

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

Кафедра «Химии и биотехнологий»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б2. Б.4 Химия

Направление подготовки: Экология и природопользование

Профиль образовательной программы: Экология

Форма обучения: очная

Оренбург 2016 г.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Конспект лекций	
1.1. Лекция № 1. Предмет и задачи химии. История развития химических знаний.	4
1.2. Лекция № 2. Основные понятия и законы химии.....	5
1.3. Лекция № 3. Энергетика и направление химических процессов.....	8
1.4. Лекция № 4. Химическая кинетика. Катализ.....	10
1.5. Лекция № 5. Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов.....	13
1.6. Лекция № 6. Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.....	15
1.7. Лекция № 7. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH.....	19
1.8. Лекция № 8. Гидролиз солей.....	21
1.9. Лекция № 9. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.....	23
1.10. Лекция № 10. Окислительно-восстановительные реакции.....	27
1.11. Лекция № 11. Окислительно-восстановительные реакции: химические источники электрической энергии.....	31
1.12. Лекция № 12. Окислительно-восстановительные реакции: Электролиз.....	33
1.13. Лекция № 13. Химическая связь. Строение молекул.....	34
1.14. Лекция № 14. Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей.....	39
1.15. Лекция № 15. Комплексные соединения.....	41
1.16. Лекция № 16. Методы идентификации веществ.....	44
1.17. Лекция № 17. Органические и неорганические полимеры.....	46
2. Методические указания по выполнению лабораторных работ	
2.1. Лабораторная работа № ЛР-1 Основные классы неорганических соединений: оксиды. Получение и свойства.....	47
2.2. Лабораторная работа № ЛР-2. Основные классы неорганических соединений: гидроксиды. Получение и свойства.....	48
2.3. Лабораторная работа № ЛР-3. Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства.....	49
2.4. Лабораторная работа № ЛР-4. Основные понятия и законы химии.....	49
2.5. Лабораторная работа № ЛР-5. Химическая термодинамика.....	50
2.6. Лабораторная работа № ЛР-6. Химическая кинетика. Катализ.....	51
2.7. Лабораторная работа № ЛР-7. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции.....	52

2.8. Лабораторная работа № ЛР-8. Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.....	53
2.9. Лабораторная работа № ЛР -9. Теория электролитической диссоциации. Растворы электролитов.....	54
2.10. Лабораторная работа № ЛР-10. Ионное произведение воды. pH. Методы определения pH.....	55
2.11. Лабораторная работа № ЛР-11. Гидролиз солей.....	56
2.12. Лабораторная работа № ЛР-12. Строение атома и периодический закон...	56
2.13. Лабораторная работа № ЛР-13. Окислительно-восстановительные реакции.	
2.14. Лабораторная работа № ЛР-14. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз.....	57
2.15. Лабораторная работа № 15. Химическая связь.....	58
2.16. Лабораторная работа № 16. Химическая связь. Строение молекул.....	58
2.17. Лабораторная работа № 17. Комплексные соединения.....	58

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1. 1 Лекция № 1 (2 часа).

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

1.1.1 Вопросы лекции:

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

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.

Химия относится к числу естественных наук, изучающих окружающий нас мир со всем богатством его форм и многообразием происходящих в нем явлений.

Вся природа, весь мир объективно существуют вне и независимо от сознания человека. Мир материален; все существующее представляет собой различные виды движущейся материи, которая всегда находится в состоянии непрерывного движения, изменения, развития.

Формы движения материи разнообразны: нагревание и охлаждение тел, излучение света, электрический ток, химические превращения, жизненные процессы. Одни формы движения материи могут переходить в другие. Отдельные формы движения материи изучаются различными науками: физикой, химией, биологией и т.д.

2. Химия – одна из фундаментальных наук о природе.

Химия – одна из фундаментальных наук о природе, это наука о превращениях веществ. Она изучает состав и строение веществ, зависимость свойств веществ от их состава и строения, условия и пути превращения одних веществ в другие.

Она играет большую роль в решении наиболее актуальных и перспективных проблем современного общества.

3. Предмет и задачи химии.

Основные задачи этой науки:

1. Синтез новых веществ и композиций, необходимых для решения технических задач настоящего и будущего.
2. Увеличение роста эффективности искусственных удобрений для повышения урожайности сельскохозяйственной продукции и проблема синтеза продуктов питания из несельскохозяйственного сырья.
3. Разработка и создание новых источников энергии.
4. Охрана окружающей среды
5. Выяснение механизма важнейших биохимических процессов и их реализация в искусственных условиях.
6. Освоение огромных океанических источников сырья

4. Химическое и сельскохозяйственное производство и проблема охраны биосфера

Большая роль принадлежит химии в решении таких вопросов, как очистка сточных вод, контроль чистоты вод и атмосферы, создание безотходных производств и т.д.

1.2. Лекция № 2 (2 часа)

Тема: «Основные понятия и законы химии»

1.2.1. Вопросы лекции

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

1.2.2. Краткое содержание вопросов

1. Основное содержание атомно-молекулярного учения. Основы атомно-молекулярного учения разработаны в середине XVIII века великим русским ученым М. В. Ломоносовым. В настоящее время атомно-молекулярное учение формируют так.

- 1) Вещества состоят из атомов, молекул, ионов.
- 2) Частицы вещества находятся в постоянном движении.
- 3) Молекула- наименьшая частица вещества сохраняющая его состав и важнейшие свойства.
- 4) Молекулы состоят из атомов.
- 5) Атом – наименьшая частица химического элемента. Атом – химически неделимая частица.
- 6) Атомы одного химического элемента одинаковы по заряду атомного ядра. Атомы разных химических элементов различны по зарядам атомных ядер.
- 7) Молекулы сохраняются при физических явлениях.
- 8) Сущность химических реакций заключается в том, что молекулы исходных веществ распадаются на атомы, а из них образуются молекулы новых веществ.

2. Вещества простые и сложные. Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента. Они делятся на металлы и неметаллы. Металлы- натрий Na, серебро Ag, алюминий Al, и т.д. Это вещества с металлическим блеском, ковкие, пластичные, тепло и электропроводные. Неметаллы – сера S₈, кислород O₂, йод I₂ и т.д. у них отсутствуют металлический блеск, они хрупкие, плохо проводят электрический ток и теплоту.

Сложные вещества состоят из атомов нескольких химических элементов. P₂O₅ оксид фосфора (V), H₂SO₄ серная кислота, NaCl соль – хлорид натрия и т.д.

Химический элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом атомного ядра. Вид атомов с зарядом ядер +1 – это химический элемент водород. В настоящее время открыто и искусственно получено 110 химических элементов. Они делятся на металлы (Na, Ca, Mg и т.д.), неметаллы (F, O, S, и т.д.) и переходные элементы (Zn, Al, Pb и т.д.). каждый химический элемент имеет условное обозначение: химический знак, он состоит из одной или двух букв латинского алфавита. Эти буквы являются первой и последующей буквой латинского названия элемента.

H (аш) – водород, Hydrogenium.

Ag (аргентум) – серебро, Argentum.

Каждый химический элемент имеет свое название. Названия у химических элементов не случайные.

Валентность – это способность атомов к образованию химических связей. Valentia- сила. (в переводе с латинского). Понятие валентности ввел в химию в 1852г. Английский

ученый Э. Франкланд. Валентность зависит от строения внешнего (s и p - электроны) и предвнешнего (d – электроны) энерго уровней атома, от числа неспаренных электронов. Неспаренные электроны идут на образование химических связей (общих электронных пар), за счет которых атомы связываются в молекулы. Количественно валентность равна числу общих электронных пар или числу химических связей, образованных атомом. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ сульфат аммония. Атом азота в его молекуле IV^x валентен, т.к. образует 4 общие электронные пары с четырьмя атомами водорода.

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

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

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

Относительную молекулярную массу Mr можно рассчитать, сложив относительные атомные массы Ar элементов, из которых состоит молекула, с учетом числа атомов, входящих в молекулу. $\text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$. Для веществ с кристаллической (немолекулярной) структурой относительную молекулярную массу рассчитывают для условной молекулы, состав которой соответствует простейшей формуле.

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

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

Молярная масса- это отношение массы вещества к его количеству.

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

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

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

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

4. Стехиометрические законы:

- *Закон сохранения массы веществ*

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

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

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

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

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



56г 32г \rightarrow 88 г./ сократим на 8.

$7\text{г} : 4\text{г} \rightarrow 11\text{г}$.

Берем $8\text{г} + 4\text{г} \rightarrow 11\text{г}$ FeS и 1г Fe в остатке.

Берем $7\text{г} + 5\text{г} \rightarrow 11\text{г}$ FeS и 1г S в остатке.

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

- Закон Авогадро. Открыт итальянским ученым Авогадро.

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

Следствие из закона Авогадра:

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

«1 моль любого газа при нормальных условиях (0°C или 273°K и $P = 101,325 \text{ кПа}$) занимает объем 22,4 л.»

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

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

$\vartheta(1 \text{ газа}) = \vartheta(2 \text{ газа})$ при постоянных условиях.

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

$$Mr(1 \text{ газа})$$

$$D \text{ газа} 1 / D \text{ газу} 2 = \frac{Mr(1 \text{ газа})}{Mr(2 \text{ газа})}$$

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

- Закон эквивалентов.

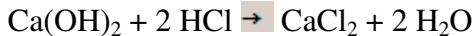
« Массы элементов и веществ, участвующих в химических реакциях, относятся друг к другу, как их эквиваленты».

Математическое выражение закона эквивалентов: $m_1 : m_2 = \mathcal{E}_1 : \mathcal{E}_2$ или $m_1 : \mathcal{E}_1 = m_2 : \mathcal{E}_2$.

Отсюда: 1) элементы и вещества участвуют в химических реакциях в одинаковых количествах их эквивалентов; 2) масса элемента или вещества в граммах, численно равная эквиваленту, называется грамм-эквивалентом.

Величина эквивалента зависит от типа и характера химической реакции, в которой участвует данный элемент или вещество.

Эквивалентом вещества называется некоторая условная частица этого вещества, которая в данной реакции соединяется с одним атомом или ионом водорода либо замещает его.



В этой реакции одному иону водорода эквивалентна условная частица, равная $\frac{1}{2} \text{ Ca(OH)}_2$. Это и будет эквивалентом гидроксида кальция. Число 1/2 носит название фактора эквивалентности: f эквивалента. [Ca(OH)₂]=1/2

Молярная масса эквивалента вещества вычисляют по формуле:

M эквивалента. [Ca(OH)₂]= f экв. * M = 1/2 * 74 г/моль = 37 г/моль.

Количество вещества эквивалента – это отношение массы вещества к молярной массе эквивалента вещества.

$$\frac{m(\text{в-ва})}{M \text{экв.}(\text{в-ва})}$$

N экв. (в-ва) = $\frac{M \text{экв.}(\text{в-ва})}{100 \text{ г}}$, если m [Ca(OH)₂]=100 г ,

то N экв. [Ca(OH)₂]= $\frac{37}{100} \text{ моль} = 2,7 \text{ моль}$.

1.3. Лекция № 3 (2 часа)

Тема: «Энергетика и направление химических процессов»

1.3.1 Вопросы лекции:

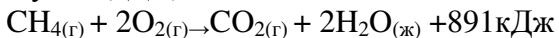
1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
2. Внутренняя энергия и энталпия.
3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса.
4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.
5. Энергия Гиббса химической реакции.

1.3.2. Краткое содержание вопросов.

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

Одним из признаков химической реакции является выделение и поглощение теплоты, происходящее при химических превращениях одних веществ в другие. Реакции, протекающие с выделением теплоты, носят название экзотермических реакций. Реакции, протекающие с поглощением теплоты, носят название эндотермических реакций. К первым относятся, как правило, все реакции соединения, а типичными реакциями второго типа называются реакции разложения.

Тепловым эффектом химических реакций называется количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся при химической реакции. Обычно его выражают в килоджоулях (кДж).



Тепловой эффект химической реакции горения метана равен 891 кДж.

Теплота, которая выделяется или поглощается при химических реакциях является своеобразным «реагентом» или «продуктом» химической реакции, поэтому для соблюдения закона сохранения и превращения энергии, количество теплоты, сопровождающее химическую реакцию, должно быть включено в ее уравнение.

Термохимическими называются уравнения химических реакций, в которых приводятся значения тепловых эффектов.

Знак «+» перед значением теплового эффекта в правой части уравнения означает, что теплота выделяется, знак «-» теплота поглощается.

2. Внутренняя энергия и энталпия.

Откуда берется теплота при химических превращениях? Каждое тело имеет определенный запас внутренней энергии. Внутренняя энергия (U) включает в себя все виды энергии, характеризующие тело: энергию движения молекул относительно друг друга, энергию движения электронов и атомов в молекуле и т.д. Запас внутренней энергии каждого тела зависит от природы этого тела, его массы и условий, в которых оно находится. Протекание химической реакции сопровождается изменением внутренней энергии реагирующих систем. Если внутренняя энергия системы уменьшается ($\Delta U < 0$), то протекает экзотермическая реакция, если увеличивается ($\Delta U > 0$) – эндотермическая реакция. Если в результате протекания химической реакции система поглотила количество теплоты Q и совершила работу A , то изменение внутренней энергии $\Delta U = Q - A$.

Согласно закону сохранения энергии, ΔU зависит только от начального и конечного состояний системы, но не зависит от способа осуществления процесса (реакции). Напротив, Q и A при разных способах осуществления процесса будут различаться: функцией состояния является только разность этих величин, но не каждая из них в отдельности. Функции U , Q , A выражают в Дж и кДж.

Если реакция идет при постоянном объеме, то работа расширения системы равна 0. Если при этом не совершаются, и другие виды работ, то $\Delta U = Q_v$, где Q_v – тепловой эффект реакции, протекающей при постоянном объеме. В случае экзотермической реакции $Q_v < 0$, для эндотермической реакции $Q_v > 0$.

Химические реакции чаще протекают при постоянном давлении. В подобных случаях для характеристики процесса удобнее пользоваться не внутренней энергией, а энталпийей H которая определяется соотношением: $H=V+p^*\Delta V$, т.е. изменение энталпии равно сумме изменения внутренней энергии (ΔV) и совершенной системой работы расширения ($p^*\Delta V$). Если при этом не совершаются другие виды работ, то $\Delta H = Q_p$, где Q_p – тепловой эффект реакции, протекающей при постоянном давлении. Для экзотермической реакции $Q_p < 0$, для эндотермической $Q_p > 0$.

Изменение внутренней энергии или энталпии принято относить к стандартному состоянию исходных веществ и продуктов реакции.

Стандартным состоянием вещества при данной температуре называется его состояние в виде чистого вещества при давлении равном нормальному атмосферному давлению (101,325кПа или 760 мм рт. ст.). Условия, при которых все участвующие в реакции вещества находятся в стандартных состояниях, называются стандартными условиями протекания реакции. Отнесенные к стандартным условиям изменения соответствующих величин называются стандартными изменениями и их обозначения снабжаются верхним индексом $^\circ\Delta V^\circ$ - изменение внутренней энергии, ΔH° - стандартное изменение энталпии при химической реакции (стандартная энталпия реакции).

Энталпия и внутренняя энергия образования простых веществ равны нулю. Если элемент образует несколько простых веществ, то энталпия и внутренняя энергия образования наиболее устойчивой модификации принимаются равными 0.

3.Закон Гесса и следствия из него.

Закон Г.И.Гесса экспериментально установлен в 1840г. «Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояний веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса».

Из закона Гесса следует, в частности, что термохимические уравнения можно складывать и умножать на численные множители.

Следствие закона Гесса:

«стандартное изменение энталпии химической реакции равно сумме стандартных энталпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энталпий образования исходных веществ».

При каждом суммировании следует учитывать число молей участвующих в реакции веществ, в соответствии с уравнениями реакции.

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

Направление самопроизвольного протекания химической реакции определяются совместным действием двух факторов:

1) Тенденцией к переходу системы в состоянии с наименьшей внутренней энергией (в случае изобарных процессов – с наименьшей энталпийей).

2) Тенденций к достижению наиболее вероятного состояния, т.е. состояния, которое может быть реализовано наибольшим числом равновероятных способов (микросостояний).

Мерой первой из этих тенденций для изобарных процессов служит изменение энталпии в химической реакции: отрицательный знак ΔH указывает на уменьшение, а положительный – на возрастание энталпии системы.

Мерой вероятности состояния системы в термодинамике принято считать энтропию S – величину, пропорциональную логарифму числа равновероятных

микросостояний, которыми может быть реализовано данное макросостояние. Энтропия имеет размерность энергии, деленной на температуру; обычно ее относят к молю вещества (мольная энтропия) и выражают в Дж/(моль*К). Энтропия возрастает при переходе вещества из кристаллического состояния в жидкое и из жидкого в газообразное, при растворении кристаллов, при расширении газов, при химических взаимодействиях, приводящих к увеличению числа частиц, и прежде всего частиц в газообразном состоянии. Напротив, все процессы, в результате которых упорядоченность системы возрастает (конденсация, полимеризация, сжатие, уменьшение числа частиц), сопровождаются уменьшением энтропии.

«Изменение энтропии системы в результате химической реакции (ΔS) равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом суммы энтропий исходных веществ».

Суммирование также проводят с учетом числа молей, участвующих в реакции веществ.

5. Энергия Гиббса химической реакции.

Функцией состояния, одновременно отражающей влияние обеих вышеупомянутых тенденций нанаправление протекания химических процессов, служит энергия Гиббса, связанная с энталпийей и энтропией соотношением $C = H - T^*S$, где T – абсолютная температура.

Энергия Гиббса имеет ту же размерность, что и энталпия и поэтому обычно выражается в джоулях и килоджоулях. Для изобарно – изотермических процессов (т.е. процессов, протекающих при постоянных температурах и давлении) изменение энергии Гиббса равно:

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

«Изменение энергии Гиббса в результате химической реакции равно сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ». Суммирование проводят с учетом числа молей участвующих в реакции веществ. Энергию Гиббса образования относят к 1 молю вещества и выражают в кДж/моль, при этом ΔC° образования устойчивой модификации простого вещества принимают равной нулю.

При постоянстве температуры и давления химические реакции могут самопроизвольно протекать только в том направлении, при котором энергия Гиббса системы уменьшается ($\Delta C < 0$)

1.4. Лекция № 4 (2 часа)

Тема: «Химическая кинетика. Катализ»

1.4.1. Вопросы лекции:

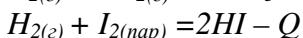
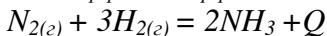
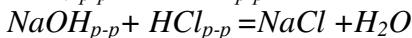
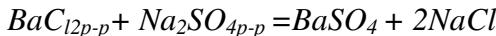
1. Классификация реакций в химической кинетике. Понятие скорости химической реакции.
2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. Константа скорости.
4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.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

1.4.2. Краткое содержание вопросов.

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

Химические реакции протекают в гомогенных и гетерогенных средах.

Гомогенная реакция- однородная среда. Это реакции между растворами веществ и между газами.



