояния не зависит от того, совершаются процесс обратимым или необратимым путем. Это положение дает возможность вычислить изменение энтропии при любом реальном процессе.

Изменение энтропии в химических функциях

При протекании химических процессов изменение энтропии рассчитывают с использованием значений стандартных энтропий ее участников:

$$\Delta S_{r298} = \sum (\nu_i S_i^0)_{\text{ПРОД}} - \sum (\nu_i S_i^0)_{\text{ИСХ}}$$

где $\sum (\nu_i S_i^0)_{\text{ПРОД}}$, $\sum (\nu_i S_i^0)_{\text{ИСХ}}$ – сумма стандартных энтропий продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

Энтропия как критерий возможности, направления и предела протекания процессов в изолированной системе.

В изолированной системе $\delta Q=0$, поэтому внутренняя энергия и объем постоянны, тогда

$$(dS)_{u, v} \geq 0 \quad (\Delta S)_{u, v} \geq 0$$

5 Энергия Гиббса химической реакции.

Энергия Гиббса, характеризует работоспособность системы, которая в изобарно-изотермическом процессе (при $p=\text{const}$, $T=\text{const}$) превращается в работу. Энергию Гиббса называют также свободной энергией.

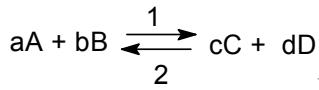
Термодинамический потенциал является функцией состояния, зависит от природы веществ, их массы, и температуры. Кроме того, энергия Гиббса зависит от давления. Абсолютные значения термодинамических потенциалов неизвестны, а для расчетов используют обычно изменения потенциалов (ΔG , кДж/моль).

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Отсюда можно сделать вывод, что по изменению величин и G можно судить о направлении самопроизвольных процессов при постоянстве Т и Р. Термодинамические потенциалы – более выгодные критерии направленности процессов.

Необратимому процессу, т.е. самопроизвольной реакции соответствует отрицательное изменение свободной энергии. Если изменение свободной энергии равно нулю, то начальное и конечное состояние могут существовать в равновесии. Если изменение свободной энергии положительно, то самопроизвольно реализуется обратная реакция.

Для химических реакций



возможны следующие случаи:

$\Delta G = 0$	$\Delta G < 0$	$\Delta G > 0$
система находится в динамическом равновесии, т.е. скорость реакции, идущей в направлении 1 равна скорости реакции идущей в направлении 2.	реализуется самопроизвольный процесс в направлении 1.	реализуется самопроизвольный процесс в направлении 2.

Исходя из сказанного, можно сделать вывод, что определение знака ΔG позволяет без эксперимента установить направление химической реакции. Однако при этом нужно знать значение ΔH , ΔS и T , так как $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Изменение энергии Гиббса и направление протекания термодинамического процесса можно рассчитать с помощью стандартных энергий Гиббса по данной формуле:

$$\Delta G_{298} = \sum (\nu_i G_i^0)_{\text{ПРОД}} - \sum (\nu_i G_i^0)_{\text{ИСХ}}$$

Стандартной энергией Гиббса образования вещества ΔG^0_{298} называется изменение энергии Гиббса в реакции образования одного моля данного соединения из простых веществ, находящихся в термодинамически устойчивых модификациях, проведенной в стандартных термодинамических условиях.

Направление химических реакций различных типов

Тип реакции	Знак			Вывод
	ΔH	ΔS	ΔG	
1	-	+	-	Самопроизвольный
2	+	-	+	Несамопроизвольный
3	-	-	?	Самопроизвольный при низкой Т
4	+	+	?	Самопроизвольный при высокой Т

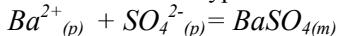


Пример

Доказать, возможна ли реакция в растворе между нитратом бария и сульфатом натрия?

Решение

Запишем ионное уравнение:



По данным таблицы термодинамических величин находим:

Вещество	$\Delta G^\circ_{\text{обр.} 298}$ кДж/моль
Ba ²⁺ _(p)	-547
SO ₄ ²⁻ _(p)	-745
BaSO ₄ _(т)	-1351,8

$$\Delta G_{298} = \sum (\nu_i G_i^0)_{\text{ПРОД}} - \sum (\nu_i G_i^0)_{\text{ИСХ}}$$

$$\Delta G_{298} = -1351,8 - (-547 + (-745)) = -59,8 \text{ кДж}$$

$\Delta G < 0$, реакция идет в сторону выпадения осадка.



Пример

Рассчитайте при $T=298$ К изменение энергии Гиббса реакции $N_{2(r)} + O_{2(r)} \rightarrow 2NO_{(r)}$

Будет ли эта реакция протекать самопроизвольно в закрытой системе при указанных условиях?

Решение

По данным таблицы термодинамических величин находим:

Вещество	$\Delta G^\circ_{\text{обр.} 298}$ кДж/моль
N _{2(r)}	0
O _{2(r)}	0
2NO _(r)	87,58

$$\Delta G_{r298} = \sum (\nu_i G_i^0)_{\text{ПРОД}} - \sum (\nu_i G_i^0)_{\text{ИСХ}}$$

$$\Delta G_{r298} = 2 \cdot 87,58 - 0 - 0 = 175,16 \text{ кДж}$$

$\Delta G > 0$, следовательно, данная реакция не будет протекать самопроизвольно

1.7-8 Лекция №7-8(4 часа).

Тема: Растворы. Реакции, протекающие в растворах Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов.

1.7-8.1 Вопросы лекции:

- Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Растворимость как физико-химический процесс.
- Теории растворов: химическая и физическая.
- Пересыщенные растворы.
- Оsmос.
- Замерзание и кипение растворов.
- Способы выражения концентрации растворов.

1.7-8.2 Краткое содержание вопросов

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

Растворы – это истинные гомогенные (однофазные) термодинамически устойчивые системы, переменного состава, состоящие из двух и более компонентов (составных частей) и продуктов их взаимодействия.

Вещества, составляющие раствор, называют компонентами раствора.

Д.И. Менделеев экспериментально обосновал образование химических соединений при взаимодействии растворенного вещества с растворителем. При этом образуются сольваты (гидраты), которые диссоциируют на ионы. Эти ионы связаны с молекулами воды, т.е. гидратированы. И.А. Каблуков полагал, что в водном растворе содержаться только гидратированные ионы. Гидратация (сольватация) - причина диссоциации.

Процесс растворения: распад ионных кристаллов под воздействием полярного растворителя - воды, причем возникают свободные подвижные ионы, которые окружены оболочкой из молекул воды (гидратная оболочка)

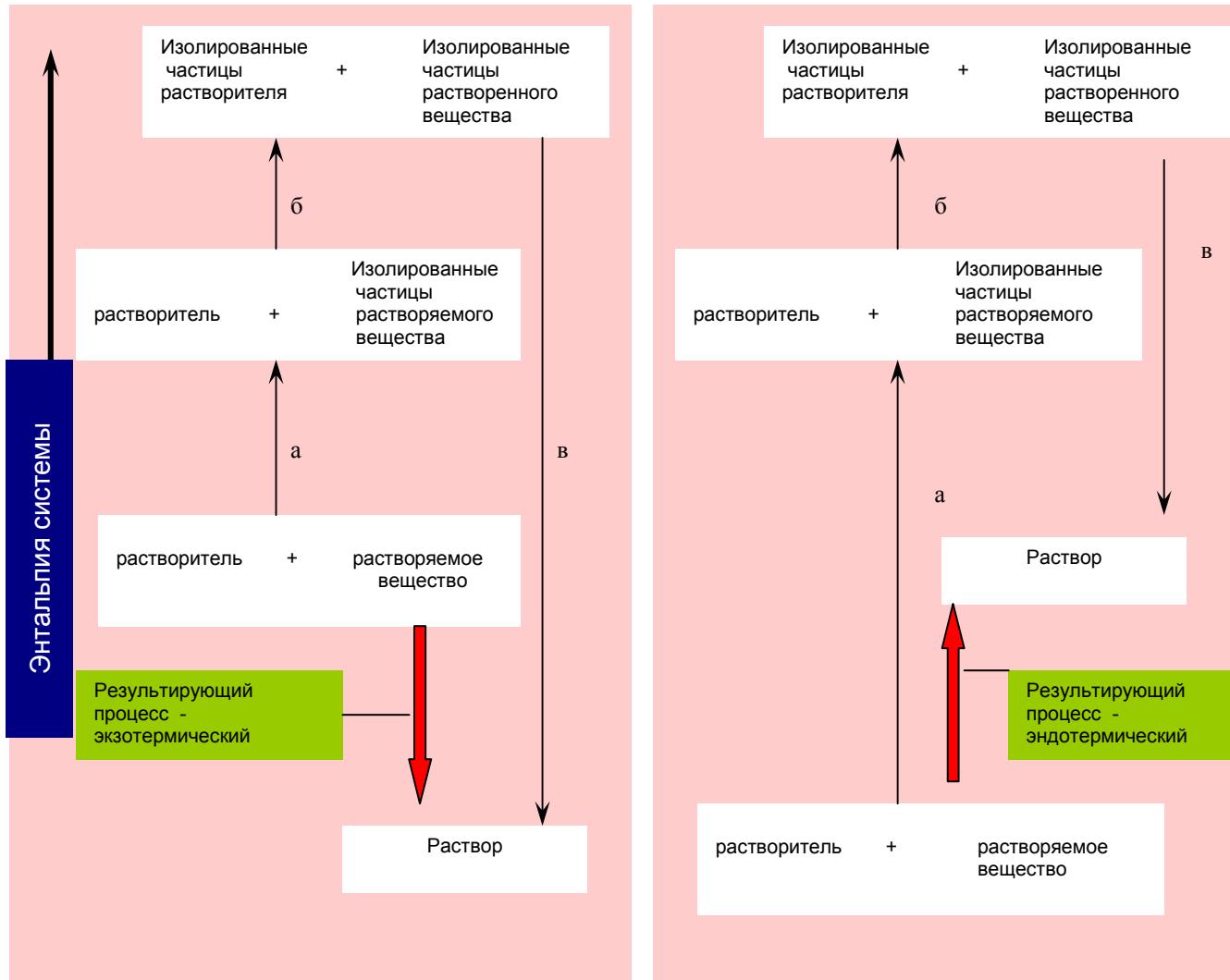
Растворение хлорида натрия в воде объясняется тем, что молекулы воды взаимодействуют с ионами Na⁺ и Cl⁻ достаточно сильно, чтобы преодолеть притяжение между ионами Na⁺ и Cl⁻ в

кристалле. Но образование раствора требует еще и того, чтобы молекулы воды раздвинулись и дали место ионам. Таки образом, процесс растворения определяется тремя типами взаимодействий:

1. между частицами растворяемого вещества
2. между частицами растворенного вещества и растворителя
3. между частицами растворителя.

Разрушение ионной решетки происходит под действием растворителя, например воды.

Полярные молекулы воды настолько понижают силы электростатического притяжения между ионами в решетке, что ионы становятся свободными и переходят в раствор



Пример

Почему хлорид калия растворяется в воде?

Используя величины $\Delta_{\text{раств}}H^0$ и ΔS^0 можно рассчитать значение ΔG^0 (298 К) для растворения одного моля KCl в воде.

При 298 К:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - \Delta T^0 \cdot \Delta S^0 = +20 - (298 \cdot 77 \cdot 10^{-3}) = -2.9 \text{ кДж / моль}$$

Изменение энергии Гиббса меньше нуля, поэтому растворение хлорида калия в воде – термодинамически выгодный процесс: растворимость при 298 К составляет 4,6 моль/л.

Можно оценить изменение энергии Гиббса для этого же процесса при 320 К

При 320 К:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - \Delta T^0 \cdot \Delta S^0 = +20 - (320 \cdot 77 \cdot 10^{-3}) = -4,6 \text{ кДж / моль}$$

Более отрицательное значение ΔG^0 при 320 К по сравнению с ΔG^0 при 298 К указывает на то, что растворимость KCl при 320 К выше, чем при 298 К

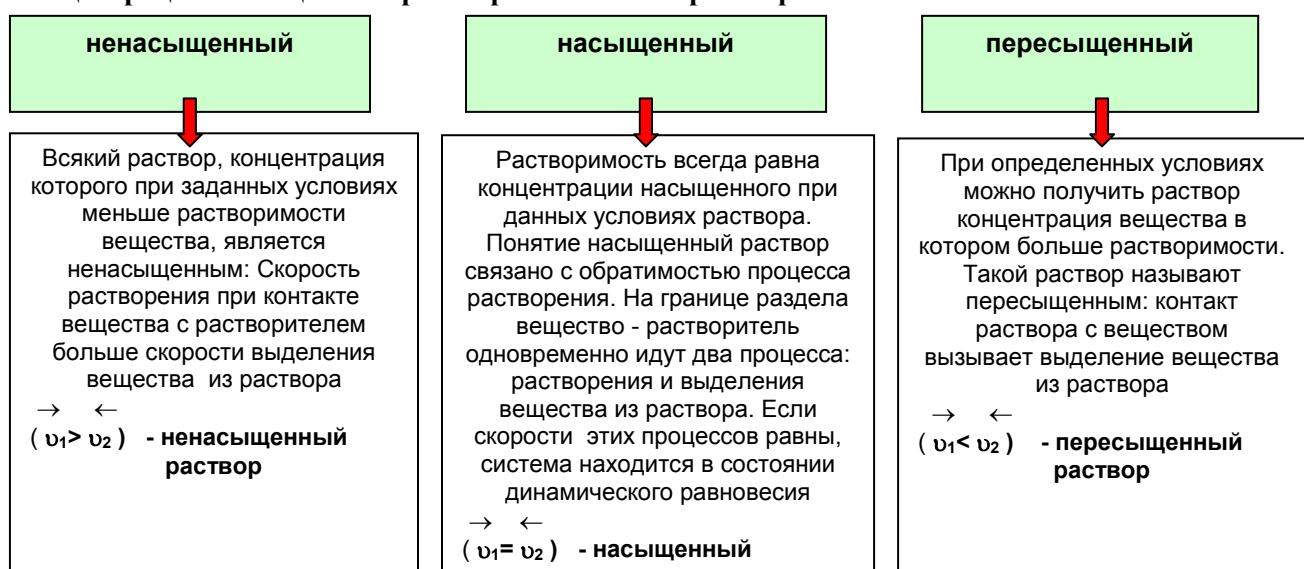
Реальные растворимости хлорида калия – 34 г при 298 К и 40 г при 320 К на 100 г воды – служат подтверждением правильности расчетов.

2 Теории растворов: химическая и физическая.

3 Пересыщенные растворы.

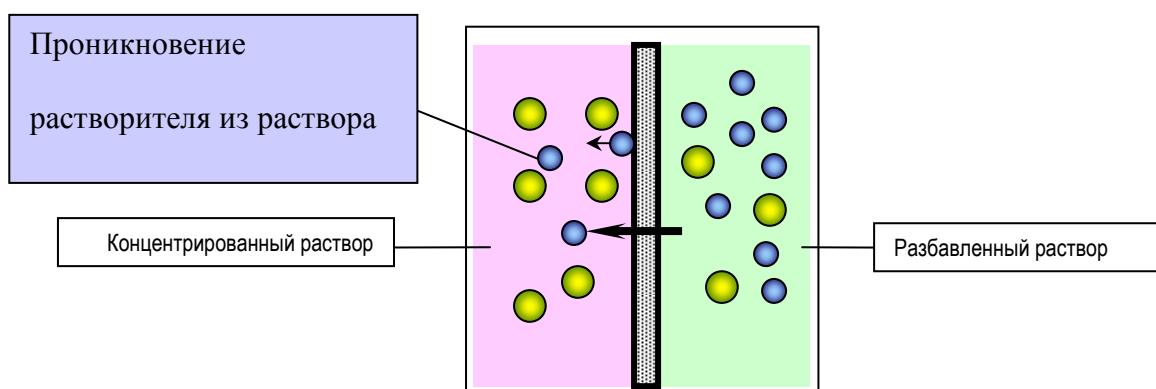
Растворимость вещества – это свойство вещества растворяться в воде или другом растворителе; его качественная и количественная способность образовывать раствор при смешивании с другим веществом (растворителем)

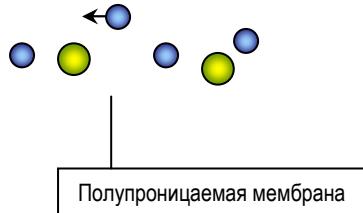
Концентрация насыщенного раствора называется растворимостью



4 Осмос.

Процесс самопроизвольной диффузии растворителя через полупроницаемую мембрану представляет собой осмос.





Чтобы приостановить осмос, к раствору в левой части приходится приложить давление

Минимальное гидравлическое давление, которое требуется создать, чтобы остановить осмос из чистого растворителя в раствор, называется осмотическим давлением этого раствора.

Осмотическое давление (π) связано с концентрацией раствора уравнением:

$$\pi = C \cdot R \cdot T$$

Осмотическое давление раствора из нескольких растворенных компонентов равно сумме давлений, создаваемых каждым из них в отдельности:

$$\pi_{общ} = i \cdot 0,082 \cdot T (C_1 + C_2 + C_3 + C_n \dots).$$

(осмотическое давление в данном случае измеряется в атмосферах)

$$R = 0,082 \text{ л}\cdot\text{атм}/(\text{моль}\cdot\text{К})$$

Когда полупроницаемой перегородкой разделены два раствора, обладающие одинаковым осмотическим давлением, проникания растворителя через перегородку не наблюдается. **Такие два раствора называются изотоническими.**

Растворы, молярная концентрация которых, и, следовательно, осмотическое давление, выше, чем внутри клеток и тканей, называются **гипертоническими**.

Растворы, молярная концентрация которых, и, следовательно, и осмотическое давление, ниже, чем в клетках и тканях называются **гипотоническими**.

5 Замерзание и кипение растворов.

Криоскопия и эбулиоскопия

(замерзание и кипение растворов)

Раствор в отличие от чистого растворителя кипит или замерзает не при постоянной температуре, а в некотором температурном интервале.

Так если раствор кипит, то начало температурного интервала называют **температурой кипения** раствора, а конец - **температурой конденсации**.

Если раствор замерзает, то начало температурного интервала называют **температурой кристаллизации**, а конец - **температурой плавления**.

Разность между температурами кипения раствора нелетучего вещества и чистого растворителя называется повышением температуры кипения (Δt^*)

Всегда жидкость кристаллизуется, когда давление пара становится равным давлению насыщенного пара соответствующей твердой фазы. Разность между температурами кристаллизации чистого растворителя и раствора называют **понижением температуры кристаллизации** (Δt). Температуру кристаллизации часто называют температурой замерзания.

Зависимость между понижением температуры кристаллизации и повышением температуры кипения в зависимости от концентрации раствора определяется **вторым законом Рауля**

Понижение температуры кристаллизации, так и повышение температуры кипения раствора пропорционально концентрации растворенного вещества, т.е.

$$\Delta T_3 = K \beta$$

$$\Delta T_{кип} = E \beta$$

β - молярная концентрация раствора.

K - криоскопическая постоянная.

Коэффициент K показывает понижение температуры кристаллизации раствора при его молярной концентрации, равной единице. В этом физический смысл этой постоянной.

E - эбуллиоскопическая постоянная.

Коэффициент E показывает повышение температуры кипения раствора при его молярной концентрации, равной единице. В этом физический смысл этой постоянной.

E и K не зависят от природы растворенного вещества, а зависят только от природы растворителя.

Понижение температуры замерзания биосред по сравнению с водой.

Биосреда	$\Delta T_{зам}, ^\circ\text{C}$	Биосреда	$\Delta T_{зам}, ^\circ\text{C}$
Кровь	0,56	пот	0,13-0,65
Тканевой сок	0,6-0,8	моча	1,12-2,30
Спинномозговая жидкость	0,56	молоко	0,55-0,57
Слюна	0,19-0,49	желчь	0,54-0,61
Желудочный сок	0,49-0,65	Сок печени	0,81-0,96

6. Способы выражения концентрации растворов.

Наиболее часто пользуются следующими способами выражения количественного состава раствора: доли и концентрации.

Доли: массовая, объемная, мольная.

- **Массовая доля (ω)** – число граммов растворенного вещества в 100 г раствора ($\omega\%$).
- **Объемная доля – φ (%)** доля объема вещества отдельного компонента в общем объеме смеси.
- **Молярная доля χ** – доля количества вещества в общем количестве всех веществ смеси.

Концентрацией раствора называется содержание данного вещества в единице массы или объеме раствора.

Концентрации: молярная, эквивалентная, молярная.

- **Молярная концентрация (C)** - число молей растворенного вещества в 1 л раствора.
- **Молярная концентрация эквивалента (C_э)** - число эквивалентов (или эквивалентных масс М_э растворенного вещества), содержащихся в 1 л раствора.
- **Молярная концентрация (β)** - число молей растворенного вещества в 1 кг растворителя.
- **Титр (T)** - число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора.

