

ЧАСТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СТАВРОПОЛЬСКИЙ МНОГОПРОФИЛЬНЫЙ КОЛЛЕДЖ»

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
к практическим и лабораторным занятиям
по дисциплине
«Химия»
для обучающихся по специальности
34.02.01 Сестринское дело

сведения о сертификате ЭЦ

Ставрополь, 2022 г.

Владелец: Кандаурова Наталья
Владимировна, директор
Сертификат:
0298d2a100a6b37d85433743564d5a7918
Действителен: с 01.12.2025 12:39:11 по
01.03.2027 12:49:11

Методические указания составлены в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом среднего общего образования и рабочей программой дисциплины «Химия». В методических указаниях представлен материал для проведения практических и лабораторных занятий по дисциплине.

Составитель: Луцкай А.Б.

Рассмотрено на заседании методического объединения общеобразовательного цикла, протокол № 5 от «25» мая 2022 г.

Рекомендовано к использованию в учебном процессе Методическим советом СМК, протокол № 5 от «26» мая 2022 г.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	
Практическое занятие 1. Основные химические законы и понятия.	
Практическое занятие 2. Периодический закон и строение атома. Часть 1	
Практическое занятие 3. Периодический закон и строение атома. Часть 2	
Практическое занятие 4. Химическая связь. Строение и свойства молекул. Часть 1	
Практическое занятие 5. Химическая связь. Строение и свойства молекул. Часть 2	
Практическое занятие 6. Строение вещества.	
Практическое занятие 7. Основные классы неорганических соединений. Часть 1	
Практическое занятие 8. Основные классы неорганических соединений. Часть 2	
Практическое занятие 9. Периодический закон и строение атома. Часть 1	
Практическое занятие 10. Химическая связь. Строение и свойства молекул. Часть 1	
Практическое занятие 11. Химическая связь. Строение и свойства молекул. Часть 2	
Практическое занятие 12. Углеводороды. Часть 1	
Практическое занятие 13. Углеводороды. Часть 2	
Практическое занятие 14. Углеводороды. Часть 3	
Практическое занятие 15. Кислородсодержащие соединения. Часть 1	
Практическое занятие 15. Кислородсодержащие соединения. Часть 2	
Практическое занятие 15. Кислородсодержащие соединения. Часть 3	
Практическое занятие 16. Углеводы. Часть 1	
Практическое занятие 17. Углеводы. Часть 2	
Практическое занятие 18. Азотсодержащие соединения. Аминокислоты. Часть 1	
Практическое занятие 19. Азотсодержащие соединения. Аминокислоты. Часть 2	
Практическое занятие 20. Азотсодержащие соединения. Нуклеиновые кислоты. Часть 1	
Практическое занятие 21. Азотсодержащие соединения. Нуклеиновые кислоты. Часть 2	
Практическое занятие 22. Азотсодержащие соединения. Часть 1	
Практическое занятие 23. Азотсодержащие соединения. Часть 2	
Практическое занятие 24. Азотсодержащие соединения. Часть 3	
Лабораторная работа 1. Общие правила работы, химические реактивы, посуда в химической лаборатории. Техника безопасности в химической лаборатории. Часть 1	
Лабораторная работа 2. Общие правила работы, химические реактивы, посуда в химической лаборатории. Техника безопасности в химической лаборатории. Проведение экспериментов и оформление лабораторных работ. Часть 2	
Лабораторная работа 3. Скорость химических реакций и химическое равновесие. Часть 1	
Лабораторная работа 4. Скорость химических реакций и химическое равновесие. Часть 2	
Лабораторная работа 5. Растворы электролитов. Гидролиз солей.	
Лабораторная работа 6. Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов. Часть 1	
Лабораторная работа 7. Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов. Часть 2	
Лабораторная работа 8. Ознакомление со свойствами дисперсных систем.	
Лабораторная работа 9. Изготовление моделей молекул органических веществ. Часть 1	
Лабораторная работа 10. Изготовление моделей молекул органических веществ. Часть 2	
Лабораторная работа 11. Изготовление моделей молекул органических веществ. Часть 3	
Лабораторная работа 12. Изготовление моделей молекул алканов и	

галогеналканов. Часть 1	
Лабораторная работа 13. Изготовление моделей молекул алканов и галогеналканов. Часть 2	
Лабораторная работа 14. Изготовление моделей молекул алканов и галогеналканов. Часть 3	
Лабораторная работа 15. Изготовление моделей молекул алкинов, их изомеров. Часть 1	
Лабораторная работа 16. Изготовление моделей молекул алкинов, их изомеров. Часть 2	
СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ	
Приложения	

Цели освоения дисциплины:

- формирование у обучающихся умения оценивать значимость химического знания для каждого человека;
- формирование у обучающихся целостного представления о мире и роли химии в создании современной естественно-научной картины мира; умения объяснять объекты и процессы окружающей действительности: природной, социальной, культурной, технической среды, используя для этого химические знания;
- развитие у обучающихся умений различать факты и оценки, сравнивать оценочные выводы, видеть их связь с критериями оценок и связь критериев с определенной системой ценностей, формулировать и обосновывать собственную позицию;
- приобретение обучающимися опыта разнообразной деятельности, познания и самопознания; ключевых навыков, имеющих универсальное значение для различных видов деятельности (навыков решения проблем, принятия решений, поиска, анализа и обработки информации, коммуникативных навыков, навыков измерений, сотрудничества, безопасного обращения с веществами в повседневной жизни).

Результаты освоения учебной дисциплины:

Личностные:

ЛР13 Непрерывно совершенствующий профессиональные навыки через дополнительное профессиональное образование (программы повышения квалификации и программы профессиональной переподготовки), наставничество, а также стажировки, использование дистанционных образовательных технологий (образовательный портал и вебинары), тренинги в симуляционных центрах, участие в конгрессных мероприятиях.

ЛР14 Соблюдающий врачебную тайну, принципы медицинской этики в работе с пациентами, их законными представителями и коллегами.

ЛР 15 Соблюдающий программы государственных гарантий бесплатного оказания гражданам медицинской помощи, нормативные правовые акты в сфере охраны здоровья граждан, регулирующие медицинскую деятельность.

Метапредметные:

- использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций (постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения, систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;

- использование различных источников для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;

Предметные:

- сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира;

- понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач;

- владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой;

- владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;

- сформированность умения давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям;

- владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;

- сформированность собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

Практическое занятие № 1

Основные химические законы и понятия

1. Теоретическая часть

Основные газовые законы

Решающую роль в доказательстве существования атомов и молекул сыграли газовые законы.

Закон Бойля-Мариотта (1676 г.): при постоянной температуре давление, производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа $p_2/p_1 = V_1/V_2$ или $pV = \text{const}$.

Закон Гей-Люссака (1802 г.): при постоянном давлении объем газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре $V_1/T_1 = V_2/T_2$ или $V/T = \text{const}$.

Зависимость между V , p и T можно выразить общей формулой, объединяющей законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака: $pV/T = p_0V_0/T_0$, где p_0 , V_0 , T_0 – давление, объем и температура прин.у.

Уравнение используется при решении задач для приведения газа к н.у. , позволяет находить любую из указанных величин, если известны остальные.

Молярную массу газа вычисляют по **уравнению Клапейрона–Менделеева**:

$$pV = \frac{m}{M} RT,$$

где m – масса газа, M – молекулярная масса газа, R – молярная (универсальная) газовая постоянная.

Величина газовой постоянной определяется принятыми единицами измерения. Если давление измерять в Па, а объем в м^3 , то $R = 8,3144 \cdot 10^3 \text{ Дж}/(\text{кмоль} \cdot \text{К})$.

Если объем газа выражен в литрах, то уравнение Клапейрона–Менделеева приобретает вид

$$pV = 1000mRT/M .$$

Парциальные давления газа

Рабочее тело, используемое в термодинамических установках, обычно представляет собой смесь нескольких газов. Например, в двигателях внутреннего сгорания в состав продуктов сгорания, являющихся рабочим телом, входят водород, кислород, азот, окись углерода, углекислый газ, водяные пары воды и некоторые другие газообразные вещества.

В 1801 году английский физик Джон Дальтон установил закон, согласно которому давление, оказываемое смесью, равно сумме парциальных давлений отдельных газов, входящих в состав смеси.

Парциальным давлением газа в смеси называется давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же условиях объем всей газовой смеси.

Согласно *закону парциальных давлений*, общее давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь:

$$p_{\text{см}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n = \sum p_i,$$

Это утверждение легко доказать основываясь на выводах из закона Бойля-Мариотта, рассматривая парциальные компоненты по отдельности и в смеси.

Закон Дальтона применим для идеальных газов и может быть использован для реальных газов, имеющих близкие к идеальным физические свойства и параметры.

Если газ собран над жидкостью, то при расчетах следует иметь в виду, что его давление является парциальным и равно разности общего давления газовой смеси и парциального давления пара жидкости.

С 1961 г. в нашей стране введена Международная система единиц измерения (СИ). За единицу количества вещества принят моль.

Моль – количество вещества системы, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько их содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .

Число структурных единиц, содержащихся в 1 моле вещества N_A (постоянная Авогадро), определено с большой точностью; в практических расчетах его принимают равным $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (моль $^{-1}$).

Нетрудно доказать, что масса 1 моля вещества (*молярная масса*), выраженная в граммах, численно равна относительной молекулярной массе этого вещества, выражаемой в атомных единицах массы (а.е.м.). Например, относительная молекулярная масса кислорода (M_r) – 32 а.е.м., а молярная масса (M) – 32 г/моль.

Согласно *закону Авогадро*, в равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одинаковое число молекул.

Иными словами, одно и то же число молекул любого газа занимает при одинаковых условиях один и тот же объем. Вместе с тем 1 моль любого газа содержит одинаковое число молекул. Следовательно, при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает один и тот же объем. Этот объем называется *молярным объемом* газа (V_0) и при нормальных условиях ($0^\circ\text{C} = 273\text{K}$, давлении $101,325\text{ кПа} = 760\text{ мм рт. ст.} = 1\text{ атм}$) равен $22,4\text{ дм}^3(\text{л})$. Объем, занимаемый газом при этих условиях, принято обозначать через V_0 , а давление – через p_0 .

Отсюда следует, что массы двух газов, взятых в одинаковых объемах, должны относиться друг к другу, как их молекулярные массы или как численно равные их молярные массы: $m_1 m_2 = M_1 M_2$

Здесь m_1 и m_2 массы, а M_1 и M_2 – молярные массы первого и второго газов.

Отношение массы данного газа к массе другого газа, взятого в том же

объеме, при той же температуре и том же давлении, называется относительной плотностью первого газа по второму.

Например, при нормальных условиях масса диоксида углерода в объеме 1 л равна 1,98 грамм, а масса водорода в том же объеме и при тех же условиях – 0,09 грамм, откуда плотность диоксида углерода по водороду составит: $1,98/0,09=22$.

Обозначим относительную плотность газам₁/m₂ буквой D. Тогда

$$D=M_1/M_2$$

откуда $M_1=DM_2$.

Молярная масса газа равна его плотности по отношению к другому газу, умноженной на молярную массу второго газа.

Часто плотности различных газов определяют по отношению к водороду, как самому легкому из всех газов. Поскольку молярная масса водорода равна 2,0158 г/моль, то в этом случае уравнение для расчета молярных масс принимает вид $M_1=2,0158D$ или, если округлить молярную массу водорода до 2: $M_1=2D$.

Вычисляя, например, по этому уравнению молярную массу диоксида углерода, плотность которого по водороду, как указано выше, равна 22, находим: $M_1=2 \cdot 22=44$ г/моль.

Нередко также молярную массу газа вычисляют, исходя из его плотности по воздуху. Хотя воздух представляет собой смесь нескольких газов, все же можно говорить о *средней молярной массе воздуха*, определенной из плотности воздуха по водороду. Найденная таким путем молярная масса воздуха равна 29 г/моль.

Обозначив плотность исследуемого газа по воздуху через $D_{\text{возд}}$, получим следующее уравнение для вычисления молярных масс: $M_1 = 29D_{\text{возд}}$

Молярную массу вещества (а следовательно, и его относительную молекулярную массу) можно определить и другим способом, используя понятие о молярном объеме вещества в газообразном состоянии. Для этого находят объем, занимаемый при нормальных условиях определенной массой данного вещества в газообразном состоянии, а затем вычисляют массу 22,4 л этого вещества при тех же условиях. Полученная величина и выражает молярную массу вещества (в г/моль).

Измерения объемов газов обычно проводят при условиях, отличных от нормальных. Для приведения объема газа к нормальным условиям можно пользоваться уравнением, объединяющим газовые законы Бойля–Мариотта и Гей-Люссака. Молярные массы газов можно вычислить также, пользуясь уравнением состояния идеального газа – уравнением Клапейрона–Менделеева.

Описанными способами можно определять молекулярные массы не только газов, но и всех веществ, переходящих при нагревании (без разложения) в газообразное состояние. Для этого навеску исследуемого вещества превращают в пар и измеряют его объем, температуру и давление. Последующие вычисления производят так же, как и при определении молекулярных масс газов.

Молекулярные массы, определенные этими способами, не вполне точны, потому что рассмотренные газовые законы и уравнение Клапейрона–

Менделеева строго справедливы лишь при очень малых давлениях. Более точно молекулярные массы вычисляются на основании данных анализа вещества.

Понятие эквивалента и эквивалентной массы

При протекании химических реакций во взаимодействие вступают молекулы, атомы или ионы исходных веществ. Для того чтобы они прореагировали полностью, их необходимо брать в эквивалентах (равноценных количествах).

Эквивалент (Э) – такое количество вещества, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или 1/2 моля атомов кислорода в химических реакциях. Эквивалент выражается в молях. Пример: в соединениях HCl, H₂S, NH₃, CH₄ эквивалент хлора, серы, азота, углерода, равен соответственно 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль, 1/4 моль.

При определении эквивалента вещества иногда удобнее использовать следующее его определение.

Эквивалент – реальная или условная частица, которая в данной кислотно-основной реакции, в реакции ионного обмена равноценна одному атому или одному иону водорода, а окислительно-восстановительные реакции – одному электрону. Под «реальной» частицей понимают реально существующие соединения (NaOH, H₂SO₄, O₂), под «условной» частицей – доли этих реальных частиц (1/2H₂SO₄, 1/4O₂).

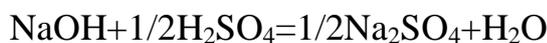
Масса одного эквивалента вещества называется *эквивалентной массой вещества (Э_{вещ})*.

Эквиваленты и эквивалентные массы обычно находят по данным анализа соединений либо на основе результатов замещения одного элемента другим. Для определения эквивалента (или эквивалентной массы) элемента необязательно исходить из его соединения с водородом. Эквивалент (эквивалентную массу) можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалент, эквивалентная масса которого известен.

Примеры определения эквивалента

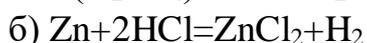


В данной ионообменной реакции участвуют два иона водорода, а на один ион водорода приходится

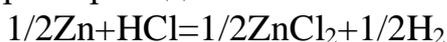


Поэтому $\text{Э}(\text{NaOH}) = \text{NaOH}$; $\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2\text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{Э}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1/2\text{Na}_2\text{SO}_4$; $\text{Э}(\text{H}_2\text{O}) = \text{H}_2\text{O}$.

Поскольку молекулярные соотношения соответствуют молярным, справедливо утверждение: Э(NaOH)=1 моль молекул NaOH и далее соответственно Э(H₂SO₄)=1/2М H₂SO₄; Э(Na₂SO₄)=1/2М Na₂SO₄; Э(H₂O)=1М H₂O.



В данной окислительно-восстановительной реакции участвуют два электрона. На один электрон приходится



Поэтому $\mathcal{E}(\text{Zn}) = 1/2M_{\text{Zn}}$; $\mathcal{E}(\text{HCl}) = 1M_{\text{HCl}}$; $\mathcal{E}(\text{ZnCl}_2) = 1/2M_{\text{ZnCl}_2}$; $\mathcal{E}(\text{H}_2) = 1/2M_{\text{H}_2}$.

Примеры определения эквивалентной массы

Так, эквивалентные массы в реакции (б) $\mathcal{E}_{\text{Zn}} = 1/2M_{\text{Zn}} = 1/2 \cdot 65 = 32,5$ г/моль; $\mathcal{E}_{\text{HCl}} = M_{\text{HCl}} = 36,45$ г/моль. И в приведенных выше примерах эквивалентные массы хлора, серы, азота, углерода соответственно равны $\mathcal{E}_{\text{Cl}_2} = 35,45$ г/моль, $\mathcal{E}_{\text{S}} = 32/2 = 16$ г/моль, $\mathcal{E}_{\text{N}} = 14/3 = 4,67$ г/моль, $\mathcal{E}_{\text{C}} = 12/4 = 3$ г/моль.

При определении эквивалентных масс различных веществ, например по объему выделенного газа, последний собирают над водой. Тогда следует учитывать парциальное давление газа.

Парциальным давлением газа в смеси называется давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси. Согласно *закону парциальных давлений общее давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь*. Если газ собран над жидкостью, то при расчетах следует иметь в виду, что его давление является парциальным и равно разности общего давления газовой смеси и парциального давления пара жидкости.

При решении некоторых задач, содержащих сведения об объемах газообразных веществ, целесообразно пользоваться значением *эквивалентного объема* ($V_{\mathcal{E}}$) – объем, занимаемый при нормальных условиях 1 эквивалентом газообразного вещества. Для вычисления эквивалентного объема газов необходимо знать число эквивалентов в одном моле газа. Например, для водорода $\mathcal{E}_{\text{H}_2} = 1$ г/моль, что вдвое меньше моля, следовательно, эквивалент водорода в два раза меньше объема моля, т.е. $V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} = 22,4 : 2 = 11,2$ л. Аналогично $\mathcal{E}_{\text{O}_2} = 1/4M_{\text{O}_2} = 32 : 4 = 8$ г/моль, отсюда эквивалентный объем кислорода в четыре раза меньше его молярного объема, т.е. $V_{\mathcal{E}(\text{O}_2)} = 22,4 : 4 = 5,6$ л.

В качестве исходных величин при определении химических эквивалентов веществ приняты эквивалент водорода и эквивалент кислорода, поэтому *необходимо помнить*:

$$\mathcal{E}(\text{H}_2) = 1 \text{ моль атомов,}$$

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2} = 1 \text{ г/моль,}$$

$$V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} = 11,2 \text{ л/моль,}$$

$$\mathcal{E}(\text{O}_2) = 1/2 \text{ моля атомов,}$$

$$\mathcal{E}_{\text{O}_2} = 8 \text{ г/моль,}$$

$$V_{\mathcal{E}(\text{O}_2)} = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Определение эквивалентов простых и сложных веществ

Эквивалент и эквивалентную массу элемента или простого вещества можно вычислить исходя из молярной массы его атомов (M) и валентности (V) по формуле $\mathcal{E} = M/V$.

Например, $\mathcal{E}_{\text{Al}} = M_{\text{Al}}/V = 27/3 = 9$ г/моль, а $\mathcal{E}(\text{Al}) = 1/3M_{\text{Al}}$.

Из данного соотношения следует, что элемент, проявляющий в соединениях переменную валентность, имеет несколько значений эквивалентов.

Так, например, в соединении CuO $\mathcal{E}_{\text{Cu}}=64/2=32$ г/моль и $\mathcal{E}(\text{Cu})=1/2\text{M Cu}$, а в соединении Cu₂O $\mathcal{E}_{\text{Cu}}=64/1=64$ г/моль и $\mathcal{E}(\text{Cu})=1\text{M Cu}$.

Понятие об эквивалентах и эквивалентных массах распространяется также на сложные вещества: оксиды, основания, кислоты, соли. Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует с одним эквивалентом водорода или вообще с одним эквивалентом любого другого вещества.

Эквивалент и эквивалентная масса оксида определяются из соотношения $\mathcal{E}=M/(V \cdot n)$, где M – мольная масса оксида; V – валентность элемента (или кислорода); n – число атомов этого элемента (или кислорода) в соединении.

Эквивалентную массу оксида можно рассчитать, исходя из суммы эквивалентов элемента, его образующего, и кислорода:

$$\mathcal{E}_{\text{окс}}=\mathcal{E}_{\text{эл}}+8.$$

Например, $\mathcal{E}_{\text{Al}_2\text{O}_3}=\text{M}_{\text{Al}_2\text{O}_3}/(V_{\text{Al}} \cdot n_{\text{Al}})=102/(3 \cdot 2)=17$ г/моль, $\mathcal{E}_{\text{Al}_2\text{O}_3}=\mathcal{E}_{\text{Al}}+8=27/3+8=17$ г/моль.

Эквивалент и эквивалентная масса кислоты, основания, соли равны

$$\mathcal{E}_{\text{кисл}} = \frac{M_{\text{кисл}}}{n_{\text{H}^+}}; \mathcal{E}_{\text{осн}} = \frac{M_{\text{осн}}}{n_{\text{OH}^-}}; \mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{V_{\text{Me}} n_{\text{Me}}},$$

где $M_{\text{кисл}}$, $M_{\text{осн}}$, $M_{\text{соли}}$ – мольные массы соответственно кислоты, основания, соли; n_{H^+} – число ионов водорода, замещенных в данной реакции на металл; n_{OH^-} – число вступающих в реакцию гидроксильных групп; V_{Me} – валентность металла; n_{Me} – число атомов металла в молекуле соли.

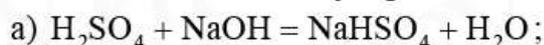
Эквивалентную массу основания можно представить как сумму эквивалентной массы металла и гидроксильной группы; эквивалентную массу кислоты (соли) – как сумму эквивалентной массы водорода (металла) и кислотного осадка. Эквивалентная масса кислотного остатка рассчитывается делением мольной массы на его заряд. Например:

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}^+}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}, \mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \mathcal{E}_{\text{H}^+} + \mathcal{E}_{\text{SO}_4^{2-}} = 1 + \frac{96}{2} = 49 \text{ г/моль};$$

$$\mathcal{E}_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{M_{\text{Ca(OH)}_2}}{n_{\text{OH}^-}} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль}, \mathcal{E}_{\text{Ca(OH)}_2} = \mathcal{E}_{\text{Ca}^{2+}} + \mathcal{E}_{\text{OH}^-} = \frac{40}{2} + \frac{17}{1} = 37 \text{ г/моль};$$

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{V_{\text{Al}} n_{\text{Al}}} = \frac{342}{3 \cdot 2} = 57 \text{ г/моль}, \mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \mathcal{E}_{\text{Al}^{3+}} + \mathcal{E}_{\text{SO}_4^{2-}} = \frac{27}{3} + \frac{96}{2} = 57 \text{ г/моль}.$$

Эквиваленты сложных веществ могут иметь различные значения в зависимости от того, в какую реакцию обмена они вступают:



В реакции (а) участвует один ион водорода, поэтому

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}^+}} = \mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{M H}_2\text{SO}_4 = 98/1 = 98 \text{ г/моль}, \text{ а в реакции (б) участвуют}$$

оба иона водорода серной кислоты, из чего следует, что

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}^+}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль} \quad \mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \text{ M H}_2\text{SO}_4.$$

Понятие эквивалента позволяет сформулировать один из основных стехиометрических законов химии – *закон эквивалентов: массы веществ (m_1 , m_2), реагирующих друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны их эквивалентным массам ($\mathcal{E}_1, \mathcal{E}_2$), т.е.*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}.$$

Если одно или оба вещества находятся в газообразном состоянии, закон эквивалентов записывается в виде:

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{V_{\mathcal{E}_1}}, \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\mathcal{E}_1}}{V_{\mathcal{E}_2}},$$

где V_1, V_2 – объемы взаимодействующих газообразных веществ при н.у.; $V_{\mathcal{E}_1}, V_{\mathcal{E}_2}$ – эквивалентные объемы газообразных веществ при н.у.