Эти реакции (гомогенные) идут в объеме всей системы.

Скорость гомогенной реакции определяется числом моль вещества, превращенного в единице объема за единицу времени.

$$= \frac{\Delta n}{V \Delta t}$$

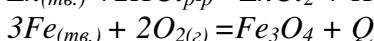
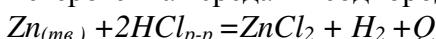
V_{гомог.р-ции}.

моль
л * с

$$\Delta C = \frac{\Delta n}{V} \quad \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

$$\frac{\Delta C}{\Delta t} \quad \frac{\text{моль}}{\text{л * с}}$$

Гетерогенная среда – неоднородная среда; она имеет внутренние границы раздела.

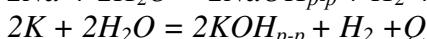
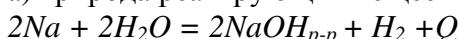


Гетерогенные реакции идут только на границе раздела, т.е. на поверхности твердого вещества. Скорость гетерогенной реакции определяется числом моль вещества, превращенного на единице поверхности в единицу времени.

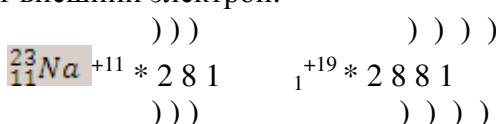
$$V_{\text{гетерог.р-ции}} = \frac{\Delta n}{S \Delta t} \quad \frac{\text{моль}}{\text{моль}}$$

2.Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

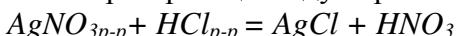
а)Природа реагирующих веществ



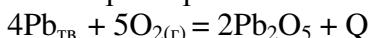
Скорость химической реакции калия с водой значительно больше скорости натрия с водой. Причина: у атомов калия больше радиус, чем у атомов натрия; атомы калия легче отдают внешний электрон.



Некоторые реакции идут практически мгновенно:



Некоторые протекают в течение нескольких минут:



Значительно медленнее идет коррозия металлов.

В течение тысячелетий идут реакции образования в земной коре минералов, ископаемых углей, нефти, природного газа.

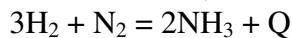
3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. константа скорости Концентрация газов и растворенных веществ: чем она больше, тем больше скорость химических реакций. Этот вопрос изучали два норвежских ученых: К.Гульдберг и П.Вааге. В 1867 г. Они открыли закон действующих масс.

Скорость химических реакций пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.



R- константа или постоянная скорости, коэффициент пропорциональности. Она зависит от температуры и природы реагирующих веществ;

если 1 моль/л, то V=R



$$V_{\text{хим.р-ции}} = R \cdot [\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]$$

Экспериментальные доказательства реального существования в природе действующих масс: горение веществ на воздухе протекает с меньшей скоростью, чем в чистом кислороде. Скорость реакции горения в чистом кислороде в 5 раз больше, т.к. концентрация кислорода в чистом кислороде в 5 раз больше.

4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Температура: В 1889 г. Шведский химик С.Аррениус установил, что с повышением температуры скорость химической реакции увеличивается. А голландский химик Я.Вант – Гофф вычислил, что при повышении температуры на каждые 10 градусов по Цельсию скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза. Эту величину назвали температурным коэффициентом скорости реакции.

Математическое выражение этой зависимости

$$V(\text{при } t_2) = V(\text{при } t_1) \cdot \sqrt{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Причина: для протекания химической реакции между столкнувшимися молекулами необходимо, чтобы они обладали определенным энергетическим запасом, т.е. были химически активными.

При повышении температуры молекулы получают дополнительную энергию, становятся химически активными и быстрее и реагируют друг с другом;

Если в реакции участвуют твердые вещества, то скорость химической реакции зависит от площади соприкосновения реагентов: чем больше поверхность твердых веществ, тем быстрее протекает химическая реакция. Для увеличения поверхности твердые вещества дробят: магний, железо растирают в порошок; цинк, алюминий гранулируют; соли растворяют в воде.

Мучная пыль, сахарная пудра, смешанные с воздухом – взрываются от искры;

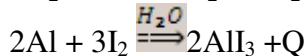
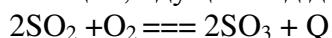
5. Катализитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм катализа. Автокатализ

Катализаторы – это вещества, которые увеличивают скорость химических реакций или меняют их направление, но сами при этом не расходуются.

Явление изменения скорости химической реакции йодом действием катализатора называется катализом.

Катализ бывает гомогенным и гетерогенным.

Реакции, идущие под действием катализаторов, называются катализитическими.



Действие катализатора в том, что он понижает величину энергии активации молекул веществ. Это возможно в связи с тем, что исходные вещества реагируют с катализаторами с образованием промежуточных соединений с меньшей затратой энергии, чем в отсутствии катализаторов.

Катализатором может оказаться продукт данной реакции. Такое явление называется автокатализом, а реакцию – автокатализической.

Гомогенный катализ – реагирующие вещества и катализаторы находятся в одной фазе.

Гетерогенный катализ – реагирующие вещества и катализаторы находятся в разных фазах.

Ингибиторы – это вещества замедляющие скорость химических реакций. Ингибиторы реагируют с активными веществами с образованием малоактивных соединений.

Пример: ингибиторы добавляют в соляную кислоту, когда ее перевозят в стальных цистернах, чтобы металл цистерн (железо) не реагировал с кислотой.

1.5. Лекция № 5 (2 часа)

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

Вопросы лекции.

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

1.5.2. Краткое содержание вопросов.

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

Раствором называется гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов, которые раздроблены до размеров атомов, ионов или молекул.

Раствор состоит из растворенных веществ и растворителя, т.е. среды, в которой эти вещества равномерно распределены в виде молекул или ионов. обычно растворителем считают тот компонент, который в чистом виде существует в таком же агрегатном состоянии, что и полученный раствор(например, в случае водного раствора соли растворителем конечно, является вода). Если же оба компонента до растворения находились в одинаковом агрегатном состоянии (например, спирт и вода), то растворителем считается компонент, находящийся в большем количестве.

По агрегатному состоянию растворы бывают жидкые, твердые и газообразные. Примером жидких растворов могут быть растворы солей в воде; примером твердых – сплав никеля и меди (из которых делают разменную монету) или сплав серебра и золота ; примером газообразных – смеси газов, воздух. Наибольшее значение имеют жидкые (водные) растворы..

2. Теория растворов: химическая и физическая.

Растворение – это сложный физико – химический процесс, при котором происходит взаимодействие (электростатическое, донорно – акцепторное, образование водородной связи) между частицами растворителя и растворенных веществ. В конце XIX века получила распространение физическая теория растворов, в которой процесс растворения веществ рассматривался как их распределение в инертной среде без химического взаимодействия. В соответствии с этой теорией предполагалось, что движение частиц растворенного вещества аналогично хаотическому движению молекул газа. Физическая теория применима к газовым растворам. Большая роль в установлении природы процессах растворения принадлежит Д.И. Менделееву – создателю химической теории растворов. В соответствии с этой теорией растворитель химически взаимодействует с растворенными веществами. Значительный вклад в развитие химической теории растворов внесли русские ученые Д. П. Коновалов, И. А. Каблуков, В. А. Кистяковский.

Растворение любого вещества сопровождается выделением или поглощением теплоты, что характерно для химических реакций. При растворении в воде 1 моль

газообразного аммиака выделяется теплота (34 кДж), при растворении 1 моль хлорида аммония теплота поглощается (14,8 кДж).

При растворении некоторых веществ получаются окрашенные растворы. Окраска раствора обусловлена химическим взаимодействием растворенного вещества с водой. Безводный сульфат меди (II) – бесцветное вещество, раствор же его в воде имеет голубую окраску.

Смешение компонентов раствора не является механическим процессом. Так, если смешать 100 мл безводной фосфорной кислоты и 100 мл воды, то образуется не 200 мл, а 195 мл раствора. Это явление тоже указывает на химическое взаимодействие растворителя с растворенным веществом.

Продуктами взаимодействия растворителя с растворенными веществами являются сольваты, а процесс их образования сольватацией. Частным случаем сольватации является гидратация – взаимодействие растворенных веществ с водой, в результате которого образуются гидраты. Молекулы растворителя при сольватации не разрушаются. Большинство сольватов – малоустойчивые соединения. Однако некоторые гидратыдерживают воду даже в твердом кристаллическом состоянии.

3. Пересыщенные растворы.

Растворимость – это способность вещества образовывать растворы. Ненасыщенным называется раствор, в котором может быть растворено еще некоторое количество растворяемого вещества при данной температуре. Насыщенным называется раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом.

В (кристаллическое)  в (в растворе) Пересыщенные растворы содержат концентрацию растворенного вещества более высокую, чем нужно для насыщения. Такие растворы легко разрушаются; образуется насыщенный раствор, и выделяется избыток растворенного вещества.

Масса вещества (в г), насыщающая при данных условиях 100 г. Растворителя называется коэффициентом растворимости.

В воде растворяются все неорганические вещества, если только они при контакте с водой не разлагаются. По растворимости вещества делят на растворимые (1 г в 100 г воды), малорастворимые (0,1 г – 1 г в 100 г воды) и практически нерастворимые (менее 0,1 г в 100 г воды). Растворимость твердых веществ в воде как правило увеличивается с повышением температуры. Растворимость некоторых газов в воде невелика: водород, кислород, азот. Это обусловлено слабым химическим взаимодействием этих газов с водой. Некоторые газы, сернистый газ, хлороводород, аммиак сильно взаимодействуют с водой и их растворимость велика. Растворимость газов увеличивается с ростом давления и уменьшается с ростом температуры.

4. Оsmos.

Оsmos – это односторонняя диффузия через полупроницаемую перегородку. Этот процесс протекает, когда между двумя растворами помещают полупроницаемую перегородку: растворитель может проникать через нее, а растворенное вещество не может. Качественной характеристикой осмоса является осмотическое давление. Явления осмоса играют очень важную роль в жизни животных и растений. Благодаря осмосу в клетках живых организмов через оболочки клеток поступает вода.

Величина осмотического давления зависит от концентрации раствора и температуры, но не зависит от природы растворителя и растворенного вещества. В 1886 г. Вант – Гофф показал, что для растворов – не электролитов невысоких концентраций зависимость осмотического давления от концентрации и температуры раствора выражается уравнением (закон Вант – Гоффа)

$$P = C * R * T$$

P – осмотическое давление, кПа.

С – молярная концентрация раствора, моль/л

R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/моль * К

E – абсолютная температура раствора.

5. Замерзание и кипение растворов.

Изучая замерзание и кипение растворов французский физик Рауль в 1887 г. установил, что для разбавленных растворов неэлектролитов повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания пропорциональны концентрации раствора:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = E * m \quad \Delta t_{\text{зам.}} = K * m$$

M – молярная концентрация(молярность) моль/кг воды.

E – эбулиоскопическая константа.

K – криоскопическая константа.

E и K зависят только от природы растворителя, не зависят от природы растворенного вещества. K_{воды} = 1,86, E_{воды} = 0,52, K_{бензола} = 5,07, E_{бензола} = 2,6.

На измерениях температур кипения и замерзания растворов основаны эбулиоскопический и криоскопический методы определения молекулярных масс веществ.

6. Способы выражения концентрации растворов.

1) Массовая доля растворенного вещества в растворе.

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

W(в-ва) = $\frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{в} - \text{ва})}$ выражается в долях от 0 до 1 и в процентах.

2) Молярная концентрация раствора (молярность).

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

C_м = $\frac{n(\text{в} - \text{ва})}{n(\text{в} - \text{ва})}$ (моль/л), т.к. n = M, то C_м = $\frac{m}{M \cdot U}$

2M раствор H₂SO₄ содержит 2 моль кислоты в 1 л раствора.

3) Эквивалентная или нормальная концентрация.

$$\frac{n(\text{экв.})}{n(\text{экв.})}$$

C_{экв.} = $\frac{n(\text{экв.})}{n(\text{экв.})}$ (моль/л)

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

C_{экв.} = $\frac{M_{\text{экв}}(\text{в} - \text{ва}) * n(\text{в} - \text{ва})}{M_{\text{экв}}(\text{в} - \text{ва}) * n(\text{в} - \text{ва})}$ (моль/л)

2H H₂SO₄ – раствор 1 л содержит 2 моль – эквивалентов H₂SO₄ -98 г. , т.к. f экв. H₂SO₄ = 1/2, M экв. (H₂SO₄) = 49 г/моль.

4) Молярная концентрация(молярность)

$$\frac{n}{m(\text{воды})}$$

m = $\frac{n}{m(\text{воды})}$ (моль/кг воды)

m (p-ра H₂SO₄) = 2 моль/кг воды.

В этом растворе на каждый кг воды приходится 2 моль серной кислоты, т.е. 98 г x 2 = 196 г безводной H₂SO₄.

M (H₂SO₄) = 98 г/моль.

5) Молярная доля – отношение количества растворенного вещества (или растворителя) к сумме количеств всех веществ, составляющих раствор.

N_(в-ва) = $\frac{[n(\text{в} - \text{ва})]}{[n(\text{в} - \text{ва}) + n(\text{п} - \text{ля})]}$

N_(п-ля) = $\frac{[n(\text{п} - \text{ля})]}{[n(\text{в} - \text{ва}) + n(\text{п} - \text{ля})]}$

1.6. Лекция № 6 (2 часа)

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

Вопросы лекции.

1. Процесс диссоциации в водных растворах.

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

1.6.2. Краткое содержание вопросов.

Это теория, объясняющая особое поведение веществ электролитов (соли, основания, кислоты) в растворенном и расплавленном состояниях диссоциацией (распадом) их на ионы.

Диссоциация – это распад веществ на ионы (катионы и анионы) при растворении в воде и расплавлении.

1.Процесс диссоциации в водных растворах.

а)веществ с ионной химической связью – солей и оснований. Кристалл ионного соединения опускаем в воду. Он со всех сторон окружается молекулами воды. К катионам молекулы воды притягиваются отрицательнозаряженными полюсами, а к анионам – положительнозаряженными. Гидратация ионов ослабляет химические связи между ионами и ионы переходят в раствор в гидратированном состоянии.

Причина диссоциации ионного соединения – гидратация ионов;

б)веществ с ковалентной полярной связью – кислот. Рассмотрим диссоциацию на примере диссоциации хлороводорода.



Газ хлороводород растворяют в воде. Атом кислорода воды имеет большую по величине степень окисления -2, чем хлор хлороводорода -1, поэтому атом кислорода отнимает протон H^+ у атома хлора и присоединяет к себе за счет одной свободной (неподеленной) электронной пары. Так образуется третья ковалентная полярная связь по донорно-акцепторному механизму. Донор – кислород, он дает неподеленную электронную пару. Акцептор – протон, он принимает неподеленную электронную пару кислорода на свою орбиталь. Две другие ковалентные полярные химические связи в катионе аммония образовались ранее обменным механизмом.

Все три ковалентные молярные связи в ионе гидроксония H_3O^+ но свойствами одинаковые, независимо от механизма их образования.

Вывод: при растворении кислот в воде ковалентная полярная химическая связь между атомами водорода и кислотным остатком под действием полярных молекул воды переходит в ионную. Образовавшиеся ионы переходят в раствор в гидратированном состоянии.

Причина диссоциации кислот в воде – гидратация (сольватация).

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

Электролиты в растворах не полностью диссоциируют на ионы, а лишь частично, поэтому Аррениус ввел понятие степени электролитической диссоциации – это отношение числа молекул электролита, распавшихся в данном растворе на ионы к общему числу его молекул в растворе. Степень электролитической диссоциации обозначается буквой α (альфа).

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

где n – число молекул растворившихся на ионы; N – число растворившихся молекул.

Степень электролитической диссоциации зависит прежде всего от природы электролита.

По природе электролиты делятся на:

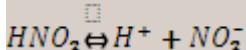
а)сильные электролиты, $\alpha \geq 30\%$. Это большинство растворимых солей, основания щелочных и щелочноземельных металлов (щелочи), кислоты: соляная, хлоро-, бромо-, йодоводородная, азотная, серная и другие; самая сильная из кислот – хлорная HClO_4

б)слабые кислоты, $\alpha \leq 3\%$. Это некоторые растворимые и все мало- и практически нерастворимые в воде соли и основания, щелочь – гидроксид аммония; кислоты – плавиковая, сернистая, угольная, кремниевая, сероводородная, хлороватистая и др.

в)электролиты средней силы, $30\% > \alpha > 3\%$. Степень электролитической диссоциации выражается волях от 0 до 1 и в процентах.

К химическому равновесию, которое устанавливается в растворе слабого электролита между молекулами и ионами, можно применить законы химического равновесия и записать выражение константы равновесия.

Например, для диссоциации азотистой кислоты



$$k = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

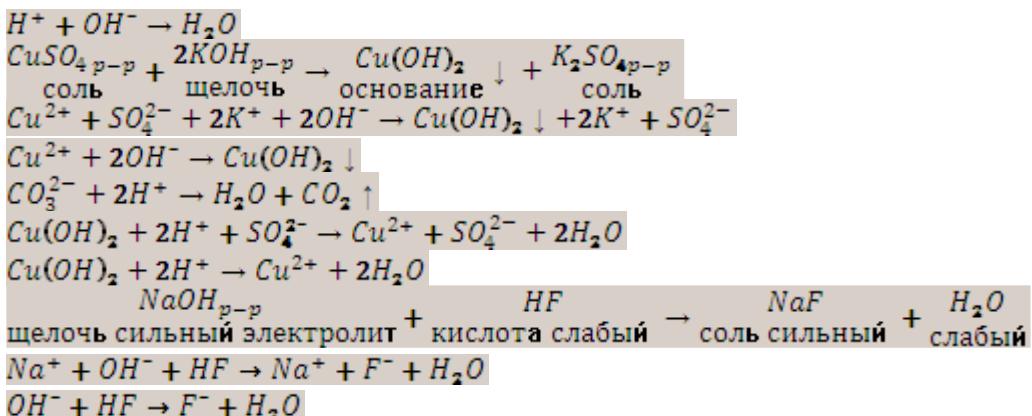
Константа равновесия имеет вид:

Здесь в числителе дроби стоят концентрации ионов продуктов диссоциации, а в знаменателе – концентрация недиссоциированных молекул. Константа равновесия, отвечающая диссоциации слабого электролита, называется константой диссоциации. Величина k зависит от природы электролита и растворителя, от температуры, но не зависит от концентрации раствора. k характеризует способность электролита распадаться на ионы: чем выше k , тем легче диссоциирует электролит.

У сильных электролитов $k > 1$, у слабых $k < 10^{-4}$ /

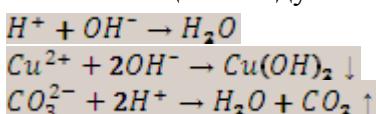
3.Ионно-молекулярные уравнения.

Суть химических реакций между растворами электролитов выражают при помощи молекулярных и ионных (полных и кратких) уравнений, т.к. в растворах сильные электролиты находятся в виде молекул.