	Формулы	Ед. изм.			
массовая доля растворенного вещества ω	$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} 100\%$ $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(b - va) + m(\text{растворителя})} 100\%$ $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{\rho \cdot V(\text{раствора})} 100\%$	доли единиц или %	Расчеты при разбавлении и смешивании растворов с различной массовой долей растворенного вещества	$\frac{\omega_1}{\omega_2} = \frac{m_2}{m_1}$	
объемная доля φ	$\varphi = \frac{V(\text{вещества})}{V(\text{смеси})} 100\%$	доли единиц или %	мольная доля χ	$\chi = \frac{n(\text{вещества})}{n(\text{смеси})} 100\%$	доли единиц или %

молярная концентрация C устар. молярность	$C = \frac{n(b - va)}{V(p - pa)}$ $n = m/M$ $C = \frac{m(b - va)}{M(b - va) \cdot V(p - pa)}$	моль/л или М (устар)	молярная концентрация эквивалентов (устар. нормальность)	$C = \frac{n(b - va)}{V(p - pa)}$ $n = m/M$ $C = \frac{m(b - va)}{M(b - va) \cdot V(p - pa)}$	моль/л или н (устар)
молярная концентрация β	$\beta = \frac{n(\text{вещества})}{m(\text{растворителя})} \cdot 1000$	моль/кг	правило смешивания (правило креста)		

	$\beta = \frac{n(\text{вещества})}{m(p - pa) - m(b - ba)} \cdot 1000$ $\beta = \frac{m(\text{вещества})}{M(m_{p-pa} - m_{b-ba})} \cdot 1000$		или квадрат Пирсона		
плотность вещества ρ	$\rho = \frac{m(b - ba)}{V(b - ba)}$	г/см ³ г/мл кг/м ³	приготовление раствора из кристаллогидрата	$X = \frac{\omega \% \cdot m \cdot M_1}{100 \cdot M_2}$ <p>где x - масса кристаллогидрата; W - массовая доля; m - общая масса раствора ($m_{b-ba} + m_{\text{растворителя}}$); M_1 - молярная масса кристаллогидрата; M_2 - молярная масса безводного твердого вещества; Масса воды = m - x.</p>	
плотность раствора $\rho_{(p)}$	$\rho = \frac{m(p - pa)}{V(p - pa)}$	г/см ³			
Титр Т	$T = \frac{m(\text{вещества})}{V(p - pa)}$ $C_3 = \frac{T \cdot 1000}{M_3}$	г/см ³			

В практике количественного анализа часто приходится проводить вычисления, связанные с переходом от одной концентрации к другой.

Формулы для пересчета одного количественного выражения состава раствора в другое

$C = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M}$	$C_3 = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M_3}$	$\beta = \frac{1000 \cdot \omega}{M \cdot (100 - \omega)}$
--	--	--

1.9 Лекция №9(2 часа).

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

1.9.1 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.

1.9. 2 Краткое содержание вопросов

1 Процесс диссоциации в водных растворах.

- 1. Все электролиты под действием растворителя распадаются на положительно и отрицательно заряженные частицы - ионы
 - Распад электролита на ионы под действием растворителя или при расплавлении называется электролитической диссоциацией
- 2. Если через раствор пропускать постоянный электрический ток, то положительно заряженные ионы будут двигаться к отрицательному полюсу - катоду (катионы), отрицательно заряженные ионы (анионы) будут перемещаться к положительному полюсу

- аноду. Общий заряд катионов в растворе равен общему заряду анионов, поэтому раствор всегда бывает электронейтральным.
- 3. Ионы и атомы одних и тех же элементов отличаются друг от друга по свойствам.
- 4. Диссоциация - процесс обратимый, поскольку параллельно идет распад молекул на ионы (диссоциация) и процесс соединения ионов в молекулы (ассоциация).

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

О полноте диссоциации судят по степени диссоциации, обозначаемой буквой α

Степень диссоциации α - это отношение числа диссоциированных частиц к общему числу частиц N растворенного вещества, выраженное в процентах

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисс}}}{N_{\text{общ}}} \cdot 100 \%$$

$$\alpha = \frac{n_{\text{дисс}}}{n_{\text{общ}}} \cdot 100 \%$$

$$\alpha = \frac{C_{\text{дисс}}}{C_{\text{общ}}} \cdot 100 \%$$

$N_{\text{дисс}}$ - число продиссоциированных молекул

$N_{\text{общ}}$ - общее число молекул

$n_{\text{дисс}}, C_{\text{дисс}}$ - количество и молярная концентрация растворенного вещества, подвергшегося электролитической диссоциации.

$n_{\text{o}}, C_{\text{o}}$ - количество и молярная концентрация растворенного вещества, в растворе в момент его приготовления

Степень диссоциации показывает, какой процент молекул растворенного вещества распался на ионы.

Чем больше степень диссоциации, тем сильнее электролит.

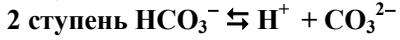


$0 < \alpha < 3 \%$ Слабые	$3 < \alpha < 30 \%$ Средние	$\alpha > 30 \%$ Сильные
Вещества, которые диссоциируют на ионы лишь частично <ul style="list-style-type: none"> • почти все органические кислоты • некоторые минеральные кислоты H_2S, HCN, H_2SiO_3, H_3BO_3, H_2CO_3 • многие основания (кроме оснований щелочных и щелочно-земельных металлов) а также NH_4OH, $Cu(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ 	в растворе присутствуют и молекулы и ионы <ul style="list-style-type: none"> $H_2C_2O_4$, H_2SO_3, H_3PO_4 HF, HNO_2 	Вещества, которые полностью диссоциируют на ионы <ul style="list-style-type: none"> • почти все соли • минеральные кислоты (HNO_3, HCl, H_2SO_4, $HClO_4$, $HClO_3$, HI, $HMnO_4$, HBr) • гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов)

Константа диссоциации

В растворах слабых электролитов процесс диссоциации протекает обратимо и, следовательно, к нему может быть применен закон действующих масс.

Рассмотрим диссоциацию угольной кислоты H_2CO_3



$$Kc_1 = Ka_1 = \frac{[HCO_3^-] \cdot [H^+]}{[H_2CO_3]} \quad Kc_2 = Ka_2 = \frac{[CO_3^{2-}] \cdot [H^+]}{[HCO_3^-]}$$

Константу равновесия для процесса диссоциации называют **константой диссоциации (ионизации)**

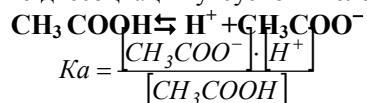
K_a – константа диссоциации для кислоты

K_b – константа диссоциации для основания.

Константа диссоциации представляет собой важную характеристику **слабых электролитов**, так как указывает на прочность их молекул в данном растворе.

Чем меньше константа диссоциации в данном растворителе, тем слабее диссоциирует электролит и тем устойчивее его молекулы.

Учитывая, что степень диссоциации в отличие от константы диссоциации изменяется с концентрацией раствора, необходимо выяснить связь между степенью диссоциации электролита и концентрацией его в растворе. Для этого рассмотрим реакцию диссоциации уксусной кислоты.



Если исходную концентрацию раствора $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ принять равной C ,

а степень диссоциации, соответствующую этой концентрации, α ,
то число продиссоциированных молекул уксусной кислоты будет равно из формулы

$$\alpha = \frac{C_{\text{дис}}}{C_{\text{общ}}} \rightarrow C_{\text{дис}} = \alpha \cdot C_{\text{общ}}$$

Так как при диссоциации каждая молекула распадается на один анион и один катион, то равновесная концентрация ионов $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ и $[H^+]$ будет совпадать и составлять $\alpha \cdot C_{\text{общ}}$

Равновесная концентрация нераспавшихся молекул уксусной кислоты будет равна $C_{\text{общ}} - \alpha \cdot C_{\text{общ}}$

или $C(1-\alpha)$. При этом в соответствии с уравнением константа диссоциации будет:

$$Kc = \frac{\alpha \cdot C \cdot \alpha \cdot C}{(1-\alpha)C} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1-\alpha} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha) \cdot V}$$

$$\text{где, } V = \frac{1}{C}$$

Закон разбавления Оствальда (1888 г)

- степень диссоциации слабого электролита возрастает с разбавлением раствора**

Для растворов слабых электролитов, у которых степень диссоциации меньше единицы, уравнение можно упростить, считая, что разность $(1-\alpha)$ примерно равна 1. Тогда

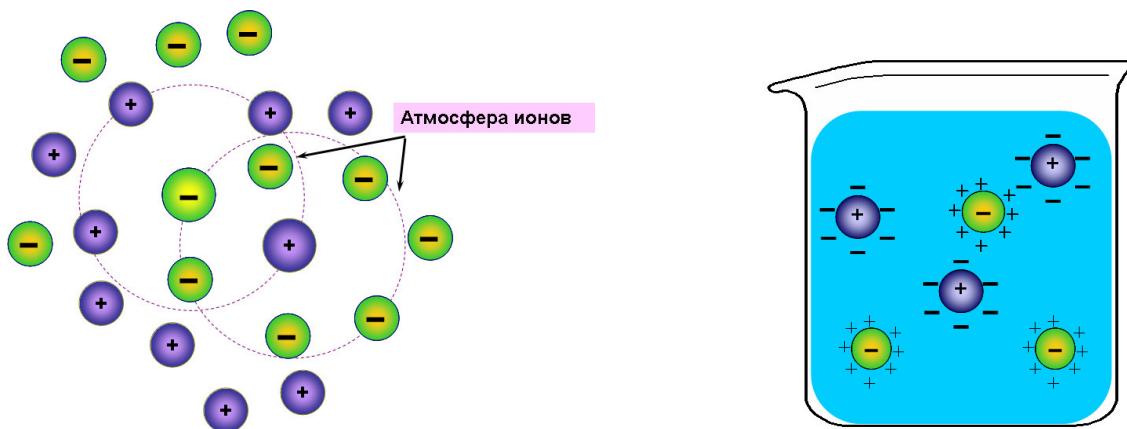
$$\alpha \approx \sqrt{\frac{Kc}{C}} \approx \sqrt{Kc \cdot V}$$

Сильные электролиты не подчиняются этому закону

Сильные электролиты диссоциируют в воде полностью и не подчиняются этой зависимости, так как в их растворах имеет место межионное взаимодействие. По этой причине электропроводность растворов сильных электролитов меньше, чем следовало бы ожидать при полной диссоциации. В таких растворах каждый ион окружен противоположно заряженной ионной атмосферой, взаимодействие с которой растет с увеличением концентрации. Эти взаимодействия изменяют свойства раствора таким образом, как будто они вызваны уменьшением степени диссоциации, т.е. приводят к уменьшению числа свободных «активных ионов» поэтому эффективные, то есть проявляющие себя в конкретных физико-химических свойствах концентрации ионов и выражают через их активности (a), которые отличны от аналитической концентрации электролита.

Вокруг каждого иона находятся преимущественно ион противоположного знака: образуются ионные пары, триплеты и ионные атмосфера. Возникает эффект уменьшения числа ионов, участвующих в химических процессах.

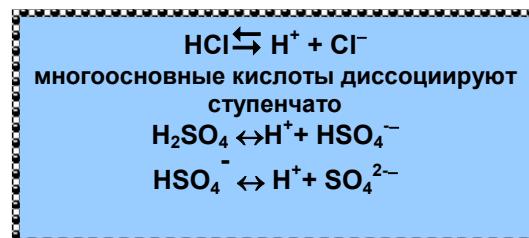
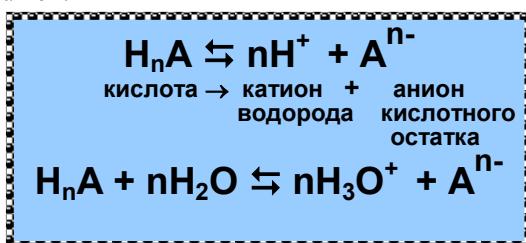
При движении ионов под действием электрического поля ион данного знака движется к противоположно заряженному электроду, а окружающая его «ионная атмосфера» тормозит его движение и уменьшает подвижность иона. Чем больше концентрация раствора, тем сильнее проявляется тормозящее действие «ионной атмосферы». Кроме того движение тормозится сольватными оболочками. При разбавлении раствора влияние «ионной атмосферы» уменьшается, а при бесконечном разбавлении исчезает, так как ионы практически не взаимодействуют между собой.



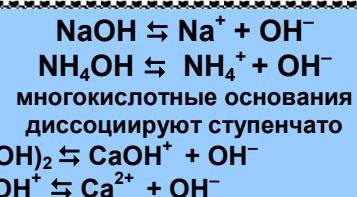
3 Ионно-молекулярные уравнения.

Кислоты - это сложные соединения, образующие при диссоциации из положительных ионов только ионы водорода H^+ (гидроксония H_3O^+)

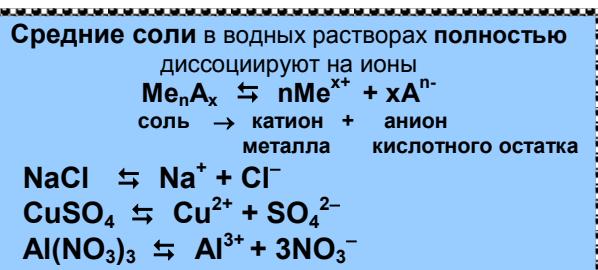
Распад на ионы кислот происходит по месту наиболее полярной связи, т.е. между атомами водорода и кислотным остатком.



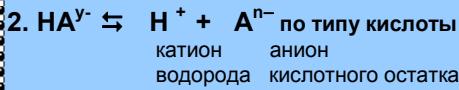
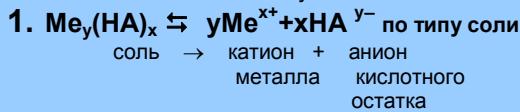
Основания - это электролиты, образующие при диссоциации в водном растворе из отрицательных ионов только гидроксид - ионы OH^-



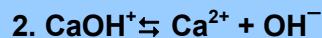
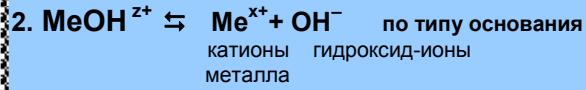
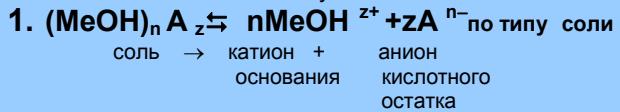
Соли - это электролиты, образующие при диссоциации в водном растворе катионы металла и анионы кислотного остатка, а иногда кроме них и ионы водорода (H^+) и гидроксид-ионы (OH^-)



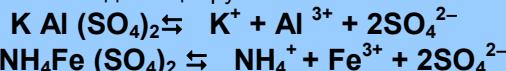
Кислые соли в водных растворах диссоциируют на ионы ступенчато



Основные соли в водных растворах диссоциируют на ионы ступенчато



Двойные соли в водных растворах полностью диссоциируют на ионы



Смешанные соли в водных растворах полностью диссоциируют на ионы



3.4 Диссоциация воды. Водородный показатель.

Электропроводность воды, даже в самых ее чистых образцах, никогда не уменьшается строго до нуля. Это обусловлено самоионизацией воды.

Вода, как полярное вещество, в малой степени ионизирована по уравнению



или упрощенно



Константа равновесия этого процесса (константа диссоциации) в соответствии с законом действующих масс:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \quad K \cdot [H_2O] = [H^+][OH^-]$$

K - константа диссоциации воды, ее можно вычислить, используя значения электропроводимости. При 25^0C $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$

Так как вода диссоциирована крайне мало, то в уравнении концентрацию воды можно считать величиной постоянной. Она равна $55,56$ моль/л.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1000e}{18g/\text{моль} \cdot 1l} = 55,56 \text{ моль / л}$$

$$[H^+][OH^-] = K \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

$K \cdot [H_2O]$ обозначим как K_w

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

K_w – это ионное произведение воды

Поэтому чтобы избежать неудобств, связанных с применением чисел с отрицательным показателем степени, концентрацию водородных ионов принято выражать через водородный показатель и обозначать символом рН.

р- обозначение - это логарифмическая шкала, приспособленная химиками для упрощения выражения малых величин; используют для выражения концентраций ионов водорода, формально определяется как минус \log_{10} от концентрации ионов водорода.

Водородным показателем рН называют отрицательный десятичный логарифм концентрации водородных ионов.

Понятие о водородном показателе было введено датским биохимиком С.П. Соренсеном (1868-1939), разрабатывающий в это время способы улучшения контроля за качеством пива. буква р - начальная буква датского слова potenz - математическая степень, буква Н - символ водорода

K_w - постоянная только при постоянной температуре

Диссоциация воды - эндотермический процесс, а следовательно, K_w растет с повышением температуры:

C^0	10	20	25	30	40
$K_w, 10^{-14}$ моль ² /дм ⁶	0,29	0,68	1,00	1,47	2,92

Из уравнения следует, что поскольку произведение $[H^+][OH^-]$

постоянная величина, то в любом растворе концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов **не равна нулю**.

Всякий раствор содержит как H^+ и OH^- ионы.

Для чистой воды концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов, так из одного моль ионов H^+ и OH^- образуется только один моль ионов OH^- .



Следовательно, концентрация этих ионов при 25^0C будет:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль / л}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль / л -нейтральная среда}$$

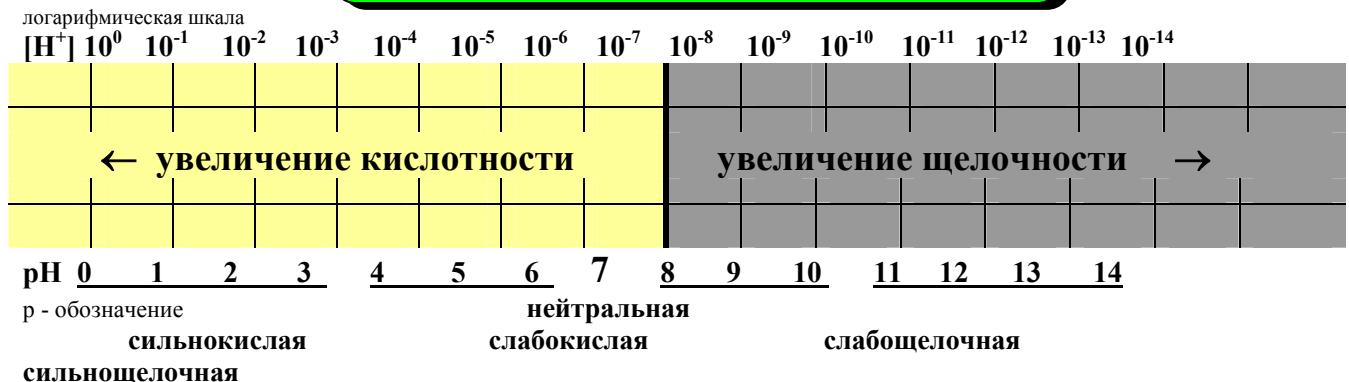
или 0,0000001

$[H^+] > 10^{-7}$ кислая среда

$[H^+] < 10^{-7}$ щелочная среда

Пользоваться такими числами неудобно.

$$pH = -\lg[H_3O^+] \text{ или упрощенно } [H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ или упрощенно } [H^+] = 10^{-pH}$$



5 Смещение ионных равновесий.

- При повышении концентрации одного из реагентов равновесие сдвигается в направлении образования продуктов реакции.
 - При повышении концентрации одного из продуктов реакции равновесие сдвигается в направлении образования реагентов.

1.10 Лекция №10(2 часа).

Тема: Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH Гидролиз солей

1.10. 2 Краткое содержание вопросов

1 Диссоциация воды. Ионное произведение воды.

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль / л}$$

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль / л -нейтральная среда
или 0,0000001

H^+ $> 10^{-7}$ кислая среда
 H^+ $< 10^{-7}$ щелочная среда

2 Водородный показатель. Решение расчетных задач на определение pH.



Водородным показателем pH называют отрицательный десятичный логарифм концентрации водородных ионов.

$$pOH = -\lg [OH^-]$$

$$[OH^-] \equiv 10^{-pOH}$$

Связь величины pH и pOH

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$$pK_w = \lg[H_3O^+] + \lg[OH^-]$$

$$pK_w = -pH - pO$$

Связь величины pH и pOH

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$$pK_w = \lg[H_3O^+] + \lg[OH^-]$$

$$-pK_w = -pH - pOH$$

$$14 = pH + pOH$$

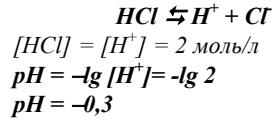
ВЫЧИСЛЕНИЕ pH

1 Чему равно pH раствора, содержащего 2 моль/л HCl

Дано:
 $C(HCl) = 2\text{моль/л}$

Найти:
 pH ?

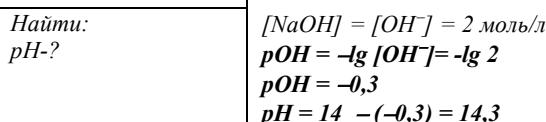
РЕШЕНИЕ
HCl - это сильная кислота, и в растворе она присутствует в виде ионов



.2. Чему равно pH раствора, содержащего 2 моль/л NaOH

Дано:
 $C(NaOH) = 2\text{моль/л}$

РЕШЕНИЕ
NaOH - это сильное основание, и в растворе оно присутствует в виде ионов
 $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$



3 Типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону).

Гидролиз - реакция ионного обмена между различными веществами и водой.

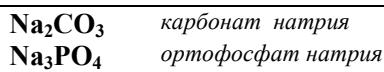
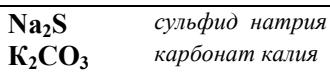
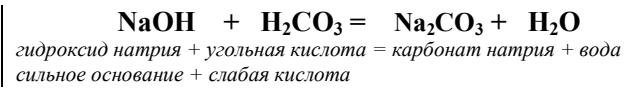
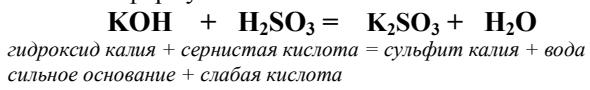
- Гидролиз солей - процесс взаимодействия соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита.
- Взаимодействие соли с водой, приводящее к изменению pH раствора, в результате которого образуются кислота (кислая соль, и основание (или основная соль), называют гидролизом солей

Случаи гидролиза

	тип соли (соль образована - кислотой и основанием)		химическая формула	подвергается ли гидролизу	реакция раствора соли	значение pH соли
	кислота	основание				
1.	сильная	сильное	KCl, NaNO ₃	нет	нейтральная	7
2.	слабая	сильное	Na ₂ CO ₃	да	щелочная	>7
3.	сильная	слабое	CuCl ₂	да	кислая	<7
4.	слабая	слабое		да, в сильной степени		
	одинаково слабые		CH ₃ COONH ₄		практически нейтральная	~7
	сильнее снобания				кислая	<7
		сильнее кислоты			щелочная	>7

4 Ионные уравнения гидролиза.