Свойства пропорции сохраняются, если представленные выражения записать в другом виде. Поделив массу (объем) каждого вещества на эквивалентную массу (объем) этого вещества, получим количество вещества эквивалента или число моль эквивалентов вещества ($n_{\mathcal{E}}$):

$$\frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{m_2}{\mathcal{E}_2} \quad \text{или} \quad n_{\mathcal{E}_1} = n_{\mathcal{E}_2}; \quad \frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{V_2}{V_{\mathcal{E}_2}} \quad \text{или} \quad n_{\mathcal{E}_1} = n_{\mathcal{E}_2};$$

$$\frac{V_1}{V_{\mathcal{E}_1}} = \frac{V_2}{V_{\mathcal{E}_2}} \quad \text{или} \quad n_{\mathcal{E}_1} = n_{\mathcal{E}_2}.$$

Исходя из последнего выражения закон эквивалентов можно сформулировать следующим образом: «*Число моль эквивалентов всех участвующих в данной реакции веществ одинаково*».

Понятие эквивалента и эквивалентной массы применяется для *выражения концентрации растворов (C_n)*. Раствор, в 1 л которого содержится масса 1 эквивалента растворенного вещества, называется нормальным. Например, 1 н. раствор H_2SO_4 содержит в 1 л массу 1 эквивалента растворенного вещества, т.е. 49 г.

Для реагирующих веществ, находящихся в растворе, закон эквивалентов записывается следующим образом:

$$C_{n(1)} \cdot V_1 = C_{n(2)} \cdot V_2,$$

где $C_{n(1)}$ и $C_{n(2)}$ – эквивалентные концентрации (нормальность) растворов, моль•экв/л; V_1 и V_2 – объемы реагирующих растворов, мл.

В экспериментальной работе, например, при определении эквивалентной концентрации раствора кислоты или щелочи титрованием, удобнее использовать последнее соотношение в виде: $V_1 / V_2 = C_{n(2)} / C_{n(1)}$.

Отсюда следует, что при различной нормальности растворов отношения их объемов обратно пропорциональны нормальности.

Эквиваленты веществ обычно устанавливаются по данным анализа соединений химическим (метод прямого определения, аналитический метод, метод вытеснения водорода) или электрохимическим путем. В основе химического определения лежит закон эквивалентов, а электрохимического – закон Фарадея, согласно которому при прохождении через раствор электролита 96500 кулон электричества на электродах выделяется масса 1 эквивалента вещества.

Формулы веществ показывают, какие элементы и в каком количестве входят в состав вещества. Различают формулы простейшие и молекулярные. Простейшая формула выражает наиболее простой возможный атомный состав молекул вещества, соответствующий отношениям масс между элементами, образующими данное вещество. Молекулярная формула показывает действительное число атомов каждого элемента в молекуле (для веществ молекулярного строения). Для вывода простейшей формулы вещества достаточно знать его состав и атомные массы образующих данное вещество элементов. Для нахождения молекулярной формулы вещества необходимо, кроме состава вещества, знать его молекулярную массу.

2. Задачи к практическому занятию

1. Плотность газа по воздуху равна 1,17. Определите молекулярную массу газа.

2. При 17°C некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100°C , если давление его останется неизменным?

3. Давление воздуха в автомобильной шине равно $3,0399 \cdot 10^5$ Па при 15°C . Как изменится давление в шине при нагревании ее до 60°C от трения при движении автомобиля? Объем считать постоянным.

4. Газовая смесь составлена из $5 \cdot 10^{-3}$ м³ метана под давлением 96000 Па, $2 \cdot 10^{-3}$ м³ водорода под давлением 84000 Па и $3 \cdot 10^{-3}$ м³ диоксида углерода под давлением 109000 Па. Объем смеси $8 \cdot 10^{-3}$ м³. Определите парциальные давления газов в смеси и общее давление смеси.

5. Смешивают 0,04 м³ азота, находящегося под давлением 96 кПа (720 мм рт. ст.), с 0,02 м³ кислорода. Общий объем смеси 0,06 м³, а общее давление 97,6 кПа (732 мм рт.ст.). Каким было давление взятого кислорода?

6. Газовая смесь приготовлена из 2 л Н₂ (p=93,3 кПа) и 5 л СН₄ (p=112 кПа). Объем смеси равен 7 л. Найти парциальные давления газов и общее давление смеси.

7. Газовая смесь состоит из NO и CO₂. Вычислить объемное содержание газов в смеси (в %), если их парциальные давления равны соответственно 36,3 и 70,4 кПа (272 и 528 мм. рт.ст.).

8. Какую массу будет иметь водород, занимающий объем 280 л при н.у.?

9. Какой объем занимает одна тонна водорода при 17°C , если водород находится под давлением 1000 кПа?

10. Газ массой 2,5 г занимает при н.у. объем 2 л. Чему равны: а) молекулярная масса газа; б) молярная масса газа; в) абсолютная масса одной молекулы этого газа?

11. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу сероводорода, если он окисляется до серной кислоты.

12. Выразить эквивалентную массу оксида, гидроксида, сульфата и хлорида металла.

13. Сколько молей эквивалентов металла вступило в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 5,6 л водорода при нормальных условиях?

14. Медь образует два оксида, массовые доли кислорода в которых составляет 11,18% и 20,11%. Определите эквивалентные массы и валентность меди в оксидах и напишите формулы оксидов.

15. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите молярную массу эквивалентов кислоты.

16. Плотность этилена по кислороду равна 0,875. Определить молекулярную массу газа.

17. При обработке смеси гидроксида и гидрокарбоната калия избытком раствора соляной кислоты образовался хлорид калия массой 22,35 г и выделился газ объемом 4,48 $дм^3$ (н.у.). Рассчитайте состав исходной смеси ($\omega, \%$).

3. Вопросы к практическому занятию

1. Перечислите основные характеристики состояния газа. Какие условия, при которых находится газ, называют нормальными?

2. Какие характеристики газообразного вещества входят в уравнение состояния газа, как оно записывается, кем выведено и каково его другое название? Приведите пример расчета по этому уравнению.

3. Определите единицу измерения (размерность) молярной газовой постоянной в уравнении Клайперона–Менделеева при выражении объема и давления газа в технических единицах измерения: а) объем выражен в мл, давления в мм. рт. ст.; б) объем выражен в л, давления в мм. рт. ст.; в) объем выражен в л, давления в атм.

4. Уравнение Кайперона–Менделеева описывает характеристики идеального газа. Какой газ называется идеальным? В каких случаях характеристики реальных газов близки к идеальному?

5. Сформулируйте закон Бойля–Мариотта, как он записывается?

6. Сформулируйте закон Гей-Люссака, как он записывается?

7. Каким уравнением выражается зависимость между объемом газа, давлением и температурой, как оно записывается?

8. Как следует изменить условия, чтобы увеличение массы данного газа не привело к возрастанию его объема: а) понизить температуру; б) увеличить давление; в) нельзя подобрать условия?

9. В реальных процессах участвуют, как правило, не отдельные газы, а их смеси. Какое давление в смесях называют парциальным давлением и как оно связано с составом смеси?

10. Сформулируйте закон парциальных давлений.

11. Сосуд наполнен смесью кислорода и азота. При каком соотношении парциальных давлений массы газов будут одинаковы: а) $p_{O_2} = p_{N_2}$; б) $p_{O_2} = 0,875p_{N_2}$; в) $p_{O_2} = 1,14p_{N_2}$.

12. Парциальное давление кислорода в воздухе равно 22 кПа. Чему равно содержание кислорода в процентах по объему: а) 42%; б) 21%; в) 10,5%?

13. Что означает понятия: элемент, атом, молекула, моль?

14. Что такое атомная масса элемента, в каких единицах она измеряется? Как рассчитывается атомная масса элемента через его эквивалентную массу?

15. Запишите закон Авогадро и его следствия. Объясните и покажите на примерах значение этого закона для развития атомно-молекулярного учения.

16. Напишите определение понятия «относительная плотность газа». Определите относительную плотность хлора по воздуху и этилена по кислороду.

17. Напишите определения понятий «эквивалент», «эквивалентная масса» и «молярная масса эквивалентов» для химического элемента. Как связаны эквивалентная масса, валентность и атомная масса элемента? Приведите примеры.

18. Эквивалент и эквивалентная масса элементов, оксидов, кислот, оснований и солей.

19. Закон эквивалентов, формы его математических записей.

20. Сформулируйте закон Авогадро, его следствия.

21. Понятие о моле атомов и молекул. Как от объема газа (при н.у.) перейти к его массе, зная только молекулярную массу газа?

22. Что называется атомной теплоемкостью, каково её значение? В каких единицах она измеряется? Дайте определение удельной теплоемкости металла. Правило Дюлонга и Пти для твердых веществ.

23. Найдите простейшую формулу соединения, имеющего следующий состав (%): меди 25,48, серы 12,82, кислорода 25,64, воды 36,06.

24. Вещество имеет следующий состав (%): 37,71 натрия, 22,95 кремния, 39,34 кислорода. Выведите простейшую формулу этого соединения.

Практическое занятие № 2

Периодический закон и строение атома

1. Теоретическая часть

Согласно представлениям квантовой механики электрон имеет двойственную природу: он ведет себя и как частица, и как волна. Электрон в атоме не имеет траектории движения. Квантовая механика рассматривает *вероятность* нахождения электрона в пространстве вокруг ядра. Пространство вокруг ядра, в котором с наибольшей долей вероятности находится электрон,

называется *атомной орбиталью (АО)*. Состояние электронов в атоме определяется энергией взаимодействия электронов с ядром. Эта энергия квантована, т.е. ее величина не может быть любой, а принимает лишь определенные значения, зависящие от некоторых величин, которые называются *квантовыми числами*: главного (n), орбитального (l), магнитного (m) и спинового (s). Поэтому атомная орбиталь – это энергетическое состояние электрона, для которого определены значения n, l, m, s .

Главное квантовое число (n) определяет энергию электрона на энергетическом уровне, число энергетических уровней в атоме, размеры атома, энергетический уровень электрона, удаленность уровня от ядра, размер электронного облака. Принимает целые значения ($n = 1, 2, 3 \dots$) и в невозбужденном состоянии соответствует номеру периода (в этом случае n изменяется от 1 до 7). Из периодической системы для любого элемента по номеру периода можно определить число энергетических уровней невозбужденного атома и то, какой энергетический уровень является внешним. Пример. Элемент кадмий Cd расположен в пятом периоде, значит $n = 5$. В его атоме электроны распределены по пяти энергетическим уровням ($n = 1, n = 2, n = 3, n = 4, n = 5$); внешним будет пятый уровень ($n = 5$).

Каждый энергетический уровень (кроме первого) расщепляется на несколько энергетических подуровней. Эти подуровни энергий определяются *орбитальным квантовым числом (l)*, которое характеризует:

1. Различные энергетические состояния электронов в пределах одного уровня, т.е. число энергетических подуровней. На энергетическом уровне максимально может находиться 32 электрона, причем не все они имеют одинаковую энергию. В результате этого электроны, обладающие одной и той же энергией, образуют энергетические подуровни (s -, p -, d -, f -подуровни).

2. Геометрическую форму орбитали. Принимает значение целых чисел от 0 до $(n-1)$. Независимо от номера энергетического уровня, каждому значению орбитального квантового числа соответствует орбиталь особой формы.

3. Число энергетических подуровней в пределах уровней. Набор орбиталей с одинаковыми значениями n называется энергетическим уровнем, с одинаковыми n и l – подуровнем. Для

$l=0$ s -подуровень, s -орбиталь – орбиталь сфера

$l=1$ p -подуровень, p -орбиталь – орбиталь гантель

$l=2$ d -подуровень, d -орбиталь – орбиталь сложной формы

f-подуровень, f-орбиталь – орбиталь еще более сложной формы

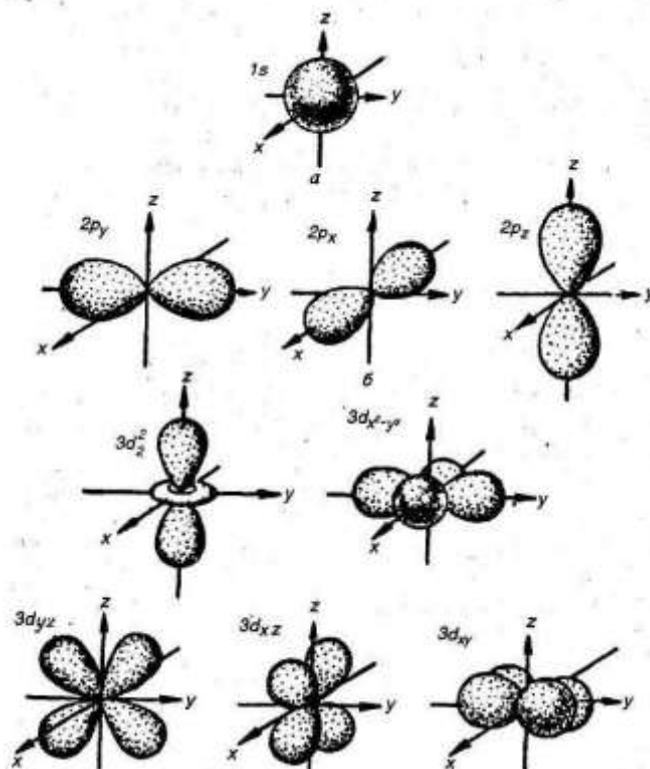


Рис. 2.1. Формы электронных облаков различных атомных орбиталей
а – s, б – p, в – d.

На первом энергетическом уровне ($n=1$) орбитальное квантовое число l принимает единственное значение $l=(n-1)=0$. Форма орбитали - сферическая; на первом энергетическом только один подуровень - $1s$. Для второго энергетического уровня ($n=2$) орбитальное квантовое число может принимать два значения: $l=0$, s-орбиталь - сфера большего размера, чем на первом энергетическом уровне; $l=1$, p-орбиталь - гантель. Таким образом, на втором энергетическом уровне имеются два подуровня - $2s$ и $2p$. Для третьего энергетического уровня ($n=3$) орбитальное квантовое число l принимает три значения: $l=0$, s-орбиталь - сфера большего размера, чем на втором энергетическом уровне; $l=1$, p-орбиталь - гантель большего размера, чем на втором энергетическом уровне; $l=2$, d-орбиталь сложной формы.

Таким образом, на третьем энергетическом уровне могут быть три энергетических подуровня - $3s$, $3p$ и $3d$.

Магнитное квантовое число (m) характеризует положение электронной орбитали в пространстве и принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая 0 . Это означает, что для каждой формы орбитали существует $m=2l+1$ энергетически равноценных ориентации в пространстве. Для s-орбитали ($l=0$) такое положение одно и соответствует $m=0$. Сфера не может иметь разные ориентации в пространстве. Для p-орбитали ($l=1$) - три равно-

ценные ориентации в пространстве ($2l+1=3$): $m=-1,0,+1$. Для d-орбитали ($l=2$) - пять равноценных ориентаций в пространстве ($2l+1=5$): $m=-2,-1,0,+1,+2$. Таким образом, на s-подуровне - одна, на p-подуровне - три, на d-подуровне - пять, на f-подуровне - 7 орбиталей.

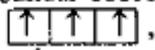
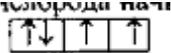
Спиновое квантовое число (s) характеризует магнитный момент, возникающий при вращении электрона вокруг своей оси. Принимает только два значения $+1/2$ и $-1/2$ соответствующие противоположным направлениям вращения. Два электрона с одинаковыми значениями квантовых чисел (n, l, m), но с противоположно направленными спинами ($\downarrow\uparrow$) называются спаренными или не поделённой электронной парой.

Запись распределения электронов в атоме по оболочкам, подоболочкам и орбиталям получила название электронной конфигурации элемента. Обычно электронная конфигурация приводится для основного состояния атома. При записи электронной конфигурации указывают цифрами главное квантовое число (n), буквами – подоболочки (s, p, d или f), а степень буквенных обозначений подоболочек обозначает число электронов в данной подоболочке. При составлении электронных конфигураций учитывают: принцип минимальной энергии, принцип Паули, правила Гунда и Клечковского.

Принцип минимума энергии заключается в том, что заполнение электронами энергетических подуровней происходит в порядке возрастания их энергии. Так как энергия электронов на подуровнях главным образом определяется квантовыми числами n и l , то в первую очередь электроны заполняют подуровень, характеризующийся наименьшей суммой ($n+l$). Если для двух энергетических подуровней ($n+l$) одинакова, то прежде всего заполняется подуровень с меньшим значением n . Эти утверждения выражает **правило Клечковского**, с учетом которого последовательность заполнения электронами энергетических подуровней может быть представлена в виде следующего ряда: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f \dots$ Исключения составляют d- и f-элементы с полностью и наполовину заполненными подоболочками, у которых наблюдается так называемый провал электронов, например (Cu, Ag и др.).

Принцип Паули определяет максимальное число электронов на атомной орбитали, которое не может быть больше двух: *в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел*. Поэтому если на атомной орбитали появляется второй электрон, то он будет иметь спиновое квантовое число противоположного знака. Принцип Паули позволяет определить максимальное число электронов (\bar{e}) на каждом энергетическом подуровне: s- подуровень – $2 \bar{e}$ (s^2); p- подуровень – $6 \bar{e}$ (p^6); d- подуровень – $10 \bar{e}$ (d^{10}); f- подуровень – $14 \bar{e}$ (f^{14}).

Правило Гунда определяет порядок заполнения атомных орбиталей в пределах данного энергетического подуровня: *атомные орбитали заполняются так, чтобы суммарное спиновое квантовое число электронов на подуровне было максимальным*. В соответствии с этим правилом в данном подуровне электроны стремятся занять свободные квантовые ячейки сна-

чала по одному с параллельными спинами и затем только по второму с противоположным направлением спина. Например, у атома азота орбитали в основном состоянии заполняют p -подоболочку $2p^3$ по одному электрону . а у атома кислорода начинается заполнение p -орбитали $2p^4$ вторым электроном .

Распределение электронов по различным АО называется *электронной конфигурацией* (электронной формулой) атома. Например, электронная конфигурация атома кислорода $1s^2 2s^2 2p^4$, а атома натрия – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

В электронной конфигурации энергетические уровни обозначаются цифрами 1, 2, 3. Каждому энергетическому уровню соответствует определенное квантовое число $n=1, 2, 3 \dots$. Энергетические подуровни обозначаются буквенными символами s, p, d, f . Каждый подуровень имеет соответствующее значение орбитального квантового числа l : $s-0, p-1, d-2, f-3$. Число электронов, находящихся на подуровне, изображается верхним индексом у буквенного символа, например, $1s^2$.

При составлении электронной конфигурации необходимо пользоваться Периодической системой Д.И. Менделеева, которая отражает электронное строение атома элемент.

Строение внешнего энергетического уровня, определяет химические свойства атома – *способность принимать или отдавать электроны*. Вступая в химическое взаимодействие, атом стремится приобрести наиболее устойчивую конфигурацию внешнего уровня – конфигурацию ближайшего к нему инертного газа: двухэлектронную – ns^2 (типа He) или восьмиэлектронную – $ns^2 np^6$ (любого другого газа). Атомы, которые отдают свои электроны другим атомам при химическом взаимодействии, превращаясь в положительно заряженные ионы, проявляют *металлические* или *восстановительные свойства*. Атомы, которые принимают электроны, превращаясь в отрицательно заряженные ионы, проявляют *неметаллические* или *окислительные свойства*. Заряд образующегося иона называется *степенью окисления*. В Периодической системе Д.И. Менделеева все элементы делятся на металлы, неметаллы и химически инертные благородные газы (8 группа, главная подгруппа). К металлам относятся s -элементы (элементы, у которых последним заполняется s -подуровень внешнего уровня), кроме водорода и гелия; все d - и f -элементы (у них последними заполняются d -подуровень второго снаружи уровня и f -подуровень третьего снаружи уровня, соответственно); а также некоторые p -элементы (у них последним заполняется p -подуровень внешнего уровня). Среди p -элементов металлы отделены от неметаллов диагональю, проходящей от Vk At , и лежат ниже этой диагонали.

XIX век. Растет количество открытых химических элементов, определяются их атомные массы, изучаются химические свойства. Поэтому систематизация растущего фактического материала становится актуальной задачей. Делалось много попыток создать некую систему элементов, расположив их по возрастанию атомных масс и разделив на колонки. Однако ученые преследовали только классификационные цели и не шли дальше объединения отдельных элементов в группы на основании сходства их химических свойств. При этом каждый элемент рассматривался как нечто обособлен-

стоящее в связи с другими элементами.

В отличие от своих предшественников, Менделеев был глубоко убежден, что между всеми химическими элементами должна существовать закономерная связь, объединяющая их в единое целое, и пришел к заключению, что в основу систематики элементов должна быть положена их относительная атомная масса. Причем в процессе поиска закономерности Д.И.Менделеевым было обнаружено, что изменение свойств химических элементов по мере возрастания их атомной массы не совершается непрерывно в одном и том же направлении, а имеет периодический характер. Через определенное число элементов происходит как бы возврат назад, к исходным свойствам, после чего, в известной мере, вновь повторяются свойства предыдущих элементов в той же последовательности, но с некоторыми качественными и количественными различиями.

Найденная закономерность получила свое выражение в *периодическом законе*, который Менделеев формулировал следующим образом (1870): «Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».

Современная формулировка периодического закона: «Физические и химические свойства простых веществ, а также формы и свойства сложных соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома».

Физический смысл периодического закона состоит в том, что с возрастанием заряда ядра происходит периодическое повторение сходного строения внешнего энергетического уровня атомов элементов. В соответствии с этим физические и химические свойства атомов элементов периодически повторяются.

Периодическая система является графическим выражением периодического закона. Все элементы в периодической системе расположены в виде горизонтальных и вертикальных рядов, называемых периодами и группами.

Период – это горизонтальная последовательность элементов, в атомах которых происходит заполнение электронами одинакового числа энергетических уровней. Номер периода определяет число энергетических уровней в атомах элементов данного периода и соответствует значению главного квантового числа внешнего энергетического уровня

Группа - это вертикальная последовательность химических элементов. Номер группы указывает на число валентных электронов, т.е. тех, которые могут участвовать в образовании химической связи. В одну группу объединяются элементы с одинаковым числом валентных электронов независимо от их электронного типа (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-). Номер группы совпадает с высшей валентностью элемента в возбужденном состоянии и отвечает высшей положительной степени окисления атомов (кроме *F*, *O* и *Br*).

Каждая группа состоит из двух подгрупп – главной и побочной. В главную подгруппу входят *s*- и *p*-элементы, а в побочную – *d*-элементы. То есть в каждой подгруппе объединены элементы, атомы которых имеют сходное строение валентного уровня. Такие элементы называют *электронными аналогами*.

Важнейшие характеристики атома, которые изменяются периодически от величины заряда ядра и в конечном итоге определяют химические свойства элементов и их соединений, – это радиус атома, энергия ионизации, энергия сродства к электрону и электроотрицательность.

Эффективный радиус атома ($r_{ат}$) принимают равным половине межъядерного расстояния в молекулах или кристаллах соответствующих простых веществ. В пределах одного периода (при движении слева направо) при неизменном числе энергетических уровней заряд ядра атома увеличивается. Это приводит к возрастанию силы электростатического притяжения валентных электронов к ядру, вследствие чего происходит сжатие орбиталей, т.е. *атомный радиус уменьшается*. *Внутри группы* (при движении сверху вниз) заряд ядра атома и число энергетических уровней возрастают. Вследствие проявления эффекта экранирования (защиты валентных электронов от влияния ядра атома электронами внутренних энергетических уровней) силы электростатического притяжения между ядром и валентными электронами уменьшаются, и *радиус атома увеличивается*.

Энергия ионизации (E_u) – это энергия, необходимая для отрыва одного электрона от невозбужденного атома. E_u является количественной характеристикой восстановительных свойств атомов. Чем меньше величина E_u , тем сильнее восстановительные свойства атома.

Энергия сродства к электрону (E_e) – это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому. E_e характеризует окислительные свойства атомов. С увеличением энергии сродства к электрону окислительная способность атома повышается.

Электроотрицательность (\mathcal{O}) – это способность атома в молекуле притягивать к себе чужие электроны, участвующие в образовании химической связи: $\mathcal{O} = (E_u + E_e)/2$.

В настоящее время используется шкала относительных электроотрицательностей (χ), в которой \mathcal{O} атома фтора, как самого сильного окислителя, условно принята равной 4 (табл.2.1). При образовании молекулы электроны смещаются от атома с меньшей \mathcal{O} к атому с большей \mathcal{O} . Внутри периодов наблюдается общая тенденция роста \mathcal{O} атомов, а в группах – ее падение.