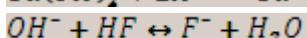


Краткое ионное уравнение показывает суть химической реакции.

Реакция между сильными электролитами практически протекают до конца.

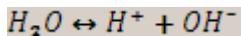


Реакции, при которых молекулы слабодиссоциирующих веществ находятся и в исходных веществах и в продуктах реакции, протекают не до конца. Они доходят до состояния равновесия, поэтому ионно-молекулярные уравнения таких реакций правильнее записывать со знаком обратимости.



4.Диссоциация воды. Водородный показатель.

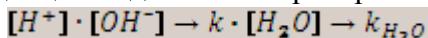
Вода слабый электролит, диссоциирует в незначительной степени, образуя протоны H^+ и гидроксильные ионы OH^-



Этому процессу соответствует константа равновесия:

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

Степень диссоциации воды очень мала, равновесная концентрация недиссоциированных молекул воды $[H_2O]$ равна общей концентрации воды, т.е. 1000:18=55,55 моль/л. В разбавленных водных растворах концентрация воды мало изменяется, ее можно считать величиной постоянной. Тогда выражение для константы диссоциации воды можно преобразовать следующим образом:

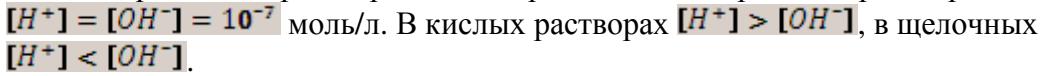


Константа k_{H_2O} , равная произведению концентраций ионов H^+ и OH^- , представляет собой постоянную при данной температуре величину и называется ионным произведением воды.

В чистой воде концентрация ионов водорода H^+ и гидроксильных ионов OH^- одинаковы и при $25^\circ C$ $k_{H_2O} = 10^{-14}$.

Поскольку диссоциация процесс эндотермический, то с ростом температуры она усиливается, и значение k_{H_2O} возрастает.

Растворы, в которых концентрации ионов водорода и гидроксильных ионов равны, называются нейтральными растворами. Так при $25^\circ C$ в нейтральном растворе



Вместо концентрации ионов водорода и гидроксильных ионов удобнее пользоваться их десятичными логарифмами, взятыми с обратным знаком. Эти величины обозначаются символами $pH = -\lg[H^+]$; $pOH = -\lg[OH^-]$.

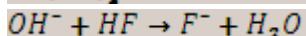
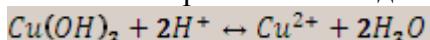
Логарифмируя соотношение $[H^+] \cdot [OH^-] = k_{H_2O}$ и меняя знаки на обратные, получим:

$pH + pOH = p_{H_2O}$. При $25^\circ C$ $pH + pOH = 14$; в нейтральных растворах $pH = 7$, в кислых – $pH < 7$, в щелочных – $pH > 7$.

5. Смещение ионных равновесий.

Дополнение к №3

Химическое равновесие подобных реакций



будет смещено в сторону образования наименее диссоциируемых веществ.

Например, в реакции $OH^- + HF \rightarrow F^- + H_2O$ участвуют два слабых электролита – слабая кислота (HF) и вода. При этом равновесие сильно смещено в сторону образования более слабого электролита – воды. Константа диссоциации которой ($1,8 \cdot 10^{-16}$) меньше константы диссоциации плавиковой кислоты ($6,61 \cdot 10^{-4}$). Однако до конца такая реакция протекать не будет: в растворе останется небольшое количество недиссоциированных молекул HF и ионов OH^- , так что реакция раствора будет не нейтральной (как при взаимодействии сильной кислоты с сильным основанием), а слабощелочной.

Аналогично, в реакции $Cu(OH)_2 + 2H^+ \leftrightarrow Cu^{2+} + 2H_2O$ до конца не протекает, равновесие сильно смещено вправо – в сторону образования слабого электролита воды, но при достижении равновесия в растворе останется небольшое количество недиссоциированных молекул $Cu(OH)_2$ и протонов H^+ , реакция раствора будет слабокислой.

1.7. Лекция № 7 (2 часа)

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

1.7.1. Вопросы лекции:

1. Ионное произведение воды.
2. Водородный показатель. pH.
3. Методы определения pH: колориметрический и потенциометрический.
4. Буферные системы. Свойства и применение.

1.7.2. Краткое содержание вопросов.

Ионное произведение воды. Вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Выражение для константы диссоциации имеет вид: $K_{\text{дис}} = [\text{H}^+]_{\text{рав}} [\text{OH}^-]_{\text{рав}} = 1,8 \cdot 10^{-16} / [\text{H}_2\text{O}]_{\text{рав}}$.

Значение $K_{\text{дис}}$ воды определили экспериментально по измерению удельной электропроводности при $T = 25^\circ\text{C}$. Чистая вода практически не проводит электрический ток, т.е. $\alpha_{\text{дис}}(\text{H}_2\text{O}) \ll 1$, поэтому можно принять, что

$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{рав}} = [\text{H}_2\text{O}]_{\text{нач}}$. Рассчитаем молярную концентрацию чистой воды, зная, что 1 л воды весит 1 кг ($\rho = 1 \text{ кг/л}$):

$$C_m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O}) * V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль} * 1 \text{ л}} = 55,6 \text{ моль/л.}$$

Подставим полученное значение $C_m(\text{H}_2\text{O})$ в уравнение для $K_{\text{рав}}$:

$$K_{\text{рав}} * 55,6 = K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}, \text{ где } K_w - \text{ионное произведение воды.}$$

В чистой воде $[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$, тогда $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$

В водных растворах кислот $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ или $[\text{H}^+] > 7 \text{ моль/л}$, среда кислая.

В водных растворах щелочей и оснований $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] < 7 \text{ моль/л}$, среда основная или щелочная.

При растворении в воде любых по природе веществ остается неизменным - $[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$.

Водородный показатель. pH. Для удобства выражения реакции среды водных растворов был введен специальный термин, который назвали водородным показателем (pH). pH – отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода:

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

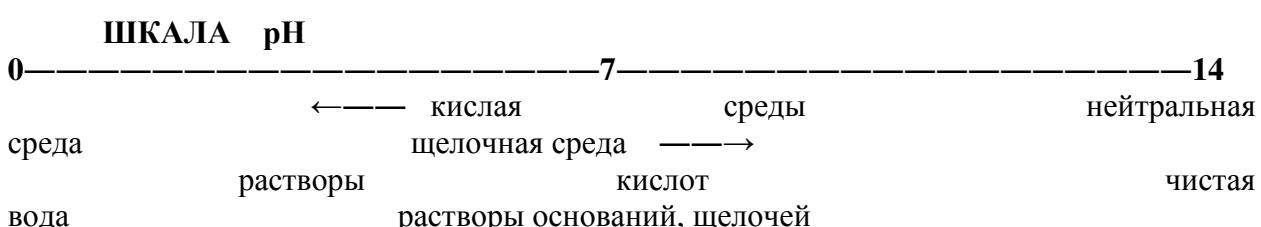
Иногда пользуются также показателем pOH – отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации ионов гидроксила.

$$= -\lg [\text{OH}^-]$$

В нейтральной среде $\text{pH} = 7$; $\text{pOH} = 7$, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

В кислой среде $\text{pH} < 7$; $\text{pOH} < 7$, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

В щелочной среде $\text{pH} > 7$; $\text{pOH} < 7$, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$



Кислотность и щелочность (рН) является важнейшей характеристикой всех водных растворов и естественных водных объектов (реки, озера, моря, океаны). рН контролирует скорость многих химических, биологических и биохимических процессов, играет важную роль в медицине, в технологии пищевой и перерабатывающей промышленности.

Методы определения рН: колориметрический и потенциометрический.

Для определения величины рН существуют два основных метода:**колориметрический и потенциометрический.**

Колориметрический метод основан на изменении окраски индикатора, добавленного к исследуемому раствору, в зависимости от величины рН.

Кислотно-основные индикаторы — органические соединения, способные изменять цвет в растворе при изменении кислотности (рН). Индикаторы широко используют в титровании в аналитической химии и биохимии. Их преимуществом является дешевизна, быстрота и наглядность исследования.

Этот метод недостаточно точен, требует введения солевых и температурных поправок, дает значительную погрешность при очень малой минерализации исследуемой воды (менее 30 мг/л) и при определении рН окрашенных и мутных вод. Метод нельзя применять для сред, содержащих сильные окислители или восстановители. Используется обычно в полевых условиях и для ориентировочных определений.

Потенциометрический метод намного точнее, лишен в значительной мере всех перечисленных недостатков, но требует оборудования лабораторий специальными приборами - рН-метрами. Потенциометрический метод основан на измерении электродвижущей силы (ЭДС) электродной системы, состоящей из индикаторного электрода и электрода сравнения. Электрод сравнения иногда называют вспомогательным электродом.

Наибольшее практическое применение нашел стеклянный индикаторный электрод, который можно использовать в широком диапазоне рН и в присутствии окислителей. Стеклянный электрод представляет собой стеклянную трубку с вынутым на ее конце шариком с очень тонкой стенкой, в которую залита суспензия AgCl в растворе HCl и погружена серебряная проволока. Таким образом, внутри трубы с шариком находится хлорсеребряный электрод. Для измерения рН стеклянный электрод погружают в испытуемый раствор (тем самым не внося в него никаких посторонних веществ). В этот же раствор напрямую или через электролитический ключ погружают электрод сравнения. В полученной системе перенос электронов от хлорсеребряного электрода к электроду сравнения, происходящий под действием непосредственно измеряемой разности потенциалов, неизбежно сопровождается переносом эквивалентного количества протонов из внутренней части стеклянного электрода в испытуемый раствор. Если считать концентрацию ионов H⁺ внутри стеклянного электрода постоянной, то измеряемая ЭДС является функцией только активности ионов водорода, т.е. рН исследуемого раствора.

Буферные системы. Свойства и применение.

буферные растворы, буферные смеси, системы, поддерживающие определенную концентрацию ионов водорода H⁺, то есть определенную кислотность среды. Кислотность буферных растворов почти не изменяется при их разбавлении или при добавлении к ним некоторых количеств кислот или оснований.

Примером Б. с. служит смесь растворов уксусной кислоты CH₃COOH и её натриевой соли CH₃COONa. Эта соль как сильный электролит (См. Электролиты) диссоциирует практически нацело, т.е. даёт много ионов CH₃COO⁻.

. При добавлении к Б. с. сильной кислоты, дающей много ионов H⁺, эти ионы связываются ионами CH₃COO⁻ и образуют слабую (то есть мало диссоциирующую) уксусную кислоту:

Наоборот, при подщелачивании Б. с., то есть при добавлении сильного основания (например, NaOH), ионы OH⁻ связываются H⁺-ионами, имеющимися в Б. с. благодаря диссоциации уксусной кислоты; при этом образуеться очень слабый электролит — вода:

Буферные растворы имеют большое значение для протекания реакций в живых организмах. Например, в крови постоянство водородного показателя pH (химический гомеостаз) поддерживается тремя независимыми буферными системами: бикарбонатной, фосфатной и белковой. Известно большое число буферных растворов (ацетатно-аммиачный буферный раствор, фосфатный буферный раствор, боратный буферный раствор, формиатный буферный раствор и др.).

1.8. Лекция № 8 (2 часа)

Тема: «Гидролиз солей»

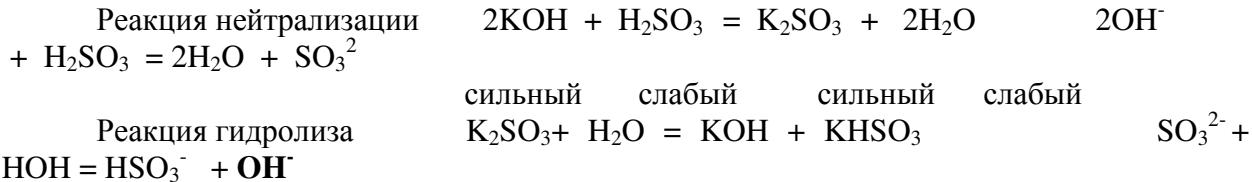
1.8.1. Вопросы лекции.

1. Понятие и определение гидролиза. Типы гидролиза.
2. Гидролиз солей по катиону.
3. Гидролиз солей по аниону.
4. Гидролиз солей по катиону и аниону.
5. Вычисление pH растворов солей с разным типом гидролиза.
6. Значение гидролиза в быту и производственной деятельности.

1.8.2. Краткое содержание вопросов.

Понятие и определение гидролиза. Типы гидролиза

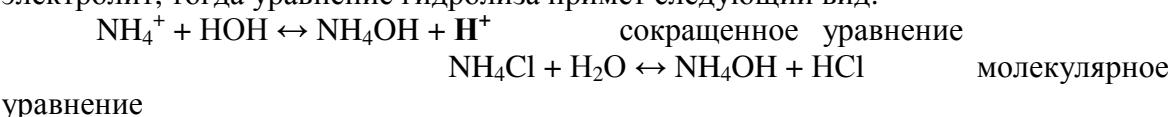
Гидролиз солей - это реакция обмена ионов соли с водой, в результате которой изменяется кислотность раствора. Гидролиз – процесс обратный реакции нейтрализации. Если реакция нейтрализации процесс экзотермический и необратимый, то гидролиз – процесс эндотермический и обратимый.



При гидролизе смещается равновесие диссоциации воды вследствие связывания одного из ее ионов (H⁺ или OH⁻) в слабый электролит соли. При связывании ионов H⁺ в растворе накапливаются ионы OH⁻, реакция среды будет щелочная, а при связывании ионов OH⁻ накапливаются ионы H⁺ - среда будет кислая.

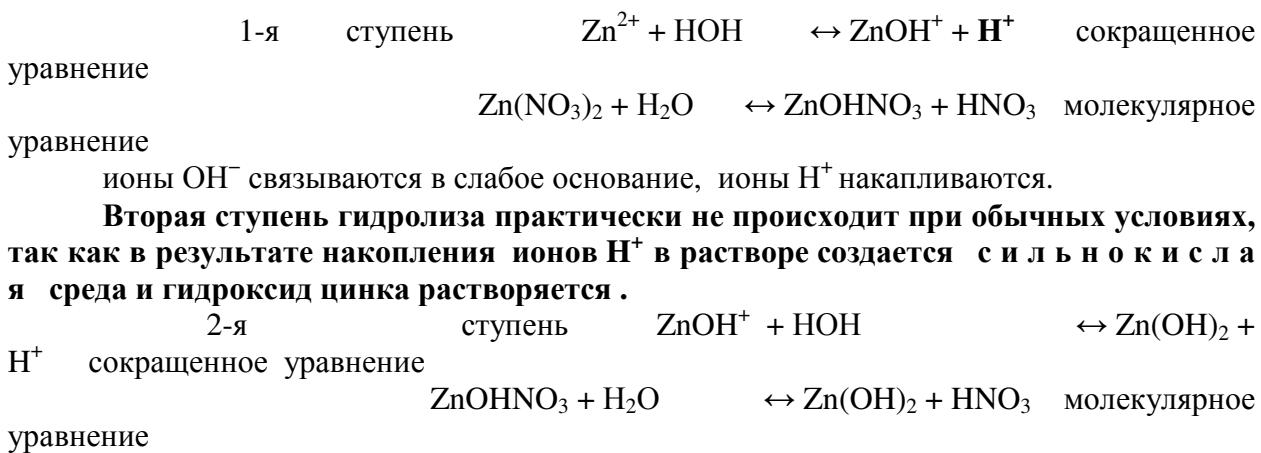
Гидролиз солей по катиону.

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз протекает по катиону). Это имеет место при гидролизе соли NH₄Cl (NH₄OH -слабое основание, HCl - сильная кислота). Отбросим ион Cl⁻, так как он с катионом воды дает сильный электролит, тогда уравнение гидролиза примет следующий вид:



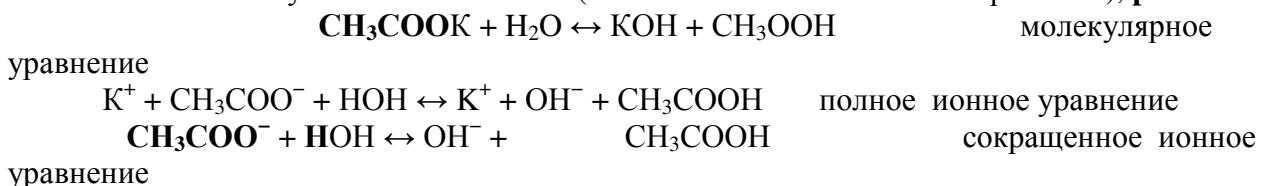
Из сокращенного уравнения видно, что ионы OH⁻ воды связываются в слабый электролит, ионы H⁺ накапливаются в растворе и среда становится кислой pH<7.

Гидролиз соли Zn(NO₃)₂ протекает ступенчато по катиону слабого основания.

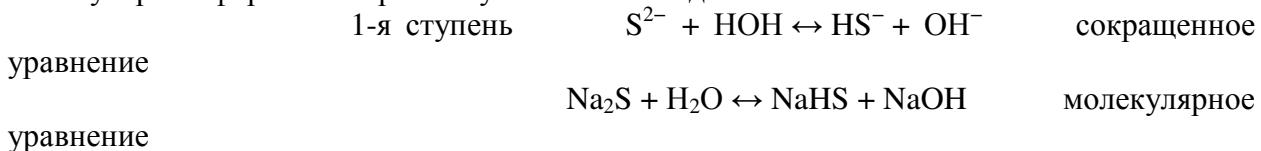


Гидролиз солей по аниону.

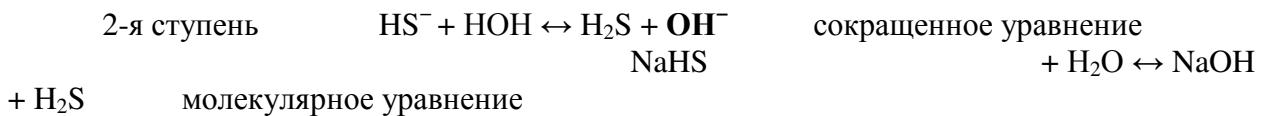
Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по аниону). Это имеет место при гидролизе соли CH_3COOK . Ионы соли CH_3COO^- и K^+ взаимодействуют с ионами H^+ и OH^- из воды. При этом ацетат-ионы (CH_3COO^-) связываются с ионами водорода (H^+) в молекулы слабого электролита - уксусной кислоты (CH_3COOH), а ионы OH^- накапливаются в растворе, сообщая ему щелочную реакцию, так как ионы K^+ не могут связать ионы OH^- (KOH является сильным электролитом), $pH > 7$.