Составим формулы солей:



✓ Гидролиз таких солей протекает ступенчато, через образование кислых солей, число ступеней гидролиза определяется основностью кислоты

гидролиз карбоната натрия



1. Соль образована:

NaOH - сильное основание

H_2CO_3 - слабая кислота

гидролиз по аниону (CO_3^{2-} - ион от слабой кислоты)

I ступень гидролиза

2. Диссоциация соли

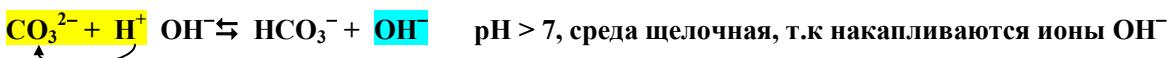


3. Диссоциация воды



4. Выбираем слабый ион и записываем реакцию с водой (ионное уравнение гидролиза)

В уравнении гидролиза нельзя использовать более одной молекулы воды



5. Молекулярное уравнение гидролиза



II ступень гидролиза

Накопление в растворе гидроксид ионов OH^- обязательно приведет к обратной реакции - частичной нейтрализации угольной кислоты. Поэтому продуктом гидролиза растворимых карбонатов является гидрокарбонат -ион, а не угольная кислота.



Правильность этого утверждения доказывает отсутствие выделения диоксида углерода из растворов карбонатов.

При комнатной температуре гидролиз проходит только по первой ступени, поскольку HCO_3^- более слабые электролит, чем H_2CO_3 (продукт второй ступени)

Образовавшаяся кислая соль NaHCO_3 подвергается гидролизу при других условиях (температура)

Соль образована:

NaOH - сильное основание

H_2CO_3 - слабая двухосновная кислота

гидролиз по аниону (HCO_3^- - ион от слабой кислоты)

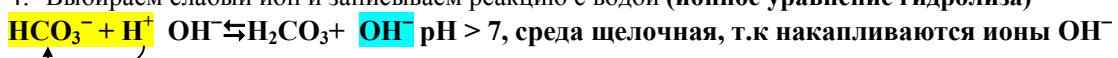
2. Диссоциация соли



3. Диссоциация воды



4. Выбираем слабый ион и записываем реакцию с водой (ионное уравнение гидролиза)



5. Молекулярное уравнение гидролиза



5 Константа и степень гидролиза.

Показателем протекания процесса гидролиза служит степень гидролиза h , представляющая собой отношение концентрации гидролизованных молекул $C_{\text{гидр}}$ к исходной концентрации растворенных молекул электролита C :

$$h = \frac{C_{\text{гидр}}}{C}$$

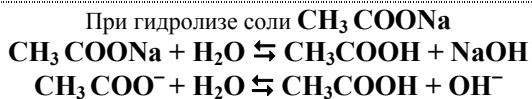
Процесс гидролиза солей характеризуют и **константой гидролиза $K_{\text{гидр}}$** , представляющей собой константу равновесия гидролитической реакции

$C_{\text{гидр}}$ - концентрация гидролизованных молекул
 C - общая концентрация раствора

Константа гидролиза соли, образованной **сильным основанием и слабой кислотой**, представляет собой отношение ионного произведения воды к константе диссоциации слабой кислоты, получающейся в процессе гидролиза.

6 Расчет константы гидролиза.

$$K_F = \frac{K_w}{K_a}$$



образуются эквивалентные количества молекул CH_3COOH и OH^- , а концентрацию ионов можно считать равной начальной концентрации этой соли ($C_{\text{соли}}$), поскольку соль является сильным электролитом, полностью диссоциирует на ионы.

Заменяя $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ на $[\text{OH}^-]$ и $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ на $C_{\text{соли}}$ получим:

$$[\text{HA}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{A}^-] = C_{\text{соли}}$$

$$K_F = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{\text{соли}}} \rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{K_F \cdot C_{\text{соли}}} \rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot C_{\text{соли}}}{K_a}}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w \quad [\text{H}^+] = \frac{K_w}{\sqrt{\frac{K_w \cdot C_{\text{соли}}}{K_a}}} \rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{C_{\text{соли}}}}$$

логарифмируя это выражение и меняя знаки на обратные, получим:

$$\lg[\text{H}^+] = \frac{1}{2}\lg K_w + \frac{1}{2}\lg K_a - \frac{1}{2}\lg C_{\text{соли}}$$

$$-\lg[\text{H}^+] = -\frac{1}{2}\lg K_w - \frac{1}{2}\lg K_a + \frac{1}{2}\lg C_{\text{соли}}$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}pC_{\text{соли}}$$

$$pK = -\lg K$$

$$pC = -\lg C$$

1.10.1 Вопросы лекции

1. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.
2. Водородный показатель. Решение расчетных задач на определение pH.
3. Типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону).
4. Ионные уравнения гидролиза.
5. Константа и степень гидролиза.
6. Расчет константы гидролиза.
7. Влияние на смещение равновесия гидролиза различных факторов

1.10. 2 Краткое содержание вопросов

1.11-12 Лекция №11-12(4 часа).

Тема: Окислительно-восстановительные реакции.

1.11-12.1 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 составление уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.
6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.
7. Электрохимия
8. Стандартные электродные потенциалы
9. Виды электродов
10. Гальванический элемент и химические источники тока
11. Электролиз
12. Коррозия металлов и методы защиты

1.11-12. 2 Краткое содержание вопросов

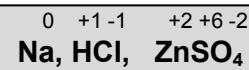
1 Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.

Окислительно-восстановительные реакции - это реакции протекающие с изменением степени окисления элементов и сопровождающиеся передачей электронов.

СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ В СОЕДИНЕНИЯХ

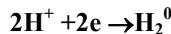
Степень окисления - целочисленный условный заряд (положительный или отрицательный), приписываемый атому в молекуле или ионе на основе совокупности формальных правил, условно допускающих, что все молекулы состоят из ионов

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение. В формулах веществ степень окисления обозначается арабской цифрой, она ставится над символом элемента со знаком плюс или минус перед цифрой.



Восстановление - процесс присоединения элементов (электронов) (происходит повышение степени окисления элемента в ходе реакции, вследствие присоединения электронов)

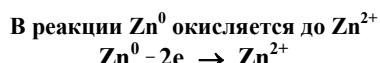
В данной реакции H⁺ восстанавливается до H₂⁰



Окислитель (ox) - вещество, которое принимает электроны и при этом восстанавливается (степень окисления элемента понижается путем присоединения электронов (HCl)).

окислитель Э + ne → Эⁿ⁺ **восстановление**

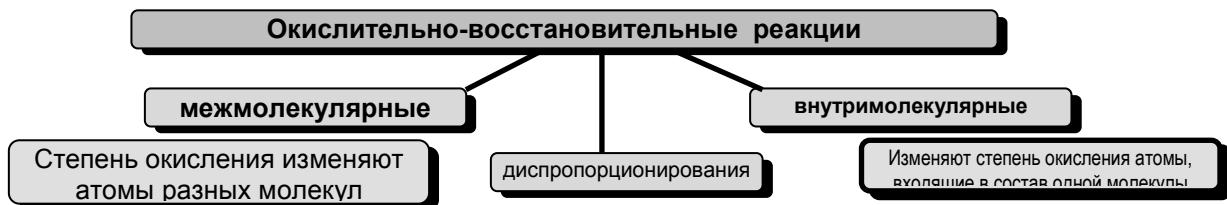
Окисление - процесс отдачи электронов (происходит повышение степени окисления элемента в ходе реакции, вследствие отдачи электронов).



восстановитель Э - ne → Эⁿ⁺ **окисление**

Восстановитель (red) - вещество, которое отдает электроны и при этом окисляется (степень окисления элемента повышается путем отдачи электронов (Zn))

2 Классификация окислительно-восстановительных реакций.



3 Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.

Для того, чтобы определить направление протекания и продукты реакции, необходимо определить:

окислитель
 $\text{Э} + \text{ne} \rightarrow \text{Э}^{\text{n}-}$

восстановитель
 $\text{Э} - \text{ne} \rightarrow \text{Э}^{\text{n}+}$

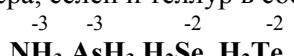
Окислителями могут быть:

- | | |
|----|---|
| 1. | • Нейтральные атомы и молекулы. |
| 2. | Положительно заряженные ионы металлов: |
| 3. | Сложные ионы и молекулы, содержащие атомы металла в состоянии высшей степени окисления. |
| 4. | Сложные ионы и молекулы, содержащие атомы неметалла в состоянии положительной степени окисления |
| 5. | Положительно заряженные ионы водорода (в некоторых кислотах, щелочах и воде) |

Восстановителями могут быть:

- | | |
|----|---|
| 1. | нейтральные атомы; |
| 2. | отрицательно заряженные ионы неметаллов в низшей степени окисления |
| 3. | положительно заряженные ионы металлов в низшей степени окисления. |
| 4. | сложные ионы (комплексные анионы) и молекулы, содержащие атомы в состоянии промежуточной степени окисления. |
| 5. | электрический ток на катоде и т.д. |

Если атомы находятся в состоянии **низших отрицательных степеней окисления** (например азот, мышьяк, сера, селен и теллур в соединениях:

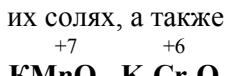


то они **могут быть только восстановителями**, так как на их внешнем уровне находится по восемь электронов и принимать электроны они не могут

Азот, мышьяк, сера, селен и теллур, марганец и хром в кислотах



и их солях, а также в



находятся в **высшей положительной степени окисления** и, следовательно, **могут проявлять только окислительные свойства**.

В кислотах



и их солях, а также в MnO_2 (+4), K_2MnO_4 (+6) азот, мышьяк, сера, селен и теллур и марганец находятся в **промежуточных степенях окисления**

Эти соединения в зависимости от реакционной способности компонентов, с которыми они реагируют, и условий реакции могут проявлять **как восстановительные, так и окислительные свойства**.

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

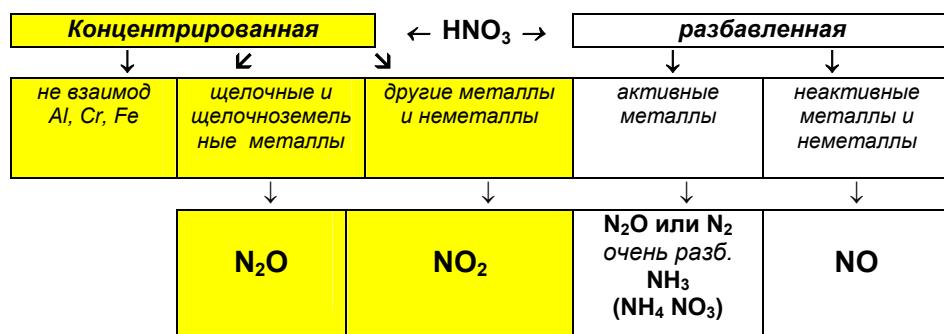
5 Правила составление уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.

Составление уравнения окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом

Правила составления	Пример
1. Записать формулы реагентов и продуктов реакции.	$\text{Na}_2\text{S O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. Определить элементы, атомы которых изменяют степень окисления.	$\begin{array}{ccccccc} & +4 & & +7 & & +6 & +2 \\ \underline{\text{Na}_2\text{SO}_3} & + & \underline{\text{KMnO}_4} & + & \text{H}_2\text{SO}_4 & = & \underline{\text{Na}_2\text{SO}_4} + \underline{\text{MnSO}_4} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \end{array}$
3. Написать ионное уравнение реакции согласно теории электролитической диссоциации и подчеркнуть ионы в которых	$2\text{Na}^+ + \underline{\text{SO}_3^{2-}} + \text{K}^+ + \underline{\text{MnO}_4^-} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow$ $2\text{Na}^+ + \underline{\text{SO}_4^{2-}} + \underline{\text{Mn}^{2+}} + \underline{\text{SO}_4^{2-}} + 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

6 Окислительные свойства азотной и серной кислот.

Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами



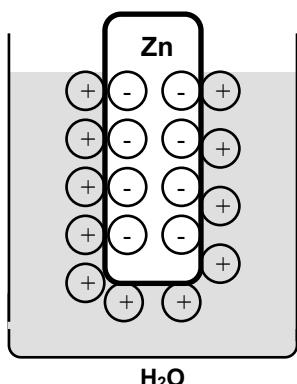
Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами					
		H_2SO_4			
не реагирует с Au, Pt, Os	пассивирует Fe, Al, Cr	с щелочными и щелочно-земельными металлами выделяет H_2S	с др. активными металлами выделяет S	с тяжелыми металлами выделяет SO_2	с неметаллами (P, C, S) выделяет SO_2

7 Электрохимия

Электрохимия представляет собой область химии, которая изучает реакции, протекающие с подводом и отводом электрической энергии, такие процессы называются электрохимическими.

8 Стандартные электродные потенциалы

Возникновение окислительно-восстановительного потенциала ϕ можно рассмотреть на примере металлического электрода. Если опустить металлическую пластинку в воду (рис.12.4.), то металл в ней хотя бы частично растворяется (даже если растворимость ничтожно мала). Под действием полярных молекул воды ионы металла гидратируются и переходят в раствор. Раствор заряжается положительно, а металлическая пластина заряжается отрицательно. т.к. в ней остаются электроны



Благодаря электростатическому притяжению между катионами и электронами катионы удерживаются вблизи поверхности металла. В результате возникает **двойной электрический слой** и появляется разность электрических потенциалов (или гальванический потенциал).

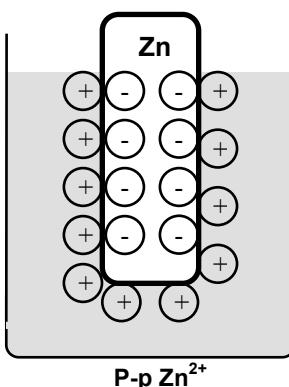
Так, хорошо известно, что пропускание воды через серебряный фильтр дезинфицирует ее и поэтому является одной из стадий очистки воды. Это объясняется бактерицидными свойствами ионов серебра, переходящих в раствор.

Растворение характерно для всех металлов и обусловлено возрастанием энтропии.

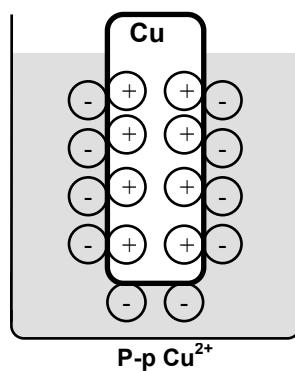
Рис.. Металлический электрод.

Если погрузить металлическую пластину в раствор соли этого же металла, то могут реализоваться два механизма образования двойного электрического слоя:

1. катионы могут восстанавливаться и осаждаться в виде атомов из раствора соли на металл (так как для разряда этих ионов расходуются электроны, то в самом атоме металла возникает недостаток электронов) $M^{2+} + ne = M^0$
2. атомы металла могут окисляться и переходить в раствор (выделяющиеся электроны остаются в металле и обуславливают их избыток) $M^0 - ne = M^{n+}$



Химически активные металлы (Zn, Al) при погружении в раствор своей соли любой концентрации частично переходят в раствор, и пластины заряжаются отрицательно.



Для малоактивных металлов (Cu, Ag, Au) наблюдается обратная картина, при любой концентрации раствора происходит осаждение ионов металла на пластине, которая заряжается положительно.

9 Виды электродов

Электроды могут различаться по виду как их металлической фазы, так и фазы раствора; обе фазы определяют ведущую к образованию потенциала реакцию.

- Электрод «металл/катион металла» I рода: металл, который погружен в раствор своих катионов

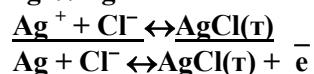
Обозначение Cu/Cu^{2+}

Электродная реакция: $\text{Cu} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e$

- Электрод «металл/катион металла» II рода: металл, погруженный в насыщенный раствор малорастворимой соли ее анионов

Обозначение $\text{Ag}/\text{AgCl(t)}, \text{Cl}^-$

Электродная реакция: $\text{Ag} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + e^-$



В связи с постоянными и хорошо воспроизводимыми потенциалами эти электроды применяются в качестве электродов сравнения в потенциометрии, в особенности каломельные электроды с хлоридом ртути (I)

- **Окислительно-восстановительный электрод: инертный металл, погруженный в раствор окислительно-восстановительной пары.**

Обозначение: $\text{Pt}/\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$

Электродная реакция: $\text{Fe}^{2+} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$

К окислительно-восстановительным электродам относятся газовые электроды.

Водородный электрод

$\text{Pt}/\text{H}_2, \text{H}_3\text{O}^+$

Электродная реакция: $\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + 2e$

10 Гальванический элемент и химические источники тока

Химическим гальваническим элементом называют устройство из двух электродов в котором химическая энергия превращается в электрическую.

В гальваническом элементе происходит окислительно-восстановительная реакция, которая протекает раздельно на двух электродах: на одном - процесс окисления, в результате которого здесь накапливаются электроны, а на другом - восстановления (электроны расходуются).

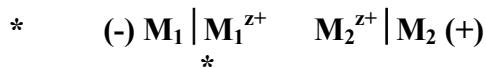
Если два разных металла погрузить в раствор электролита, то между ними возникает электрическое напряжение (разность потенциалов), такая система

металл1 | раствор электролита | металл 2

называется гальваническим элементом, или гальванической цепью.

Вместо металлов можно использовать и другие вещества с металлической проводимостью, например, графит (угольный электрод)

Химический гальванический элемент принято обозначать схемой:



Сплошными линиями разделяют поверхность фаз т-т и т-ж, штриховыми – поверхности раздела двух растворов (положение солевого мостика).

Электрод вместе с раствором называют полуэлементом. Полуэлементы изображают следующим образом:



При замыкании гальванического элемента возникает электродвижущая сила ЭДС, равная разности потенциалов полуэлементов: из потенциала полуэлемента, в котором происходит восстановление (положительный электрод), вычитают потенциал полуэлемента, в котором происходит окисление (отрицательный электрод). При такой записи ЭДС цепи будет положительной.

$$E = \varphi^0_+ - \varphi^0_-$$

Уравнение Нернста для измерения ЭДС записывается

$$E = E^0_{ox/Red} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{ox}}{a_{red}} = E^0_{ox/Red} + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{[ox]}{[red]}$$

где E^0 - стандартная ЭДС. $E^0 = \varphi^0_+ - \varphi^0_-$.

Химические источники тока - гальванические элементы, которые служат для обеспечения электрической энергией передвижных приборов

В зависимости от принципа действия различают:

первичные элементы

реакция в элементе необратима; дальнейшее использование после разрядки невозможно

вторичные элементы

реакция в элементе обратима; процессы зарядки-разрядки могут повторяться

топливные элементы

носители энергии постоянно вводятся в реакции на электродах, элементы непрерывного действия.

11 Электролиз

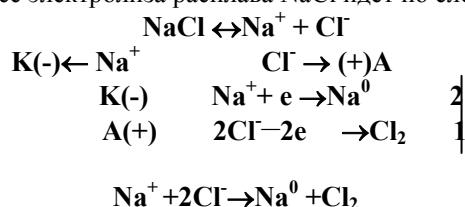
Электролиз - это окислительно-восстановительный процесс, протекающий под действием электрического тока на электродах, помещенных в раствор или расплав электролита.

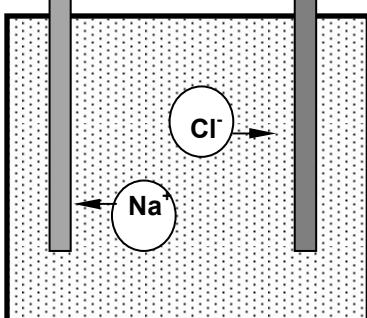
Электролиз - разложение химического соединения под действием электрического тока, сопровождающееся разрядом ионов.

Электролизер - ячейка, состоящая из двух соединенных с внешним источником постоянного тока электролов и помещенных в электролит, в которой осуществляется процесс электролиза. Для исключения взаимодействия продуктов электролиза, образующихся на катоде и аноде, применяют электролизеры с диафрагмами (из асбеста, керамики или пластмасс) или мембранными. Катоды изготавливают из графита, стали, Hg, Pt, Ni, аноды - Pt, Ni, нержавеющей стали, графита, Ti, покрытого оксидами металлов.

Электролиз расплавов

Процесс электролиза расплава NaCl идет по следующей схеме:





электролиз
 $2\text{NaCl} \leftrightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

Электролиз водных растворов

При электролизе водных растворов электролитов в электродных полупроцессах может принимать участие, кроме электролита, вода.

