

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

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ  
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ**

**Б1.В.05 Неорганическая и аналитическая химия**

**Направление подготовки: 36.03.01 «Ветеринарно-санитарная экспертиза»**

**Профиль образовательной программы: Ветеринарно-санитарная экспертиза**

**Форма обучения: заочная**

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>1. Конспект лекций .....</b>	<b>3</b>
<b>1.1 Лекция № 1 Предмет и задачи химии. История развития химических знаний.....</b>	<b>3</b>
<b>1.2 Лекция № 2 Стехиометрические законы. Химический эквивалент.....</b>	<b>4</b>
<b>1.3 Лекция № 3 Энергетика и направление химических процессов.....</b>	<b>7</b>
<b>1.4 Лекция № 4 Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов.....</b>	<b>9</b>
<b>2. Методические указания по выполнению лабораторных работ .....</b>	<b>13</b>
<b>2.1 Лабораторная работа № ЛР-1 Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания. Кислоты. Соли. Получение и свойства.....</b>	<b>13</b>
<b>2.2 Лабораторная работа № ЛР-2 Основные классы неорганических соединений: кислоты. Классификация. Способы получения и свойства.....</b>	<b>14</b>
<b>2.3 Лабораторная работа № ЛР-3 Химическая кинетика. Катализ .....</b>	<b>15</b>
<b>2.4 Лабораторная работа № ЛР-4 Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.....</b>	<b>17</b>
<b>2.5 Лабораторная работа № ЛР-5 Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.....</b>	<b>17</b>

# 1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

## 1.1. Лекция № 1 (2 часа).

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

### 1.1.1 Вопросы лекции:

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

### 1.1.2 Краткое содержание вопросов:

#### 1. Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.

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 производства и проблема охраны биосферы

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:** «Стехиометрические законы. Химический эквивалент»

### 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 S<sub>8</sub>, кислород O<sub>2</sub>, йод I<sub>2</sub> и т.д. у них отсутствуют металлический блеск, они хрупкие, плохо проводят электрический ток и теплоту.

*Сложные вещества* состоят из атомов нескольких химических элементов. P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> оксид фосфора (V), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 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. (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> сульфат аммония. Атом азота в его молекуле IV<sup>x</sup> 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 <sup>12</sup>C), что составляет 1,66\*10<sup>-27</sup> кг. Чтобы рассчитать относительную массу атома, надо найти отношение массы атома к 1/12 части массы атома углерода-12. Например, масса атома изотопа фтора <sup>19</sup>F равна 3,1553\*10<sup>-26</sup> кг. Тогда

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

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

Относительную молекулярную массу Mr можно рассчитать, сложив относительные атомные массы Ar элементов, из которых состоит молекула, с учетом числа атомов, входящих в молекулу. Mr (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 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<sub>A</sub>=6,02\*10<sup>23</sup> моль<sup>-1</sup>. Число атомов в 12г <sup>12</sup>C равно 6,02\*10<sup>23</sup>. Постоянная Авогадро показывает число структурных единиц в одном моле любого вещества.

Молярная масса- это отношение массы вещества к его количеству.

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

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

Молярная масса вещества (в г/моль) численно равна относительной атомной или молекулярной массе этого вещества. Mr (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 98.

M (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 98 г/моль.

#### 4. Стехиометрические законы:

- *Закон сохранения массы веществ*

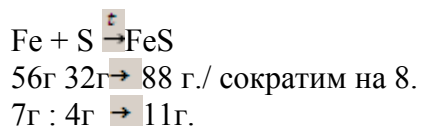
Этот закон открыт в 1756 г. русским ученым М.В. Ломоносовым.

«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  $1\text{г Fe}$  в остатке.

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

Этот закон дал химикам возможность выражать состав веществ при помощи химических формул:  $\text{H}_2\text{O}$  вода,  $\text{CO}_2$  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 Авогадро:

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

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

Постоянная  $V_m^0 = 22,4\text{ л/моль}$  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.

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

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

$D$  – относительная плотность одного газа по второму. При расчетах чаще всего пользуются относительными плотностями газов по водороду  $D_{\text{H}_2}$  и по воздуху  $D_{\text{воздуха}}$ , их определяют экспериментально и по ним вычисляют относительную молекулярную массу газа.