Гидролиз соли Na_2S протекает ступенчато. Соль образована сильным основанием и слабой двухосновной кислотой. В этом случае анион соли S^{2-} связывает ионы H^+ воды, в растворе накапливаются ионы OH^- . Уравнение в ионной и молекулярной форме по первой ступени имеет вид

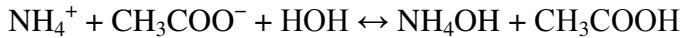


Вторая ступень гидролиза практически не проходит при обычных условиях, так как, накапливаясь, ионы OH^- сообщают раствору сильнокислую реакцию, что приводит к реакции нейтрализации, сдвигу равновесия влево.



Гидролиз солей по катиону и аниону.

Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по катиону и аниону). Это имеет место при гидролизе соли CH_3COONH_4 . Запишем уравнение в ионной форме, $pH \approx 7$:



Образуются слабое основание и слабая кислота, степень диссоциации которых примерно одинакова, поэтому при протекании гидролиза среда раствора будет нейтральная.

Вычисление pH растворов солей с разным типом гидролиза.

1. В случае гидролиза соли по аниону константа рассчитывается по следующей формуле:

$K_g = K_w / K_{\text{кислоты}}$, где K_g – константа гидролиза, K_w – ионное произведение воды, $K_{\text{кислоты}}$ – константа диссоциации кислоты. pH такого раствора рассчитывается по формуле:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{кислоты}} - \frac{1}{2} \text{pC}_{\text{соли}}$$

2. В случае гидролиза соли по катиону:

$$K_g = K_w / K_{\text{основания}}$$

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{осн}} + \frac{1}{2} \text{pC}_{\text{соли}}$$

3. В случае гидролиза соли по катиону и аниону константа гидролиза вычисляется по формуле:

$$K_g = K_w / K_{\text{кислоты}} \cdot K_{\text{основания}}, \text{ а pH определяется по формуле:}$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{кисл}} - \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{осн}}$$

Значение гидролиза в быту и производственной деятельности.

Гидролиз солей имеет и практическое, и биологическое значение.

Еще в древности в качестве моющего средства использовали эолу. В золе содержится карбонат калия, который в воде гидролизуется по аниону, водный раствор приобретает мылкость за счет образующихся при гидролизе ионов OH.

В настоящее время в быту мы используем мыло, стиральные порошки и другие моющие средства. Основной компонент мыла — это натриевые или калиевые соли высших жирных карбоновых кислот: стеараты, пальмитаты, которые гидролизуются.

В состав же стиральных порошков и других моющих средств специально вводят соли неорганических кислот (фосфаты, карбонаты), которые усиливают моющее действие за счет повышения pH среды.

Соли, создающие необходимую щелочную среду раствора, содержатся в фотографическом проявителе. Это карбонат натрия, карбонат калия, бура и другие соли, гидролизующиеся по аниону.

Если кислотность почвы недостаточная, у растений появляется болезнь — хлороз. Ее признаки - пожелтение или побеление листьев, отставание в росте и развитии. Если pH > 7,5, то в нее вносят удобрение сульфат аммония, которое способствует повышению кислотности, благодаря гидролизу по катиону, проходящему в почве.

1.9. Лекция № 9 (2 часа)

Тема: «Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева»

1.9.1. Вопросы лекции:

1. Состав атомов. Изотопы и изобары.

2. Квантово-механическая модель атома.

- главное квантовое число;

- орбитальное квантовое число;

- магнитное квантовое число;

- спиновое квантовое число.

3. Распределение электронов в атоме:

- Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;

- Принцип Паули;

- Правило Хунда.

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

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

1.9.2. Краткое содержание вопросов.

1. Состав атомов. Изотопы и изобары.

Атом любого химического элемента состоит из ядра положительно заряженного и оболочки электронной отрицательно заряженной. Ядро состоит из протонов и нейтронов.

Протон имеет заряд «+» и массу 1. Нейtron электроннейтрален, его масса 1.

Электрон имеет заряд «-», его масса ничтожно мала $9,1095 \cdot 10^{-28}$ г. Величина заряда атомного ядра, количество протонов в ядре и электронов в атоме определяют по порядковому номеру химического элемента. Чтобы определить количество нейтронов в ядре, необходимо от относительной массы элемента отнять порядковый номер.

Изотопы – это атомы одного химического элемента; у них одинаковый заряд атомного ядра, одинаковое число протонов в ядре и электронов в атоме, но разная масса, так как в ядре разное число нейтронов.

Н водород: 1_1 H протий; 2_1 H дейтерий (Д); 3_1 H тритий (Т)

О кислород: $^{16}_8$ O; $^{17}_8$ O; $^{18}_8$ O содержание в природе соответственно 99,76%; 0,04%; 0,2%.

$$Ar(O) = 16 \cdot 0,9976 + 17 \cdot 0,0004 + 18 \cdot 0,002 = 16$$

Изотопы одного химического элемента в химическом отношении ведут себя одинаково,

но отличаются некоторыми физическими свойствами. Наибольшее число изотопов у элементов с порядковыми номерами (z) равно 40-56. Число устойчивых изотопов у элементов меньше числа неустойчивых (радиоактивных). Из 19 изотопов йода устойчив лишь изотоп $^{127}_{53}$ I, он входит в состав природных соединений.

Изобары – это атомы одинаковые по массе, но разные по заряду ядра. К ним относятся:

40 Ar, 40 K и 40 Ca, 54 Cr и 54 Fe, 70 Zn и 70 Ge. В некоторых случаях два элемента имеют две, три и даже четыре пары изобаров. Например атомы с массами 124, 126, 128 и 130 известны и для Te и для Xe. Существование изобаров особенно наглядно показывает, что сама по себе масса атома не является определяющей для его химических свойств.

2. Квантово-механическая модель атомов. Свойства электронов и других микрообъектов не могут быть описаны на основе представлений классической механики. Микрочастицы подчиняются законам квантовой механики, которая стала основой для создания современной модели атома.

Основные положения квантовой механики.

1) Энергия испускается и поглощается телами отдельными порциями – квантами. Следовательно, энергия микрочастиц изменяется скачкообразно.

2) Электроны и другие микрочастицы имеют двойственную природу: они проявляют свойства частицы(имеют массу и заряд), при движении они обладают свойствами электромагнитной волны.

3) Квантовая механика отрицает наличие определенных орбит у микрочастиц. Для движущихся электронов невозможно определить точное местоположение. Они находятся в пространстве вблизи атомного ядра. Можно лишь определить вероятность нахождения электрона в различных частях пространства.

Орбиталь – это пространство вблизи ядра, в котором достаточно велика вероятность нахождения электрона (примерно 90 %). Это пространство ограничивается поверхностью, т.е. представляет собой объемную геометрическую фигуры.

- главное квантовое число, n определяет энергию электрона и размещение электронного облака на том или ином энерговом уровне; имеет значения от 1 до 7.

При n=1 – электрон расположен на первом энерговом уровне, при n=2 – на втором и т.д.

При переходе «е» с одного энерговом уровня на другой – энергия либо выделяется, либо поглощается: выделяется, если электрон переходит с более удаленного энерговом уровня на более близкий к ядру ; поглощается – если «е» переходит с более близко к ядру

энергоуровня на более удаленный. Значения главного квантового числа соответствуют номером периодов П.С.Х.Э. Д.И. Менделеева.

- *орбитальное квантовое число «l»* характеризует форму атомной орбитали , $l=n-1$.

а) при $n=1$, $l=0$. Такое значение (0) характеризует атомные орбитали со сферической (шаровой) симметрией в пространстве. Электроны, 1 которых равно 0, называются S-электронами. На первом энергоуровне только S-электроны находятся.

б) при $n=2$, $l=0;1$; $l=1$ соответствует гантлевидная (объемная восьмерка) форма атомной орбитали. Электроны, у которых $l=1$ – p-электроны. На втором энергоуровне могут находиться S и p-электроны, они образуют два подуровня: 2S и 2p; в) при $n=3$, $l=0;1;2$. При $l=2$, форма атомных орбиталей более сложная. Электроны, у которых $l=2$ -d-электроны. На третьем энергоуровне три подуровня : 3s,3p,3d; г) при $n=4$, $l=0;1;2;3$. Орбитальному числу 3 соответствует еще более сплошная форма атомной орбитали. Электроны, у которых $l=3$, называется f-электронами. На четвертом энергоуровне - четыре подуровня: 4s,4p,4d,4f.

-*Магнитное квантовое число «m»* характеризует пространственную ориентацию атомных орбителей, «m» может принимать значения целых чисел от +1 до -1 через 0.

а) $l=0, m=0$ сфера имеет одну ориентацию в пространстве.

б) $l=1, m=+1, 0, -1$. Гантель имеет три пространственные ориентации px,py,pz.

в) $l=2, m=+2, +1, 0, -1, -2$. d-атомные орбитали имеют пять пространственных ориентаций.

г) $l=3, m=+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$. f-атомные орбитали имеют семь пространственных ориентаций.

-*Стиновое квантовое число.* S характеризует вращение электрона вокруг собственной оси: если «е» вращается по часовой стрелке, то $S=+1/2$; если против, то $S=-1/2$.

Спин – величина векторная, его условно обозначают стрелкой вверх (+1/2)и вниз (-1/2).

Электроны, спины которых имеют одинаковые значения ($S_1 =+1/2$; $S_2 =+1/2$ или $S_1 =-1/2, S_2 =-1/2$) – называются параллельными; при противоположных значениях ($S_1 =+1/2$, $S_2 =-1/2$) – антипараллельными.

3. Распределение электронов в атоме:

Электроны в атоме занимают наиболее низкое энергетическое состояние, отвечающее максимальной устойчивости, поэтому энергоуровни заполняются в порядке от 1 до 7, подуровни от S,p,d,f.

-*Правило Клечковского* – первое - при увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значение суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$) к орбиталям с большими значениями этой суммы.

Второе правило Клечковского - при одинаковых значениях суммы ($n+l$) заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания главного квантового числа «n».

-*Принцип Паули:* в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми.

-*Правило Хунда:* устойчивому состоянию атомов соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально.

4. Электронные конфигурации атомов и ионов.

Способы записи электронных конфигураций.

Порядок заполнения атомных орбиталей:

$1s \rightarrow$
 $2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4d \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$

Номер энергоуровня.	Максимальноe число «е» на уровне $2n^2$	Распределение «е» по подуровням	Обозначение атомных орбиталей
1	2	2	$1s$
2	8	2,6	$2s, 2p$
3	18	2,6,10	$3s, 3p, 3d$
4	32	2,6,10,14	$4s, 4p, 4d, 4f$

Атом хлора.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$ электронная формула.

Электронная формула – визитная карточка элемента, содержащая богатую информацию о строении атомов и свойствах химических элементов.

Графическая формула – составление ее имеет большое значение, она показывает валентность элементов (число неспаренных электронов).

Число внешних электронов для элементов А-групп (главных подгрупп) показывает номер группы.

У элементов В групп (побочных подгрупп) число внешних электронов 2 или 1, у палладия – 0.

Ион хлора.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0$

5.Периодический закон. Открыт Д.И. Менделеевым 1 марта 1869 года. Свойства простых тел, а также форма и свойства соединения химических элементов находятся в периодической зависимости от величин зарядов их атомных ядер.(это современное определение)

Явление периодичности с точки зрения строения атома.

1) Атомный радиус. В периодах системы Д.И. Менделеева атомные радиусы элементов, как правило, уменьшаются с ростом положительного заряда ядра.

В пределах периода энергия ионизации увеличивается с возрастанием зарядов атомных ядер и уменьшением атомных радиусов. В главных подгруппах с увеличением атомных радиусов сверху вниз энергия ионизации уменьшается.

В периодах металличность ослабевает, в главных подгруппах – возрастает.

2) Энергия ионизации – энергия, необходимая для отрыва электрона от невозбужденного атома. В пределах периода энергия ионизации увеличивается с возрастанием зарядов атомных ядер и уменьшением атомных радиусов.

В главных подгруппах с увеличением атомных радиусов сверху вниз энергия ионизации уменьшается.

В периодах металличность ослабевает, в главных подгруппах – возрастает.

3) Электроотрицательность. В пределах периодов она увеличивается, в главных подгруппах – уменьшается.

Структура периодической системы.

П.С.Х.Э.Д.И. Менделеева является графическим изображением периодического закона. В настоящее время она содержит 110 химических элементов. Предложено большое количество вариантов Периодической системы элементов.

Наибольшее распространение имеет короткая форма периодической системы. Каждый химический элемент занимает в таблице строго определенное положение(клетку). Все элементы пронумерованы в порядке их последовательности. Эти номера называют порядковыми или атомными. В клетке записывается химический символ элемента, его название и основные характеристики (порядковый номер, относительная атомная масса, характеристика электронного строения атомов).

В таблице по горизонтали элементы образуют семь периодов. (I-VII). Периоды I, II, III состоят из одного ряда называются малыми, остальные периоды (IV-VII) – большие состоят из двух рядов. Элементы II и III периодов Д.И. Менделеев назвал типическими: по ним наиболее наглядно можно проследить изменение свойств элементов и их соединений.

В VI периоде в одной клетке дописаны находиться 15 элементов, которые сходны на свойствам и называются лантаноидами. Аналогично в VII периоде одна клетка должна включать элементы семейства актиноидов. В таблице в соответствующих клетках записаны только символы этих элементов и их порядковые номера [₅₇La – ₇₁Lu и ₇₁Ac-₁₀₃(Lr)], а подобное описание этих элементов выписано вниз таблицы.

По вертикали в таблице расположено восемь групп (I-VIII). Каждая из них состоит из двух подгрупп: А(главных) и В(побочных). Подгруппы объединяют наиболее схожие по свойствам элементы. Побочную подгруппу VIII группы составляют 9 элементов: семейство железо (Fe, Co, Ni) и семейство платины (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).

1.10. Лекция № 10 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

1.10.1. 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.

1. Понятие об окислении – восстановлении. Степень окисления элементов.

Окислительно – восстановительными называются такие реакции, в ходе которых у элементов, входящих в состав реагирующих веществ, у одного или нескольких элементов, изменяется степень окисления.

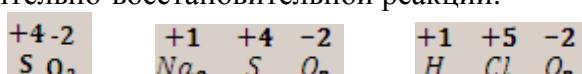
Окисление – это процесс отдачи электронов атомами или ионами химического элемента.

Восстановление – это процесс принятия электронов атомами или ионами химического элемента.

Вещество, в состав которого входит окисляющийся элемент, называется восстановителем.

Вещество в состав которого входит восстанавливющийся элемент, называется окислителем.

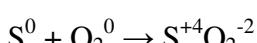
Степень окисления показывает число отданных электронов (положительная) и число принятых электронов (отрицательная) химическими элементами в ходе окислительно-восстановительной реакции.



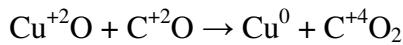
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций

Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции

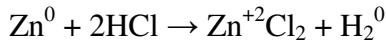
Окислитель и восстановитель находятся в разных веществах; обмен электронами в этих реакциях происходит между различными атомами или молекулами:



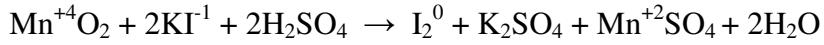
S – восстановитель; O₂ – окислитель



CO - восстановитель; CuO - окислитель

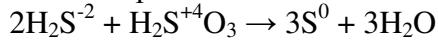


Zn - восстановитель; HCl - окислитель



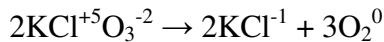
KI - восстановитель; MnO₂ - окислитель.

Сюда же относятся реакции между веществами, в которых атомы одного и того же элемента имеют разные степени окисления

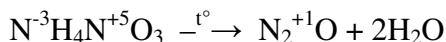


Внутримолекулярные окислительно- восстановительные реакции

Во внутримолекулярных реакциях окислитель и восстановитель находятся в *одной и той же* молекуле. Внутримолекулярные реакции протекают, как правило, *примермическом разложении* веществ, содержащих окислитель и восстановитель.



Cl⁺⁵ - окислитель; O⁻² - восстановитель

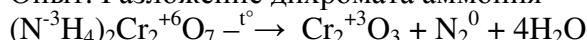


N⁺⁵ - окислитель; N⁻³ - восстановитель



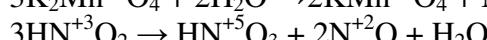
N⁺⁵ - окислитель; O⁻² - восстановитель

Опыт. Разложение дихромата аммония



Cr⁺⁶ - окислитель; N⁻³ - восстановитель.

Диспропорционирование - окислительно-восстановительная реакция, в которой один элемент одновременно повышает и понижает степень окисления.



3. Важнейшие восстановители и окислители

<u>Восстановители</u>	<u>Окислители</u>
Металлы, водород, уголь. Окись углерода (II) (CO). Сероводород (H ₂ S); оксид серы (IV) (SO ₂); сернистая кислота H ₂ SO ₃ и ее соли. Галогеноводородные кислоты и их соли. Катионы металлов в низших степенях	Галогены. Перманганат калия (KMnO ₄); манганат калия (K ₂ MnO ₄); оксид марганца (IV) (MnO ₂). Дихромат калия (K ₂ Cr ₂ O ₇); хромат калия (K ₂ CrO ₄). Азотная кислота (HNO ₃).

окисления: SnCl_2 , FeCl_2 , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

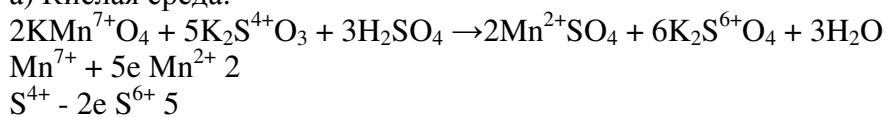
Азотистая кислота HNO_2 ;
аммиак NH_3 ;
гидразин NH_2NH_2 ;
оксид азота(II) (NO).
Катод при электролизе.

Серная
кислота (H_2SO_4) конц.
Оксид меди(II) (CuO);
оксид свинца(IV) (PbO_2);
оксид серебра (Ag_2O);
пероксид водорода (H_2O_2).
Хлорид железа(III) (FeCl_3).
Бертоллетова
соль (KClO_3).
Анод при электролизе.

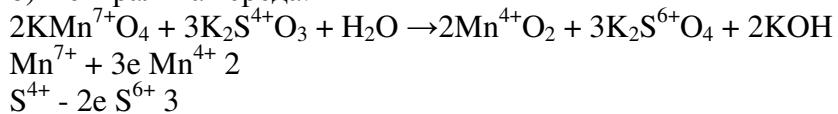
4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций

Реакции окисления-восстановления могут протекать в различных средах (кислой, нейтральной и щелочной), при этом в зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Рассмотрим взаимодействие перманганата калия с сульфитом калия в различных средах.