ПРОЦЕССЫ НА КАТОДЕ

Ряд разряжаемости на катоде

наиболее неблагородные металлы	менее неблагородные металлы	благородные металлы
Li^+ Rb^+ K^+ Ba^{2+} Ca^{2+} Na^+ Mg^{2+} Al^{3+}	Mn^{2+} Zn^{2+} Cr^{3+} Fe^{2+} Cd^{2+} Co^{2+} Ni^{2+} Sn^{2+} Pb^{2+} Fe^{3+} H	Sb^+ Cu^{2+} Hg^{2+} Hg^+ Ag^+ Pt^{2+} Au^{3+} Au^+
трудно разряжаемые		легко разряжаемые

ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА В ВОДНОМ РАСТВОРЕ

только H_2

металл и H_2

только металл

<ul style="list-style-type: none"> 1. Катионы металлов с малой величиной стандартного электродного потенциала (металлы начала ряда Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, ...до Al^{3+} включительно). При электролизе на катоде они не восстанавливаются, вместо них восстанавливается молекула воды. 	<ul style="list-style-type: none"> 2. Катионы металлов со стандартным электродным потенциалом меньшим, чем у водорода, но большим, чем у алюминия (Mn^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{3+} ...до H). При электролизе эти катионы, характеризующиеся средними значениями электроноакцепторной способности, на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами воды. 	<ul style="list-style-type: none"> 3. Катионы металлов со стандартным электродным потенциалом, больше, чем у водорода, расположены в ряду стандартных электродных потенциалов после него: Cu^{2+}, Hg^{2+}, Ag^+, Hg^+, Pt^{2+} Pt^{4+}. При электролизе они почти полностью восстанавливаются на катоде и выделяются в виде металла.
<ul style="list-style-type: none"> • происходит восстановление воды $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$ катионы металлов остаются в растворе 	<ul style="list-style-type: none"> $\text{Me}^{n+} + n e \rightarrow \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ 	<ul style="list-style-type: none"> $\text{Me}^{n+} + n e \rightarrow \text{Me}^0$

ПРОЦЕССЫ НА АНОДЕ

Процессы протекающие на аноде, зависят как от электролита, так и от материала (вещества) из которого сделан анод. Нерастворимые аноды не претерпевают окисления в ходе электролиза. В определенных условиях роль нерастворимых анодов могут выполнять Fe, Ni, Pb, Sn и др. Растворимые аноды в процессе электролиза могут окисляться (разрушаться) и переходить в раствор в виде ионов. Их изготавливают из меди, серебра, цинка, кадмия, никеля и др. металлов.

Ряд разряжаемости анионов на аноде

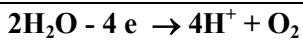
На нерастворимом аноде в процессе электролиза происходит окисление анионов или молекул воды.

SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} ,
трудно разряжаемые

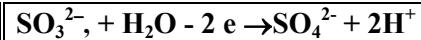
SO_3^{2-} , NO_2^- ,

S^{2-} , Γ , Br^- , Cl^- ,
легко разряжаемые

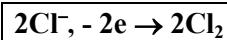
При электролизе водных растворов кислородсодержащих кислот и их солей с максимальной степенью окисления неметалла (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-}) и F^- на аноде окисляются анионы, а молекулы воды с выделением кислорода, т.к. потенциал окисления воды значительно меньше, чем для таких анионов.

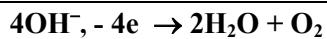


Анионы, содержащие неметалл в промежуточной степени окисления (SO_3^{2-} , NO_2^- и др.) сами окисляются на аноде,



При электролизе водных растворов бескислородных кислот и их солей (кроме HF и фторидов) у анода будут окисляться (разряжаться) анионы. Так например, при электролизе растворов кислот и их солей (H_2S , HCl , HBr и т.д.) на аноде будет окисляться соответствующий ион галогена и передавать свои электроны на внешнюю цепь электролизера.





В растворе остаются анионы кислотных остатков.

12 Коррозия металлов и методы защиты

Коррозия металлов - это самопроизвольный процесс их химического разрушения под действием окружающей среды.

Основные признаки, характерные для коррозии:

❖ **Коррозия** - процесс окислительный, атом металла (восстановитель) при взаимодействии с окружающей средой (окислителем) отдает валентные электроны и переходит в ионное состояние



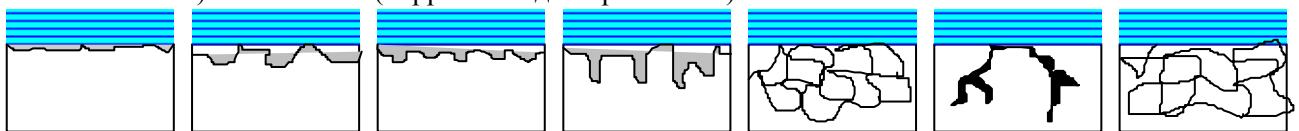
❖ **Коррозия** - преимущественно поверхностный процесс, так как развивается главным образом на поверхности металла.

Установлено, что потеря металла вследствие коррозии пропорциональна не массе металла, а его поверхности. Однако при сильном развитии коррозия может проникнуть и в глубь металлического изделия.

❖ **Коррозия** - процесс самопроизвольный. Происходит вследствие термодинамической неустойчивости системы, состоящей из металла и компонентов окружающей среды (агрессивной).

Различают несколько видов коррозии металлов:

- а) равномерная (равномерно охватывает всю поверхность металла)
- б) локальная (местная) пятнами (коррозии подвергаются лишь отдельные участки поверхности металла)
- в) точечная
- г) питтинг (язвенная)
- д) межкристаллическая (коррозийный процесс распространяется вдоль границ кристаллов, составляющих металл)
- е) растрескивающая
- ж) селективная (коррозия под напряжением)



1.13 Лекция №13(2 часа).

Тема: Комплексные соединения

1.13.1 Вопросы лекции

1. Координационная теория
2. Классификация комплексных соединений
3. Комплексообразователь и лиганда
4. Номенклатура комплексных соединений
5. Хелаты и комплексы с макроциклическими лигандами и многоядерные комплексы
6. Диссоциация комплексных соединений в водных растворах
7. Химическая связь в комплексных соединениях
8. Высоко- и низкоспиновые электронные конфигурации

9 Магнитные свойства комплексов и окраска комплексов
10. Применение комплексных соединений

1.13. 2 Краткое содержание вопросов

1 Координационная теория



- Соединением высшего порядка (комплексным, координационным) называют сложное соединение, состоящее из простых, способных к самостоятельному существованию.
- Комплексным соединением называется вещество, в узлах кристаллической решетки которого находятся сложные частицы, построенные за счет координации одним атомом (или несколькими атомами) обычных молекул и ионов и способные к существованию при переходе вещества в расплавленное или растворенное состояние.

Комплексные соединения называют часто координационными соединениями, подчеркивая тем самым способность простых неизменных частиц определенным образом располагаться (координироваться) друг около друга в комплексном ионе или комплексной молекуле.

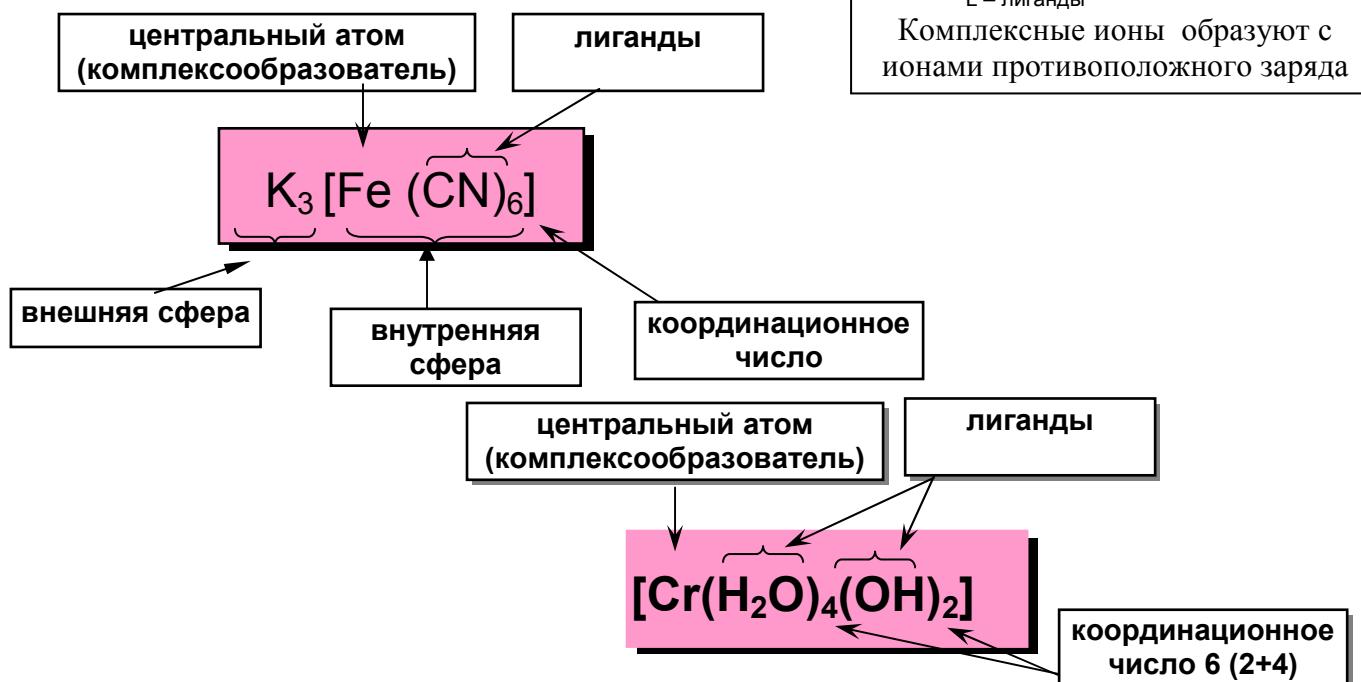
теории Бернера (А.Бернер, 1893 г.)

Образование комплексного иона:



$[ML_n]$ внутренняя сфера комплекса
(без указания заряда)
M – комплексообразователь,
L – лиганды

Комплексные ионы образуют с ионами противоположного заряда

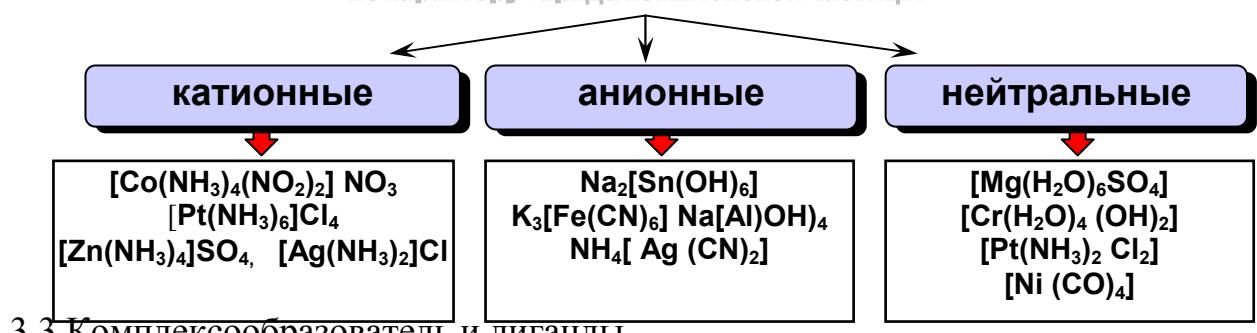


- В каждом комплексном соединении различают **внутреннюю и внешнюю** сферу.
- Внутреннюю сферу называют комплексом.**
- При написании химических формул комплексных соединений внутреннюю сферу заключают в квадратные скобки.
 - Центральный атом внутренней сферы комплексного соединения, вокруг которого группируются ионы или молекулы, называется **комплексообразователем** (ими могут быть металлы, так и неметаллы). Наиболее типичные комплексообразователи – элементы побочных подгрупп периодической системы Д.И. Менделеева.
 - Атомы или их группы (молекулы или ионы), непосредственно связанные (координированы) с центральным ионом, называются **лигандами** (ими могут быть анионы кислот и гидроксид-ионы, электронейтральные молекулы, или те и другие одновременно).
 - Формулы сложных органических лигандов (для краткости) заменяют буквенными обозначениями, например: еп- этилендиамин $NH_2CH_2CH_2NH_2$.
 - В формулах комплексов символ центрального атома всегда стоит на первом месте слева.
 - Если в состав внутренней координационной сферы входит разно-го типа сореди-

Структуры координационных сфер

2 Классификация комплексных соединений

По характеру заряда комплексной частицы



3.3 Комплексообразователь и лиганды

Способность элемента к образованию комплексных соединений относится к важнейшим его химическим свойствам. Оно зависит от строения внешнего электронного уровня атома элемента и определяется его положением в периодической системе. Как правило, комплексообразователями являются атомы или чаще ионы металлов, имеющие достаточное число свободных орбиталей. (Cu^{2+} , Ag^+ , Au^+ , Bi^{3+} , Sr^{4+} , Sn^{4+}).

d- элементы являются типичными комплексообразователями, причем максимальная способность к комплексообразованию принадлежит элементам VIIIБ –группы. Для d- элементов известны почти все типы комплексных соединений.

f- элементы образуют различные комплексные соединения, но в отличие от d-элементов лантаноиды образуют сравнительно небольшое число комплексов. Это объясняется неспособностью внутренних f-орбиталей к гибридизации, которая могла бы привести к появлению прочных ковалентных связей. Актиноиды более склонны к образованию комплексов, чем лантаноиды. Это различие вызвано участием 5f-орбиталей в гибридизации с образованием ковалентных связей с лигандами.

Способность элементов к комплексообразованию от периода к периоду растет. Элементы первого периода участвуют в комплексообразовании только за счет 1 s орбиталей, второго периода - за счет s и p орбиталей, у элементов третьего и четвертого периодов к ним присоединяются d - орбитали, у элементов шестого и седьмого периода f - орбитали.

В качестве лигандов выступают молекулы или ионы, содержащие донорные атомы, способные отдавать комплексообразователю неподеленную электронную пару.

Лигандами в комплексных соединениях могут служить:

- анионы F^- , OH^- , CN^- , SCN^- , NO_2^- , CO_3^{2-} ,
- нейтральные молекулы - H_2O , NH_3 , CO , NO , F_2 ,

Почти все лиганды обладают одной или несколькими неподеленными парами электронов. Иногда роль лигандов играют молекулы, не содержащие неподеленных пар электронов

4 Номенклатура комплексных соединений

1. В названиях первым указывают анион, а затем катион.
2. В названии комплексного иона или молекулы лиганды указывают прежде металла. Вначале называют лиганды ионного происхождения, а затем молекулярного. Все лиганды перечисляются в алфавитном порядке (приставки, указывающие число лигандов, не считаются частью названия лиганда при установлении алфавитного порядка их перечисления).
3. Число одинаковых лигандов указывают греческими приставками (ди-, три-, тетра-, пента- для 2,3,4,5 и 6 соответственно). Если название самого лиганда содержит греческую приставку, например моно- или ди-, то название лиганда заключают в скобки и к нему присоединяют приставку другого типа (бис-, трис-, тетракис-, пентакис-, гексакис- для 2,3,4,5 и 6 соответственно). Например соединение $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$ называется хлорид трис(этилендиаммин)кобальта (III)
4. Анионным лигандам дают окончание - о, а нейтральные лиганды называют так же как молекулы (Названия приведены в таблице).
5. Комплексообразователю, если он входит в состав катиона (1) или нейтрального комплекса (2), дается русское название данного элемента в родительном (1) или именительном падеже (2).

Комплексообразователь, если он входит в состав аниона, называют по-латински с заменой суффикса -ум на -ат (феррум- феррат).

6. Степень окисления металла указывают в скобках римскими цифрами сразу за названием металла.

Многоэлементные лиганды могут быть координированы к комплексообразователю различными атомами. При названии лиганда курсивом указывают в конце названия химический символ координируемого атома или атомов (через дефис), например CN^- - циано-*N* и циано - *C*,

Для некоторых лигандов известно по несколько названий, имеющий общий корень, пользуясь которыми указывают донорный атом, записываемый в формулах на первом месте: SCN^- тиоцианато, NCS^- изотиоцианато.

5 Хелаты и комплексы с макроциклическими лигандами и многоядерные комплексы

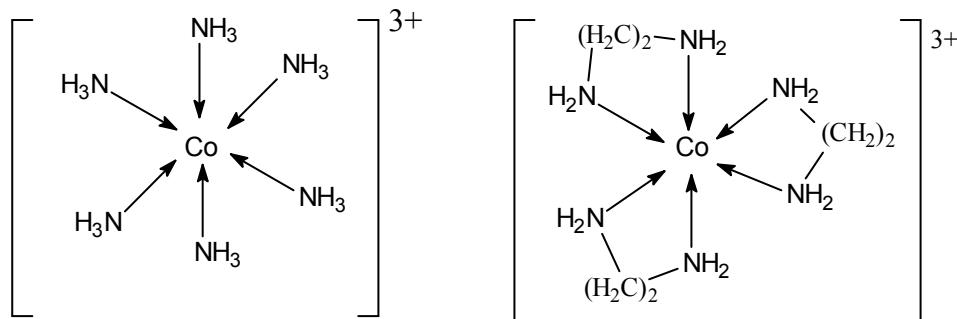
Лиганды с более чем одной неподеленной парой электронов могут образовывать более чем одну координационную связь с центральным атомом, если неподеленные пары расположены на достаточном расстоянии друг от друга.

Лиганд, имеющий две неподеленные электронные пары (бидентатный лиганда) связывается с комплексообразователем сразу в двух точках, захватывает его подобно клемням краба.

Лиганды с двумя неподеленными электронными парами выглядят как клемня.

Отсюда их название. (от греч. chelate- клемня)

В результате получается комплексная частица, содержащая три пятичленных цикла, каждый из которых, как клемня «сжимает» комплексообразователь. Поэтому циклические комплексы называют клемневидными или хелатными.

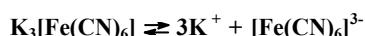


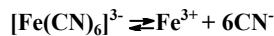
6 Диссоциация комплексных соединений в водных растворах

Электролиты при диссоциации в водных растворах образуют комплексные ионы

Комплексные соединения диссоциируют в 2 стадии.

Диссоциация комплексных соединений на комплексный ион и ион внешней сферы проходит практически нацело: как сильный электролит





Диссоциация подчиняется закону действия масс и с количественной стороны характеризуется константой, которая носит название **константы нестабильности**

$$K_c = K_{\text{нестабильности}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{CN}^-]^6}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}]}$$

Комплексные ионы диссоциируют как слабые электролиты. Диссоциация комплексных соединений является реакциями замещения лигандов координационной сферы молекулами воды.

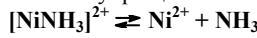
Для первой ступени «диссоциации» гексаамминникеля (II)



частная константа нестабильности равна

$$K_c = K_{6\text{нестабильности}} = \frac{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5]^{2+} \cdot [\text{NH}_3]}{[[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}]}$$

Для последней, шестой ступени «диссоциации»



частная константа нестабильности равна

$$K_c = K_{6\text{нестабильности}} = \frac{[\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]}{[[\text{NiNH}_3]^{2+}]}$$

Каждой из ступеней «диссоциации» внутренней координационной сферы отвечает своя частная константа нестабильности $K_{\text{нест.}}$

Произведение частных констант нестабильности дает общую константу нестабильности

$$\beta_i \text{нест.} = K_{1\text{нест.}} K_{2\text{нест.}} K_{3\text{нест.}} \dots K_{i\text{нест.}}$$

7 Химическая связь в комплексных соединениях

Согласно этому методу, при образовании комплексов между комплексообразователем и лигандами возникает ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму.

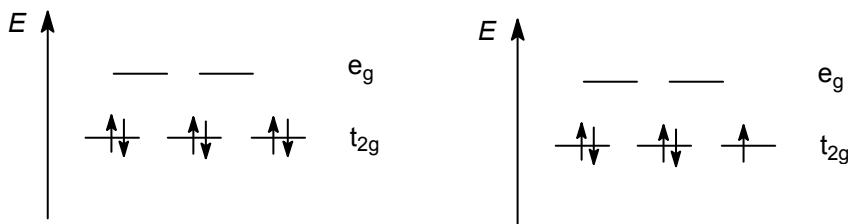
- Комплексообразователи имеют вакантные орбитали, т.е. играют роль акцепторов. Как правило, в образовании связей участвуют различные вакантные орбитали комплексообразователя, поэтому происходит их гибридизация.
- Лигандаe имеют неподеленные пары электронов и играют роль доноров в донорно-акцепторном механизме образования ковалентной связи.
- Координационное число комплекса зависит от числа вакантных орбиталей комплексообразователя. Пространственная структура комплекса определяется типом гибридизации АО комплексообразователя.

КЧ	геометрическая конфигурация	типы гибридизации	примеры
2	Линейная 	sp	$[\text{AgCl}_2]^-$ $\text{Ag}^+ 4\text{d}^{10} 5\text{s}^0$
3	плоская треугольная 	sp^2 , sd^2	$[\text{HgI}_3]^-$ $\text{Hg}^{2+} 5\text{d}^{10} 6\text{s}^0 6\text{p}^0$

8 Высоко- и низкоспиновые электронные конфигурации

У ионов металлов с конфигурациями d^4 , d^5 , d^6 , d^7 электроны могут располагаться на пяти d-орбиталах двумя различными способами (рис.13.13). Рассмотрим конфигурацию d^4 . Если значение

$\Delta_{\text{окт}}$ относительно невелико, *высокоспиновая* конфигурация $t_{2g}^3 e_g^1$ может оказаться более энергетически выгодной, чем *низкоспиновая* конфигурация t_{2g}^4 , в которой существует значительное электростатическое отталкивание между спаренными электронами одной и той же t_{2g} -орбитали. Какую конфигурацию, высоко- или низкоспиновую, будет иметь ион металла, зависит от относительных значений энергии спаривания спинов электронов и $\Delta_{\text{окт}}$. Лиганды сильного поля, вызывающие более сильное расщепление d-орбиталей будут стремиться к низкоспиновой электронной конфигурации, а лиганды слабого поля приводить к высокоспиновой конфигурации.



9 Магнитные свойства комплексов и окраска комплексов

Вещества, содержащие неспаренные электроны - парамагнитны, т.е. способны втягиваться в магнитное поле.

Вещества, не содержащие неспаренных электронов, диамагнитны; они слабо выталкиваются магнитным полем.

