

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

Кафедра «Химии»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б2.В.ОД.1 Неорганическая и аналитическая химия

Направление подготовки: 111900.62 – Ветеринарно-санитарная экспертиза

Профиль образовательной программы: Ветеринарно-санитарная экспертиза

Форма обучения: заочная

Оренбург 2016 г.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Конспект лекций	3
1.1 Лекция № 1 Основные понятия и законы химии. Стехиометрические законы.....	3
1.2 Лекция № 2 Энергетика и направление химических процессов.....	6
1.3 Лекция № 3 Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов.....	8
1.4 Лекция № 4 Строение атома. Периодический закон.....	11
2. Методические указания по выполнению лабораторных работ	15
2.1 Лабораторная работа № ЛР-1 Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания. Кислоты. Соли. Получение и свойства.....	15
2.2 Лабораторная работа № ЛР-2 Химическая кинетика. Катализ. Химическое равновесие.....	17
2.3 Лабораторная работа № ЛР-3 Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.....	18
2.4 Лабораторная работа № ЛР-4 Окислительно-восстановительные реакции.....	19
2.5 Лабораторная работа № ЛР-5 Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия.....	20

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1.1. Лекция № 1 (2 часа). «Основные понятия и законы химии»

1.1.1. 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.

1.1.2. 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 своё 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. (NH₄)₂SO₄ 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 ¹²C), что составляет 1,66*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 ¹⁹F равна 3,1553*10⁻²⁶ кг. Тогда

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

Относительную молекулярную массу Mr можно рассчитать, сложив относительные атомные массы Ar элементов, из которых состоит молекула, с учетом числа атомов, входящих в молекулу. Mr (H₂SO₄) = 1*2+32+16*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*10²³ моль⁻¹. Число атомов в 12г ¹²C равно 6,02*10²³. Постоянная Авогадро показывает число структурных единиц в одном моле любого вещества.

Молярная масса- это отношение массы вещества к его количеству.

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

Молярная масса вещества (в г/моль) численно равна относительной атомной или молекулярной массе этого вещества. Mr (H₂SO₄) = 98.

M (H₂SO₄) = 98 г/моль.

4. Стехиометрические законы:

- *Закон сохранения массы веществ*

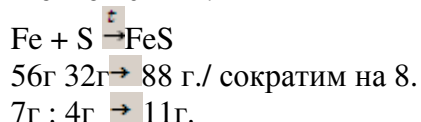
Этот закон открыт в 1756 г. русским ученым М.В. Ломоносовым.

«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.



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 $22,4\text{ л.}$ »

Постоянная $\nu_m^o = 22,4\text{ л/моль}$ 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.

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

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

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

- *Закон эквивалентов.*

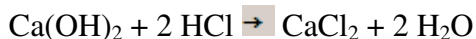
«Массы элементов и веществ, участвующих в химических реакциях, относятся друг к другу, как их эквиваленты».

Математическое выражение закона эквивалентов: $m_1 : m_2 = \nu_1 : \nu_2$ или $m_1 : \nu_1 = m_2 : \nu_2$.

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. $[\text{Ca(OH)}_2] = 1/2$

Молярная масса эквивалента вещества вычисляют по формуле:

M эквивалента. $[\text{Ca(OH)}_2] = f \text{ экв.} * M = 1/2 * 74\text{ г/моль} = 37\text{ г/моль.}$

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

$$N \text{ экв. (в-ва)} = \frac{m(\text{в-ва})}{M \text{ экв. (в-ва)}}, \text{ если } m[\text{Ca(OH)}_2] = 100\text{ г},$$

то п экв. $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{100 \text{ г}}{37 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 2,7 \text{ моль.}$

1.2. Лекция № 2 (2 часа) «Энергетика и направление химических процессов»

1.2.1. Вопросы лекции:

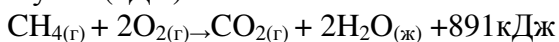
1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
2. Внутренняя энергия и энтальпия.
3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса.
4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.
5. Энергия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

1.2.2. Краткое содержание вопросов.

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

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 энтальпией H которая определяется соотношением: $H = U + p \cdot \Delta V$, т.е. изменение энтальпии равно сумме изменения внутренней энергии (ΔU) и совершенной системой работы расширения ($p \cdot \Delta V$). 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 энтальпии 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 (101,325 кПа 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 $^\circ$. ΔU° – изменение внутренней энергии, ΔH° – стандартное изменение энтальпии при химической реакции (стандартная энтальпия реакции).