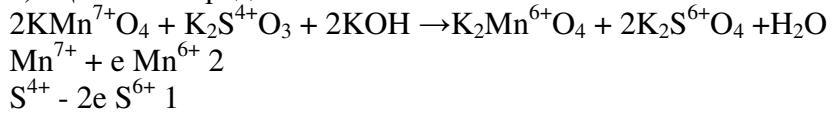
а) Кислая среда:



б) Нейтральная среда:



в) Щелочная среда:



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

а) Составить схему реакции с указанием исходных и образующихся веществ, отметить элементы, изменяющие в результате реакции степень окисленности, найти окислитель и восстановитель;

б) Составить схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием исходных и образующихся реально существующих в условиях реакции ионов или молекул;

в) Уравнять число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций; надо помнить, что в водных растворах в реакциях могут участвовать молекулы H_2O , ион H^+ и OH^-

г) Уравнять суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции; для этого прибавить к левой и правой частям полуреакции необходимое число электронов;

д) Подобрать множители (основные коэффициенты) для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении;

е) Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных основных коэффициентов;

ж) Расставить коэффициенты в уравнении реакций.

6. Окислительные свойства азотной кислоты. Характерным свойством азотной кислоты является ее ярко выраженная окислительная способность. Азотная кислота — один из энергичнейших окислителей. Многие неметаллы легко окисляются ею, превращаясь в соответствующие кислоты. Так, сера при кипячении с азотной кислотой

постепенно окисляется в серную кислоту, фосфор — фосфорную. Тлеющий уголек, погруженный в концентрированную HNO_3 , ярко разгорается.

Азотная кислота действует почти на все металлы (за исключением золота, платины, tantalа, родия, иридия), превращая их в нитраты, а некоторые металлы — в оксиды.

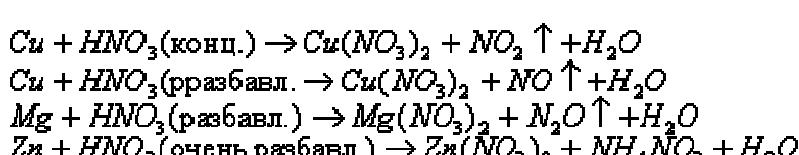
Концентрированная HNO_3 пассивирует некоторые металлы. Еще Ломоносов открыл, что железо, легко растворяющееся в разбавленной азотной кислоте, не растворяется в холодной концентрированной HNO_3 . Позже было установлено, что аналогичное действие азотная кислота оказывает на хром и алюминий. Эти металлы переходят под действием концентрированной азотной кислоты в пассивное состояние.

Степень окисленности азота в азотной кислоте равна 4-5. Выступая в качестве окислителя, HNO_3 может восстанавливаться до различных продуктов:



Какое из этих веществ образуется, т. е. насколько глубоко восстанавливается азотная кислота в том или ином случае, зависит от природы восстановителя и от условий реакции, прежде всего от концентрации кислоты. Чем выше концентрации HNO_3 , тем менее глубоко она восстанавливается. При реакциях с концентрированной кислотой чаще всего выделяется NO_2 . При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами, например, с медью, выделяется NO . В случае более активных металлов — железа, цинка, — образуется N_2O . Сильно разбавленная азотная кислота взаимодействует с активными металлами — цинком, магнием, алюминием — с образованием иона аммония, дающего с кислотой нитрат аммония. Обычно одновременно образуются несколько продуктов.

Для иллюстрации приведем схемы реакций окисления некоторых металлов азотной кислотой;

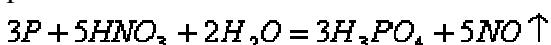


При действии азотной кислоты на металлы водород, как правило, не выделяется.

При окислении неметаллов концентрированная азотная кислота, как и в случае металлов, восстанавливается до NO_2 , например



Более разбавленная кислота обычно восстанавливается до NO , например:



Приведенные схемы иллюстрируют наиболее типичные случаи взаимодействия азотной кислоты с металлами и неметаллами. Вообще же, окислительно-восстановительные реакции, идущие с участием HNO_3 , протекают сложно.

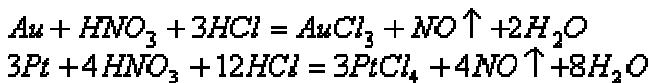
Смесь, состоящая из 1 объема азотной и 3—4 объемов концентрированной соляной кислоты, называется *царской водкой*. Царская водка растворяет некоторые металлы, не взаимодействующие с азотной кислотой, в том числе и «царя металлов» — золото. Действие ее объясняется тем, что азотная кислота окисляет соляную с выделением свободного хлора и образованием хлороксида азота(III), или хлорида нитрозила, NOCl



Хлорид нитрозила является промежуточным продуктом реакции и разлагается:



Хлор в момент выделения состоит из атомов, что и обуславливает высокую окислительную способность царской водки. Реакции окисления золота и платины протекают в основном согласно следующим уравнениям.



С избытком соляной кислоты хлорид золота(III) и хлорид платины (IV) образуют комплексные соединения $H[AuCl_4]$ и $H_2[PtCl_6]$

Серная кислота - довольно сильный окислитель, особенно при нагревании; окисляет HI и частично HBr до свободных галогенов, углерод - до CO_2 , S - до SO_2 , окисляет многие металлы (Си, Hg и др.). При этом **серная кислота** восстанавливается до SO_2 , а наиболее сильными восстановителями - до S и H_2S . Концентрированная H_2SO_4 частично восстанавливается H_2 , из-за чего не может применяться для его сушки. Разбавленная H_2SO_4 взаимодействует со всеми металлами, находящимися в электрохимическом ряду напряжений левее водорода, с выделением H_2 . Окислительные свойства для разбавленной H_2SO_4 нехарактерны. **Серная кислота** дает два ряда солей: средние - сульфаты и кислые - гидросульфаты а также эфиры. Известны пероксомоносерная (кислота Каро) H_2SO_5 и пероксодисерная $H_2S_2O_8$ кислоты

1.11. Лекция № 11 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции: химические источники электрической энергии»

1.11.1. Вопросы лекции:

1. Электродные потенциалы.
2. Ряд напряжений металлов.
3. Химические источники электрической энергии.

1.11.2. Краткое содержание вопросов.

Электродные потенциалы.

Если металлическую пластинку опустить в воду или раствор, содержащий ионы этого металла, то на границе раздела металл-раствор за счет процессов растворения-осаждения металла возникает разность или скачок потенциала, который зависит от природы металла, концентрации раствора, а также от температуры. Этот скачок называется электродным потенциалом данного металла. Указанное равновесие выражается уравнением, учитывающим гидратацию иона:



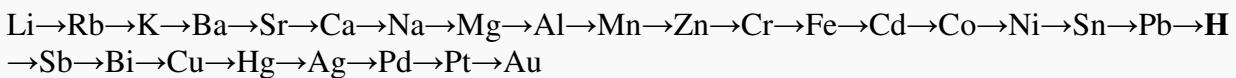
Потенциал, соответствующий данному равновесию, называется равновесным электродным потенциалом.

Значение j нельзя определить по абсолютной величине. Поэтому потенциалы всех электродов определяют по отношению к стандартному водородному полуэлементу (электроду), потенциал которого принимают равным нулю: $j^0_{298} (2H^+ / H_2) = 0$. Стандартный водородный электрод состоит из сосуда с 1н. раствором кислоты, в которую опущен платиновый электрод, контактирующий с газообразным водородом, находящимся под давлением $P = 101,3$ кПа.

Ряд напряжений металлов.

Электрохимический ряд активности металлов (ряд напряжений, ряд стандартных электродных потенциалов) — последовательность, в которой металлы расположены в порядке увеличения их стандартных электрохимических потенциалов ϕ^0 , отвечающих полуреакции восстановления катиона металла Me^{n+} : $Me^{n+} + ne^- \rightarrow Me$

Ряд напряжений характеризует сравнительную активность металлов в окислительно-восстановительных реакциях в водных растворах.



Ряд напряжений используется на практике для сравнительной [относительной] оценки химической активности металлов в реакциях с водными растворами солей и кислот и для оценки катодных и анодных процессов при электролизе:

- Металлы, стоящие левее, являются более сильными восстановителями, чем металлы, расположенные правее: они вытесняют последние из растворов солей. Например, взаимодействие $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ возможно только в прямом направлении.

- Металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют водород при взаимодействии с водными растворами кислот-неокислителей; наиболее активные металлы (до алюминия включительно) — и при взаимодействии с водой.

- Металлы, стоящие в ряду правее водорода, с водными растворами кислот-неокислителей при обычных условиях не взаимодействуют.

- При электролизе металлы, стоящие правее водорода, выделяются на катоде; восстановление металлов умеренной активности сопровождается выделением водорода; наиболее активные металлы (до алюминия) невозможно при обычных условиях выделить из водных растворов солей.

Химические источники электрической энергии.

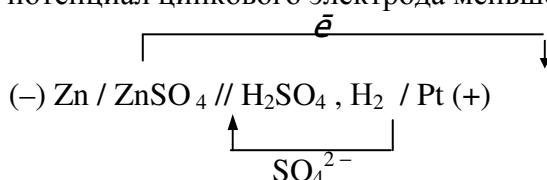
Гальваническими элементами называют устройства, в которых энергия окислительно-восстановительных реакций преобразуется непосредственно в электрическую.

Методика рассмотрения работы гальванических элементов:

- Составляют схему гальванического элемента:
 $(-) \text{Me}_1 / \text{Me}_1^{\text{n}+} // \text{Me}_2^{\text{m}+} / \text{Me}_2 (+)$
- По уравнению Нернста находят потенциалы электродов.
- Указывают движение электронов во внешней цепи: от электрода с меньшим потенциалом к электроду с более высоким потенциалом.
- Записывают уравнения электродных процессов, определяют характер этих процессов.
- Составляют суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в гальваническом элементе.
- Рассчитывают величину ЭДС гальванического элемента как разность потенциалов положительного и отрицательного электродов.

Гальванический элемент с водородным электродом.

- Схема $\text{Zn} / \text{ZnSO}_4 // \text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2 / \text{Pt}$.
 $C_{\text{Zn}^{2+}} = 1 \text{ моль/л}, C_{\text{H}^+} = 1 \text{ моль/л}, T = 298 \text{ K}, P = 101,3 \text{ кПа}$.
- Электродные потенциалы
 $E_{2\text{H}^+/H_2}^0 = 0 \text{ В}, E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В (при } C_{\text{Zn}^{2+}} = 1 \text{ моль/л}).$
- Направление движения электронов во внутренней цепи — от цинкового электрода к водородному, так как потенциал цинкового электрода меньше.

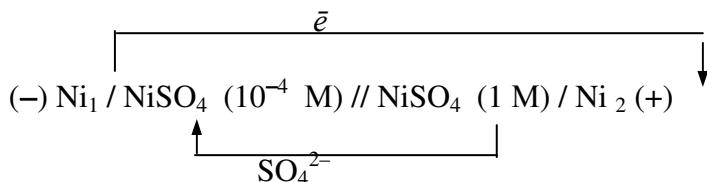


- Уравнения электродных процессов:
 $Zn (-): Zn - 2 \bar{e} = Zn^{2+}$ – процесс окисления;
 $Pt (+): 2H^+ + 2 \bar{e} = H_2 \uparrow$ – процесс восстановления.
- Суммарное уравнение:
 $Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2 \uparrow \quad Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$
- Расчет величины ЭДС:
 $\text{ЭДС} = E_{\text{Ox}}^0 - E_{\text{Red}}^0 = 0 - (-0,76) = 0,76 \text{ В.}$

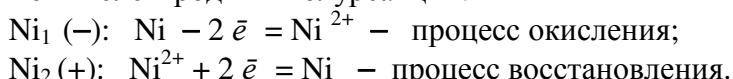
Концентрационный гальванический элемент

Оба электрода из одного металла, но растворы солей, в которые погружены электроды, разной концентрации.

- Схема гальванического элемента:
 $Ni / NiSO_4 (C_{Ni^{2+}} = 10^{-4} \text{ моль/л}) // NiSO_4 (C_{Ni^{2+}} = 1 \text{ моль/л}) / Ni$
Стандартный электродный потенциал $E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25 \text{ В.}$
- Вычисление электродных потенциалов по уравнению Нернста:
 $E_{1Ni^{2+}/Ni} = E_{Ni^{2+}/Ni}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg C_{Ni^{2+}} = -0,25 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-4} = -0,309 \text{ В.}$
 $E_{2Ni^{2+}/Ni} = E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25 \text{ В.}$
- Направление движения электронов по внешней цепи от Ni_1 электрода к Ni_2 , так как $E_{2Ni^{2+}/Ni} > E_{1Ni^{2+}/Ni}$.



- Уравнения электродных полуреакций:



- Расчет величины ЭДС:

$$\text{ЭДС} = E_{2Ni^{2+}/Ni} - E_{1Ni^{2+}/Ni} = -0,25 - (-0,309) = 0,059 \text{ В.}$$

1.12. Лекция № 12 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции: Электролиз»

1.12.1. Вопросы лекции:

1. Электролиз.
2. Законы электролиза.
3. Электролиз в промышленности.

1.12.2. Краткое содержание вопросов.

Электролиз.

Электролиз — физико-химический процесс, состоящий в выделении на электродах составных частей растворённых веществ или других веществ, являющихся результатом вторичных реакций на электродах, который возникает при прохождении электрического тока через раствор, либо расплав электролита.

Упорядоченное движение ионов в проводящих жидкостях происходит в электрическом поле, которое создаётся **электродами** — проводниками, соединёнными с полюсами источника электрической энергии. **Катодом** при электролизе называется отрицательный электрод, **анодом** — положительный. Положительные ионы — **катионы** — (ионы металлов, водородные ионы, ионы аммония и др.) — движутся к катоду, отрицательные ионы — **анионы** — (ионы кислотных остатков и гидроксильной группы) — движутся к аноду.

Законы электролиза

Количественные соотношения при электролизе определяют в соответствии с законами, открытыми М. Фарадеем (1834).

Обобщенный закон Фарадея связывает количество вещества, образовавшегося при электролизе, со временем электролиза и силой тока:

$$m = M \frac{I \tau}{n F},$$

где m — масса образовавшегося вещества, г;

M — молярная масса вещества, г/моль;

n — количество электронов, участвующих в электродном процессе;

I — сила тока, А;

τ — время электролиза, с;

F — константа Фарадея (96500 Кл/моль).

Для газообразных веществ, выделяющихся при электролизе, формулу используют в виде

$$V = V^0 \frac{I \tau}{n F},$$

где V — объем газа, выделяющегося на электроде; V^0 — объем 1 моль газообразного вещества при нормальных условиях (22,4 л/моль).

Электролиз в промышленности

Явление электролиза широко применяется в современной промышленности. В частности, электролиз является одним из способов промышленного получения алюминия, водорода, а также гидроксида натрия, хлора, хлороганических соединений, диоксида марганца, пероксида водорода. Большое количество металлов извлекается из руд и подвергается переработке с помощью электролиза (электроэкстракция, электроррафинирование). Также электролиз является основным процессом, благодаря которому функционирует химический источник тока.

Электролиз находит применение в очистке сточных вод (процессы электроагуляции, электроэкстракции, электрофлотации). Применяется для получения многих веществ (металлов, водорода, хлора и др.), при нанесении металлических покрытий (гальваностегия), воспроизведении формы предметов (гальванопластика).

1.13. Лекция № 13 (2 часа)

Тема: «Химическая связь. Строение молекул»

1.13.1. 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.

1.13.2. Краткое содержание вопросов.

1. Теория химического строения разработана в 60-х г.г. XIX века великим русским ученым химиком А. М. Бутлеровым. Основу теории составляют следующие поколения:

1) Атомы в молекулах реально существуют. Атомы в молекулах располагаются не беспорядочно, они соединены друг с другом химическими связями в определенной последовательности согласно валентности.

2) Свойства веществ зависят не только от качественного и количественного состава их молекул, но и от их « химического строения», т.е. от порядка соединения атомов в молекулах и характера их взаимного влияния. Наиболее сильно влияют друг на друга атомы, непосредственно связанные между собой и т.д.

Химические элементы в природе существуют главным образом в виде простых и сложных веществ. Лишь благородные газы находятся в атомном состоянии, т.к. их атомы имеют завершенные внешние энергоуровни. У атомов остальных химических элементов незавершенные внешние энергоуровни, на них движется от 1 до 7 электронов. Завершение внешних энергоуровней этих атомов достигается разными способами, поэтому существует несколько видов химической связи: ковалентная (неполярная и полярная), ионная, металлическая. Химическая связь – это совокупность сил, которыедерживают атомы в веществах . химическая связь образуется только в том случае, если полная энергия системы взаимодействующих атомов при их сближении понижается.

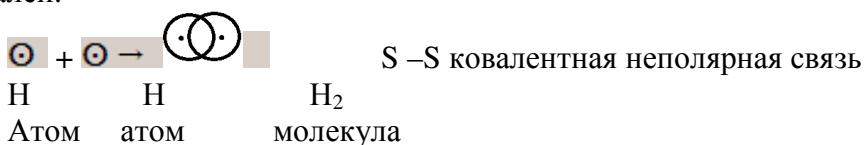
2. Ковалентная связь. Механизмы образования (обменный и донорно – акцепторный). Ковалентная связь осуществляется посредством общих электронных пар. Рассмотрим механизмы её образования.

1) Обменный механизм – на примере образование молекулы водорода H_2 .

Для объединения атомов в молекулы необходимы условия:

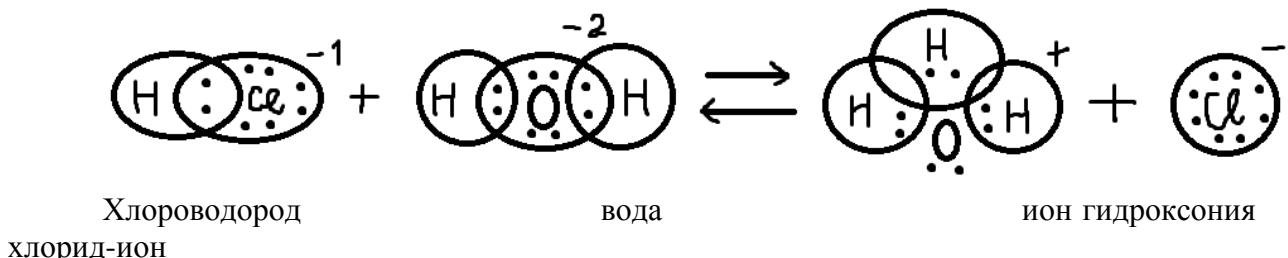
- А) необходимое расстояние между атомами, соизмеримое с их размерами;
- Б) электроны должны иметь антипараллельные спины.

У сблизившихся до касания атомов водорода расстояние между ядрами 0,106 нм. Положительно заряженное ядро одного атома начинает притягивать заряженный электрон другого атома и наоборот . Происходит частичное перекрывание сферических атомных орбиталей.



Полное перекрывание атомных орбиталей невозможно, т.к. на определенном расстоянии между ядрами атомов (для водорода 0,074 нм) положительно заряженные ядра атомов начинают отталкиваться друг от друга. Образуется одна двухэлектронная молекулярная орбиталь (одна общая электронная пара), обладающая максимальной плотностью в пространстве между ядрами атомов. Образование ковалентной связи сопровождается выделением энергии. Ковалентная связь тем прочнее, чем больше перекрывание атомных орбиталей. Наиболее прочна ковалентная связь., образующаяся осевым перекрыванием – δ - сигма связь. Если между атомами возникает одна ковалентная связь, она называется одинарной ($H-H$; $Cl-Cl$), если больше кратной: двойной ($O=C=O$ углекислый газ) и тройной ($N \equiv N$ азот).