$[\text{CoF}_6]^{3-}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$
$\text{Co}^{3+}3\text{d}^64\text{s}^0$	$\text{Co}^{3+}3\text{d}^64\text{s}^0$	$\text{Co}^{2+}3\text{d}^74\text{s}^0$	$\text{Co}^{2+}3\text{d}^74\text{s}^0$
 высокоспиновый	 низкоспиновый	 низкоспиновый	 высокоспиновый
4 неспаренных электрона	Нет неспаренных электронов	1 неспаренный электрон	3 неспаренных электрона
парамагнитен	диамагнитен	парамагнитен	парамагнитен
Об этих свойствах свидетельствуют и экспериментальные данные			

10 Применение комплексных соединений

В практике **качественного анализа** комплексные соединения используются в качестве реагентов для открытия целого ряда катионов и анионов. Специфические функции микроэлементов в организме связаны с процессами комплексообразования между белками и ионами соответствующих металлов. Исследование на молекулярном уровне процессов, протекающих в организме, представляет изучение тысяч химических реакций, среди которых многие наиболее ответственные идут при участии комплексных соединений. Представители этого класса биокомплексов ответственны за транспорт и хранение кислорода (гемоглобин и миоглобин), электронный перенос в цитохромах, катализ окисления кислородом и пероксидом водорода (оксидазы и пероксидазы). Катализ разложения пероксида водорода (катализы). Широкий спектр функций, которые могут выполнять железосодержащие комплексы, еще раз подчеркивает, насколько влияние белка может разнообразить свойства близки по строению соединений.

1.14 Лекция №14(2 часа).

Тема: Классификация ионов на аналитические группы. Качественные реакции на катионы и анионы

1.14.1 Вопросы лекции

1. Основные понятия аналитической химии
2. Характеристика аналитических реакций
3. Условия выполнения аналитических реакций
4. Химические реагенты
5. Лабораторное оборудование и измерительная посуда
6. Качественный анализ
7. Химические методы обнаружения
8. Системы качественного анализа
9. Систематический и дробный анализ
10. Техника выполнения лабораторных работ
11. Анализ катионов
12. Анализ анионов
13. Анализ неизвестного химического соединения

1.14. 2 Краткое содержание вопросов

1 Основные понятия аналитической химии

Аналитическая химия – это наука об определении химического состава, о способах идентификации химических соединений, о принципах и методах определения химического состава вещества и его структуры.

Установление химического состава сводится к решению задачи: какие вещества входят в состав изучаемого и в каком количестве. Поэтому различают два вида анализа: качественный и количественный.

Качественный анализ сводится к определению химического состава веществ, а для определения количества веществ используется количественный анализ.

✓ В зависимости от характера поставленной задачи различают виды анализа:

- элементный – установление наличия и содержания отдельных элементов;
- молекулярный – определение содержания молекул различных веществ;
- фазовый – изучение содержания различных фаз в исследуемом веществе;
- функциональный – определение функциональных групп в соединениях.

Любой метод анализа использует определенный **аналитический сигнал** – химический, физико-химический, физический параметр, характеризующий определенное свойство изучаемого вещества.

✓ В связи с этим все методы по характеру измеряемого свойства или по способу регистрации аналитического сигнала подразделяются на химические, физико-химические и физические, биологические

Химические (или классические)	Методы, использующие аналитические сигналы при протекании химических реакций. Такими сигналами являются выпадение осадка, выделение газа, образование комплексных соединений, изменение окраски и т.п. К химическим методам относятся качественный систематический анализ катионов и анионов, а также химические количественные методы – гравиметрия (весовой анализ), титриметрия (объемный анализ)
Физико-химические методы анализа	Используют также химические реакции, но в качестве аналитического сигнала используются физические явления. К этим методам относятся: электрохимические, фотометрические, хроматографические, кинетические
Физические	Не требуют проведения химической реакции, а изучают физические свойства вещества, так, что аналитический сигнал связан с его природой и количеством. Это оптические спектры излучения, поглощения, рентгеновские, магнитно-резонансные.
Биологические	Применяют в анализе биологически-активных веществ.

2 Характеристика аналитических реакций

Чтобы химическую реакцию можно было применять в качественном анализе, она должна отвечать некоторым требованиям, главными из которых являются высокая чувствительность, избирательность, быстрота протекания и простота выполнения

3 Условия выполнения аналитических реакций

При выполнении аналитических реакций необходимо соблюдать определенные условия, важнейшими из которых являются pH среды, концентрация обнаруживаемого и посторонних ионов, температура.

От состава раствора и среды может полностью зависеть сама возможность протекания аналитической реакции. Так, например, из аммиачного раствора нитрата серебра ($\text{pH} \approx 9,3$) действием NaCl не удается осадить хлорид серебра.

Чувствительность реакции может быть повышена, если повысить увеличить концентрацию обнаруживаемого иона в растворе каким либо способом.

Повысить чувствительность реакции можно с помощью:

- ионного обмена,
- экстрагирования соединений органическими растворителями,
- соосаждения
- дистилляции
- электролиза
- удаления примесей, мешающих выполнению реакции

Метод ионного обмена

Метод экстрагирования

Экстрагирование

Экстракция

Возгонка (сублимация)

Метод соосаждения. Это способ концентрирования ионов.

Перегонка (дистилляция)

Нагревание

Маскирование мешающих ионов

Устранение мешающего влияния посторонних ионов с помощью комплексообразования называется маскированием.

4 Химические реагенты

Химическими реагентами называют вещества, которые используют для проведения химических реакций и применяют для анализа и синтеза веществ.

Они должны отвечать ряду требований. Главными из них являются:

- чистота
- чувствительность
- специфичность

Химические реагенты классифицируют по степени чистоты на:

Степень чистоты реагента	Обозначение	Содержание примесей
Технические	т.	Более 2% примесей
Чистые	ч.	до 2,0% примесей
Чистые для анализа	ч.д.а	-до 1% примесей
Химически чистые	х.ч.	менее 1% примесей
Высоко-эталонно-чистые	в.э. ч.	менее 0,01-0,00001% примесей
Особо чистые	ос.ч	менее 0,01-0,00001% примесей

Количество примесей в химических реагентах регламентируется специальной технической документацией – государственными стандартами (ГОСТ).

5 Лабораторное оборудование и измерительная посуда

Весы

В зависимости от точности, с которой необходимо определить массу вещества, используют весы различной конструкции:

- технические для грубого взвешивания (точность до 1 г). Это весы третьего класса точности
- техногимические весы (второй класс точности) можно определить массу вещества с погрешностью не более 0,01 г ;
- аналитические весы, являющиеся прибором первого класса точности, позволяют взвешивать вещества с погрешностью до 10^{-4} – 10^{-6} г .

Бани

Печи

Газовые горелки

Основным требованием, предъявляемым к стеклянной посуде, является ее химическая и термическая устойчивость. Лучшим стеклом считается пирекс, оно обладает термической и химической устойчивостью. Для проведения опытов при высоких температурах используют кварцевую посуду.

Лабораторную посуду изготавливают в основном из стекла типов ТУ (термически устойчивое), ХУ -1, ХУ-2 (химически устойчивое). На рис. 13 представлена посуда, применяемая в лабораторной практике.

Пробирки простые и калиброванные используют для проведения опытов с небольшим количеством реагентов.

Лабораторные стаканы выпускают различных размеров, с носиком и без носика, простые и калиброванные. Стаканы предназначены для выполнения разнообразных лабораторных работ.

Колбы различного размера и формы (плоскодонные, круглодонные, конические) широко применяют в лабораторной практике.

Воронки. Химические служат для фильтрования и переливания жидкостей; капельные воронки используют для введения в реакционную среду жидких реагентов небольшими порциями. Воронки делительные применяют для разделения несмешивающихся жидкостей.

Капельницы используют для введения реагентов небольшими порциями, по каплям.

Бюксы. Предназначены для взвешивания и хранения жидких и твердых веществ.

Часовое стекло. Используют для взвешивания твердых веществ.

Кристаллизаторы. Применяют для получения кристаллов из насыщенных растворов.

Измерительная посуда, применяемая в титриметрическом анализе, включает мерные колбы, пипетки, бюретки и мерные цилиндры. Пипетки и бюретки градуированы на выливание, так как небольшое количество жидкости удерживается на внутренней стороне их стенок.

6 Качественный анализ

Качественный анализ неорганических и органических веществ, осуществляемый химическими методами, основан на реакциях образования осадка определенного цвета. Формы и свойства, окрашенного растворимого соединения или окрашенного продукта окислительно-восстановительной реакции, а также газа со специфическими химическими и физическими свойствами.

7 Химические методы обнаружения

✓ Качественные аналитические реакции по способу их выполнения делятся на реакции «мокрым» и «сухим» путем. Наибольшее значение имеют реакции «мокрым» путем.

Для проведения их исследуемое вещество должно быть предварительно растворено.

Анализ «сухим» путем проводится с твердыми веществами. Он делится на пирохимический анализ и анализ методом растирания.

В основе химического качественного анализа лежат химические реакции между исследуемым веществом X и реагентом R (чаще в виде ионов в растворе), сопровождающиеся появлением аналитического сигнала – P,

В качестве сигнала в качественном анализе обычно используют:

- Выпадение осадка
- Изменение окраски раствора
- Выделение фиксируемого газа
- Изменение формы кристаллов

8 Системы качественного анализа

По сульфидной классификации все катионы делят на пять групп. При выполнении качественного анализа систематическим путем по сульфидной классификации используют способность катионов к взаимодействию с сероводородом и сульфидом аммония

По аммиачно-fosфатной классификации катионы разделяют на пять групп. Классификация основана на различном взаимодействии фосфатов катионов с кислотами, щелочами и гидроксидом аммония

В анализе катионов широкое распространение получили реакции кислотно-основного равновесия. Где в качестве групповых реагентов используются определенные кислоты и основания. Так, катионы по отношению к соляной и серной кислотам, растворам оснований NaOH и NH₄OH подразделяются на шесть аналитических групп.

Номер группы	Катионы	Групповой реагент	Образующиеся соединения	Характеристика Группы
I	NH ₄ ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ «Расторимая» группа	нет		Хлориды, сульфаты, гидроксиды растворимы в воде
II	Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Pb ²⁺ «Хлоридная» группа	HCl	AgCl, Hg ₂ Cl ₂ , PbCl ₂	Хлориды нерастворимы в воде и разбавленных кислотах
III	Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ «Сульфатная» группа	H ₂ SO ₄	SrSO ₄ , BaSO ₄ , CaSO ₄	Сульфаты нерастворимы в воде и разбавленных кислотах
IV	Zn ²⁺ , Al ³⁺ , Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺ , Cr ³⁺ «Амфотерная» группа	4 н NaOH	[Al(OH) ₆] ³⁻ [Zn(OH) ₆] ²⁻ [Sn(OH) ₄] ²⁻ [Sn(OH) ₆] ²⁻	Гидроксиды амфотерны, растворимы в избытке щелочи, с образованием гидроксоионов.
V	Mg ²⁺ , Mn ²⁺ , Fe ²⁺ , Fe ³⁺ , Bi ³⁺ , Sb ³⁺ , Sb ⁵⁺ «Гидроксидная» группа	4 н NaOH	Mg(OH) ₂ , Mn(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , Bi(OH) ₃	Гидроксиды не растворимы в избытке щелочи

VI	$\text{Cu}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}$ Аммиакатная группа	25% раствор NH_4OH	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Гидроксиды образуют аммиакаты, растворимые в воде
----	--	---------------------------------------	---	---

9 Систематический и дробный анализ

В исследуемом растворе может присутствовать не один катион, а несколько. Причем многие катионы дают сходные реакции и мешают открытию друг друга. Например, с гидротартратом натрия реагируют не только иона калия, но и ионы аммония. Поэтому для открытия ионов калия необходимо сначала выяснить, есть ли в растворе ионы аммония. Отсюда следует, что нельзя проводить реакции на отдельные ионы в произвольно выбранной последовательности. Их нужно комбинировать таким образом, чтобы к тому времени, когда мы приступаем к открытию какого-либо иона, все ионы, мешающие опыту, были бы удалены.

Систематический ход анализа – определенная последовательность выполнения аналитических реакций, при которой каждый ион обнаруживают после того, как будут обнаружены и удалены другие ионы, мешающие его обнаружению.

Дробный анализ применяют в тех случаях, когда состав исследуемого материала известен и требуется только проверить отсутствие некоторых примесей.

Дробный анализ -обнаружение ионов с помощью специфических реакций, в отдельных порциях анализируемого раствора, производимое в любой последовательности

Для проведения дробных реакций требуются специфические или избирательно действующие реагенты. Однако число их мало. Поэтому дробное открытие ионов производится обычно в два приема: сначала путем подходящих реакций выделяют определяемый ион или же маскируют ионы, мешающие его открытию, а затем с помощью характерной реакции убеждаются в присутствии определяемого иона.

10 Техника выполнения лабораторных работ

Нагревание и выпаривание.

Осаждение Центрифугирование.

Фильтрование через бумажный фильтр.

Фильтрование через вату.

Фильтрование через полоску фильтровальной бумаги.

11 Анализ катионов

Номер группы	Катионы	Групповой реагент	Образующиеся соединения	Характеристика Группы
I	$\text{NH}_4^+, \text{Na}^+, \text{K}^+$ «Растворимая» группа	нет		Хлориды, сульфаты, гидроксиды растворимы в воде
II	$\text{Ag}^+, \text{Hg}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$ «Хлоридная» группа	HCl	$\text{AgCl}, \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{PbCl}_2$	Хлориды нерастворимы в воде и разбавленных кислотах
III	$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$ «Сульфатная» группа	H_2SO_4	$\text{SrSO}_4, \text{BaSO}_4, \text{CaSO}_4$	Сульфаты нерастворимы в воде и разбавленных кислотах
IV	$\text{Zn}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{Cr}^{3+}$ «Амфотерная» группа	4 н NaOH	$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ $[\text{Zn}(\text{OH})_6]^{2-}$ $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$	Гидроксиды амфотерны, растворимы в избытке щелочи, с образованием гидроксоионов.
V	$\text{Mg}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Sb}^{3+}, \text{Sb}^{5+}$ «Гидроксидная» группа	4н NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2,$ $\text{Mn}(\text{OH})_2,$ $\text{Fe}(\text{OH})_2$ $\text{Fe}(\text{OH})_3$ $\text{Bi}(\text{OH})_3$	Гидроксиды не растворимы в избытке щелочи
VI	$\text{Cu}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}$ Аммиакатная группа	25% раствор NH_4OH	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Гидроксиды образуют аммиакаты, растворимые в воде

12 Анализ анионов

Наиболее часто употребляемая классификация, по которой все анионы делятся на три аналитические группы в зависимости от растворимости их баривых и серебряных солей. Реагентами являются растворимые соли бария и серебра.

Номер группы	Анионы	Групповой реагент	Образующиеся соединения	Характеристика Группы
I	SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-} $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$, CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.	Хлорид бария BaCl_2 , в нейтральном или слабощелочном растворе	BaSO_4 , BaSO_3 , BaCO_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, BaSiO_3	Соли бария практически нерастворимы в воде.
II	Cl^- , Br^- , Γ , S^{2-}	Нитрат серебра AgNO_3 в присутствии HNO_3	AgCl , AgBr , AgI , Ag_2S	Соли серебра практически нерастворимы в воде и в разбавленной азотной кислоте.
III	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-	Группового реагента нет	—	Соли бария и серебра растворимы в воде

13 Анализ неизвестного химического соединения

✓ Вещество поступает на анализ в сухом виде или в растворе. Получив образец вещества, проводят предварительные наблюдения и испытания: исследуют цвет образца, растворимость в различных растворителях, поведение при внесении в пламя горелки. Нагревание в пробирки, запах, форму и цвет кристаллов, однородность состава. Прежде всего рассматривают небольшую пробу сухого вещества, невооруженным глазом и под микроскопом.

Однородные бесцветные или +белые кристаллы	Отсутствуют в пробе окрашенные катионы и анионы, Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MnO_4^-
Синий	возможное присутствие солей меди,
Розовое	возможное присутствие солей кобальта и марганца (II)
Зеленые	возможное присутствие солей железа (II), никеля (II), меди(II)
Желтые	возможное присутствие солей железа (III), хроматов
Оранжевые	возможное присутствие дихроматов.
Красно-фиолетовое	возможное присутствие Перманганат иона

✓ Поведение образца в пламени исследуют, внося небольшое его количество в петлю платиновой проволоки в пламя горелки. Обугливание и сгорание пробы говорит об присутствии органических веществ, мгновенное улетучивание – солей аммония. Окрашивание пламени – катионов обладающим этим свойством.

Летучая соль металла	Окраска пламени
Натрия	Интенсивно-желтая
Калия	Фиолетовая
Рубидия и цезия	Розово-фиолетовая
Лития и стронция	Карминово-красная
Бария	Зеленая
Кальция	Кирпично-красная
Меди и бора	Голубая или зеленая (при большой концентрации меди)
Свинца, мышьяка и сурьмы	Бледно-голубая

✓ Далее пробу подвергают нагреванию в пламени на фарфоровой пластинке или шпателе, добавляя в случае необходимости некоторые реактивы. При этом с пробой может произойти ряд изменений, характер которых позволяет сделать некоторые заключения:

Характер изменений	Заключение
Не изменяется	Отсутствуют Hg, соли аммония, карбонаты. Органические соединения. Кристаллогидраты
Плавится	Могут присутствовать Нитраты. Нитриты. Карбонаты, перхлораты щелочных металлов, кристаллогидраты (квасцы, сульфаты натрия, калия, магния, тиосульфата натрия. Калия)
Обугливаются	Органические соединения. Оксалаты, тартраты. Цитраты
Изменение цвета	Обесцвечивание – окисление сульфидов ($\text{CuS} - \text{CuSO}_4$); разложение высших оксидов ($\text{PbO}_2 - \text{PbO}$); Потемнение – образование оксидов CuO , Fe_2O_3 , CoO , MnO_2 ; позеленение – соли хрома (III),

	хроматы
Возгонка	Бесцветные пары – соли аммония, карбонаты. Сульфиды, перхлораты, хлораты. Желтые пары – нитрат, нитрит, бромат. Фиолетовые пары – иодат, иодид

✓ Если при добавлении кислот к анализируемой пробе выделяются газы, то по характеру газа можно определить анион, входящий в состав вещества.

Газ	Способ обнаружение	Анион содержащийся в растворе
CO ₂	Помутнение известковой воды	CO ₃ ²⁻ , HCO ₃ ⁻
SO ₂	Запах горящей серы	SO ₃ ²⁻ , S ₂ O ₃ ²⁻
NO ₂	Красно-бурые пары	NO ₂ ⁻
H ₂ S	Запах тухлых яиц	S ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , S ₂ O ₃ ²⁻
CH ₃ COOH	Запах уксуса	CH ₃ COO ⁻
Br ₂	Красно-бурые пары	Br ⁻ (с окислителем)
HCl	Удушливый газ, помутнение раствора AgNO ₃	Cl ⁻
I ₂	Фиолетовые пары	I ⁻ (с окислителем)
O ₂	Вспыхивание тлеющей лучины	MnO ₄ ⁻ , ClO ₄ ⁻ , Cr ₂ O ₇ ²⁻ , CrO ₄ ²⁻ , H ₂ O ₂

✓ Если проба растворима в воде, ценные сведения о ее составе может дать реакция среды. Кислая реакция среды указывает на присутствие свободных кислот. Солей сильных кислот и слабых оснований, кислых солей. Щелочная реакция среды говорит о присутствии щелочей, солей сильных оснований слабых кислот, основных солей.

✓ Растворимость вещества определяют делая образец на три части:

1. испытывают на катионы
2. испытывают на анионы
3. используют для проверочных опытов

Если в воде образец полностью не растворяется, то воду подогревают.

При нерастворимости в воде, к ней добавляют 2 н HCl, при нерастворимости в HCl пытаются растворить в 2 н HNO₃, концентрированной азотной, соляной кислоте, «царской водке», растворе аммиака.

Когда вещество переведено в раствор то приступают к систематическому анализу катионного состава соли. См табл. Анализ смеси катионов I-VI аналитических групп.

Определив катионный состав исследуемого раствора, приступают к анализу анионного состава раствора. Составьте формулу заданного вещества, открыв катионы и анионы.

1.15-16 Лекция №15-16(4 часа).

Тема: Титриметрический анализ. Кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование. Осадительное и комплексонометрическое титрование

1.15-16.1 Вопросы лекции

1. Титриметрический анализ.
2. Сущность и особенности титриметрического анализа. Методы титриметрии
3. Основные понятия титриметрического анализа.
4. Титрованные растворы: приготовленные и установленные
5. Расчеты в титриметрическом анализе.
6. Метод нейтрализации. Сущность метода .Ацидиметрия и алкалиметрия. Индикаторы метода кислотно-основного титрования.
7. Выбор индикатора. Кривые титрования. Индикаторные ошибки титрования
8. Порядок титрования.
9. Применение метода нейтрализации
10. Методы редоксиметрии. Классификация методов редоксиметрии. Перманганатометрия. Иодометрия. Дихроматометрия
11. Методы осаждения. Сущность метода.
12. Индикаторы методов осаждения.
13. Аргентометрия. Метод Мора. Применение метода осаждения.
14. Комплексонометрия. Сущность метода. Определение точки эквивалентности
15. Методы комплексонометрического титрования. Применение комплексонометрии.

1.15-16. 2 Краткое содержание вопросов

1 Титриметрический анализ.

Титриметрический анализ основан на измерении объема раствора реагента, израсходованного на эквивалентное взаимодействие с определяемым веществом. При этом концентрация реагента должна быть предварительно установлена. По концентрации и объему раствора реагента вычисляют содержание вещества. Ошибка определения при этом не превышает 0,2 %.

.2 Сущность и особенности титриметрического анализа. Методы титриметрии

Титрование – процесс постепенного контролируемого приливания раствора с точно известной концентрацией к определенному объему другого раствора.