- *Закон эквивалентов.*

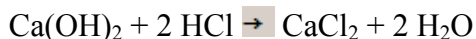
«Массы элементов и веществ, участвующих в химических реакциях, относятся друг к другу, как их эквиваленты».

Математическое выражение закона эквивалентов:  $m_1 : m_2 = \varepsilon_1 : \varepsilon_2$  или  $m_1 : \varepsilon_1 = m_2 : \varepsilon_2$ .

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

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

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

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

### 1.3. Лекция № 3 (2 часа)

**Тема:** «Энергетика и направление химических процессов»

#### 1.3.1 Вопросы лекции:

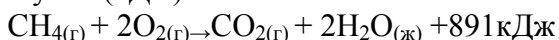
1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
2. Внутренняя энергия и энтальпия.
3. Закон Гесса и следствия из него. Движущие силы химического процесса.
4. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химической реакции.
5. Энергия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

#### 1.3.2. Краткое содержание вопросов.

##### 1. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. 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,  $\Delta U$  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 ( $\Delta U$ ) 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  $^\circ$ .  $\Delta U^\circ$  – изменение внутренней энергии,  $\Delta H^\circ$  – 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 1840 г. «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 состоянии 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  $\Delta H$  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 ( $\Delta S$ ) 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  $\Delta G^\circ$  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 ( $\Delta G < 0$ )

### **1.4. Лекция № 4 (2 часа)**

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

#### **1.4.1. 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.

#### **1.4.2. 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) ⇌ 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.

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

2) Молярная концентрация раствора (молярность).

$C_M = \frac{n(в-ва)}{V(p-ра)}$  (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.

$C_{эkv.} = \frac{n(эkv.)}{V(p-ра)}$  (моль/л)

$C_{эkv.} = \frac{M_{эkv}(в-ва) \cdot n(p-ра)}{m(в-ва)}$  (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)

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

$m(p-ра H_2SO_4) = 2$  моль/кг воды.

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

$N_{(в-ва)} = \frac{n(в-ва)}{n(в-ва) + n(p-ра)}$

$N_{(p-ра)} = \frac{n(p-ра)}{n(в-ва) + n(p-ра)}$

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

## 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».

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

#### 2.1.2. 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.

#### 2.1.3. 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.

#### 2.1.4. 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:** «Основные классы неорганических соединений: кислоты. Классификация. Способы получения и свойства»

**2.2.1. Цель работы:** Изучить способы получения и химические свойства кислот

**2.2.2. Задачи работы:**

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

**2.2.3. Перечень приборов и материалов:**

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).

Индикатор	HCl
Лакмус	
Метилоранж	
Фенолфталеин	

*Опыт 2. 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.

### 2.3. Лабораторная работа № 3 (2 часа)

**Тема:** «Химическая кинетика. Катализ»

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

**2.3.2. 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.

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

Приборы и реактивы: штативы с пробирками, секундомер, спиртовка, 2 н. раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 2 н. раствор  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , 2 н. раствор  $\text{NaOH}$ , 2 н. раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , 0,1 н. раствор  $\text{KMnO}_4$ , кристаллический  $\text{KNO}_3$ , гранулы цинка, порошок  $\text{MnO}_2$ , 3% раствор  $\text{H}_2\text{O}_2$ , лучинки.

**2.3.4. Описание (ход) работы.**

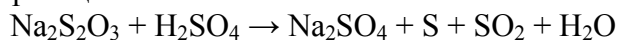
*Опыт 1. Влияние концентрации на скорость химической реакции.*

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
$\text{H}_2\text{O}$	4 мл	2 мл	-
$\text{H}_2\text{SO}_4$	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.*

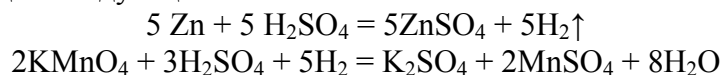
К 1 мл раствора хлорида аммония прибавить 0,5 мл раствора гидроксида натрия. Запах аммиака чувствуется слегка. Нагреть содержимое пробирки на спиртовке - чувствуется сильный запах аммиака.

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

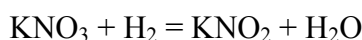
*Опыт 3. Гомогенный катализ.*

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:



$\text{KNO}_2$  восстанавливает перманганат калия, а сам окисляется до  $\text{KNO}_3$ . (Катализатор остается без существенных изменений). Чтобы убедиться, что нитрит калия восстанавливает перманганат, добавьте в третью пробирку несколько крупинок  $\text{KNO}_2$ . 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.