2) Донорно – акцепторный механизм – на примере образования иона гидроксония.
Газ хлороводород растворяют в воде



У атома кислорода в молекуле воды есть две неподеленные электронные пары, а у атома хлора их три. Так как степень окисления кислорода по величине больше степени окисления хлора, то атом кислорода отрывает протон H^+ от атома хлора и присоединяет протон к своей молекуле за счет одной неподеленной электронной пары. Донор – кислород, он предоставил протону готовую электронную пару . акцептор – протон, он принял готовую электронную пару хлора на свою орбиталь. В ионе гидроксония три ковалентные полярные связи. Две из них образованы обменным механизмом , а третья донорно –акцепторным. По свойствам все три связи одинаковые, независимо от механизма их образования.

Вывод: суть донорно – акцепторного механизма образования ковалентной связи: она образуется за счет двухэлектронного облака одного атома- донора и свободной атомной орбитали другого атома – акцептора. Это не особый вид ковалентной связи.это иной механизм её образования.

3. Свойства ковалентной связи:

А) длина – это межъядерное расстояние. Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина. $\text{H}-\text{H}$ 0,074 нм; $\text{C}-\text{C}$ 0,154 нм; $\text{C}=\text{C}$ 0,134 нм; $\text{C}\equiv\text{C}$ 0,120 нм. С увеличением кратности связи её длина уменьшается.

Б) энергия связи- это количество энергии необходимое для разрыва связи. Величина энергии связи является мерой прочности связи. $\text{H}-\text{H}$ 436 кДж/моль; $\text{Cl}-\text{Cl}$ 242 кДж/моль ;

$\text{N}\equiv\text{N}$ 936 кДж/моль. С увеличением кратности связи энергия связи увеличивается.

В) насыщаемость – под ней понимают способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей: атом водорода имеет один неспаренный электрон – образует одну связь, атом углерода имеет в возбужденном состоянии четыре неспаренных электрона – образует не более четырех связей, атом азота имеет три неспаренных электрона и одну неподеленную электронную пару – образует не более четырех связей.

Г) направленность – обуславливает пространственную форму молекул, т.е. её геометрию.

4. Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекул.

Ковалентные связи, образуемые многовалентными атомами (кислород, азот, углерод и др.) всегда имеют пространственную направленность. Углы между связями называются валентными. Часто электроны, образующие ковалентные связи, находятся в различных состояниях: например, один в S, другой в P орбиталах. Казалось бы и ковалентные связи в молекуле должны быть неравноценными по прочности. Однако опыт показывает что, они равнозначны. Это явление объясняется гибридизацией атомных орбиталей, введенных Л. Полингом. Это выравнивание атомных орбиталей – они принимают форму ассиметричных восемерок (гантелей) и располагаются в пространстве под определенными валентными углами. Затем происходит образование ковалентной связи с атомами других элементов: галогенов, водорода.

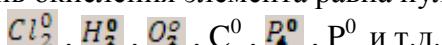
Формула вещества	Тип гибридизации атомных орбиталей	Валентный угол.	Пространственная форма молекулы.	Полярность молекулы.
H ₂ O	O - SP ³	104 ⁰ 5 ^I	Угловая	Полярная.
NH ₃	N - SP ³	107 ⁰ 3 ^I	Пирамидальная	Полярная.
CH ₄	C - SP ³	109 ⁰ 28 ^I	Тетраэдр	неполярная.
CCl ₄	C - SP ³	109 ⁰ 28 ^I	Тетраэдр	неполярная.
SO ₂	S - SP ²	Близок к 120 ⁰	Треугольная	Полярная.
BeCl ₂	Be - SP	180 ⁰	Линейная	неполярная.
BCl ₃	B - SP ²	120 ⁰	Треугольная	неполярная.

Валентный угол в молекуле воды, аммиака несколько меньше тетраэдрического: (109⁰ 28^I). Сказывается отталкивающее действие неподелённых электронных пар атомов кислорода и азота.

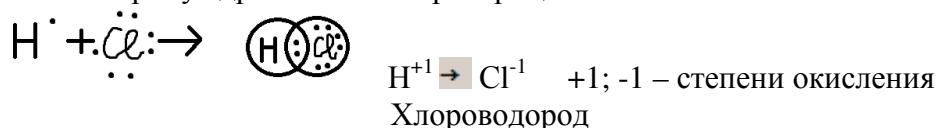
5. Виды ковалентной связи: полярная и неполярная. Электроотрицательность. Поляризация. Полярность молекул.

К соединениям с ковалентной неполярной связью относятся простые вещества, образованные атомами неметаллов.(водород, кислород, азот, фтор, хлор, бром, йод, графит ,алмаз, кремний, белый фосфор, красный фосфор, сера и т.д.)

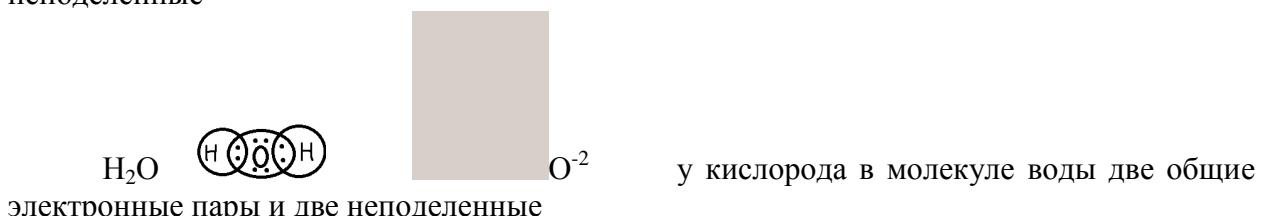
Электроотрицательность у атомов одного химического элемента имеет одинаковое значение. В молекулах и кристаллах этих веществ, наибольшая электронная плотность в равной степени принадлежит обоим атомам, смещение электронной плотности нет. Степень окисления элемента равна нулю.

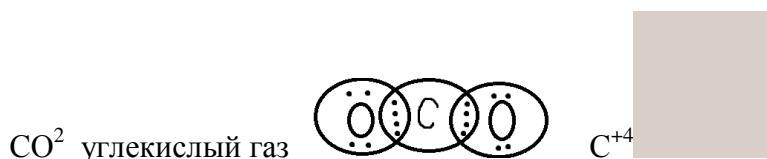


Ковалентная полярная связь образуется между атомами двух элементов, не резко отличающихся друг от друга по электроотрицательности. Общая электронная пара смещается в сторону ядра более электроотрицательного элемента



Э.О. (H) = 2,1. Э.О. (Cl)= 2,83. У хлора одна общая электронная пара и три неподеленные





У каждого атома кислорода в молекуле CO₂ по 2-е общие электронные пары и по 2-е неподеленные.

Электроотрицательность – способность атома в молекуле притягивать к себе электроны. Это понятие ввел в химию Л. Полинг. В периодах Э.О. с увеличением заряда атомного ядра увеличивается.

В А-группах (главных подгруппах) с увеличением заряда атомного ядра Э.О. уменьшается, т.к. увеличивается атомный радиус. У благородных газов Э.О. отсутствует.

Li	Na	Mg	Ca	Al	Si	H	C	S	N	O	Cl	F
1	0,9	1,2	1,0	1,5	1,8	2,1	2,5	2,5	2,1	3,5	2,8	4,1

Это шкала электроотрицательности.

Полярность молекул. В ковалентных полярных соединениях один атом приобретает частичный положительный заряд $\delta+$, а другой частичный отрицательный $\delta-$.

HCl хлороводород. Подобную систему (заряды равны по величине, но противоположны по знаку), заряды находятся на определенном расстоянии друг от друга, называют электрическим диполем. Напряженность поля, создаваемая диполем, прямо пропорциональна дипольному моменту молекулы, представляющему собой произведение абсолютного значения заряда электрона q ($1,60 * 10^{-19}$ Кл) на расстояние между центрами положительных и отрицательных зарядов в диполе.

$M=q * r$ Дипольный момент молекулы служит количественной мерой её полярности, его обычно измеряют в дебаях (Д). $1D = 3,33 * 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$.

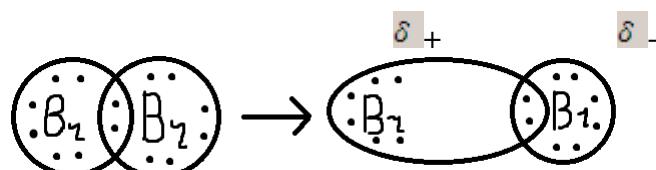
Дипольный момент – величина векторная, направленная от положительного конца диполя к отрицательному, поэтому дипольный момент многоатомной молекулы следует рассматривать как векторную сумму дипольных моментов связей; он зависит от полярности каждой связи и от взаимного расположения этих связей. В линейных молекулах (BeCl₂; CO₂); плоских треугольных (BCl₃), тетраэдрических (CH₄, CCl₄), квадратных (AB₄) дипольные моменты связей A-B взаимно компенсируют друг друга и поэтому суммарные дипольные моменты молекул равны нулю. Подобные молекулы неполярные, несмотря на полярность отдельных связей.

В угловых молекулах (H₂O, H₂S, H₂Se, SO₂), пирамидальных (NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃) векторная сумма дипольных моментов связей A – B отличается от O. такие молекулы обладают дипольным моментом и являются полярными.

$$M(SO_2) = 1,61 \text{ D} \quad M(NH_3) = 1,46 \text{ D} \quad M(HCl) = 1,06 \text{ D}$$

Поляризация связей. Ковалентные неполярные и малополярные связи обладают способностью к поляризации.

Например, при взаимодействии молекул алkenов с галогенами, под действием условий при которых происходит реакция, ковалентная неполярная связь в молекуле галогена поляризуется: общая электронная пара смещается к ядру одного из атомов, он приобретает частичный отрицательный заряд $\delta-$, а второй атом – частичный положительный заряд $\delta+$.



Неполярная молекула полярная молекула

2-й пример: молекула метана прореагировала с молекулой хлора.



Метан хлорметан

Внедрившийся атом галогена оттянул на себя электронную плотность от атома углерода, а он в свою очередь для компенсации возникшего частичного положительного заряда δ^+ , оттянул на себя электронную плотность от атомов водорода. Связь C-H углерод-водородной стала полярной.

6. Ионная связь.

Образуется при взаимодействии атомов, резко отличающихся между собой по электроотрицательности: ярких металлов: щелочных, щелочноземельных, магния и галогенов, кислорода.

Атомы ярких металлов характеризуются относительно малыми зарядами ядер и относительно большими радиусами, слабо удерживают небольшое количество внешних электронов (1,2), легко их отдают, окисляясь и превращаясь в катионы – положительно заряженные ионы.

Атомы ярких неметаллов имеют относительно большие заряды ядер, относительно малые радиусы, прочно удерживают внешние электроны (7,6) и легко принимают недостающие (1,2) завершая внешний энергурровень, восстанавливаясь и образуя анионы (отрицательно заряженные ионы)

Анионы и катионы притягиваются друг к другу как противоположно заряженные частицы и образуя ионную химическую связь. К ионным соединениям относятся:

- 1) Галогениды щелочных и щелочноземельных металлов.
- 2) Оксиды этих же металлов.
- 3) Щелочи – оснований этих же металлов.
- 4) Соли щелочных и щелочноземельных металлов и кислородсодержащих кислот.
- 5) Гидриды этих же металлов.
- 6) Соли аммония.

7. Металлическая связь действует в металлах и их сплавах. Кристалл металла состоит из нейтральных атомов, положительно заряженных ионов (катионов). Между ними свободно движутся обобществленные электроны, которые образовались из нейтральных атомов, и теперь принадлежат всем его атомам. Связь между обобществленными электронами (с одной стороны) и катионами, нейтральными атомами (с другой стороны) – называется металлической.

1.14. Лекция № 14 (2 часа)

Тема: «Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей»

1.14.1. Вопросы лекции:

1. Принципы метода МО ЛКАО.
2. Механизмы образования связей по методу МО ЛКАО.
3. Строение молекул по методу МО ЛКАО

1.14.2. Краткое содержание вопросов.

Принципы метода МО ЛКАО.

При использовании метода молекулярных орбиталей считается, в отличие от метода валентных связей, что каждый электрон находится в поле всех ядер. При этом связь не обязательно образована парой электронов. Например, ион H_2^+ состоит из двух протонов и одного электрона. Между двумя протонами действуют силы отталкивания (рис. 30), между каждым из протонов и электроном - силы притяжения. Химическая частица образуется лишь в том случае, если взаимное отталкивание протонов компенсируется их притяжением к электрону. Это возможно, если электрон расположен

между ядрами - в области связывания. В противном случае силы отталкивания не компенсируются силами притяжения - говорят, что электрон находится в области антисвязывания, или разрыхления.

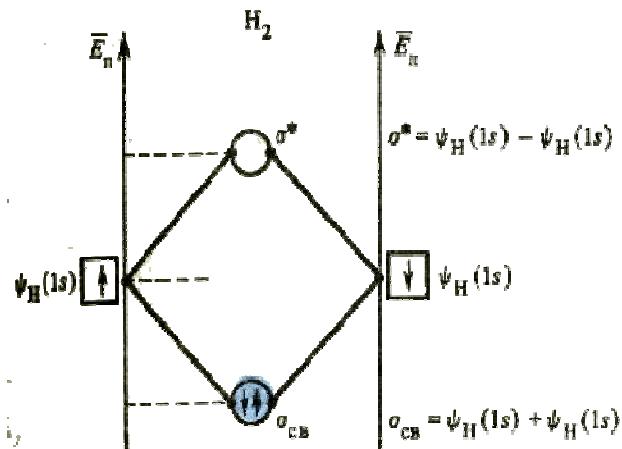
Механизмы образования связей по методу МО ЛКАО.

В методе молекулярных орбиталей для описания распределения электронной плотности в молекуле используется представление о молекулярной орбитали (подобно атомной орбитали для атома). Молекулярные орбитали - волновые функции электрона в молекуле или другой многоатомной химической частице. Каждая молекулярная орбиталь (МО), как и атомная орбиталь (АО), может быть занята одним или двумя электронами. Состояние электрона в области связывания описывает связывающая молекулярная орбиталь, в области разрыхления - разрыхляющая молекулярная орбиталь. Распределение электронов по молекулярным орбиталям происходит по тем же правилам, что и распределение электронов по атомным орбиталям в изолированном атоме. Молекулярные орбитали образуются при определенных комбинациях атомных орбиталей. Их число, энергию и форму можно вывести исходя из числа, энергии и формы орбителей атомов, составляющих молекулу.

В общем случае, волновые функции, отвечающие молекулярным орбиталям в двухатомной молекуле, представляют как сумму и разность волновых функций атомных орбиталей, умноженных на некоторые постоянные коэффициенты, учитывающие долю атомных орбиталей каждого атома в образовании молекулярных орбиталей (они зависят от электроотрицательности атомов):

$$\phi_{AB} = c_1\psi_A + c_2\psi_B$$

Этот метод вычисления одноэлектронной волновой функции называют "молекулярные орбитали в приближении линейной комбинации атомных орбиталей" (МО ЛКАО).



Строение молекул по методу МО ЛКАО

В многоцентровых молекулах молекулярные орбитали являются многоцентровыми, так они представляют собой линейную комбинацию орбиталей всех атомов, участвующих в образовании связей. В общем случае молекулярные орбитали не локализованы, то есть электронная плотность, отвечающая каждой орбитали, более или менее равномерно распределена по всему объему молекулы. Однако с помощью математических преобразований можно получить локализованные молекулярные орбитали определенной формы, соответствующие отдельным двух- или трехцентровым связям или неподеленным электронам.

Простейшим примером трехцентровой связи служит молекулярный ион H_3^+ . Из трех s -орбиталей атомов водорода образуются три молекулярные орбитали: связывающая,

несвязывающая и разрыхляющая . Пара электронов заселяет связывающую орбиталь. Образующаяся связь является двухэлектронной трехцентровой; порядок связи равен 0,5.

Химические частицы, содержащие неспаренные электроны, обладают парамагнитными свойствами (в отличие от диамагнитных свойств химических частиц, все электроны в которых спарены). Парамагнетиками являются все вещества, состоящие из химических частицы с нечетным числом электроном, например NO. Метод молекулярных орбиталей позволяет выявить парамагнетики среди веществ, состоящих из химических частиц с четным числом электронов, например O₂, в молекуле которого два неспаренных электрона находятся на двух разрыхляющих π^* -орбиталях.

Химические частицы с неспаренными электронами на внешних орбиталях называют свободными радикалами. Они обладают парамагнетизмом и высокой реакционной способностью. Неорганические радикалы с локализованными неспаренными электронами, например ·H, ·NH₂, обычно являются короткоживущими. Они образуются при фотолизе, радиолизе, пиролизе, электролизе. Для их стабилизации используют низкие температуры. Короткоживущие радикалы - промежуточные частицы во многих реакциях.

1.15. Лекция № 15 (2 часа)

Тема: «Комплексные соединения»

1.15.1. Вопросы лекции.

1. Понятие комплексных соединений.
2. Основные положения координационной теории Вернера.
3. Номенклатура комплексных соединений. Типы к.с.
4. Химическая связь в комплексных соединениях.
5. Диссоциация комплексных соединений.
6. Важнейшие бионеорганические комплексы.

1.15.2. Краткое содержание вопросов.

Понятие комплексных соединений.

Комплексные соединения (лат. *complexus* — сочетание, обхват) или координационные соединения (лат. *co* — «вместе» и *ordinatio* — «упорядочение») — частицы (нейтральные молекулы или ионы), которые образуются в результате присоединения к данному иону (или атому), называемому комплексообразователем, нейтральных молекул или других ионов, называемых лигандами. Теория комплексных соединений (координационная теория) была предложена в 1893 г. А. Вернером.

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, в водном растворе полностью диссоциируют на комплексный малодиссоциирующий катион или анион. Комплексные соединения без внешней сферы в воде нерастворимы (например, карбонилы металлов).

Основные положения координационной теории Вернера

Комплексное соединение — химическое вещество, в состав которого входят комплексные частицы. В настоящее время строгого определения понятия «комплексная частица» нет. Обычно используется следующее определение.

Комплексная частица — сложная частица, способная к самостоятельному существованию в кристалле или растворе, образованная из других, более простых частиц, также способных к самостояльному существованию. Иногда комплексными частицами называют сложные химические частицы, все или часть связей в которых образованы по донорно-акцепторному механизму.

Комплексообразователь — центральный атом комплексной частицы. Обычно комплексообразователь — атом элемента, образующего металл, но это может быть и атом кислорода, азота, серы, йода и других элементов, образующих неметаллы.

Комплексообразователь обычно положительно заряжен и в таком случае именуется в современной научной литературе металлоцентром; заряд комплексообразователя может быть также отрицательным или равным нулю.