Титрование необходимо продолжать до точки эквивалентности, т.е. до того момента, когда реагирующие вещества полностью прореагируют друг с другом. Поэтому реактив прибавляют не сразу, а постепенно, небольшими порциями до достижения точки эквивалентности, т.е. до того момента, когда реактива будет прибавлено ровно столько, сколько требуется для взаимодействия со взятым количеством исследуемого вещества, исходя из уравнения реакции между ними. Точку эквивалентности можно установить с помощью любого кислотно-основного индикатора – вещества, которое в точке эквивалентности или вблизи нее меняет свою окраску.

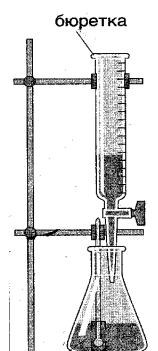
В основу титриметрического анализа могут быть положены только те химические реакции, которые:

- Протекают с достаточно высокой скоростью и практически до конца.
- Выражаются определенным уравнением и не сопровождаются побочными процессами, связанными с расходованием реагента или анализируемого вещества.
- Кроме того, должен существовать несложный способ, позволяющий устанавливать точку эквивалентности.

В зависимости от типа реакции, которая лежит в основе определения, различают следующие методы титриметрического анализа:

- кислотно-основный;
- окислительно-восстановительный;
- осадительный;
- комплексонометрический.

3 Основные понятия титриметрического анализа.



Титрант (стандартный или рабочий раствор) – раствор, который **приливают**.

Титруемый раствор – раствор, к которому **приливают титрант**.

Титруемый раствор обычно помещают в колбу для титрования, а титрант – в бюретку.

Титриметрическая система – смесь вещества, образовавшаяся при взаимодействии титранта и титруемого вещества.

Точка эквивалентности – момент титрования, когда число эквивалентов титранта равно числу эквивалентов определяемого вещества.

Индикаторы – вещества или приборы, применяемые для установления точки эквивалентности.

4 Титрованные растворы: приготовленные и установленные

➤ **Титрованный раствор (титрант)** – раствор с точно известной концентрацией.

Титранты делят на :

a) растворы первичной стандартизации

Исходные (приготовленные),
стандартные, или
первичные стандарты

b) растворы вторичной стандартизации

Рабочие
(установленные),
стандартизованные, или
вторичные стандарты

С помощью исходных растворов определяют титр и нормальность рабочих растворов.

С помощью рабочих растворов производят титриметрические (объемно-аналитические) определения, узнают количество определяемых веществ в растворах.

Вещества, которые могут быть использованы для получения растворов с приготовленным титром, называют **исходными (стандартными) веществами**.

Требования, предъявляемые к стандартным веществам:

- вещества должны быть химически чистыми;
- состав их должен строго соответствовать химической формуле;
- должны быть устойчивы в растворе и при хранении в твердом состоянии;
при стандартизации рабочего раствора химическая реакция должна протекать быстро, четко и до конца

Точную концентрацию вторичных стандартных растворов устанавливают титрованием с помощью подходящего первичного стандартного раствора (табл.)

➤ Процесс определения концентрации вторичного стандартного раствора титрованием по первичному стандартному раствору (иногда и по вторичному) называется **стандартизацией раствора**

5 Расчеты в титриметрическом анализе.

Расчеты, связанные с вычислением результатов титрования

титр <i>T</i> -содержание вещества (в г) в 1 см³ раствора	$m = \frac{m_{(в-ва)}}{V(p-pa)}$ $C_3 \cdot M,$ $T = \frac{C_3 \cdot M}{1000}$ $m_{в-ва} \cdot 1000$ $C_3 = \frac{m_{в-ва} \cdot 1000}{V \cdot M},$	g/ml g/cm^3	формула навески <i>если вещество жидкое,</i>	$m = \frac{C_3 \cdot M_3 \cdot V}{1000}$ $V = \frac{C_3 \cdot M_3 \cdot V \cdot 100}{1000 \cdot \rho \cdot W}$	g cm^3
	$V_1 \cdot C_3 = V_2 \cdot C_3_2$		поправочный коэффициент	$K = \frac{C_{ист}}{C_{мер}}$	
	<i>T титранта по определяемому веществу или титр соотвествия -содержание определяемого вещества (в г) эквивалентное числу граммов в 1 см³ титранта</i> $T_{титрант/опред. в-ва} = C_{титранта} M_{з опред. в-ва} / 1000$		<i>т определяемого вещества способом отдельных навесок</i>	<i>m = C_{з титранта} · V_{титранта} / M_{з опред. в-ва} / 1000</i>	
<i>m определяемого вещества способом титрования</i>	$m = \frac{C_{титранта} \cdot V_{титранта} \cdot M_{з опред. в-ва}}{1000 \cdot m_{опред. в-ва}}$				

6 Метод нейтрализации. Сущность метода .Ацидиметрия и алкалиметрия. Индикаторы

В основе метода кислотно-основного титрования положена реакция взаимодействия ионов водорода с гидроксидами, сопровождающаяся образованием слабодиссоциированных молекул воды :



Этот метод применяется для количественного определения кислот (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , H_3PO_4 , CH_3COOH , $H_2C_2O_4$ и др.), гидроксидов (KOH , $NaOH$, $Ba(OH)_2$ и др.), солей, способных гидролизоваться в водных растворах (Na_2CO_3 , K_2CO_3), а также их смесей (смесь NH_4Cl и $NaOH$).

5.2. Ацидиметрия и алкалиметрия

Кислотно-основное титрование имеет два основных метода:

ацидиметрия	алкалиметрия
титрант - кислота титрантами являются $1; 0,5; 0,1; 0,01$ н растворы H_2SO_4 и HCl	титрант - основание титрантами являются $1; 0,5; 0,1; 0,01$ н растворы $NaOH$ и KOH
<i>* Поскольку эти кислоты и гидроксиды не могут быть использованы как исходные вещества для приготовления титрованных растворов, то сначала готовят растворы примерной концентрации, а точный титр и нормальную концентрацию их устанавливают по исходным веществам.</i>	<i>В качестве исходных веществ для установления титра растворов кислот используют тетраборат натрия или карбонат натрия безводный</i>
<i>В качестве исходных веществ для установления титра растворов щелочей используют щавелевую $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ или янтарную кислоту</i>	

При протекании реакции нейтрализации не наблюдается каких-либо внешних признаков, которые можно было бы наблюдать визуально. Поэтому для фиксирования точки эквивалентности необходимо применять индикаторы.

➤ Кислотно-основными индикаторами, или просто индикаторами, называют вещества, меняющие свою окраску в определенной области значений pH раствора.

7 Выбор индикатора. Кривые титрования. Индикаторные ошибки титрования

Прежде чем приступить к титрованию, необходимо рассчитать величину pH, при которой следует закончить процесс титрования. Определяя значение pH в точке эквивалентности и зная pH изменения окраски индикатора, подбирают соответствующий индикатор метода нейтрализации. Так, например, если мы хотим оттитровать раствор уксусной кислоты при помощи раствора гидроксида калия, мы узнаем pH в точке эквивалентности. Эта величина равна 9,0. Следовательно, берем индикатор с интервалом перехода около 9,0. Мы знаем, что таким индикатором является фенолфталеин, область перехода которого 8-10, а рТ= 9,0.

Вести титрование в методе нейтрализации необходимо в присутствии индикатора, область перехода которого лежит в пределах скачка pH на кривой титрования.

8 Порядок титрования.

Правильное определение конечной точки титрования зависит не только от выбора индикатора, но и от порядка титрования.

По методу нейтрализации титрование выполняют «от кислоты к щелочи», т.е. путем приливания к кислоте щелочи из бюретки, или наоборот, «от щелочи к кислоте». При этом выбор индикатора не безразличен. Например, если титруя «от кислоты к щелочи», воспользоваться метиловым оранжевым, то розовая окраска индикатора от избыточной капли щелочи должна перейти в желтую. Но такое изменение окраски гораздо хуже улавливается глазом, чем переход ее из желтой в розовую. Поэтому с метиловым оранжевым титруют «от щелочи к кислоте». С фенолфталеином удобнее титровать «от кислоты к щелочи», так как при этом бесцветный раствор становится малиновым.

Иногда для лучшего определения конечной точки титруют с так называемым «свидетелем».

9 Применение метода нейтрализации

Ацидиметрическое титрование

Определение карбонатной жесткости воды

Работа по определению карбонатной жесткости воды состоит из нескольких этапов:

- приготовление раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента $\approx 0,1$ моль/л;
- приготовление стандартного раствора тетрабората натрия;
- стандартизация раствора HCl по тетраборату натрия;
- определение карбонатной жесткости воды.

10 Методы редоксиметрии. Классификация методов редоксиметрии.

В основу методов редоксиметрии положены **окислительно-восстановительные реакции**. Название методов, в которых используется принцип редоксиметрии, происходит обычно от названия рабочих титрованных растворов.

Методы	Рабочий раствор
Перманганатометрия	метод основан на окислительном действии рабочего раствора перманганата калия $KMnO_4$
Йодометрия	метод, в котором рабочим титрованным раствором служит раствор свободного иода в KI. Метод позволяет определять как окислители, так и восстановители. Для определения окислителей используется рабочий раствор тиосульфата натрия и вспомогательный раствор иодида калия KI. Индикатором служит крахмал.
Бихроматометрия	метод основан на использовании в качестве рабочего раствора бихромата калия. Метод может применяться как для прямых, так и для косвенных определений.
Броматометрия	использует в качестве окислителя раствор бромата калия
Йодатометрия	рабочий раствор иодата калия
Ванадометрия	рабочий раствор ванадата аммония

11 Перманганатометрия. Йодометрия. Дихроматометрия

Перманганатометрия – это окислительно-восстановительный метод объемного анализа, основанный на реакциях окисления, производимых раствором перманганата калия $KMnO_4$.

Перманганатометрия - один из лучших способов определения железа в разных объектах. После растворения образца (руды минерала, сплава) железо оказывается в степени окисления +3, поэтому его предварительно переводят в $Fe(II)$ хлоридом олова (II) или металлами. Таким же образом с предварительным восстановлением можно определять V , Mo , W , U , Ti , Nb , Sn , Sb , которые после растворения образцов получаются в высшей степени окисления

Определение содержания железа в растворе соли Мора

Работа состоит из нескольких этапов:

- приготовление раствора $KMnO_4$ приблизительной концентрации $\approx 0,05\text{ н}$;
- приготовление стандартного раствора щавелевой кислоты $0,05\text{ н}$;
- стандартизация перманганата калия по щавелевой кислоте;
- определение железа в соли Мора $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$.

Иодометрия – это окислительно-восстановительный метод объемного анализа, основанный на реакции восстановления свободного иода до иодид-ионов и окисления иодид-ионов до молекулярного;

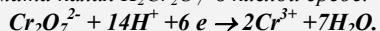
– это метод редоксиметрического анализа, при котором о количестве определяемого вещества судят по количеству поглощенного или выделенного иода

Определение содержания меди в растворе и хлора в воде

Работа состоит из нескольких этапов:

- приготовление раствора тиосульфата натрия с приблизительной концентрацией $\approx 0,05\text{ н}$;
- приготовление стандартного раствора дихромата калия, $0,05\text{ н}$;
- установление молярной концентрации эквивалента раствора тиосульфата натрия по стандартному раствору дихромата калия;
- приготовление раствора иода с приблизительной концентрацией $\approx 0,05\text{ н}$;
- установление молярной концентрации эквивалента раствора иода по стандартизированному раствору тиосульфату натрия;
- определение содержания меди в растворе;
- определение содержания свободного хлора в воде.

Дихроматометрия – это окислительно-восстановительный метод объемного анализа, основанный на реакциях окисления, производимых раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ в кислой среде.



Дихроматометрию используют для определения многих восстановителей, например, железа (после предварительного восстановления) и органических компонентов вод и почв (окисляемость по дихромату). В гигиенической практике она нашла применение для определения химического потребления кислорода – оценки содержания всех органических веществ, которые растворены в воде. Они при кипячении в избытке дихромата калия в присутствии серной кислоты окисляются до углекислоты.

12 Методы осаждения. Сущность метода.

Методы осаждения объединяют объемно-аналитические определения, в основе которых лежат реакции образования осадков малорастворимых соединений. **Сущность методов осаждения состоит в том, что определяемое вещество (ион) количественно переводится в осадок.** О массе вещества судят по затраченному объему рабочего раствора.

При этом реакции должны отвечать следующим условиям:

- осадок должен быть практически нерастворимым и быстро выпадать;
- необходимо, чтобы легко фиксировалась индикаторами эквивалентная точка;
- титрование не должноискажаться явлениями адсорбции других веществ.

Для уменьшения адсорбции при применении методов осаждения следует титровать медленно вблизи точки эквивалентности и после каждого прибавления рабочего раствора тщательно перемешивать раствор.

В зависимости от используемых рабочих растворов методы осаждения имеют названия:

аргентометрия	используют рабочий раствор нитрата серебра $AgNO_3$
роданометрия	применяют раствор роданида аммония NH_4SCN
меркурометрия	используют растворы солей ртути

13 Индикаторы методов осаждения.

Точка эквивалентности в методах осаждения может быть определена титрованием без индикатора и с индикаторами. Индикаторы делятся на 2 группы:

1. Индикаторы -реагенты.

Они, как и анализируемое вещество, вступают в реакцию с рабочим раствором с образованием осадков или окрашенных растворов, окраска которых другая, чем основного осадка или раствора. Кроме окраски, осадок должен иметь большую растворимость, чем основной осадок, например:

$AgCl$ - белый осадок, $PR = 1,1 \cdot 10^{-10}$

$AgBr$ - желтоватый осадок, $PR = 7,7 \cdot 10^{-13}$

Ag_2CrO_4 красный, $PR = 9 \cdot 10^{-12}$

Концентрация ионов в насыщенном растворе будет: [иона] = $\sqrt{Пр}$

$$[Ag] = [Cl] = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ г-ион/л}$$

$$[Ag] = [Br] = 8,8 \cdot 10^{-7} \text{ г-ион/л}$$

$$[Ag] = [CrO_4^{2-}] = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ г-ион/л}$$

Следовательно, при прибавлении титрованного раствора нитрата серебра AgNO_3 к смеси ионов Cl^- и CrO_4^{2-} вначале будет выпадать белый осадок AgCl и только после достижения концентрации ионов Cl^- , равной $1,05 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л, дальнейшее прибавление нитрата серебра вызывает выпадение красного осадка хромата серебра Ag_2CrO_4 , появление которого укажет на окончание реакции.

2. Адсорбционные индикаторы.

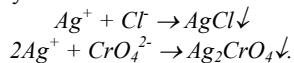
14 Аргентометрия. Метод Мора. Применение метода осаждения.

Аргентометрия – титриметрический метод анализа анионов, образующих малорастворимые соли с катионом Ag^+ .

Титрантом в аргентометрии являются водные растворы AgNO_3 . Различают два варианта аргентометрии, отличающихся между собой типом индикаторов: метод Мора и метод Фаянса.

► **Метод Мора** – метод аргентометрического титрования, предназначенный для определения хлоридов и бромидов.

Метод Мора основан на прямом титровании навески анализируемого вещества в растворе стандартным раствором AgNO_3 в присутствии индикатора – хромата калия K_2CrO_4 . Анализируемые хлорид- или бромид- ионы образуют осадки AgCl или AgBr , после полного осаждения которых избыток AgNO_3 взаимодействует с K_2CrO_4 . В присутствии галогенид-ионов осадок Ag_2CrO_4 не выпадает, так как его растворимость выше, чем AgCl и AgBr . Этим объясняется, что в процессе титрования осадок Ag_2CrO_4 образуется лишь после полного связывания ионов Cl^- и Br^- :



Образование AgCl будет продолжаться до тех пор, пока к анализируемому раствору не будет прибавлено эквивалентное количество AgNO_3 . Избыток раствора AgNO_3 после достижения точки эквивалентности взаимодействует с индикатором с образованием кирпично-красного осадка хромата серебра.

Метод Мора неприменим в присутствии анионов, которые дают с ионом Ag^+ труднорастворимые осадки, например, ионы PO_4^{3-} , AsO_4^{3-} , CrO_4^{2-} , S^{2-} , SO_3^{2-} , а также катионов, которые образуют труднорастворимые осадки с ионами CrO_4^{2-} индикатора, например, ионы Ba^{2+} , Pb^{2+} и др.

Среда при титровании должна быть нейтральная или слабощелочная pH 7-10. В щелочной среде нитрат серебра реагирует со щелочами. В кислотах осадок хромата серебра растворяется. Титрование проводят при комнатной температуре, так как при повышении температуры растворимость хромата серебра увеличивается и падает чувствительность индикатора хромата калия.

15 Комплексонометрия. Сущность метода. Определение точки эквивалентности

Комплексонометрия – титриметрический метод анализа, основанный на реакциях образования устойчивых комплексных соединений катионов металлов с некоторыми органическими реагентами (комплексонами).

Ионы металлов практически мгновенно взаимодействуют с комплексонами с образованием растворимых малодиссоциированных соединений постоянного состава.

► **Комплексоны** – органические соединения, производные аминополикарбоновых кислот, простейшей из которых является иминодиуксусная кислота:

Точку эквивалентности в комплексонометрии можно определять различными способами:

1. Так как при взаимодействии определяемого катиона с комплексоном происходит выделение ионов H^+ в количестве, эквивалентном катионам, то определив концентрацию ионов H^+ в растворе алкалиметрически, можно определить количество определяемого катиона.
2. Точку эквивалентности в комплексонометрии можно определять физико-химическими методами (спектрофотометрическим, амперометрическим, потенциометрическим).

Точку эквивалентности определяют по исчезновению определяемого катиона в растворе с помощью металлы-индикаторов. Это органические красители, образующие с катионами окрашенные комплексные

Определение общей жесткости воды

Работа состоит из нескольких этапов:

- приготовление раствора трилона Б;
- приготовление стандартного раствора сульфата магния;
- стандартизация раствора трилона Б по сульфату магния;
- определение общей жесткости воды.

1.17 Лекция №17(2 часа).

Тема: Физико-химические методы анализа.

1.17.1 Вопросы лекции

1. Классификация физико-химических методов анализа
2. Потенциометрические методы анализа
3. Хроматография.
4. Фотометрические методы анализа

1.17. 2 Краткое содержание вопросов

- 1 Классификация физико-химических методов анализа
оптические методы анализа
потенциометрические методы анализа
кондуктометрический метод анализа
полярографический метод анализа
хроматографический метод анализа
- 2 Потенциометрические методы анализа

В основе электрохимических методов анализа и исследования лежат процессы, протекающие на электродах и межэлектродном пространстве. Чаще всего, при выполнении анализа используют функциональную зависимость силы тока, потенциала, электрической проводимости от концентрации анализируемого раствора. В зависимости от измеряемого параметра можно выделить следующие электрохимические методы (табл. 20).

Классификация электрохимических методов анализа
по измеряемому параметру электрохимической ячейки

Измеряемый параметр	Условия измерения	Метод
Потенциал Е, В	I = 0	Потенциометрия
Ток I, мА, мА	I = f(E _{налож})	Вольтамперометрия
Количество электричества Q, Кл	I = const или E = const	Кулонометрия
Удельная электрическая проводимость χ , См ⁻¹	I, 1000 Гц	Кондуктометрия
Масса m, г	I = const или E = const	Электрографавиметрия

3 Хроматография.

Хроматография – это физико-химический метод разделения смесей веществ, основанный на их распределении между двумя несмешивающимися фазами, одна из которых является стационарной (неподвижной), а другая – подвижной;

- динамический метод анализа, основанный на многократно повторяющихся процессах сорбции и десорбции.

Обязательным условием для проведения хроматографии является наличие двух фаз: неподвижной (стационарной) и подвижной.

 По доминирующему механизму различают:

- **адсорбционную хроматографию.;**
- **распределительную хроматографию.;**
- **ионообменную хроматографию.;**
- **хемосорбционную хроматографию.;**
- **молекулярно-ситовую хроматографию.**

4 Фотометрические методы анализа

К оптическим методам анализа относят физико-химические методы, основанные на взаимодействии электромагнитного излучения с веществом. Это взаимодействие приводит к различным энергетическим переходам, которые регистрируются экспериментально в виде поглощения, отражения и рассеяния электромагнитного излучения. Методы анализа, основанные на поглощении электромагнитного излучения анализируемыми веществами, представляют группу абсорбционных оптических методов.

Различают:

1. Атомно-абсорбционный анализ, основанный на поглощении световой энергии атомами анализируемых веществ.
2. Молекулярный абсорбционный анализ, т.е. поглощение света происходит молекулами анализируемого вещества и сложными ионами в ультрафиолетовой, видимой и инфракрасной областях спектра (спектрофотометрия, фотоколориметрия, ИК-спектроскопия).
3. Анализ по поглощению и рассеянию световой энергии взвешенными частицами анализируемого вещества (турбидиметрия, нефелометрия).
4. Люминесцентный (флуориметрический) анализ, основанный на измерении энергии излучения, возникающего в результате выделения энергии возбужденными молекулами анализируемого вещества.

Все эти методы иногда объединяют в одну **группу спектроскопических методов анализа**, хотя они и имеют существенные различия. Фотоколориметрия и спектрофотометрия основаны на взаимодействии излучения с однородными системами, и их обычно объединяют в одну группу фотометрических методов.

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1 Лабораторная работа №1 (2 часа).