## 2.4. Лабораторная работа № 4 (2 часа)

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

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

### 2.4.2. 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

### 2.4.3. 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.

### 2.4.4. Описание (ход) работы.

*Опыт 1. Получение малорастворимых солей.*

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

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

*Опыт 2. Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором.*

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

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

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

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

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

## 2.5 Лабораторная работа №5 (2 часа).

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

### 2.5.1 Цель работы: рассмотреть строение атома и периодический закон Д.И.

Менделеева

### 2.5.2 Задачи работы:

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
2. Строение атома. Современная формулировка Периодического закона

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

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

### 2.5.4 Описание (ход) работы:

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

Периодическая система химических элементов (таблица Менделеева) является графическим выражением Периодического закона.

Периодическая система состоит из семи периодов, расположенных в таблице горизонтально, и восьми групп, расположенных вертикально.

**Период – это горизонтальный ряд элементов, начинающийся (за исключением 1-го периода) щелочным металлом и заканчивающийся инертным (благородным) газом.**

1-й период содержит 2 элемента, 2-й и 3-й периоды – по 8 элементов. Первый, второй и третий периоды называются **малыми (короткими) периодами**. 4-й и 5-й периоды содержат по 18 элементов, 6-й период – 32 элемента, 7-й период содержит элементы с 87-го и далее, вплоть до последнего из известных на настоящее время элементов. Четвертый, пятый, шестой и седьмой периоды называются **большими (длинными) периодами**.

**Группа – это вертикальный ряд элементов.**

Каждая группа периодической системы состоит из двух подгрупп: главной подгруппы (А) и побочной подгруппы (В). **Главная подгруппа** содержит элементы малых и больших периодов (металлы и неметаллы). **Побочная подгруппа** содержит элементы только больших периодов (только металлы).

Например, главную подгруппу I группы составляют элементы литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций, а побочную подгруппу I группы составляют элементы медь, серебро и золото. Главную подгруппу VIII группы образуют инертные газы, а побочную подгруппу – металлы железо, кобальт, никель, рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина, хасий и мейтнерий.

Свойства простых веществ и соединений элементов изменяются монотонно в каждом периоде и скачкообразно на границах периодов. Такой характер изменения свойств составляет смысл периодической зависимости. В периодах слева направо неметаллические свойства элементов монотонно усиливаются, а металлические – ослабевают. Например, во втором периоде: литий – очень активный металл, бериллий – металл, образующий амфотерный оксид и соответственно амфотерный гидроксид, В, С, N, О – типичные неметаллы, фтор – самый активный неметалл, неон – инертный газ. Таким образом, на границах периода свойства изменяются скачкообразно: период начинается щелочным металлом, а заканчивается инертным газом.

В периодах слева направо кислотные свойства оксидов элементов и их гидратов усиливаются, а основные – ослабевают. Например, в третьем периоде оксиды натрия и магния – основные оксиды, оксид алюминия – амфотерный, а оксиды кремния, фосфора, серы и хлора – кислотные оксиды. Гидроксид натрия – сильное основание (щелочь), гидроксид магния – слабое нерастворимое основание, гидроксид алюминия – нерастворимый амфотерный гидроксид, кремниевая кислота – очень слабая кислота, фосфорная – кислота средней силы, серная – сильная кислота, хлорная – самая сильная кислота из этого ряда.

В главных подгруппах сверху вниз металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические – ослабевают. Например, в подгруппе 4А: углерод и кремний – неметаллы, германий, олово, свинец – металлы, причем олово, свинец – более типичные металлы, чем германий. В подгруппе 1А все элементы – металлы, но по химическим свойствам также можно проследить усиление металлических свойств от лития к цезию и францию. В результате металлические свойства в наибольшей степени выражены у цезия и франция, а неметаллические – у фтора.

В главных подгруппах сверху вниз основные свойства оксидов и их гидратов усиливаются, а кислотные – ослабевают. Например, в подгруппе 3А:  $B_2O_3$  – кислотный оксид, а  $Tl_2O_3$  – основной. Их гидраты:  $H_3BO_3$  – кислота, а  $Tl(OH)_3$  – основание.