Энтальпия и внутренняя энергия образования простых веществ равны нулю. Если элемент образует несколько простых веществ, то энтальпия 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 энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий 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 определяется совместным действием двух факторов:

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

2) Тенденцией 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 энтальпии в химической реакции: отрицательный знак ΔH указывает на уменьшение, а положительный – на возрастание энтальпии 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 (молярная 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 на направление протекания химических процессов, служит энергия Гиббса, связанная с энтальпией и энтропией соотношением $G = H - T \cdot S$, где T – абсолютная температура.

Энергия Гиббса имеет ту же размерность, что и энтальпия 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:

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

«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 ΔG° 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 ($\Delta G < 0$)

1.3. Лекция № 3 (2 часа) Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов

1.3.1. Вопросы лекции.

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

1.3.2. 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 жидкие, 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 жидкие (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 процесса 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 получают 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 то же 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 гидраты удерживают 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) \rightleftharpoons 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. Осмоз.

Осмоз – 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. Количественной 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.

C – молярная концентрация раствора, моль/л

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

T – 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 – эбуллиоскопическая константа.

K – криоскопическая константа.

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

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

6. Способы выражения концентрации растворов.

1) Массовая доля растворенного вещества в растворе.

$W_{(в-ва)} = \frac{m_{(в-ва)}}{m_{(в-ва)} + m_{(р-ра)}}$ выражается в долях от 0 до 1 и в процентах.

2) Молярная концентрация раствора (молярность).

$C_M = \frac{n_{(в-ва)}}{V_{(р-ра)}}$ (моль/л), т.к. $n = \frac{m}{M}$, то $C_M = \frac{m}{M \cdot V}$

2М раствор H_2SO_4 содержит 2 моль кислоты в 1 л раствора.

3) Эквивалентная или нормальная концентрация.

$C_{эkv.} = \frac{n_{(эkv.)}}{V_{(р-ра)}}$ (моль/л)

$C_{эkv.} = \frac{m_{(в-ва)}}{M_{эkv.} \cdot V_{(р-ра)}}$ (моль/л)

2Н H_2SO_4 – раствор 1 л содержит 2 моль – эквивалентов H_2SO_4 -98 г. , т.к. f экв. $H_2SO_4 = 1/2$, $M_{эkv.} (H_2SO_4) = 49$ г/моль.

4) Молярная концентрация (молярность)

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

$n_{(р-ра H_2SO_4)} = 2$ моль/кг воды.

В этом растворе на каждый кг воды приходится 2 моль серной кислоты, т.е. $98 \text{ г} \times 2 = 196 \text{ г}$ безводной H_2SO_4 .

$M (H_2SO_4) = 98$ г/моль.

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

$N_{(в-ва)} = \frac{n_{(в-ва)}}{n_{(в-ва)} + n_{(р-ля)}}$

$N_{(р-ля)} = \frac{n_{(р-ля)}}{n_{(в-ва)} + n_{(р-ля)}}$

Титриметрический метод определения концентрации растворов.

Титриметрический анализ объединяет группу методов количественного химического анализа, основанных на измерении объема раствора реагента точной концентрации, необходимого для взаимодействия с определенным количеством анализируемого вещества.

Основной прием метода- титрование- заключается в постоянном добавлении к определяемому веществу раствора реагента точной концентрации до достижения эквивалентного соотношения между ними.

Момент окончания реакции между взаимодействующими веществами называется точкой эквивалентности (теоретической точкой конца титрования).

На практике в процессе титрования фиксируют конечную точку титрования.

1.4. Лекция № 4. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.(2 часа)

1.4.1. Вопросы лекции.

1. Состав атомов. Изотопы и изобары, изотопы

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.

1.4.2. 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. Нейтрон электронейтрален, 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_1H протий; ^2_1H дейтерий (Д); ^3_1H тритий (Т)

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

$$A_r(\text{O}) = 16 \cdot 0,9976 + 17 \cdot 0,0004 + 18 \cdot 0,002 = 16$$

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 $^{127}_{53}\text{I}$, он входит в состав природных соединений.