Лиганды (Адденды) — атомы или изолированные группы атомов, располагающиеся вокруг комплексообразователя. Лигандами могут быть частицы, до образования комплексного соединения представлявшие собой молекулы (H_2O , CO , NH_3 и др.), анионы (OH^- , Cl^- , PO_4^{3-} и др.), а также катион водорода H^+ .

Внутренняя сфера комплексного соединения — центральный атом со связанными с ним лигандами, то есть, собственно, комплексная частица.

Внешняя сфера комплексного соединения — остальные частицы, связанные с комплексной частицей ионной или межмолекулярными связями, включая водородные.

Дентатность лиганда определяется числом координационных мест, занимаемых лигандом в координационной сфере комплексообразователя. Различают монодентатные (унидентатные) лиганды, связанные с центральным атомом через один из своих атомов, то есть одной ковалентной связью, бидентатные (связанные с центральным атомом через два своих атома, то есть, двумя связями), три-, тетрадентатные и т. д.

Координационный полидэдр — воображаемый молекулярный многогранник, в центре которого расположен атом-комплексообразователь, а в вершинах — частицы лигандов, непосредственно связанные с центральным атомом.

Координационное число (КЧ) — число связей, образуемых центральным атомом с лигандами. Для комплексных соединений с монодентатными лигандами КЧ равно числу лигандов, а в случае полидентатных лигандов — числу таких лигандов, умноженному на дентатность.

Номенклатура комплексных соединений. Типы к.с.

1) В названии комплексного соединения первым указывают отрицательно заряженную часть — анион, затем положительную часть — катион.

2) Название комплексной части начинают с указания состава внутренней сферы. Во внутренней сфере прежде всего называют лиганды — анионы, прибавляя к их латинскому названию окончание «о». Например: Cl^- — хлоро, CN^- — циано, SCN^- — тиоцианато, NO_3^- — нитрато, SO_3^{2-} — сульфито, OH^- — гидроксо и т. д. При этом пользуются терминами: для координированного аммиака — аммин, для воды — аква, для оксида углерода(II) — карбонил.

3) Число монодентатных лигандов указывают греческими числительными: 1 — моно (часто не приводится), 2 — ди, 3 — три, 4 — тетра, 5 — пента, 6 — гекса. Для полидентатных лигандов (например, этилендиамин, оксалат) используют бис-, трис-, тетракис- и т. д.

4) Затем называют комплексообразователь, используя корень его латинского названия и окончание -ат, после чего римскими цифрами указывают (в скобках) степень окисления комплексообразователя.

5) После обозначения состава внутренней сферы называют внешнюю сферу.

6) В названии нейтральных комплексных частиц комплексообразователь указывается в именительном падеже, а степень его не указывается, так как она однозначно определяется, исходя из электронейтральности комплекса.

Примеры:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(III) калия

$(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$ — дигидроксотетрахлороплатинат(IV) аммония

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$ — трифтоторотриаквахром

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}(\text{NO}_2)_2]$ — динитритохлоротриамминcobальт

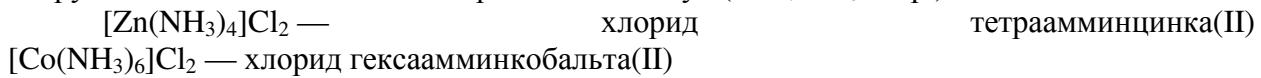
$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$ — хлорид дихлоротетраамминплатины(IV)

$[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{NO}_3$ — нитрат тетрааквалития

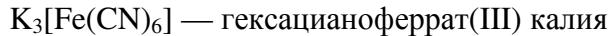
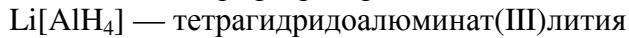
Существует несколько типов комплексных соединений, в основу которых положены различные принципы.

По заряду комплекса

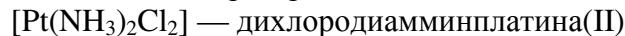
1) Катионные комплексы образованы в результате координации вокруг положительного иона нейтральных молекул (H_2O , NH_3 и др.).



2) Анионные комплексы: в роли комплексообразователя выступает атом с положительной степенью окисления, а лигандами являются простые или сложные анионы.



3) Нейтральные комплексы образуются при координации молекул вокруг нейтрального атома, а также при одновременной координации вокруг положительного иона — комплексообразователя отрицательных ионов и молекул.



2 Химическая связь в комплексных соединениях.

Строение комплексных соединений рассматривают на основе координационной теории, предложенной в 1893 г. швейцарским химиком Альфредом Вернером, лауреатом Нобелевской премии. Его научная деятельность проходила в Цюрихском университете. Ученый синтезировал много новых комплексных соединений, систематизировал ранее известные и вновь полученные комплексные соединения и разработал экспериментальные методы доказательства их строения.

В соответствии с этой теорией в комплексных соединениях различают комплексообразователь, внешнюю и внутреннюю сферы. Комплексообразователем обычно является катион или нейтральный атом. Внутреннюю сферу составляет определённое число ионов или нейтральных молекул, которые прочно связаны с комплексообразователем. Их называют лигандами. Число лигандов определяет координационное число (КЧ) комплексообразователя. Внутренняя сфера может иметь положительный, отрицательный или нулевой заряд.

Остальные ионы, не разместившиеся во внутренней сфере, находятся на более далеком расстоянии от центрального иона, составляя внешнюю координационную сферу.

Если заряд лигандов компенсирует заряд комплексообразователя, то такие комплексные соединения называют нейтральными или комплексами-неэлектролитами: они состоят только из комплексообразователя и лигандов внутренней сферы. Таким нейтральным комплексом является, например, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

Природа связи между центральным ионом (атомом) и лигандами может быть двоякой. С одной стороны, связь обусловлена силами электростатического притяжения. С другой — между центральным атомом и лигандами может образоваться связь по донорно-акцепторному механизму по аналогии с ионом аммония. Во многих комплексных соединениях связь между центральным ионом (атомом) и лигандами обусловлена как силами электростатического притяжения, так и связью, образующейся за счёт неподеленных электронных пар комплексообразователя и свободных орбиталей лигандов.

5. Диссоциация комплексных соединений

Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу, являются сильными электролитами и в водных растворах диссоциируют практически нацело на комплексный ион и ионы внешней сферы.

При обменных реакциях комплексные ионы переходят из одних соединений в другие, не изменяя своего состава.

Наиболее типичными комплексообразователями являются катионы d-элементов. Лишьми могут быть:

- а) полярные молекулы — NH_3 , H_2O , CO , NO ;
б) простые ионы — F^- , Cl^- , Br^- , Γ , H^+ ;
в) сложные ионы — CN^- , SCN^- , NO_2^- , OH^- .

Для описания взаимосвязи пространственного строения комплексных соединений и их физико-химических свойства используются представления стереохимии. Стереохимический подход — удобный прием представления свойств вещества в части влияния того или иного фрагмента структуры вещества на свойство.

Объекты стереохимии — комплексные соединения, органические вещества, высокомолекулярные синтетические и природные соединения. А. Вернер, один из основоположников координационной химии, приложил большие усилия к развитию неорганической стереохимии. Именно стереохимия является центральной в этой теории, до сих пор остающийся ориентиром в координационной химии.

6. Важнейшие бионеорганические комплексы.

Комплексные соединения имеют важное значение для живых организмов, так гемоглобин крови образует комплекс с кислородом для доставки его к клеткам, хлорофилл находящийся в растениях является комплексом.

Комплексные соединения находят широкое применение в различных отраслях промышленности. Химические методы извлечения металлов из руд связаны с образованием КС. Например, для отделения золота от породы руду обрабатывают раствором цианида натрия в присутствии кислорода. Метод извлечения золота из руд с помощью растворов цианидов был предложен в 1843 г. русским инженером П. Багратионом. Для получения чистых железа, никеля, кобальта используют термическое разложение карбонилов металлов. Эти соединения — летучие жидкости, легко разлагающиеся с выделением соответствующих металлов.

Широкое применение комплексные соединения получили в аналитической химии в качестве индикаторов.

Многие КС обладают каталитической активностью, поэтому их широко используют в неорганическом и органическом синтезах. Таким образом, с использованием комплексных соединений связана возможность получения многообразных химических продуктов: лаков, красок, металлов, фотоматериалов, катализаторов, надёжных средств для переработки и консервирования пищи и т. д.

Комплексные соединения цианидов имеют важное значение в гальванопластике, так как из обычной соли бывает невозможно получить настолько прочное покрытие как при использовании комплексов.

1.16. Лекция № 16 (2 часа)

Тема: «Методы идентификации веществ»

1.16.1. Вопросы лекции:

1. Понятие о качественном и количественном анализе.
2. Качественный анализ: виды, методы.
3. Количественный анализ: физические, химические и физико-химические методы анализа.
4. Особенности анализа органических веществ.

1.16.2. Краткое содержание вопросов.

Понятие о качественном и количественном анализе.

Реакции, используемые для обнаружения отдельных химических элементов, ионов, а также функциональных групп, основанные на появлении внешнего эффекта (аналитического сигнала или эффекта) называются *качественными* или *аналитическими*. Анализическим эффектом может быть появление (или исчезновение) осадка, окраски, выделение газов, характерной окраской пламени при внесении в него испытуемой пробы.

Кроме ярко выраженного аналитического эффекта аналитическая реакция, применяемая в качественном анализе, должна обладать высокой чувствительностью и характеризоваться достаточной селективностью.

Применяемые в качественном анализе реакции должны протекать быстро, отличаться высокой чувствительностью и являться по возможности необратимыми.

Основной задачей количественного анализа является определение количественного (процентного или молекулярного) состава различных веществ.

Качественный анализ: виды, методы.

Анализируемые вещества могут находиться в различных агрегатных состояниях (твердом, жидком, газообразном). Соответственно этому и качественные реакции могут быть выполнены «сухим» или «мокрым» путем.

Анализ *сухим* путем осуществляется с помощью таких приемов, как пробы на окрашивание пламени, получение цветных стекол («перлов») и рассмотрение металлических «корольков». Эти приемы называют *пирохимическими* (от греч. «пирос» - огонь).

В лабораторных условиях обычно применяют *анализ мокрым путем*, который основан на реакциях в растворах. Естественно, что при этом исследуемое вещество должно быть сначала переведено в раствор. Если оно не растворяется в дистиллированной воде, то используют уксусную, соляную, азотную и другие кислоты.

Количественный анализ: физические, химические и физико-химические методы анализа.

В зависимости от того, каким путем решается эта задача, различается несколько методов количественного анализа. Их условно можно разделить на три группы: физические, химические, физико-химические.

Физические методы основаны на измерении каких-либо физических свойств определяемого вещества — радиоактивности, плотности, вязкости и т. д. Они связаны с применением различные приборов. Наиболее распространенными среди физических методов количественного анализа являются рефрактометрия, рентгеноспектральный и радиоактивационный анализ и другие.

Химические методы основаны на химических свойствах определяемого вещества, на химических реакциях. Они разделяются на весовой анализ — основанный на точном взвешивании и объемный анализ — основанный на точном измерении объемов.

Физико-химические методы основаны на измерении каких-либо физико-химических свойств определяемого вещества. К ним относятся:

- а) оптические методы (спектральный анализ, спектрофотометрия, колориметрия, нефелометрия и др.);
- б) хроматографические методы (распределительная, ионообменная, газожидкостная хроматография и др.);
- в) электрохимические методы (электровесовой анализ, полярография, кондуктометрическое, потенциометрическое, кулонометрическое титрование и т. д.).

Особенности анализа органических веществ

Анализ органических веществ обычно слагается из двух стадий. Первая стадия заключается в разрушении органической молекулы, причем это разрушение должно быть проведено таким образом, чтобы в результате его искомый элемент был выделен в виде соединения, в котором он может быть определен одним из способов неорганического анализа. Вторая стадия анализа органических веществ представляет собой уже собственно количественное определение искомых элементов. Задача аналитика заключается в том, чтобы найти удачное сочетание этих двух частей.

Анализ органических веществ ставит перед собой задачи весьма разнообразного характера. Перед химиком-органиком может возникнуть или задача установления принадлежности полученного или выделенного из природного материала вещества к тому или иному классу соединений, что до известной степени связано с определением строения вещества, или задача качественного и количественного определения отдельных компонентов в таких сложных смесях, как природные материалы, лекарственные препараты и технические продукты.

1.17. Лекция № 17 (2 часа)

Тема: «Органические и неорганические полимеры»

1.17.1. Вопросы лекции:

1. Понятие о полимерах. Виды связей в высокомолекулярных соединениях.
2. Неорганические полимеры (асбест, силикагели и др.): получение и применение.
3. Органические полимеры: искусственные и синтетические материалы: получение и применение.

1.17.2. Краткое содержание вопросов.

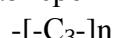
Понятие о полимерах. Виды связей в высокомолекулярных соединениях.

Вещества, состоящие из молекул больших размеров, обладающие большой (от сотен до миллионов) относительной молекулярной массой называются высокомолекулярными.

Вещества полимерного строения (полимеры) – состоят из молекул, характеризующихся многократным повторением одного или более составных звеньев и обладают такими свойствами, что они остаются практически неизменными при добавлении или удалении одного или нескольких составных звеньев.

Вещества неполимерного строения (олигомеры) также включают определенное число (не более 100) повторяющихся составных звеньев, но любое изменение их числа приводит к изменению свойств.

Свойства полимеров определяются размером и строением макромолекул:



где: C_3 – составное звено;

Неорганические полимеры (асбест, силикагели и др.): получение и применение.

Неорганических полимеров — множество. Отличительным и практически важным свойством многих неорганических полимеров является их термическая и химическая стойкость. Другой отличительной чертой многих неорганических полимеров является их твердость и хрупкость. Это обусловлено наличием пространственной кристаллической структуры и часто высокой долей ионной составляющей химической связи. Влияют и другие особенности природы химических связей углерода С – С и С – Н по отношению к химическим связям других элементов.

Простые вещества многих элементов имеют полимерную структуру. К ним относятся металлы, часть неметаллов. Для элементов главной подгруппы VI группы' (S, Se, Te) характерно образование линейных полимерных цепей.

Углеродные полимеры. Углеродные полимеры хорошо известны. Это древесный и каменный уголь, кокс, графит, алмаз. Все они широко применяются в различных отраслях промышленности и техники.

Углеродные стекла имеют зеркальную поверхность и отличаются химической инертностью, непроницаемостью для газов и жидкостей, повышенной твердостью и устойчивостью к резким скачкам температуры. К неорганическим полимерам относятся многие представители бинарных соединений:

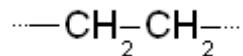
карбиды, нитриды, бориды и др.

Силикаты и алюмосиликаты. Самыми распространенными сложными соединениями — неорганическими полимерами являются *оксиды кремния, алюминия и других металлов*. Основу земной коры составляют силикаты и алюмосиликаты, на долю которых приходится в базальтовых породах около 50 и 16% (масс.) соответственно.

Самые распространенные – природные силикаты и алюмосиликаты, составляющие основу земной коры:

Органические полимеры: искусственные и синтетические материалы: получение и применение.

Органические полимеры - основа большинства пластических масс.



Полиэтилен – один из наиболее распространенных промышленных полимеров. Обладает высокой химической стойкостью, водо- и газонепроницаемостью. Используется как электроизолятор, а также для производства упаковочных пленок, шлангов и т.п.

Полипропилен –

полистирол-

поливинилацетат-

поливинилхлорид –

Недостатки: низкая прочность и устойчивость к свету, растворителям (бензин).

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1. Лабораторная работа № 1 (2 часа)

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

2.1.1. Цель работы: Изучить классификацией способы получения оксидов, их химические свойства.

2.1.2. Задачи работы:

1. Дать определение оксидам, рассмотреть классификацию.
3. Рассмотреть способы получения оксидов.
4. Рассмотреть химические свойства оксидов.

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

1. Оксиды натрия, кальция, цинка.

2. Раствор фенолфталеина

3. Штатив с пробирками.

2.1.4. Описание (ход) работы:

Опыт 1. Взаимодействие основных оксидов с водой.

В две пробирки поместите оксид кальция и оксид цинка и добавьте воды. Энергично перемешайте. Как опытным путем определить, в какой пробирке в результате реакции образуется щелочь? Запишите уравнение практически осуществимой реакции и сделайте вывод.

Опыт 2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой.

В две пробирки поместите оксид фосфора(V) и оксид кремния(IV) (речной песок), добавьте в каждую воды. Энергично перемешайте. Опытным путем определите, в какой пробирке в результате реакции образуется кислота. Запишите уравнение практически осуществимой реакции и сделайте вывод.

2.2. Лабораторная работа № 2 (2 часа)

Тема: «Основные классы неорганических соединений: гидроксиды. Получение и свойства»

2.2.1. Цель работы: Изучить классификацию гидроксидов на кислотные, основные амфотерные и их химические свойства.

2.2.2. Задачи работы:

1. Дать понятие кислотным гидроксидам (кислородсодержащие кислоты) и бескислородным кислотам.
2. Дать классификацию кислот, номенклатура, способы получения и свойства. Диссоциация.
3. Дать классификацию основаниям, способы получения и химические свойства.

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

1. 0,2 н. раствор гидроксида натрия или калия.
2. 2 н. раствор соляной и серной кислот
3. штатив с пробирками,
4. фарфоровая чашка,
5. спиртовка.

2.2.4. Описание (ход) работы:

Опыт 1. Открытие катиона водорода в растворе.

В три пробирки налить по 1 мл раствора соляной кислоты. В одну из них добавить 3 – 4 капли лакмуса, в другую – 3 – 4 капли метилоранжа, в третью – столько же фенолфталеина. Отметить изменение окраски индикаторов. (Результаты внести в таблицу).

Опыт 2. Открытие гидроксид-иона в растворе.

В три пробирки налить по 1 мл раствора гидроксида натрия. Затем в каждую из них добавить по 3 – 4 капли растворов лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина. Наблюдать изменение окраски индикаторов. (Результаты внести в таблицу.)

Индикатор	HCl	NaOH
Лакмус		
Метилоранж		
Фенолфталеин		

Опыт 3. Солеобразование.

В фарфоровую чашку налить 1 мл раствора соляной кислоты и столько же по объему раствора гидроксида натрия. Смесь нагреть до полного испарения воды. Остается поваренная соль, убедиться можно по вкусу. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Амфотерность гидроксидов.

В 4 пробирки к 1 мл растворов солей железа (II), цинка, алюминия, меди добавить по каплям раствор гидроксида натрия. Полученные осадки гидроксидов разделить на две части и проверить их растворимость в минеральных кислотах и щелочах. Отметить какие гидроксиды растворяются только в кислотах, какие – в кислотах и щелочах. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

2.3. Лабораторная работа № 3 (2 часа)

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

2.3.1. Цель работы: Ознакомиться с разными способами получения солей и их химическими свойствами.

2.3.2. Задачи работы:

1. Изучить лабораторные способы получения солей.
2. Изучить химические свойства солей.