Таблица 2.1 – Относительные электроотрицательности некоторых химических элементов

Периоды	Ряды	Группы							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1	H 2,10							
2	2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	
3	3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83	
4	4	K 0,91	Ca 1,04				Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64
4	5	Cu 1,75	Zn 1,66		Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74	
5	6	Rb 0,89	Sr 0,99						

Химические свойства атома зависят от конфигурации внешнего энергетического уровня, r_{am} , E_u и E_e . В пределах периода (слева направо) r_{am} уменьшается, E_u и E_e повышаются. В результате способность атомов к отдаче электрона уменьшается, а к присоединению электрона увеличивается. Таким образом, в периоде *металлические свойства атомов элементов ослабляются, а неметаллические – усиливаются*. В главной подгруппе (сверху вниз) r_{am} увеличивается, а E_u уменьшается, в результате способность атомов отдавать свои электроны повышается, а способность принимать чужие электроны снижается. Таким образом, в главной подгруппе *металлические свойства атомов элементов усиливаются, а неметаллические ослабевают*.

В периоде с ростом степени окисления *основные свойства гидроксидов ослабевают, а кислотные свойства усиливаются*. В подгруппах (сверху вниз) *кислотные свойства кислородсодержащих соединений ослабевают, а основные свойства усиливаются*. Так, $La(OH)_3$ значительно более сильное основание, чем $Al(OH)_3$; H_3AsO_3 более слабая кислота, чем HNO_3 .

2. Задачи к практическому занятию

1. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 5s или 4p? Почему?

2. В каком элементе при его образовании из субатомных частиц *последним* свое место в электронной оболочке займет электрон с таким набором квантовых чисел: $n = 3$, $l = 2$, $m = 1$, $s = 1/2$? Напишите полную электронную формулу для этого элемента. —=

3. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

4. Сокращенная электронная формула элемента изображена в виде: а) $...5p^3$; б) $...4s^24p^2$; в) $...3s^23p^1$. Какой это элемент? Напишите полную электронную формулу и набор квантовых чисел для *последнего* электрона на внешнем электронном уровне¹⁾.

5. Составьте электронные формулы для атомов натрия. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым (энергетическим) ячейкам.

6. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

7. У какого элемента четвертого периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте строением атомов хрома и селена.

8. На каком основании хром и сера, фосфор и ванадий расположены в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?

9. Вычислить разность относительных электроотрицательностей атомов для связи Н–О и О–As. Какая из связей более полярна? К какому классу гидроксидов относится $As(OH)_3$?

3. Вопросы к практическому занятию

1. Сформулируйте современное представление о строении атома.
2. Сформулируйте основные правила и постулаты, позволяющие определить электронную конфигурацию атома.
3. Как происходит распределение электронов по уровням и подуровням?
4. Как определить число уровней и подуровней в атоме?
5. Как можно по электронной конфигурации найти валентность элементов?
6. Какие элементарные частицы входят в состав атома, какие частицы образуют ядро атома?
7. Сравните модели атома Резерфорда, Бора и современную. Что общего во всех трех моделях и чем они отличаются?
8. Что такое квантовые числа? Какие значения они могут принимать?
9. Приведите современную формулировку периодического закона и ту, которая была дана Д.И. Менделеевым. Когда и почему произошло изменение формулировки периодического закона?
10. Какой физический смысл имеет атомный номер химического элемента, почему химические свойства элемента определяются его атомным номером в периодической системе?
11. Чем является (по отношению к периодическому закону) периодическая система химических элементов?
12. Какие периоды периодической системы называются малыми, а какие большими? Чем определяется число элементов в каждом из них? Какие периоды и почему содержат одинаковое число электронов?
13. Какие элементы в периодической системе называют s-, p-, d- и f-элементами?
14. Как изменяется валентность химических элементов в периодах и группах и чем объясняется такое изменение?
15. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как изменяется восстановительная активность s- и p-элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?
16. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность p-элементов в периоде, в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?
17. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атома соответствующего элемента.
18. Атомные массы элементов в периодической системе непрерывно увеличиваются, тогда, как свойства простых тел изменяются периодически. Чем это можно объяснить? Дайте мотивированный ответ.
19. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, йодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу?
20. Как изменяются свойства элементов второго периода периодической системы с увеличением заряда ядра атома элемента? Ответ подтвердите

характером формирования электронных оболочек атомовэлементов.

Практическое занятие № 3

Химическая связь. Строение и свойства молекул

1. Теоретическая часть

Почему атомы соединяются в молекулы? Какими силами они удерживаются? Какова природа этих сил? Почему молекулы имеют определенную форму? Это центральные вопросы химии, т.к. свойства веществ, их реакционная способность зависят от состава, строения и типа химической связи между атомами.

Следовательно, существует причина, по которой атомы связываются друг с другом. Эта причина получила название «химическая связь»; она обусловлена тем, что между атомами действуют определенные электростатические силы, способные удерживать атомы друг около друга.

Химическая связь осуществляется по-разному, поэтому различают: ковалентную, ионную и металлическую связь. Кроме того, между молекулами возникает водородная химическая связь, и происходят вандерваальсовы взаимодействия.

Основные характеристики химической связи:

Энергия связи (E_{CB}) – минимальная энергия, необходимая для разрушения связи. Измеряется в электронвольтах (эВ) для одной связи или в кДж/моль для одного моля связей. Энергия связи является характеристикой прочности связи – чем выше энергия связи, тем прочнее связь.

Длина связи (L_{CB}) – расстояние между ядрами связанных атомов. Измеряется в нанометрах (нм) или в ангстремах (А). Чем короче связь, тем она, как правило, прочнее.

Валентный угол – угол, образуемый линиями, проходящими через ядра атомов.

Энергия и длина связи характерны для любой химической связи, насыщенность и направленность зависят от вида связи.

Важнейшие свойства ковалентной связи – кратность, насыщенность и направленность.

Насыщенность связи – состоит в том, что атом образует конечное число связей с другими атомами. Если не более 8 – связь насыщаема. Если бесконечно большое (больше 1000) – ненасыщаема. Например, нельзя присоединить еще один атом водорода к молекуле H_2 или HCl так как спин электрона водорода окажется параллельным спину одного из электронов в связующей электронной паре и будет происходить отталкивание водорода. Благодаря насыщенности связей молекулы имеют определенный состав

Под *направленностью связи* понимают существование в пространстве определенных направлений, вдоль которых распространяется действие связи. Если таких направлений нет, связь считается ненаправленной. Направленность ковалентной связи определяет пространственную структуру молекул. Так как атомные орбитали пространственно ориентированы, то перекрывание электронных облаков происходит по определенным направлениям, что и

обуславливает направленность ковалентной связи. Количественно направленность выражается в виде валентных углов между направлениями химической связи в молекулах.

Полярность ковалентной связи. Если ковалентная связь образована одинаковыми атомами, например, $\text{H} - \text{H}$, $\text{O} = \text{O}$, $\text{Cl} - \text{Cl}$, то обобществленные электроны равномерно распределены между ними. Такая связь называется ковалентной неполярной. Если же один из атомов сильнее притягивает электроны, то электронная пара смещается в сторону этого атома и в этом случае возникает полярная ковалентная связь. Критерием способности атома притягивать электрон может служить электроотрицательность (ЭО). Чем выше ЭО у атома, тем вероятнее смещение электронной пары в сторону ядра этого атома. Вследствие смещения электронной пары к одному из ядер повышается плотность отрицательного заряда у данного атома, и атом получает заряд, называемый эффективным зарядом атома δ^- . У второго атома повышается плотность положительного заряда δ^+ . Вследствие этого возникает диполь, представляющий собой нейтральную частицу с одинаковыми по величине положительными и отрицательными зарядами, находящимися на определенном расстоянии (длина диполя) l_d друг от друга. Мерой полярности связи служит электрический момент диполя $\mu_{\text{св}}$, равный произведению эффективного заряда на длину диполя: $\mu_{\text{св}} = \delta \cdot l_d$.

Ковалентная связь – химическая связь, осуществляемая общими электронными парами. В соответствии с методом валентных связей (ВС) ковалентная связь между двумя атомами осуществляется общей для этих атомов парой электронов с *противоположными спинами*. В момент образования связи атомные орбитали перекрываются, что приводит к увеличению электронной плотности между ядрами взаимодействующих атомов и к взаимному притяжению ядер к области повышенной электронной плотности. В результате этого происходит выделение энергии и потенциальная энергия системы уменьшается.

Общая для двух атомов электронная пара может образовываться по двум механизмам: обменному или донорно-акцепторному.

При *обменном механизме* два связываемых атома (А и В) предоставляют для образования связи по одному неспаренному электрону, как бы обмениваясь ими:

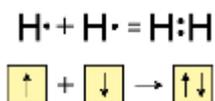


Рис. 3.1 – Образование молекулы водорода из двух атомов Н

Донорно-акцепторный механизм образования связи заключается в том, что один атом А (донор) на образование связи предоставляет пару электронов, а другой атом В (акцептор) – вакантную атомную орбиталь.

Примером реализации донорно-акцепторной связи является образование иона аммония NH_4^+ при взаимодействии аммиака NH_3 с катионом водорода H^+ .

В молекуле NH_3 три электронные пары образуют три связи $\text{N} - \text{H}$, четвертая, принадлежащая атому азота электронная пара является не поделённой. Эта электронная пара может дать связь с ионом водорода, который име-

ет свободную орбиталь. В результате получается ион аммония NH_4^+ , рис. 3.2.

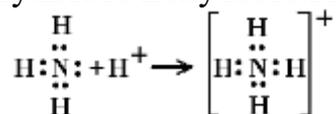


Рис. 3.2 – Возникновение донорно-акцепторной связи при образовании иона аммония

Необходимо отметить, что существующие в ионе NH_4^+ четыре ковалентных связи N–H равноценны. В ионе аммония невозможно выделить связь, образованную по донорно-акцепторному механизму.

По характеру распределения общего электронного облака относительно ядер двух атомов ковалентную связь подразделяют на:

- ковалентную неполярную,
- ковалентную полярную,
- ионную (часто ионную связь рассматривают как крайний случай ковалентной полярной связи).

Ковалентная неполярная связь – это связь, при которой область повышенной электронной плотности расположена симметрично относительно ядер обоих атомов. Такая связь образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью (ЭО), например, в молекулах Cl_2 , O_2 , H_2 и др.

Ковалентная полярная связь – это связь, при которой область повышенной электронной плотности смещена к ядру атома с большей ЭО. В результате этот атом приобретает эффективный отрицательный заряд, а на другом менее электроотрицательном атоме возникает равный по величине эффективный положительный заряд. Такая система представляет собой электрический диполь. Полярная связь образуется между атомами с разной ЭО, например, в молекулах HCl , HI , H_2O , H_2S , CO и др. Чем больше разность электроотрицательностей атомов, образующих связь ($\Delta\text{ЭО}_{A-B}$), тем выше полярность связи.

Например, образование полярной ковалентной связи в молекуле HCl можно представить схемой, рис. 3.3:



Рис. 3.3 – Образование ковалентной полярной связи в молекуле HCl

В рассматриваемой молекуле электронная пара смещена к атому хлора, поскольку его электроотрицательность (2,83) больше, чем электроотрицательность атома водорода (2,1).

Для квантово-механического описания ковалентной связи и строения молекул могут быть применены два подхода: метод валентных связей (ВС) и метод молекулярных орбиталей (МО).

В основе метода ВС лежат следующие положения:

1. Ковалентная химическая связь образуется двумя электронами с противоположно направленными спинами, причем эта электронная пара принадлежит двум атомам.

Комбинации таких двухэлектронных двухцентровых связей, отражающие электронную структуру молекулы, получили название валентных схем.

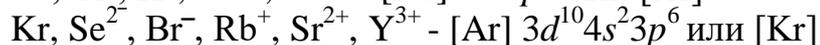
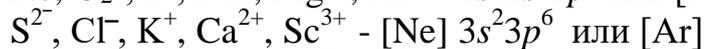
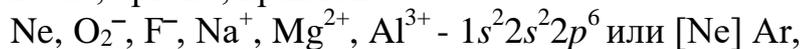
2. Ковалентная связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие электронные облака.

Метод МО исходит из предположения, что состояние электронов в молекуле также может быть описано как совокупность молекулярных электронных орбиталей (молекулярных электронных облаков), причем каждой молекулярной орбитали (МО) соответствует определенный набор молекулярных квантовых чисел. Как и в любой другой многоэлектронной системе, в молекуле сохраняет свою справедливость принцип Паули, так что на каждой МО может находиться не более двух электронов, которые должны обладать противоположно направленными спинами.

Молекулярное электронное облако может быть сосредоточено вблизи одного из атомных ядер, входящих в состав молекулы: такой электрон практически принадлежит одному атому и не принимает участия в образовании химических связей. В других случаях преобладающая часть электронного облака расположена в области пространства, близкой к двум атомным ядрам, это соответствует образованию двухцентральной химической связи. Однако в наиболее общем случае электронное облако принадлежит нескольким атомным ядрам и участвует в образовании многоцентральной химической связи. Таким образом, с точки зрения метода МО двухцентровая связь представляет собой лишь частный случай многоцентральной химической связи.

Ионная химическая связь возникает при электростатическом взаимодействии отрицательно и положительно заряженных ионов в химическом соединении. Эта связь возникает лишь в случае большой разности ЭО атомов, например, между катионами *s*-металлов первой и второй групп периодической системы и анионами неметаллов шестой и седьмой групп (LiF, CsCl, NaCl и др.)

При образовании катионов и анионов могут возникать устойчивые восьмиэлектронные (октетные) конфигурации. Атомы и ионы с одинаковыми электронными конфигурациями образуют изоэлектронные ряды, например ряды неона, аргона, криптона:

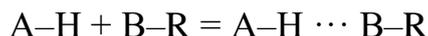


Так как электрическое поле иона имеет сферический характер, то для ионной связи не характерна направленность и насыщенность. Поэтому ион способен взаимодействовать с соседними ионами противоположного знака в любом количестве и в любом направлении. Вещества с ионной связью представляют собой кристаллические вещества, существующие в виде гигантских молекул Na_nCl_n .

Химическая связь, образованная положительно заряженным водородом молекулы (или полярной группы) и электроотрицательным атомом другой или той же молекулы, называется *водородной связью*.

Если водородная связь образуется между разными молекулами, она называется межмолекулярной, если связь образуется между двумя группами

одной и той же молекулы, то она называется внутримолекулярной. Водородная связь между молекулами А–Н и В–R обозначается тремя точками ...



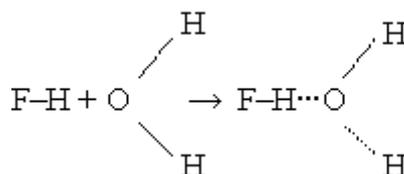
Водород в данном случае образует две химические связи, причем они неравноценны.

Образование водородной связи обусловлено тем, что в полярных молекулах А–Н или полярных группах –А–Н поляризованный атом водорода обладает уникальными свойствами: отсутствием внутренних электронных оболочек, значительным сдвигом электронной пары к атому с малым размером. Поэтому водород способен глубоко внедряться в электронную оболочку соседнего отрицательно поляризованного атома.

Атомы могут быть одинаковыми, как при взаимодействии HF

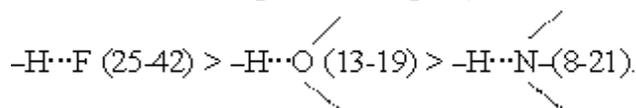


но могут быть и разными, как при взаимодействии воды и фтороводорода



Энергия и длина водородной связи.

Энергия водородной связи возрастает с увеличением электроотрицательности (ЭО) и уменьшением размеров атомов В. Поэтому наиболее прочные водородные связи возникают, когда в качестве атомов В выступают F, O или N. Энергия связи (кДж/моль) возрастает в ряду



Несмотря на высокую ЭО у хлора, водородная связь –H...Cl– относительно слабая из-за большого размера атома хлора

2. Задачи к практическому занятию

1. Для гидрокарбоната натрия постройте графическую формулу и укажите виды химической связи в молекуле: ионная, ковалентная, полярная, ковалентная неполярная, координационная, металлическая, водородная.

2. Определите тип химической связи в азоте, железе, углекислом газе, фториде калия, фосфине, сульфате натрия, кремнии. Ответ мотивируйте.

3. Как изменяется прочность связи в ряду: HF–HCl–HBr–HI? Указать причины этих изменений.

4. Расположите молекулы H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te в порядке увеличения энергии химической связи элемент-водород.

5. Вычислите длину связи Н–N в молекуле NH₃, если межъядерные расстояния в молекулах H₂ и N₂ соответственно равны 0,74·10⁻¹⁰ и 1,09·10⁻¹⁰ м.

6. Определите среднюю энергию связи P–H в молекуле PH₃, если: 1/2P_{2(г)} + 3/2H_{2(г)} = PH_{3(г)} + 17,17 кДж, а энергия диссоциации P₂ и H₂ соответственно равны 489,1 кДж/моль и 435,9 кДж/моль.

7. Какую ковалентность может проявлять сера в своих соединениях? Изобразите структуру атома серы в нормальном и возбужденном состояниях.

8. Какая из связей: Н–N, Н–S, Н–Te, Н–Li – является наиболее поляр-

ной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако в каждом из приведенных примеров?

9. Как метод валентных связей (ВС) объясняет угловое строение молекул H_2S и линейное строение молекулы CO_2 ?

10. Рассмотреть с позиций метода МО возможность образования молекул B_2 , F_2 , BF . Какая из этих молекул наиболее устойчива?

11. Установить тип кристаллической решетки у следующих веществ: железо, кремний, иод, фторид кальция.

12. Температура плавления $\text{CaCl}_2 - 780^\circ\text{C}$, $\text{CdCl}_2 - 560^\circ\text{C}$; радиус иона Ca^+ равен 0,104 нм, иона $\text{Cd}^+ - 0,099$ нм. Объяснить различие температур плавления.

13. На основе разности относительных электроотрицательностей атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях HF , HCl , HBr , HI ?

14. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами, каких веществ она образуется? Почему H_2O и HF , имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

3. Вопросы к практическому занятию

1. Приведите определение понятия «химическая связь», назовите основные типы химической связи.

2. Что представляет собой ковалентная химическая связь, какие виды ковалентной связи существуют?

3. Дайте определение понятия «электроотрицательность» (ЭО). Как изменяется ЭО в периодах и главных подгруппах ПСХЭ?

4. Какая характеристика химической связи называется валентным углом? Приведите примеры молекул с различной величиной валентного угла.

5. Чем можно объяснить направленность ковалентной связи?

6. Какую ковалентную связь называют полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи?

7. Приведите примеры образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.

8. Назовите и объясните показатели, которыми характеризуется ковалентная полярная связь. Как они определяются? Приведите примеры.

9. Какие основные методы образования ковалентной связи вы знаете?

10. Сформулируйте основные положения метода валентных связей.

11. Какова сущность явления, которое называется поляризацией химической связи?

12. Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.

13. Охарактеризуйте свойства веществ, имеющих ионную кристаллическую решетку.

14. В чем заключается единство ковалентной и ионной связи?

15. Какую химическую связь называют водородной? Между молекула-

ми каких веществ она образуется?

16. Какие виды водородной связи существуют?

17. Как наличие водородной связи сказывается на свойствах веществ?

18. Какую роль играет водородная связь в природе?

Практическое занятие № 4

Строение вещества

1. Теоретическая часть

В соответствии с классическими научными воззрениями различаются две физические формы существования материи – вещество и поле.

Вещества – это различные виды движущейся материи, обладающей массой покоя. Вещество состоит из частиц, масса покоя которых не равна нулю; все вещества корпускулярны.

Поле характеризуется непрерывностью, известны электромагнитное и гравитационное поля, поле ядерных сил, волновые поля различных элементарных частиц.

Современное естествознание нивелирует различие между веществом и полем, считая, что и вещества, и поля состоят из различных частиц, обладающих корпускулярно-волновой (двойственной) природой. Выявление тесной взаимосвязи между полем и веществом привело к углублению наших представлений о единстве всех форм и структуры материального мира.

Однородное вещество характеризуется плотностью – отношением массы вещества к его объему: $\rho = m/V$, где ρ – плотность вещества, m – масса вещества, V – объем вещества.

Физические поля такой плотностью не обладают.

К основным характеристикам вещества принадлежат его химические свойства: *плотность*; *температура плавления* определяет момент перехода твердого состояния в жидкое и обратно при изменении температуры; *температура кипения* определяет момент перехода жидкого состояния в газообразное и обратно при изменении температуры; *термодинамические характеристики*; в зависимости от *магнитных свойств* различают: вещества парамагнитные и диамагнитные; параметры кристаллической структуры.

Число веществ в принципе неограниченно велико; к известному числу веществ все время добавляются новые вещества, как открываемые в природе, так и синтезируемые искусственно.

Каждому веществу присущ набор специфических свойств – объективных характеристик, которые определяют индивидуальность конкретного вещества и тем самым позволяют отличить его от всех других веществ.

Классификация веществ:

1. *В зависимости от распространения:* в неживой природе (вещество горных пород, неорганические вещества, минералы...), в живой природе (органические вещества), в технике (материалы...).

2. *В зависимости от состава*: простые вещества, сложные вещества, смеси.

Вещества в природе могут находиться в трех состояниях: *твердом, жидком и газообразном*. Существует еще одно состояние вещества – *плазма* (табл. 4.1).

Таблица 4.1 – Характер движения и состояния молекул в различных агрегатных состояниях вещества

Агрегатное состояние вещества	Свойства вещества	Расстояние между частицами	Взаимодействие частиц	Характер движения	Порядок расположения
Газ	Не сохраняет форму и объем	Гораздо больше размеров самих частиц	Слабое	Хаотическое (беспорядочное) непрерывное. Свободно летают, иногда сталкиваясь.	Беспорядочное
Жидкость	Не сохраняет форму, сохраняет объем	Сравнимо с размерами самих частиц	Сильное	Колеблются около положения равновесия, постоянно перескакивая с одного места на другое.	Беспорядочное
Твердое тело	Сохраняет форму и объем	Мало по сравнению с размерами самих частиц	Очень сильное	Непрерывно колеблются около положения равновесия	В определенном порядке

Твёрдое состояние – это агрегатное состояние вещества, отличающееся от других стабильностью формы и характером теплового движения атомов, совершающих малые колебания около положений равновесия. В твердом состоянии сильнее всего проявляется взаимодействие частиц вещества.

Кристаллы характеризуются дальним порядком в расположении атомов. Наряду с кристаллическим состоянием твердого тела существует *аморфное* состояние, в том числе стеклообразное. В аморфных телах дальний порядок отсутствует.

Механические характеристики твердого тела (реакции на внешние механические воздействия – сжатие, растяжение, изгиб, удар и т. д.) *изменяются с температурой*, например с повышением температуры пластичность обычно увеличивается. У большинства твердых тел *реакция на внешнее механическое воздействие зависит от его темпа*: хрупкое при ударе твердое тело может выдержать значительно большую статическую нагрузку.

У большинства твердых тел *теплоёмкость* C при комнатных температурах приближённо подчиняется *Дюлонга и Пти закону*: $C = 3R$ кал/моль (R – газовая постоянная).

Теплопроводность зависит от типа твердого тела. Металлы обладают значительно большей теплопроводностью, чем диэлектрики, что связано с участием электронов проводимости в переносе тепла. Теплопроводность – структурно чувствительное свойство. Коэффициент теплопроводности зависит от кристаллического состояния (моно- или поликристалл), наличия

или отсутствия дефектов и т. п.

Жидкое состояние – это агрегатное состояние вещества, промежуточное между твёрдым и газообразным состояниями. Жидкость, сохраняя отдельные черты как твёрдого тела, так и газа, обладает, однако, рядом только ей присущих особенностей, из которых наиболее характерная – *текучесть*. Подобно твёрдому телу, жидкость сохраняет свой объём, имеет свободную поверхность, обладает определённой прочностью на разрыв при всестороннем растяжении и т.д. Принципиальная возможность непрерывного перехода Ж. в газ свидетельствует о близости жидкого и газообразного состояний.