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

$^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{19}\text{K}$ и $^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{54}_{24}\text{Cr}$ и $^{54}_{26}\text{Fe}$, $^{70}_{30}\text{Zn}$ и $^{70}_{32}\text{Ge}$. 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 Те и для Хе. 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 фигуру.

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

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

При переходе «е» с одного энергочувствительного уровня на другой – энергия либо выделяется, либо поглощается: выделяется, если электрон переходит с более удаленного энергочувствительного уровня на более близкий к ядру; поглощается – если «е» переходит с более близкого к ядру энергочувствительного уровня 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, l которых равно 0, называются S-электронами. На первом энергочувствительном уровне только S-электроны находятся.

б) при $n=2, l=0; 1, l=1$ соответствует гантелевидная (объемная восьмерка) форма атомной орбитали. Электроны, у которых $l=1$ – p-электроны. На втором энергочувствительном уровне 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 энергочувствительном уровне 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 $l=3$, называются f-электронами. На четвертом энергочувствительном уровне – четыре подуровня: 4s, 4p, 4d, 4f.

- *Магнитное квантовое число «m»* характеризует пространственную ориентацию атомных орбиталей, «m» может принимать значения целых чисел от +l до -l 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 p_x, p_y, p_z .

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.

- *Спиновое 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 энергочувствительные уровни 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 значением суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$) к орбитальным 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 энергетического уровня.	Максимальное число «e» на уровне $2n^2$	Распределение «e» 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 [$_{57}\text{La} - _{71}\text{Lu}$ и $_{71}\text{Ac} - _{103}\text{Lr}$], а подобное описание этих элементов выписано в низ 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).

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1. Лабораторная работа № 1 (2 часа)

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

2.2.1. Цель работы: Изучить способы получения и химические свойства оксидов и оснований, кислот и солей.

2.2.2. Задачи работы:

1. Дать определение оксидам. Познакомиться с классификацией, способами получения и химическими свойствами.
2. Дать определение гидроксидам, познакомиться с классификацией.
3. Дать понятие основным гидроксидам (основаниям): классификация, способы получения и свойства. Диссоциация.
4. Дать понятие амфотерным гидроксидам.

2.2.3. Перечень приборов и материалов:

1. 0,2 н. раствор гидроксида натрия или калия.
2. 2 н. раствор хлорида железа (II),
3. 2 н. раствор хлорида алюминия,
4. 2 н. раствор сульфата цинка,
5. 2 н. раствор сульфата меди;
6. штатив с пробирками,
7. фарфоровая чашка,
8. спиртовка.

2.2.4. Описание (ход) работы:

Опыт 1. 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	NaOH
Лакмус	
Метилоранж	
Фенолфталеин	

Опыт 2. 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.

Опыт 3. 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).

Индикатор	HCl
Лакмус	
Метилоранж	
Фенолфталеин	

Опыт 4. 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 5. 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 6. 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 7. 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 8. 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 9. 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.

2.2. Лабораторная работа № 2 (2 часа)

Тема: «Химическая кинетика. Катализ. Химическое равновесие»

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

2.2.2. 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.

2.2.3. 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.

2.2.4. Описание (ход) работы.

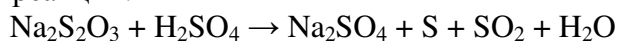
Опыт 1. Влияние концентрации на скорость химической реакции.

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.

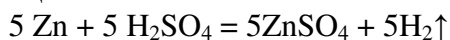
К 1 мл раствора хлорида аммония прибавить 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Запах аммиака чувствуется слегка. Нагреть содержимое пробирки на спиртовке - чувствуется сильный запах аммиака.

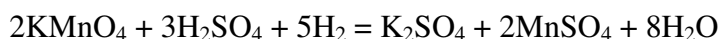
Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Сделать вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Опыт 3. Гомогенный катализ.

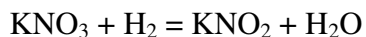
В три пробирки налить по 2 мл раствора серной кислоты и по 2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку насыпать несколько крупинок нитрата калия, затем в первую и во вторую пробирки прибавить по три кусочка гранулированного цинка. Третья пробирка служит эталоном исходной окраски раствора. Нитрат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

Опыт 4. 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.

2.3. Лабораторная работа № 3 (2 часа)

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

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

2.3.2. 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, моляльная концентрация, титр, мольная доля, объемная доля.
4. Ознакомиться с принципом титриметрического анализа. Расчеты в титриметрии.