Тема: «Основные понятия химии »

2.1.1 Цель работы: изучить основные понятия химии

2.1.2 Задачи работы:

1. составить формулы оксидов, оснований, кислот, солей
2. определить степени окисления элементов в соединениях
3. составить уравнения химических реакций

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
2. Таблица растворимости
3. Справочные материалы

2.1.4 Описание (ход) работы:

1. Из предложенных веществ выберете оксиды, кислоты, соли, основания, назовите их NO2, Mg(OH)2, Pb(OH)2, SO3, MgOHCl, CuOHNO3, NaOH, Ca(OH)2, CO2, Mg(NO2)2, Zn3(PO4)2, H2SO4, H3PO4, HCl, HF, NaHSO4, Al(OH)3, Zn(OH)2, BaSO4, AgCl, Ag2O, LiOH, P2O5, SiO2, H2MnO4, H2SiO3, H3BO3, Na2O, CaO, Cu(OH)2, Fe(OH)3, KOH, CuO, ZnO, HNO3, (CaOH)2SO4, HClO4, H2SO3, Al2O3, MgO, Al(OH)2NO2, ZnOHCl, PbO, KHMnO4, H2CO3, HNO3, Na2HPO4, Ca(HSO4)2, BaO, Fe2O3, NaCl, Ca(NO3)2, BeO

2. С какими из преложенных веществ будет реагировать гидроксид натрия
 (написать уравнения реакций)
 H_2O , HCl , CO_2 , NaOH , SiO_2 , CaO , Fe(OH)_2 , Zn , BaCl_2 , ZnO , Zn(OH)_2 , H_2SO_4 , SO_3 ,
 Na_2SO_4 , CuSO_4 ,
3. Какими способами можно получить кислоты
1. $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow$
 2. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 3. $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow$
 4. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 5. $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 6. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 7. $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 8. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 9. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

4. Составьте формулу соединения хлорита кальция, определите степень окисления каждого элемента .

2.1 Лабораторная работа №2 (2 часа).

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

2.2.1 Цель работы: изучить химические свойства и способы получения оксидов, оснований, кислот

2.2.2 Задачи работы:

1. Получить и изучить свойства оксидов
2. получить нерастворимые основания и изучить их свойства

2.2.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Штатив с пробирками, спиртовка, тигельные щипцы, фарфоровая чашка, пробиродержатель фильтровальная бумага

Медная проволока, железо, цинк, медь, металлический натрий

2. Растворы:

CuSO_4 , HCl , H_2SO_4 , FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 NaOH , Na_2CO_3 , NH_4Cl , BaCl_2 , AgNO_3 , Na_2SO_4 , NaCl , BiCl_3

3. Индикаторы:

фенолфталеин,
 метиловый оранжевый,
 лакмус, универсальная индикаторная бумага

2.2.4 Описание (ход) работы:

Получение и свойства оксидов

Опыт №1

Тонкую медную проволоку зажать тигельными щипцами и внести в пламя горелки.
 Нагреть до почернения. Составить уравнение реакции

Опыт №2

Получить в пробирке голубой осадок гидроксида меди (II) Cu(OH)_2 взаимодействием нескольких капель раствора CuSO_4 с раствором щелочи. Осторожно нагреть полученный осадок. Отметить цвет осадка. Составить уравнение реакции

Опыт №3

Небольшой кусочек мела зажать в щипцы и прокалить в течение 5-7 мин в верхней части пламени горелки. Затем, добавив в фарфоровую чашку с водой несколько капель фенолфталеина, опустить прокаленный кусочек. Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

Взаимодействие натрия с водой

Пинцетом взять из бюкса кусочек натрия, протереть его фильтровальной бумагой для удаления керосина и бросить в пробирку с водой. После окончания реакции добавить несколько капель фенолфталеина. Записать наблюдения и уравнение реакции Реакция нейтрализации

Налить в пробирку 2 мл щелочи, добавить 1-2 капли фенолфталеина. Добавлять по каплям раствор соляной кислоты (постоянно перемешивая стеклянной палочкой) до исчезновения окраски индикатора. Составить уравнение реакции нейтрализации.

Взаимодействие оснований с солями (образование нерастворимых оснований)

Налить в пробирки:

№1 – 2 мл раствора сульфата меди (II) + раствор NaOH

№2 – 2 мл раствора хлорида железа (III) + раствор NaOH

№3 – 2 мл сульфата алюминия + раствор NaOH.

Отметить цвет осадков и составить уравнение реакции.

Полученные соединения использовать в следующем опыте! Возьмите пробирки с полученными в опыте №6 с нерастворимыми основаниями. Разделите полученные осадки на 2 части. Проверьте растворимость в минеральных кислотах и щелочах. Записать наблюдения и уравнение реакции. Взаимодействие металлов с кислотами

Испытать действие разбавленного раствора серной или соляной кислоты на железо, цинк и медь. В каких случаях наблюдается химическая реакция? Написать уравнение реакций.

Опыт №9

Взаимодействие оснований с кислотами

(реакция нейтрализации) солеобразование

В фарфоровую чашку налить 1 мл раствора соляной кислоты и столько же гидроксида натрия. Смесь нагреть до полного испарения воды. Остается поваренная соль, можно убедиться по вкусу. Записать уравнение реакции. **Действие кислот и щелочей на индикаторы**

1. В три пробирки налейте по **5 капель воды и**

в 1-ю - каплю лакмуса,

во 2-ю - метилового оранжевого,

в 3-ю - фенолфталеина.

Какую окраску имеют в воде эти индикаторы?

2. Затем в те же пробирки добавьте **по 5 капель** разбавленной **соляной кислоты**. Как изменится окраска индикатора в каждом случае?

3. В три пробирки налейте по **5 капель** раствора **гидроксида натрия** и добавьте

в 1-ю - каплю лакмуса,

во 2-ю - метилового оранжевого,

в 3-ю - фенолфталеина.

2.3 Лабораторная работа №3 (2 часа).

Тема: Получение и изучение химических свойств солей.

2.3.1 Цель работы: получить соли и изучить их химические свойства

2.3.2 Задачи работы:

1. Получить летучую кислоту из соли
1. Получить летучее основание из соли
2. Получить основную соль висмута

.....

2.3.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Штатив с пробирками, спиртовка, тигельные щипцы, фарфоровая чашка, пробиркодержатель фильтровальная бумага

Медная проволока, железо, цинк, медь, металлический натрий

2. Растворы:

CuSO_4 , HCl , H_2SO_4 , FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

NaOH , Na_2CO_3 , NH_4Cl , BaCl_2 , AgNO_3 , Na_2SO_4 , NaCl , BiCl_3

3.Индикаторы:

фенолфталеин,

метиловый оранжевый,

лакмус,универсальная индикаторная бумага

.....

2.3.4 Описание (ход) работы:

Получение летучей кислоты из соли

К 1 мл раствора карбоната натрия прибавить по каплям раствор соляной кислоты.

Записать наблюдения и уравнение реакции.

Получение летучего основания из соли

К 1 мл раствора хлорида аммония прилить 0,5 мл раствора NaOH и содержимое пробирки нагреть. Над пробиркой держать полоску лакмусовой бумаги, смоченной дистиллированной водой. Записать наблюдения и уравнение реакции. Взаимодействие солей

а) К 1 мл раствора хлорида бария прилить 1 мл раствора сульфата натрия.

б) К 1 мл раствора нитрата серебра прилить 1 мл хлорида натрия.

Записать наблюдения и уравнение реакции.

Получение основной соли висмута

К 1 капле раствора хлорида висмута (III) добавить 3-4 мл воды. Образуется белый осадок гидроксохлорида висмута

2.4 Лабораторная работа №4 (2 часа).

Тема: Строение атома и периодический закон.

2.4.1 Цель работы: изучить строение атома и периодический закон

2.4.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть элементарные частицы, их заряды. Атомное ядро. Массовые числа. Изотопы,

2. Рассмотреть квантово-мехнические представления об электроне. Квантовые числа.

3. Рассмотреть строение электронных оболочек. Последовательность заполнения электронных слоев. (правило Клечковского, Прицип Паули, Правило Хунда).

4. Составить электронные формулы элементов.
 5. Объяснить свойства элементов с точки зрения строения атома.
-

2.4.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
 2. Таблица растворимости
 3. Справочные материалы
-

2.4.4 Описание (ход) работы:

1. Составить электронную формулу:

1.	<i>Na</i>	<i>He</i>
2.	<i>K</i>	<i>Co</i>
3.	<i>N</i>	<i>Ni</i>

2. Составьте электронно-графическую схему атома элемента №28, 35,74

Определите число протонов, нейтронов и электронов для атома.

3. Выбрать из предложенных атомов а) изотопы б) изобары в) изотоны

$^{40}_{20}\text{Ca}$	$^{40}_{18}\text{Ar}$	$^{136}_{54}\text{Xe}$
$^{42}_{20}\text{Ca}$	$^{40}_{19}\text{K}$	$^{138}_{56}\text{Ba}$
$^{43}_{20}\text{Ca}$	$^{40}_{20}\text{Ca}$	$^{139}_{57}\text{La}$

4. Главное квантовое число равно 4. Чему равно орбитальное квантовое число. Какова электронная формула этого энергетического уровня и энергетическая емкость уровня

2.5 Лабораторная работа №5 (2 часа).

Тема: Химическая связь

.2.5.1 Цель работы: изучить типы химической связи

2.5.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть образование химической связи
 2. Объяснить механизмы образования ковалентной связи:
 3. Объяснить насыщаемость ковалентной связи:
 4. Объяснить направленность ковалентной связи:
 5. Рассмотреть гибридизацию атомных орбиталей:
-

2.5.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
2. Таблица растворимости
3. Справочные материалы

2.5.4 Описание (ход) работы:

Механизмы образования ковалентной связи:

- обменный (на примере молекул хлора, хлороводорода, кислорода, азота);
- донорно-акцепторный (на примере образования ионов аммония и гидроксония).

Насыщаемость ковалентной связи:

- разобрать переходы атомов в возбужденное состояние (распаривание электронов);
- показать на примере водородных соединений бора, углерода, азота как определяется положение элемента в периодической системе.

Направленность ковалентной связи:

- форма электронных облаков(*s, p, d, f*);
- геометрическая конфигурация молекул(длина связи, валентный угол);
- образование σ – и π - связей.

Гибридизация атомных орбиталей:

- понятие о гибридизации;
- случай sp -гибридизации на примере образования молекулы $BeCl_2$;
- случай sp^2 -гибридизации на примере образования молекулы BCl_3 ;
- случай sp^3 -гибридизации на примере образования молекулы CH_4 .

2.6 Лабораторная работа №6 (2 часа).

Тема: Стхиометрия

2.6.1 Цель работы: изучить основные стхиометрические законы

2.6.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть понятия: Атомные и молекулярные массы. Моль. Постоянная Авогадро. Молярная масса, молярный объем
2. Рассмотреть стхиометрические законы:
 - закон сохранения массы веществ;
 - закон постоянства состава веществ;
 - закон Авогадро;
 - закон эквивалентов.
3. Провести количественный расчет

2.6.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
 2. Таблица растворимости
 3. Справочные материалы
-

2.6.4 Описание (ход) работы:

1. К раствору, содержащему нитрат серебра массой 25.5 г, прилили раствор, содержащий сульфид натрия. Какая масса осадка образуется при этом ?.
2. Плотность галогеноводорода по воздуху равна 4.41. Определите плотность этого газа по водороду и назовите его.
3. Железо может быть получено восстановлением оксида железа (III) алюминием. Какую массу алюминия и оксида железа (III) надо взять для получения железа массой 140 г.
4. Рассчитать а)фактор эквивалентности, б)молярную массу эквивалента, в)молярную массу, г)количество вещества, д)количество вещества эквивалента, е)число структурных единиц

2.7 Лабораторная работа №7 (2 часа).

Тема: Химическая кинетика. Катализ. Химическое равновесие.

2.1.1 Цель работы: изучить факторы, влияющие на скорость химических реакций и факторы, влияющие на смещение химического равновесия.

2.7.2 Задачи работы:

1. объяснить зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ
2. объяснить Зависимость скорости реакции от температуры.
3. рассмотреть факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье.

2.7.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Штатив с пробирками, спиртовка, фарфоровая чашка пробиродержатель, лучинка Цинк, мел (мрамор), MnO_2 , KNO_3
2. Растворы: $Na_2S_2O_3$, H_2SO_4 , $NaOH$, HCl , NH_4Cl , H_2O_2 , $KMnO_4$, $H_2C_2O_4$, $MnSO_4$

3. Индикаторы:
фенолфталеин,
метиловый оранжевый,
лакмус,
универсальная индикаторная бумага

2.7.4 Описание (ход) работы:

Влияние концентрации на скорость химической реакции

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

В три пробирки налейте раствор тиосульфата натрия и дистиллированную воду (объемы возьмите согласно таблице). Таким образом, при одинаковом объеме растворов концентрации тиосульфата натрия в пробирках относятся, как 1: 0,5: 0,25.

Включите секундомер и одновременно в первую пробирку влейте 1 мл 1М серной кислоты. Отметьте время от момента добавления кислоты до появления помутнения. Аналогично проделайте опыт со второй и третьей пробирками. Результаты наблюдений запишите в виде таблицы.

Влияние температуры на скорость химической реакции

К 1 мл раствора хлорида аммония прилить 0,5 мл раствора NaOH и содержимое пробирки нагреть. Над пробиркой держать полоску лакмусовой бумаги, смоченной дистиллированной водой. Влияние степени измельчения вещества на скорость химической реакции

Отвесьте 0,5 г мрамора (мела) кусочками и 0,5 г порошком. Поместите в сухие пробирки. Налейте в каждую пробирку по 5 мл 2 н соляной кислоты и сейчас же включите секундомер.

Отметьте окончание реакции в обеих пробирках. Составьте уравнение реакции
Кatalитическое разложение пероксида водорода

в присутствии оксида марганца (IV) (гетерогенный катализ)

В пробирку влейте 3 мл пероксида водорода. Наблюдается ли заметное разложение пероксида водорода. Добавьте на кончике шпателя оксид марганца (IV). Что наблюдаете?

Поднесите к отверстию пробирки тлеющую лучинку. Какой газ выделяется?

Составьте уравнение реакции разложения пероксида водорода.

Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Ход работы

Смещение химического равновесия при изменениях концентраций участвующих в реакции веществ

Смещение равновесия реакции между хлоридом железа (III) и роданидом аммония.

Эта реакция является классическим по наглядности примером обратимой реакции, поскольку образующийся в результате реакции раствор роданида железа (III) окрашен в кроваво-красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации роданида железа. Смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора.

Налить в пробирку 5 мл разбавленного раствора хлорида железа (III) и 5 мл разбавленного раствора роданида аммония. Разлить полученную смесь поровну в 4 пробирки.

Прилить в пробирки:

№1 - 2-3 капли концентрированного раствора хлорида железа (III)

№2 - 2-3 капли концентрированного раствора роданида аммония

№3 - всыпать немного кристаллов хлорида аммония.

№4 – оставить для сравнения

2.8 Лабораторная работа №8 (2 часа).

Тема: Химическая термодинамика

2.1.1 Цель работы:

2.1.2 Задачи работы:

1. рассмотреть термодинамические величины и законы
 2. Стандартные термодинамические величины.
 2. провести термохимические расчеты.
 3. Определить теплоту реакции нейтрализации

2.8.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

- 1.Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
 - 2.Таблица растворимости
 3. Справочные материалы

4.термометр; термостат, два сухих стакана на 100 мл, 1 н растворы NaOH и HCl;
мерный цилиндр на 25 мл.

2.8.4 Описание (ход) работы:

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.

В сухой стакан налить 25 мл 1 н раствора щелочи, опустить в него термометр и через 10 минут измерить температуру с точностью $0,1^{\circ}\text{C}$. Во второй сухой стакан налить 25 мл 1 н раствора соляной кислоты. Быстро прилить раствор кислоты в раствор щелочи. Осторожно помешивая смесь термометром заметить максимальную температуру раствора в момент слияния с точностью $0,1^{\circ}\text{C}$.

Полученные данные занести в таблицу. Температура нейтрализации рассчитывается по формуле:

Теоретическое значение теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильной щелочью равно 57,4 кДж.

Теплоемкость раствора	
Плотность раствора	
Общий объем смеси	
Начальная температура	
Максимальная температура	
ΔT	
$Q_{\text{теор}}$	
$Q_{\text{эксп}}$	
$\%$ ошибки	

2.9 Лабораторная работа №9 (2 часа).

Тема: Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.

2.9.1 Цель работы: научиться готовить растворы с заданной концентрацией

2.9.2 Задачи работы:

1. приготовить 0,1 М раствор хлорида натрия

2. приготовить 0,1 н раствор сульфата меди

3. приготовить раствор 0,1 н азотной кислоты

.....

2.9.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. CuSO₄

2. HNO₃

3. NaCl

Бюrette вместимостью 25 см³

Мерная пипетка вместимостью 10 см

Мерный цилиндр вместимостью 20 см³.

Мерные колбы

Химический стакан вместимостью 100 см³.

Воронка диаметром 3 см.

2.9.4 Описание (ход) работы:

Приготовить 100 мл 0,1М раствора хлорида натрия

1. Рассчитать массу навески хлорида натрия.
2. Взвесить.
3. Навеску поместить в мерную колбу на 100 мл.
4. Растворить соль в небольшом количестве воды, затем наполнить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать раствор.

Приготовить 250 мл 0,1 н раствора сульфата меди (CuSO₄) из медного купороса CuSO₄·5H₂O

1. Рассчитать массу навески сульфата меди
2. Взвесить.
3. Навеску поместить в мерную колбу на 250 мл.
4. Растворить соль в небольшом количестве воды, затем наполнить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать раствор.

Приготовить раствор HNO₃ 0,1 н, V = 250 см³

Разбавленный раствор кислоты приготавливают из более крепкого, измерив предварительно ареометром плотность ρ его и определив по справочным таблицам процентную концентрацию.

Отмеривают _____ %-ный раствор HNO₃ ($V =$ мл), разбавляют дистиллированной водой до 250 см³ и хорошо перемешивают. Приготовленный раствор переносят в чистую склянку.

2.10 Лабораторная работа №10 (2 часа).

Тема: Теория электролитической диссоциации. Растворы электролитов.

2.10.1 Цель работы:

2.10.2 Задачи работы:

1. объяснить процесс диссоциации в водных растворах.
2. рассмотреть константу и степень диссоциации.
3. Сравнить химическую активность сильных и слабых электролитов
4. составить ионно-молекулярные уравнения.
5. рассмотреть Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения ТЭД

.....

2.10.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Штатив с пробирками, спиртовка, фарфоровая чашка пробиродержатель, лучинка CuSO₄ (безводн), CuCl₂, Zn, NH₄Cl
2. Растворы: Ацетон, H₂SO₄, NaOH, HCl, , NH₄Cl, CH₃COOH, CaCl₂, NH₄OH
3. Индикаторы: фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус, универсальная индикаторная бумага

2.10.4 Описание (ход) работы:

Диссоциация солей

Взять немного безводного сульфата меди (II) и отметить цвет твердой соли. Одну часть соли растворить в ацетоне, а другую - в воде. Наблюдать окраску раствора. Дать объяснение Кристаллик хлорида меди (II) растворить в 2-3 каплях воды. Отметить окраску раствора. Добавить несколько мл воды. Наблюдать изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции диссоциации хлорида меди (II).

Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов

Ход работы

а) Налить:

в пробирку №1 - 3 мл 0,1 н раствора соляной кислоты, + Zn;

в пробирку №2 - 3 мл 0,1 н раствора уксусной кислоты +Zn;

Объяснить явление, пользуясь данными о степени диссоциации.

б) Налить в две пробирки по 3 мл хлорида кальция.

В пробирку №1 - добавить 2 н раствор NaOH

в пробирку №2 - 2 н раствор аммиака.

Объяснить причину различного действия на хлорид кальция взятых гидроксидов..

Опыт №4

Химическое равновесие в растворах электролитов

Ход работы

Налить в пробирку 5 мл воды и две капли фенолфталеина. Внести в пробирку концентрированного раствора аммиака. Отметить окраску раствора. Определить реацию среды раствора аммиака. Написать уравнение реакций обратимых процессов.

Разлить содержимое пробирки пополам и к одной части добавить щепотку хлорида аммония. Перемешать стеклянной палочкой и сравнить окраску растворов в двух пробирках.

Написать выражение константы диссоциации

2.11 Лабораторная работа №11 (2 часа).

Тема: Ионное произведение воды. pH. Методы определения pH. Гидролиз солей.

2.11.1 Цель работы:

2.11.2 Задачи работы:

1. Рассмотреть диссоциацию воды, ионное произведение воды. Водородный показатель

2. Колориметрический и потенциометрический методы определения pH

3. составить ионные уравнения гидролиза.

4. рассчитать константы гидролиза

5. объяснить влияние различных факторов на смещение равновесии гидролиза

2.11.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Штатив с пробирками, спиртовка, фарфоровая чашка пробиркодержатель, лучинка

2. Растворы: H₂SO₄, NaOH, HCl, , CH₃COOH, NH₄OH

3. Индикаторы:

фенолфталеин,

метиловый оранжевый,

лакмус,

универсальная индикаторная бумага

2.11.4 Описание (ход) работы:

Определите pH в растворах указанных электролитов.

Для этого стеклянной палочкой нанесите 2-3 капли исследуемого раствора на универсальную индикаторную бумагу. Сравните окраску с цветной шкалой. Определите pH растворов

Действие кислот и щелочей на индикаторы

Ход работы

1. В три пробирки налейте по **5 капель воды** и
в 1-ю - каплю лакмуса,
во 2-ю - метилового оранжевого,
в 3-ю - фенолфталеина.

Какую окраску имеют в воде эти индикаторы?

2. Затем в те же пробирки добавьте **по 5 капель** разбавленной **соляной кислоты**. Как изменится окраска индикатора в каждом случае?

3. В три пробирки налейте по **5 капель** раствора **гидроксида натрия** и добавьте
в 1-ю - каплю лакмуса,
во 2-ю - метилового оранжевого,
в 3-ю - фенолфталеина.