### Строение атома. Современная формулировка Периодического закона

Открытие периодического закона стало предпосылкой к созданию в XX в. теории строения атома. В 1911 г. английский физик Э. Резерфорд предложил ядерную модель атома, согласно которой атом состоит из сравнительно небольшого положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена практически вся масса атома, и расположенных вокруг ядра электронов, составляющих электронную оболочку атома, которая занимает практически весь его объем. Были определены масса покоя и заряд электрона. Атом в целом электронейтрален, поскольку положительный заряд ядра компенсируется отрицательным зарядом эквивалентного числа электронов.

Позже, в 1913 г. английский физик Г. Мозли установил, что заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе. Таким образом, **заряд ядра атома – главная характеристика химического элемента. Химический элемент – это множество атомов с одинаковым зарядом ядра.**

Отсюда следует современная формулировка периодического закона: **свойства элементов, а также свойства образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.**

В четырех местах Периодической таблицы элементы «нарушают» строгий порядок расположения по возрастанию атомной массы. Это пары элементов:

$_{18}Ar(39,948) - _{19}K(39,098)$ ;

$_{27}Co(58,933) - _{28}Ni(58,69)$ ;

$_{52}Te(127,60) - _{53}I(126,904)$ ;

$_{90}Th(232,038) - _{91}Pa(231,0359)$ .

Во времена Д.И. Менделеева подобные отступления считались недостатками Периодической системы. Теория строения атома расставила все на свои места. В соответствии с величинами заряда ядра эти элементы были размещены Менделеевым в системе правильно. Таким образом, нарушив в этих случаях принцип размещения элементов в порядке возрастания атомных масс и руководствуясь физическими и химическими свойствами элементов, Менделеев фактически использовал более фундаментальную характеристику элемента – его порядковый номер в системе, который оказался равным заряду ядра.

Классическая механика не могла объяснить многие экспериментальные факты, касающиеся поведения электрона в атоме. Так, согласно представлениям классической теории электродинамики система, состоящая из заряда, вращающегося вокруг другого заряда, должна излучать энергию, в результате чего электрон в конце концов упал бы на ядро. Возникла необходимость создания иной теории, описывающей поведение объектов микромира, для описания которых недостаточна классическая механика Ньютона.

Основные законы такой теории были сформулированы в 1923 – 1927 гг. и она получила название квантовой механики.

Квантовая механика базируется на трех основных положениях.

1. Корпускулярно-волновой дуализм (микрочастицы проявляют одновременно и волновые и материальные свойства, т.е. двойственную природу).

Так, двойственная природа электрона проявляется в том, что он обладает свойствами и частицы, и волны одновременно. Как частица электрон имеет массу и заряд, но движение электронов – это волновой процесс. Например, электронам свойственно явление дифракции (поток электронов огибает препятствие).

2. Принцип квантования энергии (микрочастицы излучают энергию не постоянно, а дискретно отдельными порциями – квантами).

В 1900 г. М. Планк привлек для их объяснения квантовую гипотезу, согласно которой энергия может излучаться или поглощаться лишь определенными порциями – квантами.

В 1913 г. Н. Бор применил квантовую теорию для объяснения спектра атомарного водорода, предположив, что электроны в атомах могут находиться только на некоторых «дозволенных» орбитах, отвечающих определенным значениям энергии. Бор предположил также, что, находясь на этих орбитах, электрон не излучает энергии. Поэтому, пока электроны в атоме не совершают переходов с одной орбиты на другую, энергия атома остается постоянной. При переходе же электрона с одной орбиты на другую происходит излучение кванта лучистой энергии, величина которого равна разности энергии, соответствующей этим орбитам.

3. Законы микромира обусловлены статистическим характером. Положение электрона в атоме неопределенно. Это значит, что невозможно одновременно точно определить и скорость электрона, и его координаты в пространстве.

Электрон, который движется с очень большой скоростью, может находиться в любой части пространства вокруг ядра. Согласно представлениям квантовой механики, вероятность пребывания электрона в различных областях пространства неодинакова.

Различные моментальные положения электрона образуют так называемое *электронное облако* с неравномерной плотностью отрицательного заряда

*Существует понятие «орбиталь», под которым понимают совокупность положений электрона в атоме.*

Каждую орбиталь можно описать соответствующей волновой функцией – *атомной орбиталью*, зависящей от трех целочисленных параметров, называемых *квантовыми числами*.