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

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

2.3.4. Описание (ход) работы.

Решение задач и упражнений.

1. К 500 мл раствора соляной кислоты ($\rho = 1,10$ 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 ($\rho = 1,07$ г/мл).
4. До какого объема следует разбавить 1,5 л 20%-ного раствора хлорида аммония ($\rho = 1,06$ г/мл), чтобы получить 10%-ный раствор ($\rho = 1,03$ г/мл)?
5. Сколько миллилитров 36%-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,18$ г/мл) требуется для приготовления 4 л 0,5 М раствора?
6. Сколько миллилитров воды следует прибавить к 25 мл 40%-ного раствора КОН ($\rho = 1,40$ г/мл), чтобы получить 2%-ный раствор? а) Определите процентное содержание растворенного вещества в 0,25 М растворе гидроксида натрия ($\rho = 1,01$ 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 КОН. Рассчитать нормальность, титр и поправочный коэффициент раствора КОН.
11. На титрование 10 мл раствора КОН было затрачено 10,5 мл 0,1 н раствора HCl ($K=0,95$). Сколько граммов КОН содержится в 500 мл раствора?
12. На титрование 10 мл раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, 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.

2.4. Лабораторная работа № 4 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

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

2.4.2. 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).

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

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

2.4.4. Описание (ход) работы:

Опыт 1. Окислительные свойства иона Fe³⁺.

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 KMnO₄ 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.

2.5. Лабораторная работа № 5 (2 часа)

Тема: «Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия»

2.5.1. Цель работы: Познакомиться с методом окислительно-восстановительного титрования: перманганатометрией.

2.5.2. Задачи работы:

1. Познакомиться с сущностью метода и рабочими растворами.
2. Научиться определять молярную массу эквивалента в ОВР.
3. Установить индикаторы метода.

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

1. 0,1 н раствор перманганата калия
2. 0,1 н раствор щавелевой кислоты
3. раствор серной кислоты 1:4
4. раствор сульфата железа
5. колбы для титрования, пипетки, бюретки для титрования

2.5.4. Описание (ход) работы:

1. Стандартизация рабочего раствора перманганата калия.

1.1. Приготовить 100 см³ 0,1 н раствора KMnO₄, разбавив налитый в колбу рабочий раствор до метки дистиллированной водой. После приготовления раствор перемешать.

1.2. Заполнить бюретку приготовленным раствором KMnO₄, предварительно ополоснув ее этим раствором. Установить нулевой уровень раствора на бюретке по верхнему мениску раствора.

1.3. В колбу для титрования емкостью 50 – 100 см³ пипеткой отмерить 10 см³ стандартного раствора щавелевой кислоты, предварительно ополоснув пипетку этим раствором. Добавить 10 см³ 2 н раствора серной кислоты и нагреть до 70 – 80 °С (не допуская кипячение). Оттитровать раствор щавелевой кислоты рабочим раствором KMnO₄ до бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титровать 3 раза. Рассчитать среднее значение объема KMnO₄, а затем молярную концентрацию эквивалента (нормальность) KMnO₄, титр и коэффициент поправки. Если два результата совпали, можно ограничиться двумя титрованиями. Расхождение между параллельными определениями должно быть не более 0,2 см³

2. Определение содержания железа (II) в растворе его соли.

2.1. Заполнить бюретку рабочим раствором KMnO₄, предварительно ополоснув ее этим раствором. Установить нулевой уровень раствора на бюретке по верхнему мениску раствора.

2.2 В колбу для титрования емкостью 50-100 см³ пипеткой отмерить 10 см³ исследуемого раствора соли железа (II), предварительно ополоснув пипетку этим раствором. Добавить 10 см³ 2 н раствора серной кислоты. Оттитровать исследуемый раствор соли железа (II) рабочим раствором KMnO₄ до бледно-розовой окраски, не исчезающей в течение 30 секунд. Титровать 3 раза. Рассчитать среднее значение объема KMnO₄, а затем молярную концентрацию эквивалента (нормальность) раствора соли железа и его массу в 1 дм³ раствора.

$$C(\text{Fe}^{2+}) = \frac{C(\text{KMnO}_4) * V(\text{KMnO}_4)}{V(\text{FeSO}_4)}$$