По химическому составу различают *однокомпонентные или чистые жидкости*, и *двух- или многокомпонентные жидкие смеси (растворы)*.

По физической природе жидкости делятся на нормальные (обычные), жидкие кристаллы с сильно выраженной анизотропией (зависимостью свойств от направления) и квантовые жидкости – жидкие ${}^4\text{He}$, ${}^3\text{He}$ и их смеси – со специфическими квантовыми свойствами при очень низких температурах. Нормальные чистые жидкости имеют только одну жидкую фазу (т.е. существует один единственный вид каждой нормальной жидкости). Гелий ${}^4\text{He}$ может находиться в двух жидких фазах – нормальной и сверхтекучей, а жидкокристаллические вещества – в нормальной и одной или даже двух анизотропных фазах.

Общим для всех нормальных жидкостей., в том числе и для смесей, является их *макроскопическую однородность и изотропность* при отсутствии внешних воздействий. Эти свойства сближают жидкости с газами, но резко отличают их от анизотропных кристаллических твёрдых тел.

Аморфные твёрдые тела (например, стекла), с современной точки зрения, являются переохлажденными жидкостями и отличаются от обычных жидкостей только численными значениями кинетических характеристик (существенно большей вязкостью и др.).

Область существования нормальной жидкой фазы ограничена со стороны низких температур фазовым переходом в твёрдое состояние – кристаллизацией или (в зависимости от величины приложенного давления) фазовым переходом в сверхтекучее состояние для ${}^4\text{He}$ и в жидко-анизотропное состояние для жидких кристаллов.

Газовое состояние – агрегатное состояние вещества, в котором его частицы не связаны или весьма слабо связаны силами взаимодействия и движутся свободно, заполняя весь предоставленный им объём.

Газы не имеют собственной формы. Вещество в газообразном состоянии широко распространено в природе. Газы образуют атмосферу Земли, в значительных количествах содержатся в твёрдых земных породах, растворены в воде океанов, морей и рек. В отличие от твёрдых тел и жидкостей, объём газов существенно зависит от давления и температуры.

Любое вещество можно перевести в газообразное состояние надлежащим подбором давления и температуры. Поэтому возможную область существования газообразного состояния графически удобно изобразить в переменных: давление – p , температура – T . При температурах ниже критической T_k эта область ограничена кривыми сублимации (возгонки)/парообразования. Это означает, что при любом давлении ниже критического p_k существует

температура T , определяемая кривой сублимации или парообразования, выше которой вещество становится газообразным. Газ в этих состояниях обычно называют паром вещества.

Плазма – частично или полностью ионизованный газ, в котором плотности положительных и отрицательных зарядов практически одинаковы. При достаточно сильном нагревании любое вещество испаряется, превращаясь в газ. Если увеличивать температуру и дальше, резко усилится процесс термической ионизации, т. е. молекулы газа начнут распадаться на составляющие их атомы, которые затем превращаются в ионы.

Изменение агрегатных состояний вещества мы можем наблюдать воочию в природе.

Процессов, в которых происходит изменение агрегатных состояний веществ, *всего шесть*:

- 1) плавление - переход вещества из твердого состояния в жидкое;
- 2) кристаллизация – процесс обратный плавлению;
- 3) парообразование – переход вещества из жидкости в газ;
- 4) конденсация – процесс обратный парообразованию;
- 5) сублимация - переход из твердого состояния сразу в газ, минуя жидкое;
- 6) десублимация – обратный процесс сублимации.

Чистые вещества в природе встречаются очень редко.

Кристаллы чистых веществ – сахара или поваренной соли, например, можно получить разного размера – крупные и мелкие.

Каков бы ни был размер кристаллов, все они имеют одинаковую для данного вещества внутреннюю структуру – молекулярную или ионную кристаллическую решетку.

В природе чаще всего встречаются *смеси* различных веществ.

Смеси разных веществ в различных агрегатных состояниях могут образовывать гетерогенные и гомогенные системы. Такие системы мы будем называть дисперсными.

Дисперсной называется система, состоящая из двух или более веществ, причем одно из них в виде очень маленьких частиц равномерно распределено в объеме другого.

Вещество распадается на ионы, молекулы, атомы, значит «дробится» на мельчайшие частицы. «Дробление» > диспергирование, т.е. вещества диспергируют до разных размеров частиц видимых и невидимых.

Вещество, которое присутствует в меньшем количестве, диспергирует и распределено в объеме другого, называют *дисперсной фазой*. Она может состоять из нескольких веществ. Вещество, присутствующее в большем количестве, в объеме которого распределена дисперсная фаза, называют *дисперсной средой*. Между ней и частицами дисперсной фазы существует *поверхность раздела*, поэтому дисперсные системы называются *гетерогенными (неоднородными)*. И дисперсную среду, и дисперсную фазу могут представлять вещества, находящиеся в различных агрегатных состояниях – твердом, жидком и газообразном.

В зависимости от сочетания агрегатного состояния дисперсной среды и дисперсной фазы можно выделить *9 видов таких систем (табл. 4.2)*.

Таблица 4.2 – Виды дисперсных систем

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем
Газ	Газ	Всегда гомогенная смесь (воздух, природный газ)
	Жидкость	Туман, попутный газ с капельками нефти, карбюраторная смесь в двигателях автомобилей (капельки бензина в воздухе), аэрозоли
	Твердое вещество	Пыли в воздухе, дымы, смог, самумы (пыльные и песчаные бури), аэрозоли

Продолжение таблицы 4.2

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем
Жидкость	Газ	Шипучие напитки, пены
	Жидкость	Эмульсии. Жидкие среды организма (плазма крови, лимфа, пищеварительные соки), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, карิโอплазма)
	Твердое вещество	Золи, гели, пасты (кисели, студни, клеи). Речной и морской ил, взвешенные в воде; строительные растворы
Твердое вещество	Газ	Снежный наст с пузырьками воздуха в нем, почва, текстильные ткани, кирпич и керамика, поролон, пористый шоколад, порошки
	Жидкость	Влажная почва, медицинские и косметические средства (мази, тушь, помада и т. д.)
	Твердое вещество	Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы

По величине частиц веществ, составляющих дисперсную фазу, дисперсные системы делятся на *грубодисперсные (взвеси)* и *тонкодисперсные (коллоидные растворы или коллоидные системы)*. Если же вещество раздроблено до молекул или ионов размером менее 1 нм, образуется *гомогенная система – раствор*. Она однородна, поверхности раздела между частицами и средой нет.

Взвеси – это дисперсные системы, в которых размер частицы фазы более 100 нм. Это непрозрачные системы, отдельные частицы которых можно заметить невооруженным глазом. Дисперсная фаза и дисперсная среда легко разделяются отстаиванием, фильтрованием. Такие системы разделяются на:

Эмульсии (и среда, и фаза – нерастворимые друг в друге жидкости). Из воды и масла можно приготовить эмульсию длительным встряхиванием смеси. Это хорошо известные вам молоко, лимфа, водоэмульсионные краски и т.д.

Суспензии (среда – жидкость, фаза – нерастворимое в ней твердое вещество). Чтобы приготовить суспензию, надо вещество измельчить до тонко-

го порошка, высыпать в жидкость и хорошо взболтать. Со временем частица выпадут на дно сосуда. Очевидно, чем меньше частицы, тем дольше будет сохраняться суспензия. Это строительные растворы, взвешенный в воде речной и морской ил, живая взвесь микроскопических живых организмов в морской воде – планктон, которым питаются гиганты – киты и т.д.

Аэрозоли взвеси в газе (например, в воздухе) мелких частиц жидкостей или твердых веществ. Различаются пыли, дымы, туманы. *Первые два вида аэрозолей* представляют собой взвеси твердых частиц в газе (более крупные частицы в пылях), *последний* – взвесь капелек жидкости в газе. Например: туман, грозовые тучи – взвесь в воздухе капелек воды, дым – мелких твердых частиц. А смог, висящий над крупнейшими городами мира, также аэрозоль с твердой и жидкой дисперсной фазой.

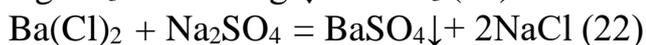
Коллоидные системы (в переводе с греческого «колла» – клей, «еидос» вид клееподобные) – это такие дисперсные системы, в которых размер частиц фазы от 100 до 1 нм. Эти частицы не видны невооруженным глазом, и дисперсная фаза и дисперсная среда в таких системах отстаиванием разделяются с трудом. Из курса общей биологии вам известно, что частицы такого размера можно обнаружить при помощи ультрамикроскопа, в котором используется принцип рассеивания света. Благодаря этому коллоидная частица в нем кажется яркой точкой на темном фоне.

Их подразделяют на золи (коллоидные растворы) и гели (студни).

1. *Коллоидные растворы, или золи.* Это большинство жидкостей живой клетки (цитоплазма, ядерный сок – кариоплазма, содержимое органоидов и вакуолей). И живого организма в целом (кровь, лимфа, тканевая жидкость, пищеварительные соки и т.д.) Такие системы образуют клеи, крахмал, белки, некоторые полимеры.

2. *Гели или студни* представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции зольей. К ним относят большое количество полимерных гелей, столь хорошо известные вам кондитерские, косметические и медицинские гели (желатин, холодец, мармелад, торт «Птичье молоко») и конечно же бесконечное множество природных гелей: минералы (опал), тела медуз, хрящи, сухожилия, волосы, мышечная и нервная ткани ит.д.

Для получения коллоидных растворов используются любые реакции, в результате которых образуются труднорастворимые соединения:

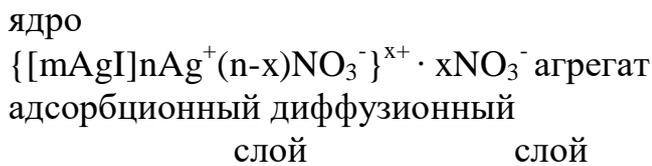


Структурной единицей коллоидного раствора является мицелла – это отдельная частица дисперсной фазы с жидкой дисперсионной средой. Рассмотрим образование мицеллы на примере реакции (21). Избыток одного из компонентов действует как стабилизатор коллоидного раствора, то есть как вещество, препятствующее агрегации коллоидных частиц в более крупные и выпадению их в осадок.

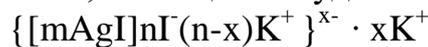
Пусть в избытке будет азотнокислое серебро. Труднорастворимый AgI образует кристаллический агрегат, состоящий из m молекул AgI . Агрегат ад- сорбирует на поверхности ионы Ag^+ , находящиеся в избытке. Они придают агрегату положительный заряд и называются потенциалопределяющими

ионами. Агрегат и потенциалопределяющие ионы образуют ядро $(mAgI)nAg^+$. С заряженной поверхностью ядра устойчиво связано некоторое число ионов противоположного знака – противоионов – $(n-x)NO_3^-$. Потенциалопределяющие ионы и связанные противоионы образуют адсорбционный слой. Агрегат вместе с адсорбционным слоем называется гранулой или коллоидной частицей. Она имеет электрический заряд, совпадающий с зарядом потенциалопределяющего иона (x^+). В состав коллоидной частицы

входит только часть имеющихся в растворе противоионов. Остальные противоионы xNO_3^- остаются в дисперсионной среде и образуют диффузионный слой. Заряды потенциалопределяющих ионов и противоионов полностью скомпенсированы. Поэтому мицелла электронейтральна. Строение мицеллы золя иодида серебра имеет вид:



Если в растворе избыток KI, то мицелла будет иметь вид:



Строение мицеллы золя сульфата бария, полученного по реакции (22) с избытком хлорида бария: $\{m[BaSO_4]nBa^{2+}2(n-x)Cl^-\}^{2x+} 2xCl^-$

Строение мицеллы золя $Fe(OH)_3$: $\{m[(FeOH)_3]nFe^{3+}3(n-x)Cl^-\}^{3x+} 3xCl^-$

Устойчивость – способность коллоидных систем сохранять свое состояние и свойства неизменными с течением времени. Различают два вида устойчивости: кинетическую (седиментационную) и агрегативную. Кинетическая устойчивость характеризует способность частиц дисперсной фазы оставаться во взвешенном состоянии благодаря интенсивному броуновскому движению. Агрегативная устойчивость характеризует способность частиц дисперсной фазы противостоять их агрегации, т.е. укрупнению и слипанию. Это обусловлено наличием одноименного электрического заряда частиц дисперсной фазы, вызывающего их взаимное отталкивание. Устойчивость золя можно нарушить, устранив одноименный заряд коллоидных частиц. Это можно сделать при добавлении электролита. Потеря агрегативной устойчивости золя приводит к укрупнению частиц дисперсной фазы, их слипанию. Этот процесс называют коагуляцией. Коагуляция вызывает нарушение кинетической устойчивости, которое приводит к образованию осадка (коагулята). Этот процесс называется седиментацией.

Коагулирующим действием обладает тот ион, который заряжен противоположно частице. Коагулирующая способность электролита возрастает с увеличением заряда коагулирующего иона. Например, для золя иодида серебра коагулирующим действием будут обладать такие анионы, как Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} . Из них наилучшим коагулирующим действием обладает ион PO_4^{3-} . Процесс коагуляции начинается только после достижения определенной минимальной концентрации электролита, которая называется порогом коагуляции. Примерный состав коагулята золей иодида серебра и гидроксида железа: $\{[mAgI]nAg^+nNO_3^-\}^0$, $\{m[(FeOH)_3]nFe^{3+}3nCl^-\}^0$.

2. Задачи к практическому занятию

1. Приведите два примера веществ с ионной кристаллической решёткой.
2. Приведите два примера веществ с атомной кристаллической решёткой.
3. Какая кристаллическая решётка у сахарозы: а) атомная; б) ионная;

в) металлическая; г) молекулярная.

4. На какие группы по типу кристаллической решетки можно разделить твердые вещества?

5. Назовите известные вам аморфные вещества и укажите области их применения.

6. Докажите относительность утверждения о том, что максимальная степень окисления атома химического элемента совпадаете номером группы, в которой она находится.

7. Назовите формулу вещества с ковалентной полярной связью: а) Cl_2 ; б) KCl ; в) NH_3 ; г) O_2 .

8. Назовите формулу вещества с ионной связью: а) HCl ; б) KBr ; в) P_4 ; г) CH_3OH .

9. Назовите вещество с металлической связью: а) оксид калия; б) медь; в) кремний; г) гидроксид магния.

10. Каково число общих электронных пар в молекуле водорода: а) одна; б) две; в) три; г) четыре?

11. В каком ряду соединений полярность химической связи увеличивается, формулы которых: а) NH_3 ; HI ; O_2 ; б) CH_4 ; H_2O ; HF ; в) PH_3 ; H_2S ; H_2 ; г) HCl ; CH_4 ; Cl_2 .

12. В каком ряду соединений полярность химической связи увеличивается, формулы которых: а) Cl_2 , H_2S , CO_2 ; б) HCl , HBr , HI ; в) NH_3 , PH_3 , SO_2 ; г) HCl_3 , NH_3 , HF .

13. Назовите вещество, формула которого CaSO_4 : а) сульфит кальция; б) сульфид кальция; в) сульфат кальция; г) гидросульфат кальция.

14. Рассчитайте массовые доли каждого из элементов в нитрате железа III.

15. Рассчитайте массовые доли каждого из элементов в этиловом спирте.

16. Рассчитайте массовые доли каждого из элементов в глюкозе.

17. Составьте электронную формулу катиона железа (II): Fe^{2+} .

18. Почему чистый воздух, природный газ и истинные растворы не относятся к дисперсным системам?

19. Что такое синерезис? Чем он может быть вызван?

20. Почему природа в качестве носителя эволюции выбрала именно коллоидные системы?

21. В 180 г 15%-го раствора гидроксида натрия растворили еще 20 г щелочи. Рассчитайте массовую долю щелочи в полученном растворе.

22. Из 250 г 20%-го раствора хлорида калия выпарили 100 мл воды. Какой стала массовая доля соли в растворе?

23. Вычислите объем бутана, который может быть получен из 550 м³ (в кубе) природного газа, если объемная доля бутана 1,5%.

24. Из 230 г 80%-го этилового спирта было получено 80 л этилена, Рассчитайте выход этилена в процентах от теоретически возможного.

25. В состав сухой смеси для штукатурных работ входит 23% цемента и 78% песка. Какую массу каждого компонента нужно взять для приготовления 350 кг такой смеси?

26. Состав природного газа (объемные доли): 90% метана, 8 % этана, 2% пропана. Какой объем каждого компонента можно получить из 730 м³

этогогаза.

27. Масса железа, которое можно получить из 1 т красного железняка (Fe_2O_3) $M_r=160$), содержащего 30% примесей.

28. Какой объем 0,002 М раствора BaCl_2 надо добавить к 0,03 л 0,0006 М раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, чтобы получить положительно заряженные частицы золя сульфата бария. Напишите формулу мицеллы золя BaSO_4 .

3. Вопросы к практическому занятию

1. Какие связи прочнее: химические или межмолекулярные?
2. В чем отличие твердого, жидкого и газообразного состояний друг от друга? Как движутся молекулы в газе, жидкости и твердом теле?
3. Приведите известные вам примеры сублимации твердых веществ.
4. Приведите примеры известных вам веществ, которые могут находиться: а) во всех трех агрегатных состояниях; б) только в твердом или жидком состоянии; в) только в твердом состоянии.
5. Что такое характеристика вещества? Приведите примеры.
6. Что такое свойство вещества? Приведите примеры.
7. Далее приведены наборы характеристик трех веществ. Все эти вещества вам хорошо известны. Определите, о каких веществах идет речь.
 - а) Твердое бесцветное вещество с плотностью $2,16 \text{ г/см}^3$ образует прозрачные кристаллы кубической формы, без запаха, растворимо в воде, водный раствор имеет соленый вкус, при нагревании до 801°C плавится, а при 1465°C кипит, в умеренных дозах для человека не ядовито.
 - б) Твердое вещество оранжево-красного цвета с плотностью $8,9 \text{ г/см}^3$, кристаллы на глаз неразличимы, поверхность блестящая, в воде не растворяется, очень хорошо проводит электрический ток, пластично (легко вытягивается в проволоку), при 1084°C плавится, а при 2540°C кипит, на воздухе постепенно покрывается рыхлым бледно-сине-зеленым налетом.
 - в) Прозрачная бесцветная жидкость с резким запахом, плотность $1,05 \text{ г/см}^3$, с водой смешивается во всех отношениях, водные растворы имеют кислый вкус, в разбавленных водных растворах для человека не ядовиты, используется как приправа к пище, при охлаждении до -17°C затвердевает, а при нагревании до 118°C кипит, разъедает многие металлы.
8. Какие из приведенных в трех предыдущих примерах характеристики представляют собой а) физические свойства, б) химические свойства, в) значения физических величин.
9. Составьте самостоятельно перечни характеристик еще двух известных вам веществ.
10. Чем определяются химические свойства вещества?
11. Кто впервые указал на зависимость свойств вещества от их состава?
12. Как называются химические соединения постоянного состава?
13. Какое общее название носят химические соединения переменного состава?
14. Приведите не менее трех примеров индивидуальных веществ и столько же примеров смесей.
15. С какими простыми веществами вы постоянно сталкиваетесь в жизни?
16. Какие из приведенных вами в качестве примера индивидуальных

веществ относятся к простым веществам, а какие к сложным?

17. Приведите пять примеров известных вам растворов.

18. Каково, по вашему мнению, внешнее отличие механической смеси от раствора?

Практическое занятие № 5,6.

Основные классы неорганических соединений. Часть 1,2

1. Теоретическая часть

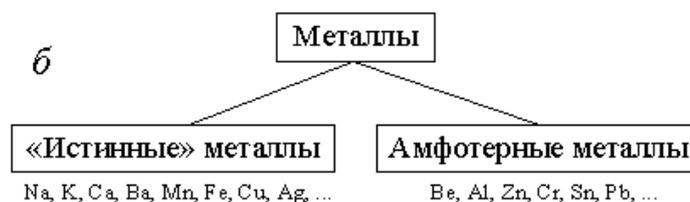
Все известные индивидуальные вещества можно разделить на две группы:

- *простые* вещества (с учетом аллотропных модификаций, около 400);
- *сложные* вещества (более многочисленная группа).

Простые – это вещества, состоящие из атомов одного и того же элемента. По комплексу физических свойств и типу химической связи их классифицируют на *металлы* и *неметаллы*



Металлы – простые вещества, в которых атомы связаны между собой металлической связью. Металлы по химическим свойствам классифицируют:



Неметаллы – это химические элементы, атомы которых обладают способностью принимать электроны до завершения внешнего слоя благодаря наличию, как правило, на внешнем электронном слое четырех и более электронов и малому радиусу атомов по сравнению с атомами металлов. Это определение оставляет в стороне элементы VIII группы главной подгруппы — *инертные, или благородные, газы*, атомы которых имеют завершённый внешний электронный слой. Электронная конфигурация атомов этих элементов такова, что их нельзя отнести ни к металлам, ни к неметаллам. Они являются теми объектами, которые в естественной системе четко разделяют элементы на металлы и неметаллы, занимая между ними пограничное положение. Инертные, или благородные, газы («благородство» выражается в инертности) иногда относят к неметаллам, но чисто формально, по физическим признакам. Эти вещества сохраняют газообразное состояние вплоть до очень низких температур. Инертность в химическом отношении у этих элементов относительна. Для ксенона и криптона могут соединяться с фтором и кислородом.

дом. Несомненно, в этих соединениях инертные газы выступали в роли восстановителей.

Сложные вещества делят на *неорганические* и *органические*. К органическим веществам относят многочисленную группу углеродосодержащих соединений, за исключением некоторых простейших соединений углерода. Органические соединения, ввиду их многочисленности и особенности строения и свойств, выделены в самостоятельный раздел органической химии.

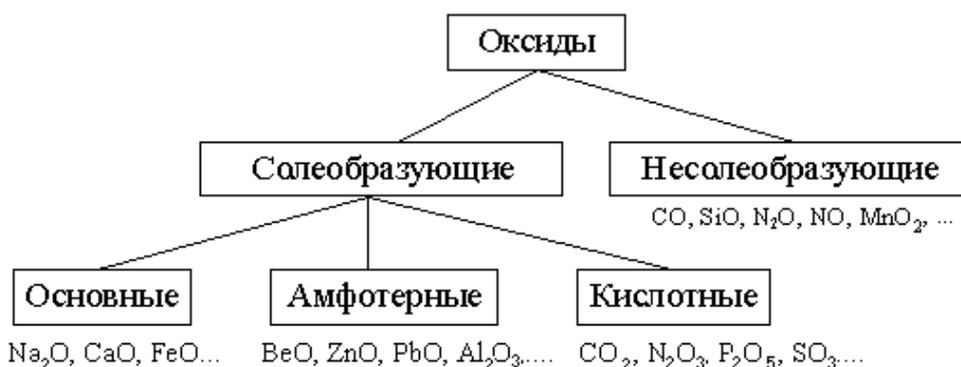
Все остальные вещества называются неорганическими – это химические соединения, которые не содержат углерода (кроме карбидов, цианидов, карбонатов, оксидов углерода и некоторых других соединений, которые традиционно относят к неорганическим). Неорганические соединения не имеют характерного для органических углеродного скелета.

Неорганические соединения классифицируют по составу и свойствам (функциональным признакам). По составу их подразделяют на *двухэлементные* (бинарные) и *многоэлементные*.

По функциональным признакам – на четыре важнейших класса: *оксиды, основания (гидроксиды), кислоты, соли*.

Оксиды

Оксидами называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Оксиды бывают:



Несолеобразующие, или индифферентные, оксиды – это оксиды, которые не образуют солей при взаимодействии с кислотами и основаниями. Они включают *безразличные* оксиды (CO, SiO, NO), *пероксиды* (H₂O₂, Na₂O₂ и др.) и *двойные, или солеобразные*, оксиды (образованы атомами одного амфотерного элемента в разных степенях окисления, либо атомами двух разных элементов: Fe₃O₄ – Fe (FeO₂)₂; (MgAl₂)O₄ – Mg(AlO₂)₂ и др.).