2.3.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. 2н растворы соды, серной и соляной кислот, гидроксидов натрия и калия, сульфата меди, хлорида аммония, хлорида бария, хлорида висмута (III),
 2. пробирки,
 3. спиртовка,
 4. индикаторная бумага.

2.3.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение летучей кислоты из соли.

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

Опыт 2. Получение основания из соли.

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

Опыт 3. Получение летучего основания из соли.

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

Опыт 4. Взаимодействие солей.

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

Опыт 5. Получение основной соли висмута (III).

К 1 мл раствора хлорида висмута добавить 3 – 4 мл воды. Образуется белый осадок основной соли висмута (гидроксохлорида висмута). К образовавшемуся осадку прилить несколько капель соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

2.4. Лабораторная работа № 4 (2 часа)

Тема: «Основные понятия и законы химии»

2.4.1. Цель работы: Изучить основные понятия химии и стехиометрические расчеты.

2.4.2. Задачи работы:

1. Дать понятие химический элемент, простое и сложное вещество. Определение относительных атомных и молекулярных масс. Основные положения атомно-молекулярного учения.

2. Дать понятие Количество вещества, моль. Молярная масса.
3. Дать формулировку Закон сохранения массы веществ. Расчеты по уравнениям химических реакций.
4. Дать формулировку Закон Авогадро. Молярный объем. Определение молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии.
5. Дать понятие Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.

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

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

2.4.4 Описание (ход) работы.

Решение задач и упражнений:

1. 250 мл неизвестного газа, взятого при нормальных условиях, имеют массу 0,357 г. Определить молярную массу газа.
2. Определить молярную массу газа, если его плотность по воздуху равна 0,965.
3. Определить плотность хлора по водороду и кислороду, если масса 1 л его при н.у. 3,16 г, масса 1 л водорода 0,089 г и 1 л кислорода - 1,43 г.
4. 100 г газа при 47°C и давлении 405,2 кПа занимает объем 41 л. Найти молекулярную массу газа.
5. Найти эквивалент металла, если его оксид содержит 79,9% металла и 20,1% кислорода.
6. При соединении 4,5 г трехвалентного металла с серой образовалось 12,5 г сульфида этого металла. Определить эквивалентную массу и название металла.
7. Найти эквивалентные массы следующих веществ: HCl, H_2SO_4 , KOH, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2O , P_2O_5 .
8. Неизвестный газ имеет относительную плотность по воздуху 1,31. Определите массу образца этого газа объемом 168 л.
9. Замкнутый сосуд с оксидом серы (IV) содержит при нормальных условиях $2,1 \cdot 10^{22}$ молекул. Определите вместимость сосуда и массу находящегося в нем газа.
10. Вычислите относительную плотность по водороду газовой смеси, состоящей из оксида углерода (II) объемом 56 л и оксида углерода (IV) объемом 28 л.

2.5. Лабораторная работа № 5 (2 часа)

Тема: «Химическая термодинамика»

2.5.1. Цель работы: Изучить основные энергетические преобразования, происходящие в результате химических реакций.

2.5.2. Задачи работы:

1. Дать понятие экзо- и эндотермических процессов.
2. Научиться определять в лабораторных условиях теплоту, выделяющуюся в результате химической реакции.

2.5.3. Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе

1. Химический стакан с теплоизоляцией (термостат),
2. сухой стакан на 100 мл, термометр,
3. 2 цилиндра на 50 мл,
4. 1 н растворы едкого натра и соляной кислоты.

2.5.4. Описание (ход) работы.

Теплота нейтрализации – это количество теплоты, выделяющееся при нейтрализации 1 эквивалентной массы щелочи 1 эквивалентной массой кислоты. Ее можно измерить по изменению температуры реакционной смеси до и после реакции:

$$Q = V \cdot \rho \cdot C \cdot \Delta t, \text{ где}$$

Q – количество выделившейся теплоты

V – объем раствора

ρ – плотность раствора

C – удельная теплоемкость раствора

Δt – разность между конечной и начальной температурами раствора.

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

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

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

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

Составляем пропорцию:

25 мл раствора NaOH – Q Дж

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

2.6. Лабораторная работа № 6 (2 часа)

Тема: «Химическая кинетика. Катализ»

2.6.1. Цель работы: Изучить факторы, влияющие на скорость химической реакции.

2.6.2. Задачи работы:

1. Дать понятие скорости химической реакции. Гомогенные и гетерогенные реакции.

2. Установить зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ.

3. Установить зависимость скорости от температуры.

4. Изучить влияние катализаторов на скорость химической реакции.

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

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

2.6.4. Описание (ход) работы.

Опыт 1. Влияние концентрации на скорость химической реакции.

Заполнить 3 пробирки согласно табличным данным:

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

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

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



Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

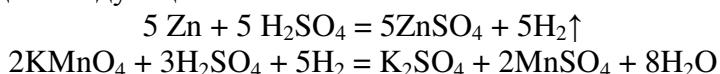
К 1 мл раствора хлорида аммония прибавить 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Запах аммиака чувствуется слегка. Нагреть содержимое пробирки на спиртовке - чувствуется сильный запах аммиака.

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

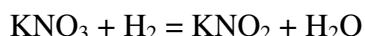
Опыт 3. Гомогенный катализ.

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

Механизм реакции следующий:



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



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

Опыт 4. Гетерогенный катализ.

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

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

2.7. Лабораторная работа № 7 (2 часа)

Тема: «Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции»

2.7.1. Цель работы: Изучить явление химического равновесия и факторы, на него влияющие.

2.7.2. Задачи работы:

1. Дать характеристику обратимым и необратимым реакциям, условия необратимости реакций.
2. Научиться выводить константу равновесия.
3. Изучить влияние различных факторов на смещение химического равновесия

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

Приборы и реактивы: штативы с пробирками, разбавленные и концентрированные растворы FeCl_3 , NH_4SCN , кристаллы NH_4Cl .

2.7.4. Описание (ход) работы.

Опыт 1. Смещение химического равновесия изменением концентрации.

В пробирку налить 5 мл разбавленного раствора хлорида железа и 5 мл разбавленного раствора роданида аммония. Полученный раствор разделить на четыре части.

Первая пробирка служит эталоном сравнения, во вторую пробирку добавить 1 – 2 капли концентрированного хлорида железа, в третью – 1-2 капли концентрированного раствора роданида аммония и в четвертую пробирку – несколько кристалликов хлорида аммония. Сравнить окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона. Написать уравнение реакции взаимодействия хлорида железа с роданидом аммония. записать выражение константы химического равновесия для данной реакции. Отметить изменение окраски и сделать вывод о смещении химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

2.8. Лабораторная работа № 8 (2 часа)

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

2.8.1. Цель работы: Определить место растворов в системе дисперсных систем. Изучить способы выражения концентрации растворов.

2.8.2. Задачи работы:

1. Дать характеристику дисперсных систем. Истинные и коллоидные растворы.
2. Дать понятие растворимость веществ, факторы, влияющие на растворимость (температура, природа вещества, природа растворителя).
3. Выучить способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества в растворе, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольяльная концентрация, титр, мольная доля, объемная доля.
4. Ознакомиться с принципом титrimетрического анализа. Расчеты в титриметрии.

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

1. Таблицы растворимости, кривые титрования
2. Лабораторная посуда для титрования

2.8.4. Описание (ход) работы.

Решение задач и упражнений.

1. К 500 мл раствора соляной кислоты ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$) прибавили 2,5 л воды, после чего раствор стал 4%-ным. Определите процентное содержание растворенного вещества в исходном растворе.

2. Определите молярную концентрацию раствора сульфата калия, в 200 мл которого содержится 1,74 г растворенного вещества.

3. Определите молярную концентрацию 10%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,07 \text{ г/мл}$).

4. До какого объема следует разбавить 1,5 л 20%-ного раствора хлорида аммония ($\rho = 1,06 \text{ г/мл}$), чтобы получить 10%-ный раствор ($\rho = 1,03 \text{ г/мл}$)?

5. Сколько миллилитров 36%-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,18 \text{ г/мл}$) требуется для приготовления 4 л 0,5 М раствора?

6. Сколько миллилитров воды следует прибавить к 25 мл 40%-ного раствора KOH ($\rho = 1,40 \text{ г/мл}$), чтобы получить 2%-ный раствор? **a)** Определите процентное содержание растворенного вещества в 0,25 М растворе гидроксида натрия ($\rho = 1,01 \text{ г/мл}$). **б)** Сколько миллилитров 0,1 М раствора HCl можно приготовить из 20 мл 0,5 М раствора этой кислоты?

7. Рассчитать нормальность раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$, титр которого 0,003700 г/мл.

8. В 500 мл раствора содержится 2,6578 г Na_2CO_3 . Вычислить титр и молярную концентрацию эквивалента раствора.

9. На титрование 20,00 мл раствора HNO_3 затрачено 15,00 мл 0,1200 н раствора NaOH. Вычислите нормальность, титр и количество HNO_3 в 250 мл раствора.

10. На титрование 10 мл 0,1 н раствора H_2SO_4 было затрачено 9,5 мл раствора KOH. Рассчитать нормальность, титр и поправочный коэффициент раствора KOH.

11. На титрование 10 мл раствора KOH было затрачено 10,5 мл 0,1 н раствора HCl ($K=0,95$). Сколько граммов KOH содержится в 500 мл раствора?

12. На титрование 10 мл раствора буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, приготовленного растворением 2,0000 г буры в мерной колбе на 100 мл, было израсходовано 11,0 мл раствора HCl. Найти титр раствора HCl.

13. Какой объем 0,1500 н. раствора NaOH пойдет на титрование а) 21,00 мл 0,1133 н. раствора HCl; б) 21,00 мл раствора HCl с титром 0,003810 г/мл?

14. Определите нормальность 65%-ной азотной кислоты с плотностью 1,44 г/мл.

15. На титрование 20 мл раствора соды Na_2CO_3 , приготовленного растворением 0,5356 г ее в мерной колбе на 100 мл, пошло 19,7 мл раствора соляной кислоты. Определить нормальность соляной кислоты.

16. Сколько мл 96 %-ной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 2 л 0,2 н. раствора?

17. К 550 мл 0,1925 М HCl прибавили 50,00 мл раствора HCl с титром 0,02370 г/мл. Вычислить молярную концентрацию и титр полученного раствора.

18. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 9,3% ($\rho = 1,105$ г/см³) потребуется для приготовления 40 мл 0,35 М раствора H_2SO_4 ?

19. Какой объем хлороводородной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл) необходим для приготовления 1 л 0,1000 М раствора?

20. Для приготовления 500 мл раствора было взято 20,00 мл хлороводородной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл). Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.

2.9. Лабораторная работа № 9 (2 часа)

Тема: «Теория электролитической диссоциации. Растворы электролитов».

2.9.1. Цель работы: Дать определение электролитической диссоциации, растворам электролитов, факторам, влияющим на электролитическую диссоциацию.

2.9.2. Задачи работы:

1. Дать понятие процесс диссоциации. Положения ТЭД.
2. Дать понятие растворы электролитов.
3. Охарактеризовать труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости.
4. Дать характеристику реакций ионного обмена. Условия протекания реакций ионного обмена. Ионные уравнения.

5. Рассмотреть свойства кислот, оснований и солей с точки зрения ТЭД

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

1. 2 н. растворы ацетата свинца, сульфата натрия,
2. соляная кислота, серная кислота,
3. уксусная кислота, ацетат натрия,
4. гидроксид аммония, хлорид аммония,
5. фенолфталеин, метиловый оранжевый,
6. кусочки мрамора,
7. стеклянные палочки, пробирки.

2.9.4. Описание (ход) работы.

Опыт 1. Получение малорастворимых солей.

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

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

Опыт 2. Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором.

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

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

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

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

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

2.10. Лабораторная работа № 10 (2 часа)

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

2.10.1. Цель работы: Вывести ионное произведение воды; дать понятие водородного показателя.

2.10.2. Задачи работы:

1. Разобрать диссоциацию воды, вывести ионное произведение воды.
2. Дать определение водородному показателю.
3. Ознакомиться с методами определения pH.

2.10.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. 2 н. раствор соляной и серной кислот,
2. 0,2 н. раствор гидроксида натрия или калия,
3. 1н растворы солей: сульфата натрия, карбоната натрия, ацетата натрия, сульфата алюминия, гидрокарбоната натрия, хлорида аммония, хлорида цинка, хлорида железа (III), хлорида висмута, концентрированная соляная кислота.
4. штатив с пробирками, фарфоровая чашка, спиртовка.

2.10.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Открытие катиона водорода в растворе.

В три пробирки налить по 1 мл раствора соляной кислоты. В одну из них добавить 3 – 4 капли лакмуса, в другую – 3 – 4 капли метилоранжа, в третью – столько же фенолфталеина. Отметить изменение окраски индикаторов. (Результаты внести в таблицу).

Опыт 2. Открытие гидроксид-иона в растворе.

В три пробирки налить по 1 мл раствора гидроксида натрия. Затем в каждую из них добавить по 3 – 4 капли растворов лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина. Наблюдать изменение окраски индикаторов. (Результаты внести в таблицу.)

Индикатор	HCl	NaOH
Лакмус		
Метилоранж		
Фенолфталеин		

2.11. Лабораторная работа № 11 (2 часа)

Тема: «Гидролиз солей»

2.11.1. Цель работы: Изучить типы гидролиза солей и факторы, на него влияющие.

2.11.2. Задачи работы:

1. Рассмотреть основные случаи гидролиза солей.
2. рассмотреть факторы, влияющие на гидролиз.

2.11.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. 2 н. раствор соляной и серной кислот,
2. 0,2 н. раствор гидроксида натрия или калия,
3. 1н растворы солей: сульфата натрия, карбоната натрия, ацетата натрия, сульфата алюминия, гидрокарбоната натрия, хлорида аммония, хлорида цинка, хлорида железа (III), хлорида висмута, концентрированная соляная кислота.
4. штатив с пробирками, фарфоровая чашка, спиртовка.

2.11.4 Описание (ход) работы:

Опыт 1. Изменение реакции среды при гидролизе солей.

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

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

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз.

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

Опыт 3. Смещение равновесия гидролиза.

Налить в пробирку 3 мл хлорида висмута и прибальять по каплям воду. Выпадает осадок гидроксохлорида висмута. При подкислении раствора концентрированной соляной кислотой осадок растворяется и вновь выпадает при повторном разбавлении водой.

Написать уравнения происходящих реакций.

2.12. Лабораторная работа № 12 (2 часа)

Тема: «Строение атома и периодический закон»

2.12.1. Цель работы: Изучить современные представления о строении атома и свойствах электрона.

2.12.2. Задачи работы:

1. Рассмотреть двойственные свойства электрона. Квантовые числа.
2. Рассмотреть правила заполнения электронами уровней и подуровней.
3. Рассмотреть периодический закон в свете теории строения атома.

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

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

2.12.4 Описание (ход) работы:

Выполнение упражнений.

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

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

3. Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 13, 27 и 56. К каким типам элементов с точки зрения строения атома они относятся?
4. Напишите электронные формулы ионов: Na^+ , Cl^- , Fe^{2+} , S^{2-} , Bi^{3+} .
5. Элементы какой группы периодической системы имеют электронное строение внешнего энергетического уровня $s^2 p^5$

2.13. Лабораторная работа № 13 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

2.13.1. Цель работы: Изучить процессы окисления-восстановления на примере перманганата калия и пероксида водорода.

2.13.2. Задачи работы:

1. Познакомиться с важнейшими окислителями и восстановителями.
2. Рассмотреть окислительно-восстановительную двойственность на примере пероксида водорода.
3. Научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций:
 - методом электронного баланса;
 - методом электронно-ионного баланса.
5. Рассмотреть влияние среды на характер ОВР (на примере перманганата калия, соединений хрома, пероксида водорода).

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

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

2.13.4. Описание (ход) работы:

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

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

Появление синей окраски свидетельствует о наличии в растворе свободного йода.

Написать уравнение реакции методом полуреакций.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

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

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

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

Опыт 3. Влияние среды на окисление-восстановление.

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

2.14. Лабораторная работа № 14 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз»

2.14.1. Цель работы: Изучить применение окислительно-восстановительных реакций на примере электролиза.

2.14.2. Задачи работы:

1. Рассмотреть явление электролиза как переход энергии электрической в энергию окислительно-восстановительной реакции.
2. Рассмотреть законы электролиза.

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

1. Таблица «Схема электролиза»
2. Таблица электродных потенциалов.

2.14.4. Описание (ход) работы:

Рассмотрите катодные и анодные процессы при электролизе водных растворов веществ: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; NaCl , FeBr_2 ; NaOH , CuCl_2 (с Cu анодом), NiSO_4 (с Ni анодом). Процессы на электродах обоснуйте значениями потенциалов. Составьте схемы электролиза с инертными электродами водных растворов предложенных соединений (отдельно два раствора) с инертными электродами либо растворимым анодом. Рассчитайте массу или объем (при нормальных условиях для газов) продуктов, выделяющихся на электродах при пропускании через раствор в течение 1 часа тока силой 1 А.

2.15. Лабораторная работа № 15-16 (4 часа)

Тема: «Химическая связь»

2.15.1. Цель работы: Изучить механизмы образования ковалентной связи, свойства и виды ковалентной связи.

2.15.2. Задачи работы:

1. Рассмотреть механизмы образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный)

2. Рассмотреть виды ковалентной связи (полярная и неполярная)

3. Дать понятие гибридизация атомных орбиталей.

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

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

2.15.4. Описание (ход) работы:

Выполнение упражнений:

1. В каких из приведенных веществ химическая связь полярна, а в каких – нет: а) H_2 ;

б) H_2O ; в) Cl_2 ; г) HCl ?

2. Какие типы химической связи существуют в следующих веществах: а) LiI ; б) N_2 ; в) BaCl_2 ; г) CH_4 ?

3. Как изменяется прочность химической связи в молекулах следующих веществ: HF , HCl , HBr , HI ?

4. Приведите примеры веществ, которые обладают ионной, атомной и молекулярной кристаллическими решетками. Какое из этих веществ будет иметь самую низкую температуру плавления, какое – самую высокую.

2.16. Лабораторная работа № 17 (2 часа)

Тема: «Комплексные соединения»

2.16.1. Цель работы: Изучить свойства комплексных соединений.

2.16.2. Задачи работы:

1. Дать понятие комплексным соединениям.

2. Рассмотреть строение и номенклатуру комплексных соединений.

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

1. Растворы сульфата меди, гидроксида натрия, раствор аммиака.

2. Растворы хлорида железа (II), (III),

3. Растворы йодида калия и йодида ртути.

2.16.4. Описание (ход) работы:

Опыт 1. Получение комплексного катиона.

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

К образовавшемуся осадку по каплям добавлять раствор аммиака до полного его растворения. Образуется аммиакат меди, содержащий комплексный катион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ синего цвета. Записать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Получение комплексного аниона.

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

Записать в молекулярной и ионной формах уравнения происходящих реакций.