Определение pH сильных и слабых электролитов

Ход работы

Определите pH растворов сильных и слабых электролитов, имеющихся в лаборатории

Стеклянной палочкой нанесите 2-3 капли исследуемого раствора на универсальную индикаторную бумагу. Сравните окраску с цветной шкалой. Определите pH растворов. Сделайте вывод.

2.12 Лабораторная работа №12 (2 часа).

Тема: Окислительно-восстановительные реакции.

2.12.1 Цель работы: изучить окислительные свойства - перманганата калия в различных средах, дихромата калия, окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

2.12.2 Задачи работы:

1. Определить степени окисления элементов в соединениях
2. составить ОВР ионно-электронным методом
2. объяснить влияние среды на характер ОВР (на примере перманганата калия, соединений хрома, пероксида водорода).
3. рассмотреть окислительные свойства азотной и серной кислот.

2.12.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Штатив с пробирками, спиртовка, пробиродержатель, лучинка
2. Растворы:
HCl, H₂SO₄, NaOH, KOH, KMnO₄, Na₂SO₃, K₂Cr₂O₇, K₂CrO₄, FeCl₃, FeSO₄, H₂O₂, Cr(NO₃)₃, KI, H₂C₂O₄, NaNO₂, C₂H₅OH
- Крахмальный клейстер
3. Индикаторы:
фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус, универсальная индикаторная бумага

2.12.4 Описание (ход) работы:

Окислительные свойства перманганат - иона в различных средах

Щелочная среда

Ход работы

В пробирку №1 налейте 1-2 капли раствора перманганата калия, 1-2 капли концентрированного раствора KOH и по каплям раствор сульфита натрия, до перехода малиновой окраски в зеленую. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.

В пробирку №2 налейте 1-2 капли раствора перманганата калия, 2-3 капли воды и по каплям раствор сульфита натрия, до образования коричневого осадка.

Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах

В пробирку №3 налейте 1-2 капли раствора перманганата калия, 2-3 капли серной кислоты и по каплям раствор сульфита натрия, до обесцвечивания раствора.

Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах

ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ДИХРОМАТА КАЛИЯ

Ход работы

В пробирку налейте 1 мл раствора дихромата калия, 1 мл разбавленной серной кислоты и добавьте раствор сульфита натрия до изменения окраски раствора.

Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах

Пероксид водорода

Ход работы

В пробирку налить 0,5 мл раствора иодида калия и прибавить такой же объем

разбавленной серной кислоты и несколько капель раствора перекиси водорода. Какой окрашенный продукт образовался?

Добавьте 2 капли раствора крахмала. Сделайте вывод.

В пробирку налить 0,5 мл раствора KMnO₄ и прибавить такое же количество раствора серной кислоты и несколько капель раствора перекиси водорода до обесцвечивания,

Какой выделяется газ?

2.13 Лабораторная работа №13 (2 часа).

Тема: Комплексные соединения.

2.13.1 Цель работы: изучить способы получения комплексных соединений и их химические свойства

2.13.2 Задачи работы:

1. рассмотреть основные положения координационной теории Вернера.
2. объяснить правила названия комплексных соединений
3. рассмотреть химические свойства и способы получения комплексных соединений
4. Рассмотреть двойные соли, их отличие от комплексных

2.13.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Штатив с пробирками, спиртовка, пробиркодержатель

2. Растворы: HCl, H₂SO₄, NH₄Fe(SO₄)₂, K₃[Fe(CN)₆] NaOH, NH₄OH, AgNO₃, Na₂SO₄, NaCl, CuCl₂, NH₄SCN, BaCl₂ Реактив Несслера

3. Индикаторы:

фенолфталеин,

метиловый оранжевый,

лакмус,

универсальная индикаторная бумага

2.13.4 Описание (ход) работы:

Образование комплексных соединений

Ход работы

а) Налить в пробирку 1-2 мл раствора нитрата серебра и добавить немного раствора хлорида натрия. К образовавшемуся осадку приливать раствор амиака до его растворения. Составить уравнения реакций.

б) Налить в пробирку 1-2 мл раствора CuCl₂ и прибавить по каплям раствор амиака до образования осадка. Затем прилить избыток раствора амиака до растворения осадка. Сравнить окраску ионов Cu²⁺ с окраской полученного раствора. Написать уравнение реакции получения комплексного соединения

Диссоциация двойных и комплексных соединений

Ход работы

Взять 4 пробирки :

№ 1 - 1мл K₃[Fe(CN)₆] + роданид аммония NH₄SCN

Роданид аммония является реагентом на Fe³⁺. Аналитическая пробы очень чувствительна: кроваво- красная окраска появляется даже в присутствии следовых количеств иона железа (III)

№ 2- 1мл NH₄Fe(SO₄)₂+роданид аммония NH₄SCN

№ 3 -1мл NH₄Fe(SO₄)₂ + реактив Несслера

№ 4 - 1мл NH₄Fe(SO₄)₂ + BaCl₂,

Составить уравнения реакций.

2.14 Лабораторная работа №14 (2 часа).

Тема: Качественные реакции на катионы и анионы.

2.14.1 Цель работы: изучить качественные реакции на катионы и анионы всех аналитических групп

2.14.2 Задачи работы:

1. Проделать аналитические пробы на катионы каждой аналитической группы
2. Проделать аналитические пробы на анионы каждой аналитической группы
3. Определить содержание ионов в растворе

2.14.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Штатив с пробирками, спиртовка, тигельные щипцы, фарфоровая чашка, пробиродержатель фильтровальная бумага

Медная проволока, железо, цинк, медь,

2. Растворы:

CuSO4, HCl, H2SO4, FeCl3, Al2(SO4)3

NaOH, Na2CO3, NH4Cl, BaCl2, AgNO3, Na2SO4, NaCl, BiCl3 HCl, H2SO4, NH4Fe(SO4)2,

K3[Fe(CN)6]NaOH, NH4OH, AgNO3, Na2SO4, NaCl, CuCl2, NH4SCN, BaCl2 HCl, H2SO4, NaOH, KOH, KMnO4, Na2SO3, K2Cr2O7, K2CrO4 FeCl3, FeSO4, H2O2, Cr(NO3)3, KI, H2C2O4, NaNO2, C2H5OH

3. Индикаторы:

фенолфталеин,

метиловый оранжевый,

лакмус, универсальная индикаторная бумага

2.14.4 Описание (ход) работы:



Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Щелочи	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	При действии щелочей на раствор соли аммония при нагревании выделяется газообразный аммиак, который можно обнаружить по изменению окраски влажной универсальной индикаторной или лакмусовой бумаги
Реактив Несслера	Реактив Несслера - смесь комплексной соли <chem>K2[HgI4]</chem> и <chem>KOH</chem>	В щелочной среде образует с ионами аммония оранжевый осадок

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Гексагидроксоантимонат (V) калия $K[Sb(OH)_6]$	$Na^+ + [Sb(OH)_6]^- \rightarrow Na[Sb(OH)_6]$ Условия проведения опыта	<i>В нейтральной среде осаждает из растворов солей натрия белый кристаллический осадок</i>

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Гидротартрат натрия $NaHC_4H_4O_6$	$KCl + NaHC_4H_4O_6 \rightarrow KHC_4H_4O_6 + NaCl$	<i>белый кристаллический осадок</i>
Гексанитрокобальтат натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$	$2KCl + Na_3[Co(NO_2)_6] \rightarrow K_2Na[Co(NO_2)_6] \downarrow + 2NaCl$ $2K^+ + Na^+ + [Co(NO_2)_6]^{3-} \rightarrow K_2Na[Co(NO_2)_6] \downarrow$	<i>Желтый кристаллический осадок</i>

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Щелочи	$AgNO_3 + KOH \rightarrow AgOH \downarrow + KNO_3$ $Ag^+ + OH^- \rightarrow AgOH$ $AgOH \rightarrow Ag_2O \downarrow + H_2O$	<i>Образуется бурый осадок оксида серебра Ag_2O</i>
Хромат калия K_2CrO_4	$2AgNO_3 + K_2CrO_4 \rightarrow Ag_2CrO_4 \downarrow + 2KNO_3$	<i>K_2CrO_4 дает с ионом Ag^+ осадок хромата серебра кирпично-красного цвета</i>
Бромид и иодид калия KBr, KI	$AgNO_3 + KBr \rightarrow AgBr \downarrow + KNO_3$ $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr \downarrow$ $AgNO_3 + KI \rightarrow AgI \downarrow + KNO_3$ $Ag^+ + I^- \rightarrow AgI \downarrow$	<i>KBr, KI образуют с катионом Ag^+ бледно-желтый осадок бромида серебра $AgBr$, и желтый осадок иодида серебра AgI</i>

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Щелочи	$Pb(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow Pb(OH)_2 \downarrow + 2NaNO_3$ $Pb^{2+} + OH^- \rightarrow Pb(OH)_2 \downarrow$	<i>Образуется белый осадок $Pb(OH)_2$, растворимый как в кислотах, так и в концентрированных растворах гидроксидов</i>
Хромат калия K_2CrO_4 и дихромат калия $K_2Cr_2O_7$	$Pb^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow PbCrO_4 \downarrow$	<i>Образуется малорастворимый хромат свинца желтого цвета</i>

Ba^{2+}

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Хромат калия K_2CrO_4	$BaCl_2 + K_2CrO_4 \rightarrow BaCrO_4 \downarrow + 2KCl$ $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4 \downarrow$ 1.	<i>Желтый осадок хромата бария $BaCrO_4$, нерастворимый в уксусной кислоте, но растворимый в сильных кислотах.</i>

 Ca^{2+}

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Оксалат аммония $(NH_4)_2C_2O_4$	$CaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \rightarrow CaC_2O_4 + 2NH_4Cl$	<i>Белый осадок оксалата стронция</i>

 Al^{3+}

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Раствор аммиака	$Al^{3+} + OH^- \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow$	<i>Белый аморфный осадок гидроксида алюминия/ осадок не растворим в аммиаке. Но растворим в щелочи</i>

 Cr^{3+}

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Раствор аммиака	$Cr^{3+} + OH^- \rightarrow Cr(OH)_3 \downarrow$	<i>Осадок гидроксида хрома $Cr(OH)_3$ серо-зеленого (серо-фиолетового) цвета</i>
Гидроксид натрия	$Cr^{3+} + OH^- \rightarrow Cr(OH)_3 \downarrow$	<i>Осадок гидроксида хрома $Cr(OH)_3$ серо-зеленого (серо-фиолетового) цвета</i>

 Fe^{2+}

Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Гидроксид натрия, гидроксид калия $NaOH, KOH$	$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2 \downarrow$ $4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4Fe(OH)_3 \downarrow$	<i>Свежесажденный осадок имеет белый цвет. Однако на воздухе в результате частичного окисления кислородом осадок приобретает серо-зеленый цвет</i>
Гексацианоферрат (III) калия	$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$	<i>Синий осадок турнбулевой сини гексацианоферрата</i>

$K_3[Fe(CN)_6]$ Красная кровяная соль		железа (II) Осадок не растворяется в кислотах
Диметилглиоксим $C_4H_6N_2(OH)_2$ реактив Чугаева	$[Fe(C_4H_7N_2O_2)] + NH_3$	Комплексное соединение красного цвета



Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Гидроксид натрия, гидроксид калия $NaOH, KOH$	$Fe^{3+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow$	Красно-бурый осадок
Гексацианоферрат (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ Желтая кровяная соль	$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$	Темно - синий осадок берлинской лазури гексацианоферрата (II) железа (III)
Роданид аммония NH_4SCN	$Fe^{3+} + nSCN^- \leftrightarrow Fe(SCN)_n$	Роданид железа кроваво-красного цвета



Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Водный раствор аммиака	$CuSO_4 + 4NH_4OH \rightarrow [Cu(NH_3)_4]SO_4 + 4H_2O$	Аммиакат меди имеет сине-фиолетовую окраску
Гексацианоферрат (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ Желтая кровяная соль	$2Cu^{2+} + [Fe(CN)_6]^{4-} = Cu_2[Fe(CN)_6] \downarrow$	Красно-коричневый осадок



Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Хлорид бария $BaCl_2$	$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$	Образуется белый кристаллический осадок сульфата бария $BaSO_4$
Нитрат серебра $AgNO_3$	$Na_2SO_4 + 2AgNO_3 \rightarrow Ag_2SO_4 + 2NaNO_3$ $2Ag^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Ag_2SO_4$	Белый осадок сульфата серебра, растворимый в азотной кислоте



Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Иодная или бромная	$SO_3^{2-} + I_2 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2I^- + 2H^+$	При взаимодействии с растворами сульфитов обесцвечивается

вода		
Хлорид бария BaCl ₂	BaCl ₂ + Na ₂ SO ₄ → BaSO ₃ ↓ + 2NaCl Ba ²⁺ + SO ₃ ²⁻ → BaSO ₃	Образуется белый кристаллический осадок сульфита бария BaSO ₃
Нитрат серебра AgNO ₃	Na ₂ SO ₃ + 2AgNO ₃ → Ag ₂ SO ₃ + 2 NaNO ₃ 2Ag ⁺ + SO ₃ ²⁻ → Ag ₂ SO ₃	Белый осадок сульфита серебра, растворимый в азотной кислоте



Реактив	Уравнение реакции и условия проведения	Аналитический эффект
Хлорид бария BaCl ₂	BaCl ₂ + Na ₂ CO ₃ → BaCO ₃ ↓ + 2NaCl Ba ²⁺ + CO ₃ ²⁻ → BaCO ₃ ↓	Образуется белый осадок карбоната бария BaCO ₃ ↓

2.15 Лабораторная работа №15 (2 часа).

Тема: Физико-химические методы анализа

2.15.1 Цель работы:

2.15.2 Задачи работы:

1. Определение железа (III) колориметрическим (визуальным методом)
2. Фотоколориметрическое определение меди (II) в растворе
3. Разделение железа и меди с помощью хроматографии на бумаге

2.15.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

Бюrette вместимостью 25 см³

Мерная пипетка вместимостью 10 см

Мерный цилиндр вместимостью 20 см³.

Коническая колба для титрования вместимостью 100 см³.

Химический стакан вместимостью 100 см³.

Воронка диаметром 3 см.

Спиртовой раствор фенолфталеина с массовой долей 1,0 %.....

2.15.4 Описание (ход) работы:

Колориметрия. Определение железа (III) колориметрическим (визуальным методом)

Приготовьте стандартную шкалу.

Возьмите 5 одинаковых пробирок и приготовьте растворы с различным содержанием Fe³⁺.

В качестве исходного раствора нужно взять раствор железоаммонийных квасцов NH₄Fe(SO₄)₂

	1	2	3	4	5
NH ₄ Fe(SO ₄) ₂ , мл	1	2	3	4	5
H ₂ O, мл	4	3	2	1	0
NH ₄ CNS, мл	1	1	1	1	1
содержание Fe ³⁺ (в мг)	0,01	0,02	0,03	0,04	0,05

Интенсивность окраски в пробирках стандартной шкалы постепенно усиливается, так как содержание железа увеличивается. Расчет сделан на основе того, что 1 мл исходного раствора железоаммонийных квасцов содержит 0,01 мг Fe^{3+} .

2. Получите у преподавателя образец почвенной вытяжки и приступите к его анализу. Для этого отмерьте пипеткой в пробирку 5 мл исследуемого раствора и добавьте 1 мл раствора NH_4CNS . Сравните интенсивность окраски полученного раствора с интенсивностью окраски в пробирках стандартной шкалы. Раствор, интенсивность окраски которого ближе всех подходит к окраске исследуемого раствора примите за стандартный при колориметрировании.

Фотоколориметрическое определение меди (II) в растворе

1. Приготовления раствора сравнения

10 мл 10 % аммиака NH_4OH переносят в мерную колбу емкостью 100 мл, добавляют одну каплю концентрированной серной кислоты (пл. 1,84 г/см³) и доводят дистиллированной водой до метки (нулевой раствор)

2. Приготовление стандартного раствора меди

3,927 г химически чистого сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ переносят в мерную колбу емкостью 1000 мл, растворяют, приливают 5 мл H_2SO_4 (конц., $\rho = 1,84$ г/см³) и доводят водой до метки. В 1 мл этого раствора содержится 1 мг иона Cu^{2+} .

3. Познакомьтесь с техникой работы на фотоэлектрическом колориметре ФЭК и постройте калибровочный график.

4. Работу начинают с построения калибровочного графика.

В шесть мерных колб вместимостью 100 см³ наливают 25, 20, 15, 10, 5 и 3 см³ стандартного раствора сульфата меди. Растворы в каждой колбе нейтрализуют раствором аммиака по 10 см³, доводят водой до метки и тщательно перемешивают.

Измеряют оптическое поглощение полученных растворов в порядке убывания концентрации $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ (раствор из колбы налейте в кювету с рабочей длиной 1 см, закройте кювету крышкой и измерьте оптическую плотность раствора, при красном светофильтре №9).

По результатам измерений строят график зависимости оптического поглощения от концентрации меди в (мг/100 см³).

5.

Ход определения меди в исследуемом растворе

1. Немного испытуемого раствора помещают в мерную колбу вместимостью 50 см³.

2. Прибавьте в колбу 1 каплю H_2SO_4 (конц., $\rho = 1,84$ г/см³), нейтрализуйте разбавленным 1:3 аммиаком, приливая его по каплям до появления мути. Прилейте еще 10 мл аммиака и доведите объем жидкости в колбе водой до метки. Раствор должен иметь голубую окраску.

3. Раствор перемешайте, наполните им кювету с рабочей длиной 1 см и измерьте оптическую плотность его на правом барабане при красном светофильтре, т.е. при тех

же условиях при каких был получен калибровочный график.

4. Зная величину оптической плотности, найдите по калибровочному графику концентрацию иона Cu^{2+} в миллиграммах на 100 см³ раствора. Вычислите общее количество меди.

Разделение железа и меди с помощью хроматографии на бумаге

1.	Возьмите круглый обеззоленный фильтр «синяя лента» диаметром 12.5 см. Простым карандашом начертите на нем «фитиль» длиной 40 мм и шириной 4 мм.
2.	На центр фильтра нанесите микропипеткой 0,05 мл раствора, содержащего катионы Fe^{3+} и Cu^{2+} . Раствор не выливайте на фильтр, а постепенно выпускайте его из пипетки, чтобы впитывание происходило за счет капиллярных сил бумаги.
3.	Образовавшееся первоначально пятно осторожно обведите простым карандашом, т.е. фиксируйте его положение на бумаге. Дайте фильтру высокнуть и вырежьте бритвой «фитиль».
4.	Затем откройте эксикатор (т.е. хроматографическую камеру), поставьте в него кристаллизатор и тигель с 10 мл растворителя. Положите фильтр сверху на кристаллизатор, следя при этом, чтобы «фитиль» был погружен в растворитель. В качестве растворителя используйте смесь из 90 % этилового спирта и 10% 5 н соляной кислоты (по объему); соляную кислоту добавляют к органическому растворителю, чтобы предотвратить адсорбцию ионов бумагой.
5.	Закройте эксикатор крышкой и, заметив время, оставьте на 3-4 часа для размывания первичной хроматограммы растворителем.
6.	После этого достаньте фильтр из эксикатора, отметьте карандашом границы фронта растворителя и дайте растворителю испариться.
7.	Для проявления зон локализации ионов Fe^{3+} Cu^{2+} опрысните фильтр 10 % раствором $K_4[Fe(CN)_6]$ из стеклянного пульверизатора. В результате на хроматограмме проявляется синяя кольцевая зона $K_4[Fe(CN)_6]_3$ и коричневая кольцевая зона $Cu_2[Fe(CN)_6]$.
8.	Вычислите по приведенной выше формуле величины коэффициентов движения R_f для катионов Fe^{3+} Cu^{2+} . Началом пути считайте наружную границу первоначального пятна (отмеченную карандашом), а концом пути - наружные границы образовавшихся после проявления кольцевых зон ионов. Расстояние, пройденное фронтом растворителя, считайте от центра хроматограммы, т.е. от центра фильтра.

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

3.1 Практическое занятие №1-2 (4 часа).

**Тема: «Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования.
Перманганатометрия. Аргентометрия. Комплексонометрия»**

3.1.1 Задание для работы:

- 1. Определение концентрации гидроксида натрия в растворе**
 - 2. Определение содержание железа в соли Мора**
 - 3. Определение хлорид ионов в питьевой воде по методу Мора**
 - 4. Определение общей жесткости воды**
-

3.1.2 Краткое описание проводимого занятия:

.....Определение концентрации гидроксида натрия в растворе

1. Приготовление рабочего раствора HCl
2. Приготовление стандартного раствора карбоната натрия
3. Стандартизация раствора HCl. Определение нормальной концентрации гидроксида натрия

Определение карбонатной жесткости воды

1. Приготовление рабочего раствора HNO₃
2. Приготовление стандартного раствора тетрабората натрия
3. Стандартизация раствора HNO₃
4. Определение карбонатной жесткости воды.

Определение содержание железа в соли Мора

1. Приготовление рабочего раствора KMnO₄
2. Приготовить 0,1 н раствор щавелевой кислоты, V=250cm³.
3. Стандартизация раствора перманганата калия
4. Определение содержание железа (II) в соли Мора

Определение хлорид ионов в питьевой воде по методу Мора

1. Приготовление рабочего раствора нитрата серебра
2. Приготовление стандартного раствора хлорида натрия
3. Стандартизация раствора нитрата серебра
4. Определите содержание ионов хлора в питьевой воде

Определение общей жесткости воды

1. Приготовление рабочего раствора трилона Б
 2. Приготовление стандартного раствора MgSO₄
 3. Стандартизация раствора трилона Б
 4. Определите общую жесткость воды
-

3.1.3 Результаты и выводы:

Определили: нормальную концентрацию гидроксида натрия, карбонатную жесткость воды, содержание железа (II) в соли Мора , содержание ионов хлора в питьевой воде, общую жесткость воды