Солеобразующие оксиды – это оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или основаниями. В зависимости от характера соответствующих гидратов оксидов все солеобразующие оксиды делятся на три типа:

– *основные* оксиды – это оксиды, гидраты которых являются основаниями (оксиды металлов);

– *кислотные* оксиды – это оксиды, гидраты которых являются кислотами (оксиды неметаллов; так же оксиды металлов с высокой валентностью);

– *амфотерные* оксиды – это оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды (все амфотерные оксиды являются основными).

По типу растворимости оксиды классифицируют на:

– *растворимые* (все кислотные, кроме SiO_2 ; среди основных только оксиды щелочных металлов (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O) и щелочноземельных (CaO , SrO , BaO));

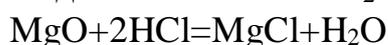
Нерастворимые (CuO , FeO , SiO_2 , Al_2O_3 ; амфотерные оксиды не растворяются в воде).

По физическим свойствам оксиды классифицируют на: *жидкие* (SO_3 , Mn_2O_7); *твердые* (K_2O , Al_2O_3 , P_2O_5) и *газообразные* (CO_2 , NO_2 , SO_2).

Химические свойства основных оксидов

Взаимодействие

1. С кислотами: основной оксид+кислота=соль+ H_2O



2. С кислотными оксидами: основной оксид+кислотный оксид=соль



3. С водой: оксид+ H_2O =щелочь



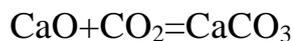
Химические свойства кислотных оксидов

Взаимодействие

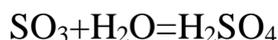
1. С основаниями: кислотный оксид +основание=соль+ H_2O



2. С основными оксидами: основной оксид+кислота=соль+ H_2O



3. С водой: кислотный оксид+ H_2O =Кислота



Химические свойства амфотерных оксидов

Взаимодействие

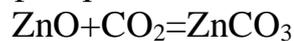
1. С кислотами: амфотерный оксид+кислота=соль+ H_2O



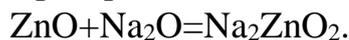
2. С щелочами: амфотерный оксид+щелочь=соль+ H_2O



3. С кислотными оксидами: амфотерный оксид+кислотный оксид=соль



4. С основными оксидами: амфотерный оксид+основной оксид=соль



Способы получения оксидов различны: непосредственное соединение простого вещества с кислородом; горение сложных веществ; разложение при нагревании кислородосодержащих соединений (солей, нерастворимых оснований, кислот).

Основаниями, или гидроксидами, металлов согласно теории электролитической диссоциации являются вещества, которые при диссоциации в

водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы OH^- .

Например: $\rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$; $\rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$.

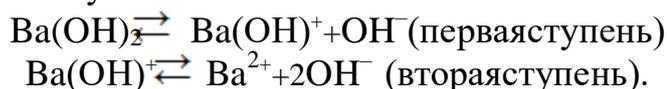
По международной номенклатуре основания принято называть *гидроксидами элементов*. Например, NaOH – гидроксид натрия, CsOH – гидроксид цезия и т.д.

Если элемент может образовывать несколько оснований, то в названиях в скобках римской цифрой указывается степень его окисления. Например, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Помимо этих названий, широко применяют и тривиальные названия некоторых наиболее важных оснований.

Основания делят на растворимые в воде (щелочи) и нерастворимые. Щелочи образованы щелочными и щелочноземельными металлами. Щелочами являются, например, NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Число гидроксильных групп (гидроксогрупп), содержащихся в молекуле основания, определяет его кислотность. Например, CsOH – однокислотное основание; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двухкислотное основание и т.д. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



Растворы щелочей изменяют цвет кислотно-основных индикаторов. Лакмус в щелочной среде приобретает синюю окраску, фенолфталеин – малиновую, метилоранжевый – желтую.

Общим свойством растворимых и нерастворимых оснований является способность взаимодействовать с кислотами с образованием соли и воды:

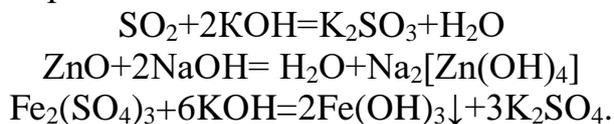


Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуется соль и вода называется реакцией нейтрализации.

Основания могут вступать в реакции с кислотными солями:

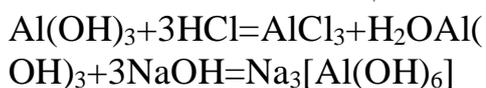


Щелочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами, а также реагируют с растворами солей:



Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются с образованием оксидов: $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$.

Амфотерные гидроксиды способны диссоциировать в водных растворах как по типу кислот (с образованием катионов водорода), так и по типу оснований (с образованием гидроксид-анионов). Амфотерные кислоты реагируют и с кислотами и со щелочами с образованием солей. Например:



В водных растворах, содержащих щелочь, наряду с $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, существуют и другие ионы, в частности, $[\text{Al}(\text{OH})_5]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{AlO}(\text{OH})_4]^{3-}$ и др. В гидроксокомплексах алюминия содержатся также молекулы H_2O , которые в формулах обычно не указывают.

К амфотерным гидроксидам относятся $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и др.

Щелочи в лаборатории получают при взаимодействии металлов или их оксидов с водой. В промышленности электролизом водных растворов соответствующих солей. Нерастворимые в воде основания получают действием щелочей на водные растворы соответствующих солей.

С точки зрения теории электролитической диссоциации, *кислота* – химическое соединение, при диссоциации в воде которого в качестве катионов образуются только ионы H^+ .

Представления о кислотах и основаниях, вытекающих из теории электролитической диссоциации Аррениуса, применимы только для водных растворов. Исследование процессов, протекающих в неводных средах без участия растворителя, потребовало существенных дополнений и привело к появлению различных теорий кислот и оснований.

Различают *бескислородные* (H_2S , HBr , HCl) и *кислородсодержащие* (H_3PO_4 , HNO_3 , HClO_3) кислоты. В свободном состоянии неустойчивы угольная (H_2CO_3) и сернистая (H_2SO_3) кислоты. Различают также *сильные* (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 и др.) и *слабые* (H_2S , H_2CO_3 , HCN , H_2SO_3 , HClO и др.) кислоты.

Число ионов водорода, образующихся при диссоциации формульной единицы кислоты, определяет ее основность. Различают *одноосновные* (HCl), *двухосновные* (H_2SO_4), *трехосновные* (H_3PO_4). *Многоосновные* кислоты диссоциируют ступенчато.

Названия кислородсодержащих кислот производятся от названия неметалла с добавлением окончания –ная, –вая, если степень окисления неметалла является максимальной. По мере понижения степени окисления суффиксы меняются следующим образом: –оватая, –истая, –оватистая. Примеры названий некоторых кислородсодержащих кислот приведены в табл.5.1.

Таблица 5.1 – Названия некоторых кислородсодержащих кислот

Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислоты	Название кислоты
HClO	Хлорноватистая	HNO_2	Азотистая
HClO_2	Хлористая	HNO_3	Азотная
HClO_3	Хлорноватая	H_2SO_3	Сернистая
HClO_4	Хлорная	H_2SO_4	Серная

Названия *бескислородных кислот* состоят из названия неметалла с добавлением соединительной гласной *о* и слова – *водородная*. Например: HF – фтороводородная кислота, HCl – хлороводородная кислота, H_2S – сероводородная кислота.

Кислоты представляют собой жидкости (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl и т.д.) или твердые вещества (H_3PO_4 , H_3BO_3 и др.).

Растворы сильных кислот могут разрушать ткани и кожу.

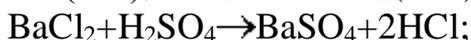
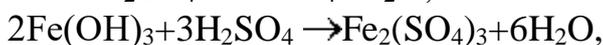
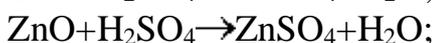
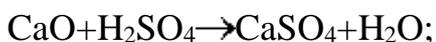
Растворы кислот изменяют цвет *индикаторов*, что используется для их качественного обнаружения. В качестве индикаторов используют *лакмус* (в нейтральной среде – фиолетовый, в кислой – красный, в щелочной – синий), *метилоранж* (в нейтральной среде – оранжевый, в кислой – красный, в щелочной – желтый) и другие.

Сила бескислородных кислот, например, в ряду $\text{HCl}-\text{HBr}-\text{HI}$, возрастает с увеличением радиуса аниона, поскольку анион большего радиуса слабее удерживает протон, облегчая тем самым диссоциацию кислоты. Таким образом, в главных подгруппах периодической системы сверху вниз сила бескислородных кислот возрастает с увеличением радиуса центрального атома.

Наоборот, в ряду $\text{HClO}-\text{HClO}_2-\text{HClO}_3-\text{HClO}_4$ с уменьшением радиуса катиона Cl^{z+} и увеличением его заряда сила кислородсодержащих возрастает.

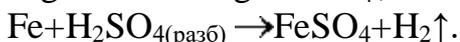
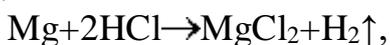
Важнейшими химическими свойствами кислот являются:

– взаимодействие с основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями:



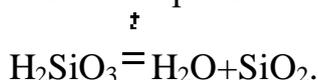
– взаимодействие кислоты с основанием – реакция нейтрализации;

– взаимодействие с металлами с образованием соли и выделением водорода:



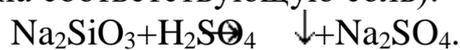
Водород из кислот не вытесняют металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов (в ряду напряжений) правее водорода. При взаимодействии металлов с концентрированной серной кислотой и азотной кислотой водород как правило не выделяется.

При нагревании некоторые кислоты разлагаются:

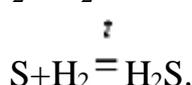
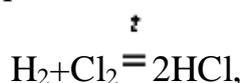


1. Большинство кислородсодержащих кислот получают при взаимодействии кислотных оксидов с водой. Например, $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

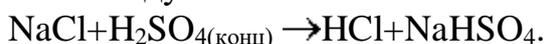
2. Для получения нерастворимых в воде кислот используют косвенный метод (действием кислоты на соответствующую соль):



3. Некоторые бескислородные кислоты получают при непосредственном соединении неметаллов с водородом:



или по реакции обмена между солью и кислотой:



2. Задачи к практическому занятию

1. Назвать основные оксиды: Na_2O , K_2O , CaO , MgO , CuO , CrO , MnO , FeO .
2. Написать формулы ангидридов указанных кислот: H_2SO_4 , H_3BO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, HClO , HMnO_4 .
3. Как доказать аморфный характер ZnO ?
4. Как доказать аморфный характер Al_2O_3 ?
5. Напишите уравнения реакций между оксидом бария со следующими веществами: а) водой; б) оксидом углерода (IV); в) азотной кислотой; г) соляной кислотой.
6. Напишите уравнения реакций между оксидом серы (VI) со следующими веществами: а) оксидом лития; б) водой; в) оксидом алюминия; г) гидроксидом натрия.
7. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P_2O_5 , CO_2 , N_2O_5 , SO_2 , Cl_2O_7 , V_2O_5 , CrO_3 .
8. По названию составьте формулы соединений: оксид фосфора(V), вольфрамная кислота, гидроксид германия(IV), бромид дигидроксохрома(III), дигидрофосфат натрия.
9. Исходя из положения металла в Периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Co}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида цинка.
10. Составить уравнения ступенчатой диссоциации соединений: HBrO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
11. Составить уравнения реакций кислот и амфотерных гидроксидов с K_2O и NaOH .
12. Составьте полные уравнения реакции $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
13. Вычислите массу (г) 10%-го раствора гидроксида кальция, необходимого для взаимодействия с 67,2 л углекислого газа (н.у.). Сколько граммов осадка образуется?
14. Приведите не менее трёх молекулярных уравнений, соответствующих следующему сокращённому ионному: $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{OH}^- = \text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$.
15. Плотность раствора гидроксида калия с массовой долей 26 % равна 1,24 г/мл. Определите количество вещества гидроксида калия в растворе объёмом 5 л.
16. Гидроксид цинка может взаимодействовать с каждым из веществ, формулы которых:
 - 1) Na_2CO_3 , CuCl_2 ;
 - 2) KOH , H_2SO_4 ;
 - 3) HCl , Al ;
 - 4) Na_2O , BaCl_2 .
17. Гидроксид алюминия образуется при взаимодействии:
 - а) AlCl_3 и KOH (р-р, изб.);

- б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (изб.);
 в) Al_2O_3 и H_2O ;
 г) 1 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 6 моль KOH (р-р).

18. Даны вещества: серная кислота, оксид бария, гидроксид калия, оксид фосфора (V), вода. Какие из этих веществ будут реагировать между собой? Напишите уравнения реакций и укажите названия образующихся веществ.

19. Даны вещества: магний, гидроксид бария, соляная кислота, гидроксид меди (II), оксид кальция, вода. Какие из этих веществ будут реагировать между собой? Напишите уравнения реакций и укажите названия образующихся веществ.

20. Напишите формулы и названия кислот, соответствующих оксидам: SO_2 , SO_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , CO_2 , N_2O_5 , Cl_2O , SiO_2 , Cl_2O_7 .

21. Дайте характеристику сернистой кислоты по плану: а) формула; б) наличие кислорода; в) основность; г) растворимость; д) степени окисления, образующих кислоту; е) заряд иона, образуемого кислотным остатком; ж) соответствующий оксид.

22. Вычислите количество вещества, соответствующее 9,8 г H_3PO_4 .

23. Составьте уравнения возможных реакций: серная кислота + алюминий, соляная кислота + серебро, бромоводородная кислота + цинк. При составлении уравнений пользуйтесь рядом напряжений. Не забывайте, составляя формулы солей, учитывать валентности металла и кислотного остатка.

24. Составьте уравнения реакций: серной кислоты и $\text{Fe}(\text{OH})_3$, соляной кислоты и $\text{Ba}(\text{OH})_2$, сернистой кислоты и NaOH .

25. Даны вещества: KOH , HCl , P_2O_5 , C , BaCl_2 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, K_2O , HNO_3 , CuSO_4 , Mg , Cu .

а) Распределите их по классам соединений, заполнив таблицу:

Простые вещества		Сложные вещества			
Металлы	Неметаллы	Оксиды	Основания	Кислоты	Соли

б) С какими из перечисленных веществ будет реагировать серная кислота? Запишите уравнения химических реакций.

26. Какой объём углекислого газа выделится при действии на карбонат натрия 300 грамм 10% раствора азотной кислоты?

27. Какая масса цинка может прореагировать с 20 % раствором соляной кислоты массой 55г?

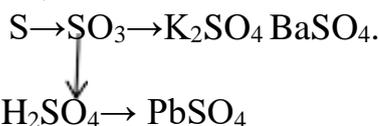
28. Сколько литров водорода (н.у.) выделится при взаимодействии натрия с 30 % раствором соляной кислоты массой 200г?

29. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в растворе, полученном смешением 200 мл 15%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,2 г/мл и 150 мл 10%-ного раствора нитрата бария плотностью 1,04г/мл.

30. Назовите соли: K_2CrO_4 , KMnO_4 , Na_2SO_3 , NaClO , CaOHNO_2 , $\text{Ca}(\text{HS})_2$ и приведите формулы и названия соответствующих им кислот.

31. Составьте формулы четырех солей, назовите их. Выпишите исходные вещества, пользуясь которыми можно было бы получить каждую из них.

32. Осуществите превращение: напишите уравнения реакций, укажите условия протекания процесса, дайте названия соединений:



33. Осуществите превращение: напишите уравнения реакций, укажите условия протекания процесса, дайте названия соединений:



34. Даны вещества: H_2SO_4 , SO_2 , Mg , C , Na_2O , BaCl_2 , AgNO_3 , KOH , H_3PO_4 , Fe(OH)_3 , Hg .

а) Распределите их по классам соединений, заполнив таблицу:

Простые вещества		Сложные вещества			
Металлы	Неметаллы	Оксиды	Основания	Кислоты	Соли

б) С какими из перечисленных веществ будет реагировать хлорид меди? Запишите уравнения химических реакций.

35. Вычислите массу соли, которую можно получить при взаимодействии 150 г 5 %-го раствора аминокислоты с необходимым количеством гидроксида натрия. Сколько граммов 12 %-го раствора щелочи потребуется для реакции?

36. Вычислите массу осадка, образующегося при взаимодействии хлорида бария с раствором силиката натрия массой 210 г и массовой долей силиката натрия 30%.

37. К 175 г раствора 14% серной кислоты добавили 14 г гидроксида калия. Какая соль образовалась в результате реакции? Какова её массовая доля в растворе?

3. Вопросы к практическому занятию

1. Что такое простые и сложные вещества? Почему число простых веществ больше числа химических элементов?

2. Назовите важнейшие классы сложных неорганических веществ. Приведите примеры каждого класса.

3. Что такое оксиды? Как они называются? Приведите примеры

4. Что такое солеобразующие и несолеобразующие оксиды? Приведите примеры.

5. На какие типы делятся солеобразующие оксиды? Приведите примеры.

6. Что такое основания? На какие типы они делятся? Приведите примеры и назовите каждое соединение.

7. Какие оксиды образуют основания?

8. Что определяет кислотность основания? Что называется щелочами?

9. Какие нерастворимые основания знаете?

10. Как дать название основаниям?

11. Как записать формулу основания?

12. Что такое кислоты? Классификация кислот. Как строятся названия кислот?

13. Что такое кислотный остаток? Чем определяется его валентность?

14. Что такое основность кислоты? Как она определяется?

15. Что такое амфотерность? Покажите на примере амфотерных оксидов гидроксидов.
16. Что такое реакция нейтрализации?
17. Что такое соли? На какие типы они делятся?
18. Какие соли относят к средним, кислым, основным? Приведите примеры каждого типа солей и назовите их.
19. Какими способами получают оксиды, основания, кислоты и соли.
20. Чем отличаются друг от друга основные, кислые, двойные и смешанные соли.
21. Как опытным путем определить, что выданный вам раствор является щелочью?
22. Как опытным путем определить, что выданный вам раствор является кислотой?
23. В чем одинаковые химические свойства серной и соляной кислот?

Практическое занятие № 7, 8

Периодический закон и строение атома. Часть 1,2

Теоретическая часть

Состав атома. Атом состоит из атомного ядра и электронной оболочки.

Ядро атома состоит из протонов (p^+) и нейтронов (n^0). У большинства атомов водорода ядро состоит из одного протона. Число протонов $N(p^+)$ равно заряду ядра (Z) и порядковому номеру элемента в естественном ряду элементов (и в периодической системе элементов).

$$N(p^+) = Z$$

Сумма числа нейтронов $N(n^0)$, обозначаемого просто буквой N , и числа протонов Z называется массовым числом и обозначается буквой A .

$$A = Z + N$$

Электронная оболочка атома состоит из движущихся вокруг ядра электронов (e^-).

Число электронов $N(e^-)$ в электронной оболочке нейтрального атома равно числу протонов Z в его ядре.

Масса протона примерно равна массе нейтрона и в 1840 раз больше массы электрона, поэтому масса атома практически равна массе ядра.

Форма атома - сферическая. Радиус ядра примерно в 100000 раз меньше радиуса атома.

Химический элемент - вид атомов (совокупность атомов) с одинаковым зарядом ядра (с одинаковым числом протонов в ядре).

Изотоп - совокупность атомов одного элемента с одинаковым числом нейтронов в ядре (или вид атомов с одинаковым числом протонов и одинаковым числом нейтронов в ядре).

Разные изотопы отличаются друг от друга числом нейтронов в ядрах их атомов.

Обозначение отдельного атома или изотопа: (Э - символ элемента), например:

Строение электронной оболочки атома

Атомная орбиталь - состояние электрона в атоме. Условное обозначение орбитали -. Каждой орбитали соответствует электронное облако.

Орбитали реальных атомов в основном (невозбужденном) состоянии бывают четырех типов: s, p, d и f.

Электронное облако - часть пространства, в которой электрон можно обнаружить с вероятностью 90 (или более) процентов.

Примечание: иногда понятия "атомная орбиталь" и "электронное облако" не различают, называя и то, и другое "атомной орбиталью".

Электронная оболочка атома слоистая. Электронный слой образован электронными облаками одинакового размера. Орбитали одного слоя образуют электронный ("энергетический") уровень, их энергии одинаковы у атома водорода, но различаются у других атомов.

Однотипные орбитали одного уровня группируются в электронные (энергетические) подуровни:

s-подуровень (состоит из одной s-орбитали), условное обозначение - .

p-подуровень (состоит из трех p-орбиталей), условное обозначение - .

d-подуровень (состоит из пяти d-орбиталей), условное обозначение - .

f-подуровень (состоит из семи f-орбиталей), условное обозначение - .

Энергии орбиталей одного подуровня одинаковы.

При обозначении подуровней к символу подуровня добавляется номер слоя (электронного уровня), например: 2s, 3p, 5d означает s-подуровень второго уровня, p-подуровень третьего уровня, d-подуровень пятого уровня.

Общее число подуровней на одном уровне равно номеру уровня n. Общее число орбиталей на одном уровне равно n^2 . Соответственно этому, общее число облаков в одном слое равно также n^2 .

Обозначения: \uparrow - свободная орбиталь (без электронов), $\uparrow\downarrow$ - орбиталь с неспаренным электроном, $\uparrow\downarrow$ - орбиталь с электронной парой (с двумя электронами).

Порядок заполнения электронами орбиталей атома определяется тремя законами природы (формулировки даны упрощенно):

1. Принцип наименьшей энергии - электроны заполняют орбитали в порядке возрастания энергии орбиталей.

2. Принцип Паули - на одной орбитали не может быть больше двух электронов.

3. Правило Хунда - в пределах подуровня электроны сначала заполняют свободные орбитали (по одному), и лишь после этого образуют электронные пары.

Общее число электронов на электронном уровне (или в электронном слое) равно $2n^2$.

Распределение подуровней по энергиям выражается рядом (в порядке увеличения энергии):

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p ...

Наглядно эта последовательность выражается энергетической диаграммой:

Распределение электронов атома по уровням, подуровням и орбиталям (электронная конфигурация атома) может быть изображена в виде электронной формулы, энергетической диаграммы или, упрощенно, в виде схемы электронных слоев ("электронная схема").

Примеры электронного строения атомов:

Валентные электроны - электроны атома, которые могут принимать участие в образовании химических связей. У любого атома это все внешние электроны плюс те предвнешние электроны, энергия которых больше, чем у внешних. Например: у атома Са внешние электроны - $4s^2$, они же и валентные; у атома Fe внешние электроны - $4s^2$, но у него есть $3d^6$, следовательно у атома железа 8 валентных электронов. Валентная электронная формула атома кальция - $4s^2$, а атома железа - $4s^23d^6$.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева
(естественная система химических элементов)

Периодический закон химических элементов (современная формулировка): свойства химических элементов, а также простых и сложных веществ, ими образуемых, находятся в периодической зависимости от значения заряда из атомных ядер.

Периодическая система - графическое выражение периодического закона.

Естественный ряд химических элементов - ряд химических элементов, выстроенных по возрастанию числа протонов в ядрах их атомов, или, что то же самое, по возрастанию зарядов ядер этих атомов. Порядковый номер элемента в этом ряду равен числу протонов в ядре любого атома этого элемента.

Таблица химических элементов строится путем "разрезания" естественного ряда химических элементов на периоды (горизонтальные строки таблицы) и объединения в группы (вертикальные столбцы таблицы) элементов, со сходным электронным строением атомов.

В зависимости от способа объединения элементов в группы таблица может быть длиннопериодной (в группы собраны элементы с одинаковым числом и типом валентных электронов) и короткопериодной (в группы собраны элементы с одинаковым числом валентных электронов).

Группы короткопериодной таблицы делятся на подгруппы (главные и побочные), совпадающие с группами длиннопериодной таблицы.

У всех атомов элементов одного периода одинаковое число электронных слоев, равное номеру периода.

Число элементов в периодах: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32. Большинство элементов восьмого периода получены искусственно, последние элементы этого периода еще не синтезированы. Все периоды, кроме первого начинаются с элемента, образующего щелочной металл (Li, Na, K и т. д.), а заканчиваются элементом, образующим благородный газ (He, Ne, Ar, Kr и т. д.).

В короткопериодной таблице - восемь групп, каждая из которых делится на две подгруппы (главную и побочную), в длиннопериодной таблице - шестнадцать групп, которые нумеруются римскими цифрами с буквами А или В, например: IA, IIIB, VIA, VIIB. Группа IA длиннопериодной таблицы соответствует главной подгруппе первой группы короткопериодной таблицы; группа VIIB - побочной подгруппе седьмой группы: остальные - аналогично.

Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах.

В периодах (с увеличением порядкового номера) увеличивается заряд ядра,

увеличивается число внешних электронов, уменьшается радиус атомов, увеличивается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации), увеличивается электроотрицательность, усиливаются окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"), ослабевают восстановительные свойства простых веществ ("металличность"), ослабевает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов, возрастает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов. В группах (с увеличением порядкового номера) увеличивается заряд ядра, увеличивается радиус атомов (только в А-группах), уменьшается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации; только в А-группах), уменьшается электроотрицательность (только в А-группах), ослабевают окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"; только в А-группах), усиливаются восстановительные свойства простых веществ ("металличность"; только в А-группах), возрастает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах), ослабевает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах), снижается устойчивость водородных соединений (повышается их восстановительная активность; только в А-группах).

2. Задачи к практическому занятию:

1. Элемент находится во II группе периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева. $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул его гидроксида имеют массу 29 граммов. Назовите элемент, напишите электронную формулу его атома.
2. Внешний энергетический уровень атома элемента имеет строение: ns^2np^4 . кислота, которая соответствует его высшему оксиду, имеет относительную молярную массу 145. Назовите элемент.
3. Атом химического элемента на d-орбиталях третьего электронного уровня имеет 7 электронов. Составьте электронную формулу элемента.
4. Образец метана (CH_4) (н.у.) занимает объем, равный 4,48 л. Масса образца равна 3,4 г. Углерод в составе метана представлен двумя изотопами ^{12}C и ^{14}C , водород – одним изотопом 1H . Определите массовую долю (в процентах) $^{14}CH_4$ в образце.

Практическое занятие № 9,10

Химическая связь. Строение и свойства молекул. Часть 1,2

Теоретическая часть

Все взаимодействия, приводящие к объединению химических частиц (атомов, молекул, ионов и т. п.) в вещества делятся на химические связи и межмолекулярные связи (межмолекулярные взаимодействия).

Химические связи - связи непосредственно между атомами. Различают ионную, ковалентную и металлическую связь.

Межмолекулярные связи - связи между молекулами. Это водородная связь, иондипольная связь (за счет образования этой связи происходит, например, образование гидратной оболочки ионов), дипольная (за счет образования этой связи объединяются молекулы полярных веществ, например, в жидком ацетоне) и др.

Ионная связь - химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения разноименно заряженных ионов. В бинарных соединениях (соединениях двух элементов) она образуется в случае, когда размеры связываемых атомов сильно отличаются друг от друга: одни атомы большие, другие маленькие - то есть одни атомы легко отдают электроны, а другие склонны их принимать (обычно это атомы элементов, образующих типичные металлы и атомы элементов, образующих типичные неметаллы); электроотрицательность таких атомов также сильно отличается.

Ионная связь ненаправленная и не насыщаемая.

Ковалентная связь - химическая связь, возникающая за счет образования общей пары электронов. Ковалентная связь образуется между маленькими атомами с одинаковыми или близкими радиусами. Необходимое условие - наличие неспаренных электронов у обоих связываемых атомов (обменный механизм) или неподеленной пары у одного атома и свободной орбитали у другого (донорно-акцепторный механизм):

а) $\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \text{H}:\text{H} \quad \text{H}-\text{H} \text{H}_2$ (одна общая пара электронов; Н одновалентен);

б) $\text{N}\cdot + \cdot\text{N} \text{N}:\text{N} \quad \text{N}=\text{N} \text{N}_2$ (три общие пары электронов; N трехвалентен);

в) $\text{H}\cdot + \cdot\text{F} \text{H}:\text{F} \quad \text{H}-\text{F} \text{HF}$ (одна общая пара электронов; Н и F одновалентны);

г) $\text{N}\cdot + 3\cdot\text{H} \text{N}:\text{H}_3 \quad \text{N}(\text{H})_4^+$ (четыре общих пары электронов; N четырехвалентен)

По числу общих электронных пар ковалентные связи делятся на

простые (одинарные) - одна пара электронов,

двойные - две пары электронов,

тройные - три пары электронов.

Двойные и тройные связи называются кратными связями.

По распределению электронной плотности между связываемыми атомами ковалентная связь делится на неполярную и полярную. неполярная связь образуется между одинаковыми атомами, полярная - между разными.

Электроотрицательность - мера способности атома в веществе притягивать к себе общие электронные пары.

Электронные пары полярных связей смещены в сторону более электроотрицательных элементов. Само смещение электронных пар называется поляризацией связи. Образующиеся при поляризации частичные (избыточные) заряды обозначаются + и -, например: .

По характеру перекрывания электронных облаков ("орбиталей") ковалентная связь делится на σ -связь и π -связь.

σ -Связь образуется за счет прямого перекрывания электронных облаков (вдоль прямой, соединяющей ядра атомов), π -связь - за счет бокового перекрывания (по обе стороны от плоскости, в которой лежат ядра атомов).

Ковалентная связь обладает направленностью и насыщаемостью, а также поляризуемостью.

Для объяснения и прогнозирования взаимного направления ковалентных связей используют модель гибридизации.

Гибридизация атомных орбиталей и электронных облаков - предполагаемое выравнивание атомных орбиталей по энергии, а электронных облаков по форме при образовании атомом ковалентных связей.

Чаще всего встречается три типа гибридизации: sp -, sp^2 и sp^3 -гибридизация.

Например:

sp -гибридизация - в молекулах C_2H_2 , BeH_2 , CO_2 (линейное строение);

sp^2 -гибридизация - в молекулах C_2H_4 , C_6H_6 , BF_3 (плоская треугольная форма);

sp^3 -гибридизация - в молекулах CCl_4 , SiH_4 , CH_4 (тетраэдрическая форма); NH_3 (пирамидальная форма); H_2O (угловая форма).

Металлическая связь - химическая связь, образованная за счет обобществления валентных электронов всех связываемых атомов металлического кристалла. В результате образуется единое электронное облако кристалла, которое легко смещается под действием электрического напряжения - отсюда высокая электропроводность металлов.

Металлическая связь образуется в том случае, когда связываемые атомы большие и потому склонны отдавать электроны. Простые вещества с металлической связью - металлы (Na , Ba , Al , Cu , Au и др.), сложные вещества - интерметаллические соединения ($AlCr_2$, Ca_2Cu , Cu_5Zn_8 и др.).

Металлическая связь не обладает направленностью насыщенностью. Она сохраняется и в расплавах металлов.

Водородная связь - межмолекулярная связь, образованная за счет частичного акцептирования пары электронов высокоэлектроотрицательного атома атомом водорода с большим положительным частичным зарядом. Образуется в тех случаях, когда в одной молекуле есть атом с неподеленной парой электронов и высокой электроотрицательностью (F , O , N), а в другой - атом водорода, связанный сильно полярной связью с одним из таких атомов.

Примеры межмолекулярных водородных связей:



Внутримолекулярные водородные связи существуют в молекулах полипептидов, нуклеиновых кислот, белков и др.

Мерой прочности любой связи является энергия связи.

Энергия связи - энергия необходимая для разрыва данной химической связи в 1 моле вещества. Единица измерений - 1 кДж/моль.

Энергии ионной и ковалентной связи - одного порядка, энергия водородной связи - на порядок меньше.

Энергия ковалентной связи зависит от размеров связываемых атомов (длины связи) и от кратности связи. Чем меньше атомы и больше кратность связи, тем больше ее энергия.

Энергия ионной связи зависит от размеров ионов и от их зарядов. Чем меньше ионы и больше их заряд, тем больше энергия связи.

Строение вещества

По типу строения все вещества делятся на молекулярные и немолекулярные. Среди органических веществ преобладают молекулярные вещества, среди неорганических - немолекулярные.

По типу химической связи вещества делятся на вещества с ковалентными связями, вещества с ионными связями (ионные вещества) и вещества с металлическими связями (металлы).

Вещества с ковалентными связями могут быть молекулярными и немолекулярными. Это существенно сказывается на их физических свойствах.

Молекулярные вещества состоят из молекул, связанных между собой слабыми межмолекулярными связями, к ним относятся: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , S_8 , P_4 и другие простые вещества; CO_2 , SO_2 , N_2O_5 , H_2O , HCl , HF , NH_3 , CH_4 , C_2H_5OH , органические полимеры и многие другие вещества. Эти вещества не обладают высокой прочностью, имеют низкие температуры плавления и кипения, не проводят электрический ток, некоторые из них растворимы в воде или других растворителях.

Немолекулярные вещества с ковалентными связями или атомные вещества (алмаз, графит, Si , SiO_2 , SiC и другие) образуют очень прочные кристаллы (исключение - слоистый графит), они нерастворимы в воде и других растворителях, имеют высокие температуры плавления и кипения, большинство из них не проводит электрический ток (кроме графита, обладающего электропроводностью, и полупроводников - кремния, германия и пр.)

Все ионные вещества, естественно, являются немолекулярными. Это твердые тугоплавкие вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток. Многие из них растворимы в воде. Следует отметить, что в ионных веществах, кристаллы которых состоят из сложных ионов, есть и ковалентные связи, например: $(Na^+)_2(SO_4^{2-})$, $(K^+)_3(PO_4^{3-})$, $(NH_4^+)(NO_3^-)$ и т. д. Ковалентными связями связаны атомы, из которых состоят сложные ионы.

Металлы (вещества с металлической связью) очень разнообразны по своим физическим свойствам. Среди них есть жидкость (Hg), очень мягкие (Na , K) и очень твердые металлы (W , Nb).

Характерными физическими свойствами металлов является их высокая электропроводность (в отличие от полупроводников, уменьшается с ростом температуры), высокая теплоемкость и пластичность (у чистых металлов).

В твердом состоянии почти все вещества состоят из кристаллов. По типу строения и типу химической связи кристаллы ("кристаллические решетки") делят на атомные (кристаллы немолекулярных веществ с ковалентной связью), ионные (кристаллы ионных веществ), молекулярные (кристаллы молекулярных веществ с ковалентной связью) и металлические (кристаллы веществ с металлической связью).

2. Задачи к практическому занятию

Задача 1. Для гидросульфата натрия постройте графическую формулу и укажите виды химической связи в молекуле: ионная, ковалентная, полярная, ковалентная неполярная, координационная, металлическая, водородная.

Задача 2. Постройте графическую формулу нитрита аммония и укажите виды химической связи в этой молекуле. Покажите, какие (какая) связи «рвутся» при диссоциации. Объясните, что такое водородная связь? Приведите примеры ее влияния на свойства вещества.

Задача 3. Укажите виды химической связи в следующих молекулах: CH_3Br , CaO , I_2 , NH_4Cl . Каковы основные свойства данных видов связи?

Задача 4. Какая связь называется s- и какая — p-связью? Какая из них менее прочная? Изобразите структурные формулы этана C_2H_6 , этилена C_2H_4 и ацетилена C_2H_2 . Отметьте s- и p-связи на структурных схемах углеводородов.

Задача 5. Какие силы межмолекулярного взаимодействия называются диполь-дипольными (ориентационными), индукционными и дисперсионными? Объясните природу этих сил. Какова природа преобладающих сил межмолекулярного взаимодействия в каждом из следующих веществ: H_2O , HBr , Ar , N_2 , NH_3 ?

Задача 6. Приведите две схемы заполнения МО при взаимодействии двух АО с заселениями: а) электрон + электрон (1+1) и б) электрон + вакантная орбиталь (1+0). Определите ковалентность каждого атома и порядок связи. В каких пределах энергия связи? Какие из указанных связей в молекуле водорода H_2 и молекулярном ионе ?

Задача 7. Приведите электронную конфигурацию молекулы NO по методу МО. Как изменяются магнитные свойства и прочность связи при переходе от молекулы NO к молекулярному иону NO^+ ?

Практическое занятие № 11,12,13

Углеводороды. Часть 1,2,3

Теоретическая часть

УГЛЕВОДОРОДЫ— органические соединения, молекулы которых состоят из атомов углерода и водорода.

Углеводороды образуют гомологические ряды. Члены гомологического ряда характеризуются закономерным изменением химических и физических свойств, общей формулой и сходной структурой. В природе углеводороды встречаются в жидком, твёрдом и газообразном состоянии. В рассеянном виде присутствуют в атмосфере, воде, горных породах (см. Кероген), в концентрированном виде в залежах (см. Нефтяная залежь, Газовая залежь, Газогидратная залежь). В зависимости от строения различают ациклические (или алифатические) углеводороды, в молекулах которых атомы С связаны друг с другом в линейные или разветвлённые цепи, и изоциклические (или карбоциклические) углеводороды, молекулы которых имеют кольцеобразное строение (циклическое) и состоят из трёх и более атомов С.

Классы углеводородов

Ациклические углеводороды подразделяются на насыщенные (алифатические), содержащие только простые связи (метан и его гомологи), и ненасыщенные, в молекулах которых содержатся кратные связи — двойные и тройные (например, одна двойная связь — олефиновые углеводороды, две — диеновые, одна тройная — ацетиленовые); наличие кратных связей обуславливает способность углеводородов этих гомологических рядов к реакциям присоединения и полимеризации. Насыщенные углеводороды метанового ряда (алканы, парафины) являются основной составной частью нефтей, не претерпевших существенных гипергенных изменений, и газов природных горючих.

Изоциклические углеводороды подразделяются на алициклические и ароматические с кольцеобразной структурой из 6 углеродных атомов (бензольное кольцо). Известны моноциклические (бензол и его гомологи) и полициклические углеводороды, содержащие 1-2 и более бензольных колец (например, нафталин, перилен и др.). Ароматические полициклические структуры свойственны гумусовым разностям органического вещества и количество их возрастает по мере метаморфизма, с приближением структуры органического вещества к структуре графитовой решётки. Всегда присутствуют в нефтях, но редко преобладают в их составе над другими углеводородами.

Применение углеводородов

Углеводороды, добываемые из нефтяных, газовых и газоконденсатных, угольных месторождений и месторождений горючих сланцев, используются в топливной, химической, лёгкой, пищевой и других отраслях промышленности, а также в сельском хозяйстве.

2. Задачи к практическому занятию:

1. Сколько π - и σ - связей содержит молекула пентадиена-1,3?
2. Для полного взаимодействия некоторого количества смеси этилена и бутина-2 с бромом израсходовано 96 г брома. При полном сгорании такого же количества смеси углеводородов образовалось 18 г воды. Найдите объёмные доли вещества в смеси.
3. При взаимодействии одного и того же количества алкена с различными

галоген водородами образуется соответственно 7,85 г хлорпроизводного или 12,3 г бромпроизводного. Определите молекулярную формулу алкена.

4. Сколько мл 5%-ного раствора брома в тетра хлорметане (плотность 1,6 г/мл) может полностью прореагировать с 5,4 г смеси бутена-1, бутадиена-1,3, бутена-2?

Практическое занятие № 14, 15, 16

Кислородсодержащие соединения. Часть 1,2,3

Теоретическая часть

Один из наиболее распространенных химических элементов, входящий в подавляющее большинство химических веществ – это кислород. Оксиды, кислоты, основания, спирты, фенолы и другие кислородсодержащие соединения изучаются в курсе неорганической и органической химии.

Оксиды

Наиболее простыми по строению являются бинарные соединения металлов и неметаллов с кислородом. Классификация оксидов включает следующие группы: кислотные, основные, амфотерные и безразличные. Главный критерий деления всех этих веществ заключается в том, какой элемент соединяется с кислородом. Если это металл, то они относятся к основным. Например: CuO , MgO , Na_2O – окиси меди, магния, натрия. Их основное химическое свойство – это реакция с кислотами. Так, оксид меди реагирует с хлоридной кислотой: $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ + 63, 3 кДж. Присутствие атомов неметаллических элементов в молекулах бинарных соединений свидетельствует об их принадлежности к кислотным оксидам, например, окись водорода H_2O , углекислый газ CO_2 , пятиокись фосфора P_2O_5 . Способность таких веществ реагировать со щелочами – главная их химическая характеристика. Типы оксидов. В результате реакции могут образовываться соли двух видов: кислые или средние. Это будет зависеть от того, сколько моль щелочи вступает в реакцию: $\text{CO}_2 + \text{KOH} \Rightarrow \text{KHCO}_3$; $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} \Rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Еще одну группу кислородсодержащих соединений, в которые входят такие химические элементы, как цинк или алюминий, относят к амфотерным оксидам. В их свойствах прослеживается тенденция к химическому взаимодействию как с кислотами, так и со щелочами. Продуктами взаимодействия кислотных оксидов с водой являются кислоты. Например, в реакции серного ангидрида и воды образуется сульфатная кислота. Кислоты – это один из наиболее важных классов кислородсодержащих соединений.

Кислоты и их свойства

Соединения, состоящие из водородных атомов, связанных со сложными ионами кислотных остатков – это кислоты. Условно их можно разделить на неорганические, например, карбонатную кислоту, сульфатную, нитратную, и органические соединения. К последним принадлежат уксусная кислота, муравьиная, олеиновая кислоты. Обе группы веществ имеют схожие свойства. Так, они вступают в реакцию нейтрализации с основаниями, реагируют с

солями и основными оксидами. Практически все кислородсодержащие кислоты в водных растворах диссоциируют на ионы, являясь проводниками второго рода. Определить кислый характер их среды, обусловленной избыточным присутствием водородных ионов, можно с помощью индикаторов. Например, фиолетовый лакмус при добавлении его в раствор кислоты приобретает красную окраску. Типичным представителем органических соединений является уксусная кислота, содержащая карбоксильную группу. В нее входит атом водорода, который и обуславливает кислотные свойства вещества. Это бесцветная жидкость со специфическим резким запахом, кристаллизующаяся при температуре ниже 17 °С. CH_3COOH , как и другие кислородсодержащие кислоты, прекрасно растворяется в воде в любых пропорциях. Ее 3 – 5 % раствор известен в быту под названием уксуса, который используют в кулинарии как приправу. Вещество нашло свое применение также в производстве ацетатного шелка, красителей, пластических масс и некоторых лекарственных средств. Уксусная кислота

Органические соединения, содержащие кислород

В химии можно выделить большую группу веществ, содержащих, кроме углерода и водорода, еще и кислородные частицы. Это карбоновые кислоты, эфиры, альдегиды, спирты и фенолы. Все их химические свойства определяются присутствием в молекулах особых комплексов – функциональных групп. Например, общая химическая формула спирта, содержащего только предельные связи между атомами – ROH , где R – углеводородный радикал. Эти соединения принято рассматривать как производные алканов, у которых один водородный атом замещен гидроксогруппой. Физические и химические свойства спиртов

Агрегатное состояние спиртов – это жидкости или твердые соединения. Среди спиртов нет газообразных веществ, что можно объяснить образованием ассоциатов – групп, состоящих из нескольких молекул, соединенных слабыми водородными связями. Этим фактом определяется и хорошая растворимость низших спиртов в воде. Однако в водных растворах кислородсодержащие органические вещества – спирты, не диссоциируют на ионы, не изменяют цвет индикаторов, то есть имеют нейтральную реакцию. Атом водорода функциональной группы слабо связан с другими частицами, поэтому в химических взаимодействиях способен покидать пределы молекулы. По месту же свободной валентности происходит его замещение на другие атомы, например, в реакциях с активными металлами или со щелочами – на атомы металла. В присутствии катализаторов, таких, как платиновая сетка или медь, спирты окисляются энергичными окислителями – бихроматом или перманганатом калия, до альдегидов.

Одно из важнейших химических свойств кислородсодержащих органических веществ: спиртов и кислот – это реакция, приводящая к получению сложных эфиров. Она имеет большое практическое значение и используется в промышленности для добывания эстеров, применяемых в качестве растворителей, в пищевой промышленности (в виде фруктовых эссенций). В медицине некоторые из эфиров применяют в качестве спазмолитиков, например, этилнитрит расширяет периферические кровеносные сосуды, а изоамилнитрит является протектором спазмов коронарных артерий. Уравнение реакции этерификации имеет следующий вид: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$

$(\text{H}_2\text{SO}_4) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ В ней CH_3COOH – это уксусная кислота, а $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ – химическая формула спирта этанола. Альдегиды Если соединение содержит функциональную группу $-\text{COH}$, то оно относится к альдегидам. Их представляют как продукты дальнейшего окисления спиртов, например, такими окислителями, как оксид меди. Оксид меди Присутствие карбонильного комплекса в молекулах муравьиного или уксусного альдегида обуславливают их способность полимеризоваться и присоединять атомы других химических элементов. Качественными реакциями, с помощью которых можно доказать наличие карбонильной группы и принадлежность вещества к альдегидам, являются реакция серебряного зеркала и взаимодействие с гидроксидом меди при нагревании: Наибольшее применение получил ацетальдегид, используемый в промышленности для получения уксусной кислоты – много тоннажного продукта органического синтеза. Свойства кислородсодержащих органических соединений – карбоновых кислот Наличие карбоксильной группы – одной или нескольких – это отличительная черта карбоновых кислот. Благодаря строению функциональной группы, в растворах кислот могут образовываться димеры. Они связаны между собой водородными связями. Соединения диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка и являются слабыми электролитами. Исключением служит первый представитель ряда предельных одноосновных кислот – муравьиная, или метановая, являющаяся проводником второго рода средней силы. Присутствие в молекулах только простых сигма- связей говорит о предельности, если же вещества имеют в своем составе двойные пи-связи – это непредельные вещества. К первой группе относятся такие кислоты, как метановая, уксусная, масляная. Вторая представлена соединениями, входящими в состав жидких жиров – масел, например, олеиновой кислотой. Химические свойства кислородсодержащих соединений: органических и неорганических кислот во многом похожи. Так, они могут взаимодействовать с активными металлами, их оксидами, со щелочами, а также со спиртами. Например, уксусная кислота реагирует с натрием, оксидом и едким натром с образованием соли – ацетата натрия: $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO} + \text{H}_2\text{O}$ Особое место занимают соединения высших карбоновых кислородсодержащих кислот: стеариновой и пальмитиновой, с трехатомным предельным спиртом – глицерином. Они относятся к сложным эфирам и называются жирами. Эти же кислоты входят в состав солей натрия и калия в качестве кислотного остатка, образуя мыла. Масла и жиры Жиры и мыла Важные органические соединения, широко распространенные в живой природе и играющие ведущую роль в качестве наиболее энергоемкого вещества – это жиры. Они представляют собой не индивидуальное соединение, а смесь разнородных глицеридов. Это соединения предельного многоатомного спирта – глицерина, который, как и метанол и фенол, содержит гидроксильные функциональные группы. Жиры можно подвергнуть гидролизу – нагреванию с водой в присутствии катализаторов: щелочей, кислот, оксидов цинка, магния. Продуктами реакции будут глицерин и различные карбоновые кислоты, в дальнейшем используемые для производства мыла. Чтобы в этом процессе не использовать дорогостоящие природные пищевые жиры, необходимые карбоновые кислоты получают, окисляя парафин. Жиры и мыла Фенолы Заканчивая рассматривать

классы кислородсодержащих соединений, остановимся на фенолах. Они представлены радикалом фенилом $-C_6H_5$, соединенным с одной или несколькими функциональными гидроксильными группами. Простейший представитель этого класса – карболовая кислота, или фенол. Как очень слабая кислота, он может взаимодействовать со щелочами и активными металлами – натрием, калием. Вещество с ярко выраженными бактерицидными свойствами – фенол применяется в медицине, в также при производстве красителей и фенолформальдегидных смол.

Задачи к практическому занятию:

Задача 1. Этанол объемом 30 мл (плотность 0,79 г/мл) нагрели с избытком бромида натрия и серной кислоты. Из реакционной смеси выделили брометан массой 42,3 г. Вычислите массовую долю выхода брометану.

Задача 2. Как, исходя из этана, добыть этилацетат. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Задача 3. Одноосновна карбоновая кислота имеет следующий состав: углерод (массовая доля 40,0%), кислород (53,3%), водород (6,7%). Определите формулу этой кислоты. Вычислите объем раствора гидроксида натрия (массовая доля NaOH 15%, плотность 1,16 г/мл), нужное для нейтрализации образца этой кислоты массой 12 г.

4. Какие массы кислоты и спирта необходимо взять для получения 1 г изобутилацетата при выходе эфира 60% от теоретически возможного?

5. По данным анализа, вещество содержит 48,649% углерода, 43,243% кислорода и 8,108% водорода. Сколько сложных эфиров имеют такой состав? Составьте структурные формулы этих эфиров и назовите их. Составьте уравнения реакций получения и гидролиза этих соединений. Как называется карбоновая кислота, имеющая такой же состав? Составьте уравнения двух реакций этерификации с участием этой кислоты и этиленгликоля.

6. Для полного гидролиза 22,2 г смеси двух сложных эфиров потребовалось 168 г 10%-ного раствора гидроксида калия. При добавлении к такому же количеству смеси избытка аммиачного раствора оксида серебра выделилось 21,6 г осадка. Определите строение сложных эфиров и их содержание в исходной смеси в % (по массе).

Практическое занятие 17,18

Углеводы. Часть 1,2

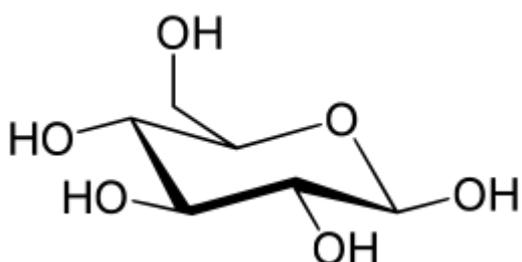
Теоретическая часть

Углево́ды — органические вещества, содержащие карбонильную группу и несколько гидроксильных групп. Название класса соединений происходит от слов «гидраты углерода», оно было впервые предложено К. Шмидтом в 1844 году. Появление такого названия связано с тем, что первые из известных науке углеводов описывались брутто-формулой $C_x(H_2O)_y$, формально являясь

соединениями углерода и воды. Сахарá — другое название низкомолекулярных углеводов: моносахаридов, дисахаридов и олигосахаридов. Углеводы являются неотъемлемым компонентом клеток и тканей всех живых организмов представителей растительного и животного мира, составляя (по массе) основную часть органического вещества на Земле. Источником углеводов для всех живых организмов является процесс фотосинтеза, осуществляемый растениями.

Углеводы — весьма обширный класс органических соединений, среди них встречаются вещества с сильно различающимися свойствами. Это позволяет углеводам выполнять разнообразные функции в живых организмах. Соединения этого класса составляют около 80 % сухой массы растений и 2—3 % массы животных.

Все углеводы состоят из отдельных «единиц», которыми являются сахараиды. По способности к гидролизу на мономеры углеводы делятся на две группы: простые и сложные. Углеводы, содержащие одну единицу, называются моносахаридами, две единицы — дисахаридами, от двух до десяти единиц — олигосахаридами, а более десяти — полисахаридами. Моносахаридами быстро повышают содержание сахара в крови и обладают высоким гликемическим индексом, поэтому их ещё называют быстрыми углеводами. Они легко растворяются в воде и синтезируются в зелёных растениях. Углеводы, состоящие из 3 или более единиц, называются сложными. Продукты, богатые сложными углеводами, постепенно повышают содержание глюкозы и имеют низкий гликемический индекс, поэтому их ещё называют медленными углеводами. Сложные углеводы являются продуктами поликонденсации простых сахаров (моносахаридов) и, в отличие от простых, в процессе гидролитического расщепления способны распадаться на мономеры с образованием сотен и тысяч молекул моносахаридов.



Распространённый в природе моносахарид — бета-D-глюкоза.

Основная статья: Моносахариды

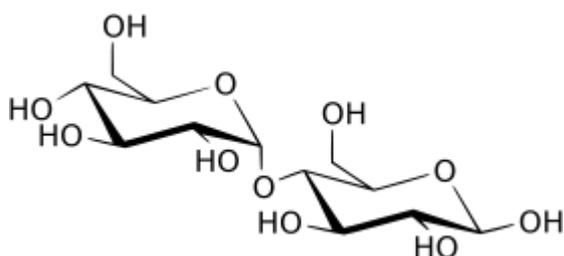
Дополнительные сведения: Альдегиды, Кетоны, и Многоатомные спирты

Моносахариды (от др.-греч. *μόνος* ‘единственный’, лат. *saccharum* ‘сахар’ и суффикса -ид) — простейшие углеводы, не гидролизующиеся с образованием более простых углеводов — обычно представляют собой бесцветные, легко растворимые в воде, плохо — в спирте и совсем нерастворимые в эфире, твёрдые прозрачные органические соединения, одна из основных групп углеводов, самая простая форма сахара. Водные растворы имеют нейтральную pH. Некоторые моносахариды обладают сладким вкусом. Моносахариды содержат карбонильную (альдегидную или кетонную) группу, поэтому их

можно рассматривать как производные многоатомных спиртов. Моносахарид, у которого карбонильная группа расположена в конце цепи, представляет собой альдегид и называется альдоза. При любом другом положении карбонильной группы моносахарид является кетоном и называется кетоза. В зависимости от длины углеродной цепи (от трёх до десяти атомов) различают триозы, тетрозы, пентозы, гексозы, гептозы и так далее. Среди них наибольшее распространение в природе получили пентозы и гексозы^[2]. Моносахариды — стандартные блоки, из которых синтезируются дисахариды, олигосахариды и полисахариды.

В природе в свободном виде наиболее распространена D-глюкоза (C₆H₁₂O₆) — структурная единица многих дисахаридов (мальтозы, сахарозы и лактозы) и полисахаридов (целлюлоза, крахмал). Другие моносахариды, в основном, известны как компоненты ди-, олиго- или полисахаридов и в свободном состоянии встречаются редко. Природные полисахариды служат основными источниками моносахаридов.

Дисахариды

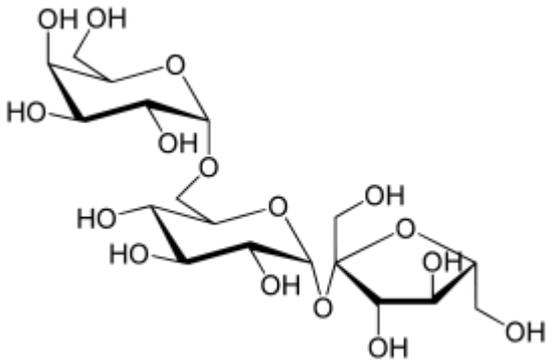


Мальтоза (солодовый сахар) — природный дисахарид, состоящий из двух остатков глюкозы

Основная статья: Дисахариды

Дисахариды (от др.-греч. δίς ‘два’, лат. saccharum ‘сахар’ и суффикса -ид) — сложные органические соединения, одна из основных групп углеводов, при гидролизе каждая молекула распадается на две молекулы моносахаридов, являются частным случаем олигосахаридов. По строению дисахариды представляют собой гликозиды, в которых две молекулы моносахаридов соединены друг с другом гликозидной связью, образованной в результате взаимодействия гидроксильных групп (двух полуацетальных или одной полуацетальной и одной спиртовой). В зависимости от строения дисахариды делятся на две группы: восстанавливающие и невосстанавливающие. Например, в молекуле мальтозы у второго остатка моносахарида (глюкозы) имеется свободный полуацетальный гидроксил, придающий данному дисахариду восстанавливающие свойства. Дисахариды наряду с полисахаридами являются одним из основных источников углеводов в рационе человека и животных.

Олигосахариды



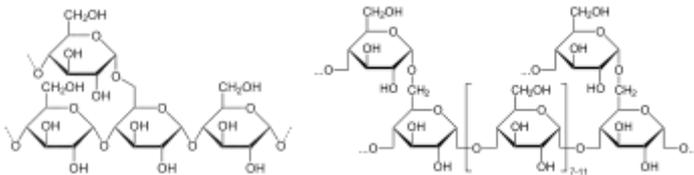
Рафиноза — природный трисахарид, состоящий из остатков D-галактозы, D-глюкозы и D-фруктозы.

Основная статья: Олигосахариды

Олигосахариды (от греч. *ὀλίγος* — немногий) — углеводы, молекулы которых синтезированы из 2—10 остатков моносахаридов, соединённых гликозидными связями. Соответственно различают: дисахариды, трисахариды и так далее^[3]. Олигосахариды, состоящие из одинаковых моносахаридных остатков, называют гомополисахаридами, а из разных — гетерополисахаридами. Наиболее распространены среди олигосахаридов дисахариды.

Среди природных трисахаридов наиболее распространена рафиноза — невозстанавливающий олигосахарид, содержащий остатки фруктозы, глюкозы и галактозы — в больших количествах содержится в сахарной свёкле и во многих других растениях.

Полисахариды



Слева — крахмал, справа — гликоген.

Основная статья: Полисахариды

См. также: Крахмал, Гликоген, Целлюлоза и Хитин

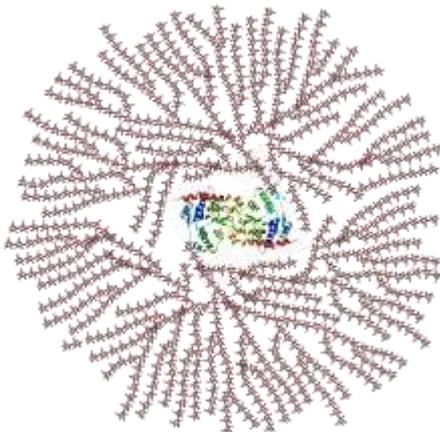
Полисахариды — общее название класса сложных высокомолекулярных углеводов, молекулы которых состоят из десятков, сотен или тысяч мономеров — моносахаридов. С точки зрения общих принципов строения в группе полисахаридов возможно различить гомополисахариды, синтезированные из однотипных моносахаридных единиц и гетерополисахариды, для которых характерно наличие двух или нескольких типов мономерных остатков^[4].

Гомополисахариды (гликаны), состоящие из остатков одного моносахарида, могут быть гексозами или пентозами, то есть в качестве мономера может быть использована гексоза или пентоза. В зависимости от химической природы полисахарида различают глюканы (из остатков глюкозы), маннаны (из маннозы), галактаны (из галактозы) и другие подобные соединения. К группе

гомополисахаридов относятся органические соединения растительного (крахмал, целлюлоза, пектиновые вещества), животного (гликоген, хитин) и бактериального (декстраны) происхождения^[2].

Полисахариды необходимы для жизнедеятельности животных и растительных организмов. Это один из основных источников энергии организма, образующейся в результате обмена веществ. Полисахариды принимают участие в иммунных процессах, обеспечивают сцепление клеток в тканях, являются основной массой органического вещества в биосфере.

Крахма́л $(C_6H_{10}O_5)_n$ — смесь двух гомополисахаридов: линейного — амилозы и разветвлённого — амилопектина, мономером которых является альфа-глюкоза. Белое аморфное вещество, не растворимое в холодной воде, способное к набуханию и частично растворимое в горячей воде. Молекулярная масса 10^5 — 10^7 Дальтон. Крахмал, синтезируемый разными растениями в хлоропластах, под действием света при фотосинтезе, несколько различается по структуре зёрен, степени полимеризации молекул, строению полимерных цепей и физико-химическим свойствам. Как правило, содержание амилозы в крахмале составляет 10—30 %, амилопектина — 70—90 %. Молекула амилозы содержит в среднем около 1 000 остатков глюкозы, связанных между собой альфа-1,4-связями. Отдельные линейные участки молекулы амилопектина состоят из 20—30 таких единиц, а в точках ветвления амилопектина остатки глюкозы связаны межцепочечными альфа-1,6-связями. При частичном кислотном гидролизе крахмала образуются полисахариды меньшей степени полимеризации — декстрины $(C_6H_{10}O_5)_p$, а при полном гидролизе — глюкоза^[4].



Структура гликогена

Гликогѐн $(C_6H_{10}O_5)_n$ — полисахарид, построенный из остатков альфа-D-глюкозы — главный резервный полисахарид высших животных и человека, содержится в виде гранул в цитоплазмеклеток практически во всех органах и тканях, однако, наибольшее его количество накапливается в мышцах и печени. Молекула гликогена построена из ветвящихся полиглюкозидных цепей, в линейной последовательности которых, остатки глюкозы соединены посредством альфа-1,4-связями, а в точках ветвления межцепочечными альфа-1,6-связями. Эмпирическая формула гликогена идентична формуле крахмала. По химическому строению гликоген близок к амилопектину с более выраженной разветвлённостью цепей, поэтому иногда называется неточным

термином «животный крахмал». Молекулярная масса 10^5 — 10^8 Дальтон и выше. В организмах животных является структурным и функциональным аналогом полисахарида растений — крахмала. Гликоген образует энергетический резерв, который при необходимости восполнить внезапный недостаток глюкозы может быть быстро мобилизован — сильное разветвление его молекулы ведёт к наличию большого числа концевых остатков, обеспечивающих возможность быстрого отщепления нужного количества молекул глюкозы. В отличие от запаса триглицеридов (жиров) запас гликогена не настолько ёмок (в калориях на грамм). Только гликоген, запасённый в клетках печени (гепатоцитах) может быть переработан в глюкозу для питания всего организма, при этом гепатоциты способны накапливать до 8 процентов своего веса в виде гликогена, что является максимальной концентрацией среди всех видов клеток. Общая масса гликогена в печени взрослых может достигать 100—120 граммов. В мышцах гликоген расщепляется на глюкозу исключительно для локального потребления и накапливается в гораздо меньших концентрациях (не более 1 % от общей массы мышц), тем не менее общий запас в мышцах может превышать запас, накопленный в гепатоцитах.

Целлюлоза (клетчатка) — наиболее распространённый структурный полисахарид растительного мира, состоящий из остатков альфа-глюкозы, представленных в бета-пиранозной форме. Таким образом, в молекуле целлюлозы бета-глюкопиранозные мономерные единицы линейно соединены между собой бета-1,4-связями. При частичном гидролизе целлюлозы образуется дисахарид целлобиоза, а при полном — D-глюкоза. В желудочно-кишечном тракте человека целлюлоза не переваривается, так как набор пищеварительных ферментов не содержит бета-глюкозидазу. Тем не менее, наличие оптимального количества растительной клетчатки в пище способствует нормальному формированию каловых масс^[4]. Обладая большой механической прочностью, целлюлоза выполняет роль опорного материала растений, например, в составе древесины её доля варьирует от 50 до 70 %, а хлопок представляет собой практически стопроцентную целлюлозу^[2].

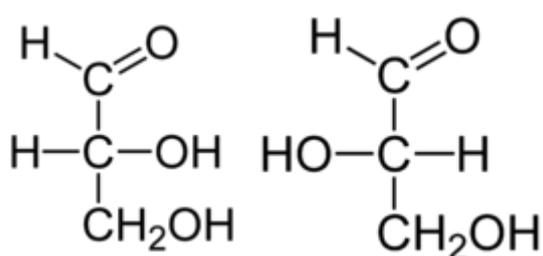
Хитин — структурный полисахарид низших растений, грибов и беспозвоночных животных (в основном роговые оболочки членистоногих — насекомых и ракообразных). Хитин, подобно целлюлозе в растениях, выполняет опорные и механические функции в организмах грибов и животных. Молекула хитина построена из остатков N-ацетил-D-глюкозамина, связанных между собой бета-1,4-гликозидными связями. Макромолекулы хитина неразветвлённые и их пространственная укладка не имеет ничего общего с целлюлозой^[2].

Пектиновые вещества — полигалактуроновая кислота, содержится в плодах и овощах, остатки D-галактуроновой кислоты связаны альфа-1,4-гликозидными связями. В присутствии органических кислот способны к желеобразованию, применяются в пищевой промышленности для приготовления желе и мармелада. Некоторые пектиновые вещества оказывают противоязвенный эффект и являются активной составляющей ряда фармацевтических препаратов, например, производное подорожника «плантаглюцид».

Мурамин (лат. *múrus* — стенка) — полисахарид, опорно-механический материал клеточной стенки бактерий. По химическому строению представляет собой неразветвлённую цепь, построенную из чередующихся остатков N-ацетилглюкозамина и N-ацетилмурамовой кислоты, соединённых бета-1,4-гликозидной связью. Мурамин по структурной организации (неразветвлённая цепь бета-1,4-полиглюкопиранозного скелета) и функциональной роли весьма близок к хитину и целлюлозе^[2].

Декстраны — полисахариды бактериального происхождения — синтезируются в условиях промышленного производства микробиологическим путём (воздействием микроорганизмов *Leuconostoc mesenteroides* на раствор сахарозы) и используются в качестве заменителей плазмы крови (так называемые клинические «декстраны»: Полиглюкин и другие).

Пространственная изомерия



Слева D-глицеральдегид, справа
L-глицеральдегид.

Основная статья: Изомерия

Изомерия (от др.-греч. ἴσος — равный, и μέρος — доля, часть) — существование химических соединений (изомеров), одинаковых по составу и молекулярной массе, различающихся по строению или расположению атомов в пространстве и, вследствие этого, по свойствам.

Стереои́зомерия моносахаридов: изомер глицеральдегида у которого при проецировании модели на плоскость OH-группа у асимметричного атома углерода расположена с правой стороны принято считать D-глицеральдегидом, а зеркальное отражение — L-глицеральдегидом. Все изомеры моносахаридов делятся на D- и L- формы по сходству расположения OH-группы у последнего асимметричного атома углерода возле CH₂OH-группы (кетозы содержат на один асимметричный атом углерода меньше, чем альдозы с тем же числом атомов углерода). Природные гексозы — глюкоза, фруктоза, манноза и галактоза — по стереохимическим конфигурациям относят к соединениям D-ряда.

В живых организмах углеводы выполняют следующие функции:

1. Структурная и опорная функции. Углеводы участвуют в построении различных опорных структур. Так целлюлоза является основным структурным компонентом клеточных стенок растений, хитин выполняет

аналогичную функцию у грибов, а также обеспечивает жёсткость экзоскелета членистоногих.

2. Защитная роль у растений. У некоторых растений есть защитные образования (шипы, колючки и др.), состоящие из клеточных стенок мёртвых клеток.
3. Пластическая функция. Углеводы входят в состав сложных молекул (например, пентозы (рибоза и дезоксирибоза) участвуют в построении АТФ, ДНК и РНК).
4. Энергетическая функция. Углеводы служат источником энергии: при окислении 1 грамма углеводов выделяются 4,1 ккал энергии и 0,4 г воды.
5. Запасающая функция. Углеводы выступают в качестве запасных питательных веществ: гликоген у животных, крахмал и инулин — у растений.
6. Осмотическая функция. Углеводы участвуют в регуляции осмотического давления в организме. Так, в крови содержится 100—110 мг/% глюкозы, от концентрации глюкозы зависит осмотическое давление крови.
7. Рецепторная функция. Олигосахариды входят в состав воспринимающей части многих клеточных рецепторов или молекул-лигандов.

В суточном рационе человека и животных преобладают углеводы. Травоядные получают крахмал, клетчатку, сахарозу. Хищники получают гликоген с мясом.

Организмы животных не способны синтезировать углеводы из неорганических веществ. Они получают их от растений с пищей и используют в качестве главного источника энергии, получаемой в процессе окисления:

В зелёных листьях растений углеводы образуются в процессе фотосинтеза — уникального биологического процесса превращения в сахара неорганических веществ — оксида углерода (IV) и воды, происходящего при участии хлорофилла за счёт солнечной энергии:

Обмен углеводов в организме человека и высших животных складывается из нескольких процессов:

1. Гидролиз (расщепление) в желудочно-кишечном тракте полисахаридов и дисахаридов пищи до моносахаридов, с последующим всасыванием из просвета кишки в кровеносное русло.
2. Гликогеногенез (синтез) и гликогенолиз (распад) гликогена в тканях, в основном в печени.
3. Аэробный (пентозофосфатный путь окисления глюкозы или пентозный цикл) и анаэробный (без потребления кислорода) гликолиз — пути расщепления глюкозы в организме.
4. Взаимопревращение гексоз.
5. Аэробное окисление продукта гликолиза — пирувата (завершающая стадия углеводного обмена).

6. Глюконеогенез — синтез углеводов из неуглеводистого сырья (пировиноградная, молочная кислота, глицерин, аминокислоты и другие органические соединения).

Главными источниками углеводов из пищи являются: хлеб, картофель, макароны, крупы, сладости. Чистым углеводом является сахар. Мёд, в зависимости от своего происхождения, содержит 70—80 % глюкозы и фруктозы.

Для обозначения количества углеводов в пище используется специальная хлебная единица.

К углеводной группе, кроме того, примыкают и плохо перевариваемые человеческим организмом клетчатка и пектины.

Задачи к практическому занятию:

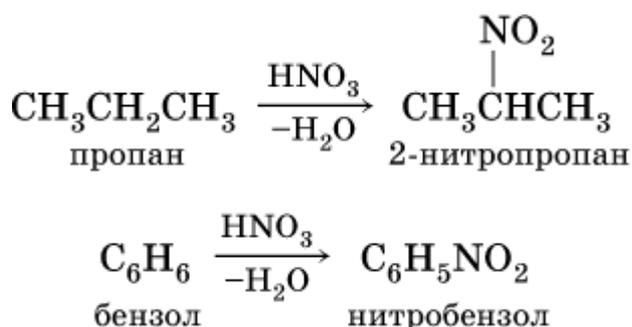
1. Подвергаются ли гидролизу: а) глюкоза; б) фруктоза; в) сахароза? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. Даны растворы глицерина и глюкозы. Как распознать эти вещества опытным путём? Составьте план работы. Опишите предполагаемые наблюдения и подтвердите их уравнениями реакций.
3. Какая масса молочной кислоты образуется при брожении глюкозы массой 300 г, содержащей 5% примесей?
4. Из каких растений выделяют сахарозу? Составьте схему, отражающую процесс её выделения.
5. Даны растворы глюкозы и сахарозы. Как распознать их опытным путём? Составьте план работы. Опишите предполагаемые наблюдения и подтвердите их уравнениями реакций.
6. Массовая доля крахмала $(C_6H_{10}O_5)_n$ в картофеле составляет 20%. Рассчитайте массу глюкозы, которую можно получить из картофеля массой 1620 г.
7. Каковы области применения сахарозы и глюкозы?
8. Даны растворы глицерина и сахарозы. Как распознать их опытным путём? Составьте план работы. Опишите предполагаемые наблюдения и подтвердите их уравнениями реакций.
9. Рассчитайте объём углекислого газа (н. у.), который образуется при спиртовом брожении глюкозы массой 250 г, содержащей 4% примесей.
10. Как классифицируют углеводы?
11. Даны раствор сахарозы и формалин. Как распознать их опытным путём? Составьте план работы. Опишите предполагаемые наблюдения и подтвердите их уравнениями реакций.

12. Какую массу шестиатомного спирта сорбита можно получить при восстановлении глюкозы массой 1 кг? Массовая доля выхода сорбита составляет 80%.

Практическое занятие 19,20
Азотсодержащие соединения. Часть 1,2
Теоретическая часть

Очень важны в народном хозяйстве азотсодержащие органические вещества. Азот может входить в органические соединения в виде нитрогруппы NO_2 , аминогруппы NH_2 и амидогруппы (пептидной группы) – C(O)NH , причем всегда атом азота будет непосредственно связан с атомом углерода.

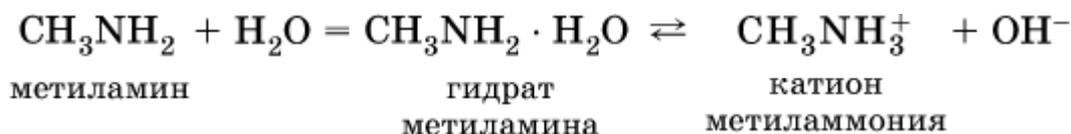
Нитросоединения получают при прямом нитровании предельных углеводородов азотной кислотой (давление, температура) или при нитровании ароматических углеводородов азотной кислотой в присутствии серной кислоты, например:



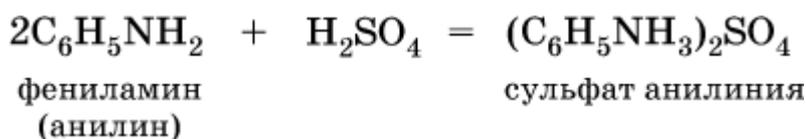
Низшие нитроалканы (бесцветные жидкости) используются как растворители пластмасс, целлюлозного волокна, многих лаков, низшие нитроарены (желтые жидкости) – как полупродукты для синтеза аминосоединений.

Амины (или *аминосоединения*) можно рассматривать как органические производные аммиака. Амины могут быть первичными $\text{R} - \text{NH}_2$, вторичными $\text{RR}'\text{NH}$ и третичными $\text{RR}'\text{R}''\text{N}$, в зависимости от числа атомов водорода, которые замещены на радикалы R , R' , R'' . Например, первичный амин — *этиламин* $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, вторичный амин — *диэтиламин* $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$, третичный амин — *триэтиламин* $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$.

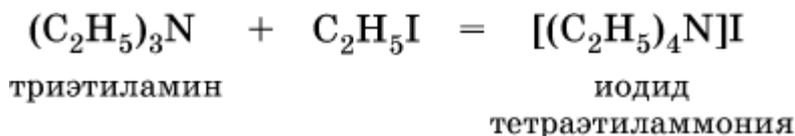
Амины, как и аммиак, проявляют основные свойства, они в водном растворе гидратируются и диссоциируют как слабые основания:



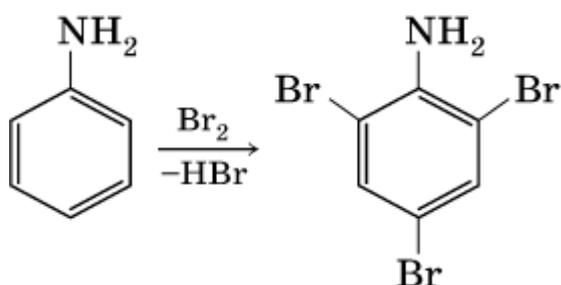
а с кислотами образуют соли:



Третичные амины присоединяют галогенпроизводные с образованием солей четырехзамещенного аммония:

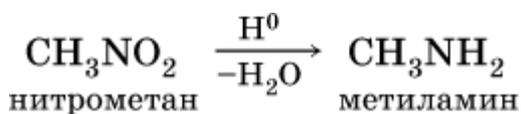


Ароматические амины (в которых аминогруппа связана непосредственно с бензольным кольцом) являются более слабыми основаниями, чем алкиламины, из-за взаимодействия неподеленной пары электронов атома азота с π -электронами бензольного кольца. Аминогруппа облегчает замещение водорода в бензольном кольце, например на бром; из анилина образуется 2,4,6-триброманилин:

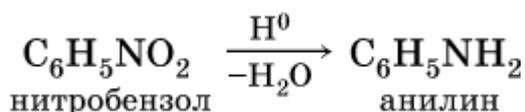


Получение: восстановление нитросоединений с помощью атомарного водорода (получают либо непосредственно в сосуде по реакции $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}^0$, либо при пропускании водорода H_2 над никелевым катализатором $\text{H}_2 = 2\text{H}^0$) приводит к синтезу первичных аминов:

а)



б) реакция Зинина



Амины используются в производстве растворителей для полимеров, лекарственных препаратов, кормовых добавок, удобрений, красителей. Очень ядовиты, особенно анилин (желто-коричневая жидкость, всасывается в организм даже через кожу).

Физиологическое значение белков трудно переоценить, не случайно их называют «носителями жизни». Белки – основной материал, из которого построен живой организм, т. е. протоплазма каждой живой клетки.

При биологическом синтезе белка в полипептидную цепь включаются остатки 20 аминокислот (в порядке, задаваемом генетическим кодом организма). Среди них есть и такие, которые не синтезируются вообще (или синтезируются в недостаточном количестве) самим организмом, они называются *незаменимыми аминокислотами* и вводятся в организм вместе с пищей. Пищевая ценность белков различна; животные белки, имеющие более высокое содержание незаменимых аминокислот, считаются для человека более важными, чем растительные белки.

Задачи к практическому занятию:

1. Как можно получить анилин, исходя из метана и не используя другие органические соединения? Укажите условия протекания реакций.
2. Какой объем 15%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,14 г/мл) необходим для нейтрализации амінооцтової кислоты, добытой из 12,8 г карбида кальция.
3. Есть раствор фенола и анилина в бензоле (массовая доля фенола в растворе составляет 4,4 %, анилина - 7,2%). Вычислите массу раствора брома, которую надо взять для бромирования исходного образца раствора массой 350 г. Массовая доля брома в растворе равна 2 %.
4. Приведите по три структурные формулы первичных, вторичных и третичных аминов. Назовите их.
5. Составьте структурные формулы изомеров пропилэтиламина. К каким типам органических соединений относятся эти вещества? Дайте их названия.
6. Как влияет способность образовывать водородные связи на физические свойства аминов?
7. Найдите массу 19,6%-ного раствора серной кислоты, способного прореагировать с 11,2 л метиламина (н. у.) с образованием средней соли.
8. Составьте схему получения диэтиламина из этена и неорганических веществ. Запишите уравнения реакций.
9. Объясните, почему основные свойства анилина выражены слабее, чем у аммиака и алифатических аминов.

Лабораторная работа 1,2

Общие правила работы, химические реактивы, посуда в химической лаборатории. Техника безопасности в химической лаборатории. Проведение экспериментов и оформление лабораторных работ. Часть 1, 2

Теоретическая часть

Химическая посуда делится на стеклянную и фарфоровую. Основным требованием, предъявляемым к стеклянной посуде, является ее химическая устойчивость. Химическая устойчивость – это свойство стекла противостоять разрушающему действию растворов щелочей, кислот и других веществ. Термическая устойчивость – способность посуды выдерживать резкие колебания температуры

Вся посуда по назначению делится на несколько групп:

- общего назначения (используется для выполнения нескольких химических операций): пробирки, стаканы, плоскодонные, конические и круглодонные колбы, колбы Вюрца (круглодонные с газоотводной трубкой), кристаллизаторы, воронки, часовые стекла, бюксы;

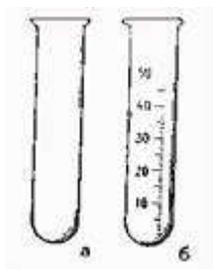
- мерная посуда: цилиндры, мензурки, пипетки Мора и градуированные пипетки, мерные колбы;

- посуда специального назначения: осушительные склянки (Тищенко, Вульфа, Дрекслея), аппарат Киппа, установка для фильтрования под вакуумом, которая

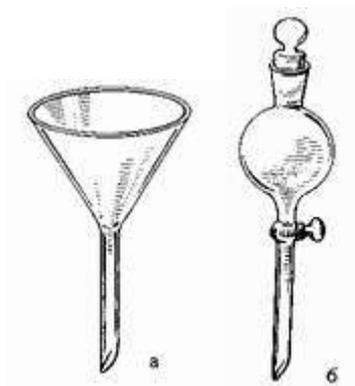
состоит из колбы Бунзена, воронки Бюхнера, склянки-ловушки и водоструйного насоса;

- посуда из фарфора и других материалов: шпатели, ступки, выпарительные чашки, тигли.

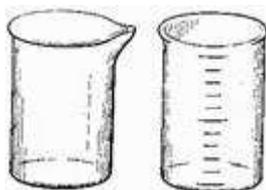
Посуда общего назначения



Пробирки: а) химическая – для проведения химических реакций; б) мерная – для отмеривания объема жидкости



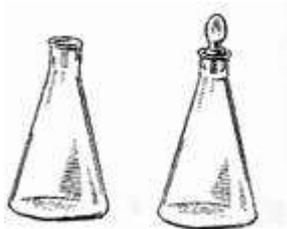
Воронки а) химическая– для переливания жидкости; б) капельная – для добавления определенного объема жидкости по каплям; в) делительная – для разделения несмешивающихся жидкостей;



Стакан – для осуществления разнообразных химических процессов (фильтрование, нагревание, разбавление, ориентировочное отмеривание объема жидкости)



Колба круглая плоскодонная– для хранения растворов, осуществления химических процессов (фильтрование, нагревание, разбавление, ориентировочное отмеривание объема жидкости)



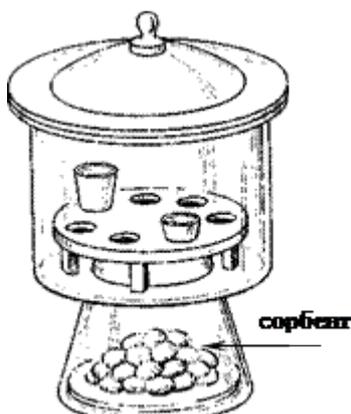
Колба коническая - для титрования



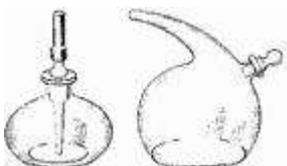
Кристаллизатор – для охлаждения веществ



Колба круглодонная – входит в состав перегонных установок.



Эксикатор – для медленного высушивания и для сохранения веществ, легко поглощающих влагу. В качестве водопоглощающих средств (сорбента) применяют следующие вещества: сухой хлорид кальция, оксид алюминия, серную кислоту (концентрированную), силикагель.



Капельница – для добавления нескольких капель какого-либо реактива

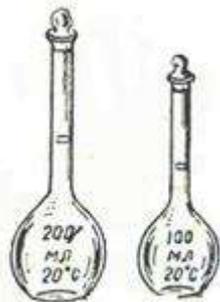


Бюкс - для хранения сухих веществ, высушивания их в сушильном шкафу, взвешивания

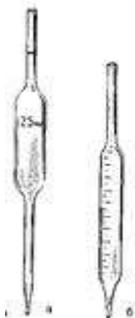
Мерная посуда



Цилиндр – для отмеривания объема жидкости



Колба мерная – для приготовления растворов с точной концентрацией (молярных или нормальных), а также для отмеривания точного объема жидкости.



Пипетки – для точного отмеривания определенного объема жидкости



Бюретки – для отмеривания точных объемов жидкости (например, при титровании)



Посуда из фарфора и других материалов

Ступка с пестиком – для измельчения сухих веществ



Фарфоровая чашка – для выпаривания



Проволочный треугольник с фарфоровыми трубками – приспособление для осуществления процессов выпаривания и прокаливания на открытом пламени.



Тигель – для прокаливания веществ в муфельной печи и озоления в открытом пламени.



Тигельные щипцы – для захватывания крышек тиглей.

Пинцет – для удерживания небольших предметов.

Правила работы с химическими реактивами

Химические реактивы хранят чаще всего в стеклянной реактивной таре – склянках (с узким горлышком) для жидкостей и банках (с широким горлом) для твердых веществ. Склянки и банки с реактивами должны быть обязательно закрыты и снабжены этикетками с указанием названия, химической формулы вещества и необходимой информации, например, концентрация растворов, содержание основного вещества и т.д. Условия хранения реактивов зависят от их свойств. Непосредственно в лаборатории хранят в небольших количествах реактивы, необходимые для текущей работы. Основное место хранения – сухой, проветриваемый склад. Недопустимо хранить рядом реактивы, которые могут реагировать между собой, например, концентрированные растворы аммиака и летучих кислот. Летучие реактивы (эфир, бром, концентрированный аммиак, соляная и азотная кислоты) хранят в сосудах с тщательной герметизацией.

В лаборатории банки и склянки с реактивами хранят в специальном шкафу. Ядовитые, летучие и огнеопасные вещества в количествах, необходимых для работы в течение рабочего дня, ставят в вытяжной шкаф. Склянки с растворами веществ, не разлагающихся под действием света, можно ставить на открытые полки.

При работе с химическими реактивами необходимо соблюдать ряд правил. Несоблюдение их может привести к отравлениям, ожогам, повреждениям глаз, дыхательных путей и другим нежелательным последствиям (порче оборудования, одежды, личных вещей).

1. Ни в коем случае нельзя пробовать реактивы на вкус.
2. Нюхать реактивы следует только в случае необходимости и очень осторожно.
3. Недопустимо брать твердые реактивы руками. Следует пользоваться чистым и сухим шпателем. Реактив, случайно просыпавшийся на стол, неизбежно загрязняется, его нельзя высыпать обратно в банку.
4. Жидкие реактивы, например, различные растворы, переливают, пользуясь воронкой.
5. Реактивы следует расходовать экономно.

6. Нельзя путать пробки и крышки от склянок и банок, так как это ведет к загрязнению реактивов.
7. Опыты с едкими, ядовитыми, сильно пахнущими веществами проводят в вытяжном шкафу.

Особого внимания требует работа с концентрированными растворами кислот и щелочей, которые могут вызывать тяжелые, плохо заживающие химические ожоги. Такую же опасность представляют некоторые растворы, например, хромовая смесь, в состав которой входит концентрированная серная кислота.

1. Если концентрированная кислота прольется на пол, ее тут же следует засыпать песком, собрать его и вынести из помещения, облитое место обработать раствором соды.
2. Концентрированные растворы кислот запрещается выливать в раковину. Отработанные кислоты разбавляют, нейтрализуют содой, нейтральные растворы можно затем сливать в канализацию.
3. Во избежание разбрызгивания растворы кислот и щелочей наливают, располагая склянку непосредственно над сосудом. При налипании растворов пользуются воронкой. При случайном разливе растворов на стол их необходимо сразу убрать.
4. При отборе проб растворов кислот и щелочей их следует набирать в пипетку с помощью груши.
5. При попадании кислот на руки, лицо, одежду их смывают проточной водой в течение 15 мин, затем пораженное место обрабатывают 2%-ным раствором гидрокарбоната натрия (питьевая сода). При попадании растворов щелочей пораженное место также промывают большим количеством воды, а затем обрабатывают 2% раствором борной или уксусной кислоты.
6. В случае попадания кислоты в глаза после промывания водой в течение 10-15 мин продолжают промывание 2% раствором гидрокарбоната натрия.

Особенно опасны ожоги глаз щелочью, так как после них остаются рубцы на роговице. При попадании щелочи в глаза необходимо промыть их водой в течение 10-15 мин водой, а затем рекомендуется продолжить промывание физиологическим раствором в течение 30-60 мин.

При поражении глаз химическими веществами после тщательного промывания следует немедленно обратиться к врачу.

Мытье и сушка посуды

Посуда, употребляемая для опытов, должна быть чистой, ее моют водопроводной водой с помощью специальных щеток — ершиков, а затем несколько раз ополаскивают дистиллированной водой. Если посуда очень загрязнена, к воде прибавляют немного соляной кислоты или моют ее «хромовой смесью» (смесь дихромата калия с концентрированной серной

кислотой). Если необходимо быстро высушить посуду, ее помещают в сушильный шкаф. Мерную посуду моют тотчас же после употребления.

Вопросы к лабораторной работе

1. Перечислить основные правила техники безопасности работы в химической лаборатории.
2. Правила оформления лабораторного журнала.
3. Перечислить виды химической посуды.
4. Перечислить стеклянную мерную посуду.
5. Перечислить фарфоровую посуду и ее назначение.
6. Правила работы со спиртовкой.
7. Правила работы с пипеткой.
8. Правила работы с бюреткой.
9. Изготовление фильтра.
10. Мытье и сушка посуды.

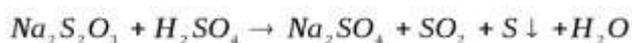
Лабораторная работа 3,4

Скорость химических реакций и химическое равновесие.

Часть 1,2

Теоретическая часть

Реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой выражается общим уравнением.



Экспериментальная часть

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорости реакции.

Для проведения опыта налил в четыре пронумерованные пробирки 2% раствор тиосульфата натрия: в первую - 2 мл, во вторую - 3 мл, в третью - 4 мл, в четвертую - 6 мл. После этого в первую пробирку долил 4 мл воды, во вторую - 3 мл воды, в третью - 2 мл воды. Затем в каждую из пробирок поочередно прилил по 6 мл раствора серной кислоты, отмечая на часах момент приливания кислоты и момент помутнения раствора. Результаты занес в таблицу 1.

По полученным данным на миллиметровой бумаге построил график, откладывая на оси ординат величину, характеризующую скорость реакции, на оси абсцисс - концентрацию раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в процентах.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

В три пробирки налил по 4 мл 2% раствора тиосульфата натрия, а в три другие пробирки по 4 мл 2% раствора серной кислоты. Поместил 2 пробирки (одну с кислотой, одну с тиосульфатом натрия) в стакан с водой, снабженный термометром. Через 3-5 мин отмерил в них температуру. Затем достал пробирку с кислотой и, не вытаскивая вторую пробирку, аккуратно вылил кислоту в пробирку с тиосульфатом натрия. Отметил на часах момент приливания кислоты и момент помутнения раствора. Помыл пробирки.

После этого нагревал воду до тех пор, пока температура не стала выше первоначальной на 10°C . Поместил в стакан с водой снова 2 пробирки (одну с кислотой, одну с тиосульфатом натрия) выдержите пробирки при этой температуре 3-5 минут и вновь влил раствор серной кислоты в пробирку с тиосульфатом натрия. Отметил на часах момент приливания кислоты и момент помутнения.

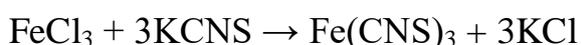
Вновь нагрел стакан с водой до температуры выше первоначальной на 20°C и вновь проделал опыт с оставшимися двумя пробирками. Результаты опыта записал в таблицу 2.

По данным таблицы 1 построил график, откладывая на оси абсцисс температуру, а на оси ординат величину, характеризующую скорость реакции $1/t$.

Опыт 3. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

В пробирку налил несколько капель раствора хлорида железа (III), несколько капель раствора роданида калия (KCNS) и разбавил водой до светло-желтого цвета. Полученную смесь разлил равными частями в четыре пробирки. В одну пробирку добавил раствор FeCl_3 , во вторую - сухого KCl, в третью пробирку добавил раствор KCNS. Четвертую пробирку использовал в качестве эталона.

Сравнил цвет растворов в этих пробирках с цветом раствора в пробирке № 4. Данные опыта занес в таблицу 3.



Константа равновесия:

$$k = \frac{[\text{Fe}(\text{CNS})_3] \cdot [\text{KCl}]^3}{[\text{FeCl}_3] \cdot [\text{KCNS}]^3}$$

С увеличением концентрации исходных веществ равновесие смещалось в сторону образования продуктов реакции, с увеличением концентрации продуктов реакции равновесие смещалось в сторону исходных веществ, что свидетельствует о выполнении принципа Ле Шателье.

Лабораторная работа 5.
Растворы электролитов. Гидролиз солей.
Экспериментальная часть

Опыт № 1. Реакция среды в растворах различных солей

В 4 пробирки внесите по 5 капель воды. В первую пробирку внесите 1 каплю раствора нейтрального лакмуса, перемешайте и оставьте в качестве контрольной. В три другие пробирки растворите по одному микрошпателью кристаллов солей. В каждую пробирку внесите по 1 капле раствора нейтрального лакмуса. Растворы размешайте. По изменению окраски лакмуса сделайте вывод о реакции среды, помня, что в кислой среде он имеет розовую окраску, в нейтральной – фиолетовую, в щелочной – синюю.

Полученные результаты занесите в таблицу:

№ пробирки	Формула соли		Окраска лакмуса	Реакция среды	рН раствора
1					
2					
3					

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу?

Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза. Сделайте вывод о влиянии состава солей на способность их к гидролизу, реакцию среды в растворах солей, глубину, характер (необратимый, обратимый), продукты реакции.

Последовательность действий:

1. В каждую из четырех пробирок вносим по 5 капель воды (нажимаем ЛКМ на капельницу с водой и по 5 раз ПКМ над каждой пробиркой);
2. Первая пробирка является контрольной (пробирки пронумерованы на штативе);
3. Берем первую пробирку (нажатие ЛКМ);
4. Добавляем 1 каплю нейтрального лакмуса (нажимаем ЛКМ на пипетку с лакмусом, затем 1 раз нажимаем ПКМ над пробиркой и затем снова ЛКМ, чтобы убрать пипетку обратно);

5. Убираем пробирку в штатив (нажатие ЛКМ на пробирку);
6. Берем вторую пробирку (нажатие ЛКМ);
7. С помощью микрошпателя во вторую пробирку помещаем несколько кристаллов хлорида алюминия (нажимаем ЛКМ на пробирку и затем ЛКМ на микрошпатель с $AlCl_3$);
8. Добавляем 1 каплю нейтрального лакмуса (см. п.4);
9. Перемешиваем раствор с помощью стеклянной палочки (нажатие ЛКМ на палочку);
10. Убираем пробирку в штатив (нажатие ЛКМ на пробирку);
11. Берем третью пробирку (нажатие ЛКМ);
12. В третью пробирку таким же образом всыпаем несколько кристаллов карбоната натрия (нажимаем ЛКМ на пробирку и затем ЛКМ на микрошпатель с Na_2CO_3);
13. Добавляем 1 каплю нейтрального лакмуса (см. п.4);
14. Перемешиваем раствор с помощью стеклянной палочки (нажатие ЛКМ на палочку);
15. Убираем пробирку в штатив (нажатие ЛКМ на пробирку);
16. Берем четвертую пробирку (нажатие ЛКМ);
17. В четвертую пробирку добавляем несколько кристаллов хлорида калия (нажимаем ЛКМ на пробирку и затем ЛКМ на микрошпатель с KCl);
18. Добавляем 1 каплю нейтрального лакмуса (см. п.4);
19. Перемешиваем раствор с помощью стеклянной палочки (нажатие ЛКМ на палочку);
20. Убираем пробирку в штатив (нажатие ЛКМ на пробирку);
21. Отметим изменение окраски лакмуса в каждом из растворов;
22. Делаем вывод о реакции среды учитывая изменение окраски индикатора, т. е. учитываем то, что в кислой среде лакмус имеет розовую окраску, в нейтральной – фиолетовую, а в щелочной – синюю. Полученные результаты заносим в таблицу:

Опыт № 2. Совместный гидролиз двух солей

В пробирку внесите 5 капель раствора трихлорида алюминия и столько же капель раствора карбоната натрия. Обратите внимание на выпадение осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков газа. Напишите в ионно-молекулярном и молекулярном виде уравнения реакции, которая привела к образованию гидроксида алюминия. Объясните, почему образуется не карбонат, а гидроксид алюминия, какой газ выделяется и почему? Сделайте вывод о взаимном усилении гидролиза двух солей.

Последовательность действий:

1. Берем пробирку (нажатие ЛКМ на пробирку);
2. Берем капельницу, содержащую $AlCl_3$ (нажатие ЛКМ на капельницу);
3. Капаем в пробирку 5 капель этого раствора (5 нажатий ПКМ на капельницу);
4. Берем капельницу с раствором $NaCO_3$ (нажатие ЛКМ на капельницу);
5. Капаем в пробирку 5 капель раствора карбоната натрия (5 нажатий ПКМ на капельницу);
6. Перемешиваем реагенты в пробирке с помощью стеклянной палочки (нажатие ЛКМ на палочку);
7. Наблюдаем изменения, произошедшие с реагирующими веществами. Отмечаем выпадение осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков газа CO_2 ;
8. Записываем в ионно-молекулярном и молекулярном виде уравнение проведенной реакции, которая привела к образованию гидроксида алюминия;
9. Объясняем, почему образуется не карбонат, а гидроксид алюминия, какой газ выделяется и почему?
10. Делаем вывод о взаимном усилении гидролиза двух солей;

Опыт № 3. Влияние температуры на степень гидролиза

Налейте в пробирку $1/2$ ее объема дистиллированной воды, внесите в нее 2-3 микрошпателя ацетата натрия и добавьте 3-4 капли фенолфталеина. Раствор размешайте стеклянной палочкой. Обратите внимание на окраску раствора. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли. Раствор нагрейте на водяной бане. Как изменилась окраска индикатора? Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Охладите пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия гидролиза?

Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Укажите причины этого влияния.

Последовательность действий:

1. Берем пробирку (нажатие ЛКМ на пробирку);
2. Берем капельницу с дистиллированной водой (нажатие ЛКМ на капельницу);
3. Наливаем в пробирку на 1/2 ее объема дистиллированной воды (5 нажатий ПКМ на капельницу);
4. Всыпаем в эту пробирку микрошпатель ацетата натрия (нажатие ЛКМ на микрошпатель);
5. Отставляем капельницу с водой в сторону;
6. Берем пипетку с фенолфталеином (нажатие ЛКМ на пипетку);
7. Добавляем в пробирку 2 капли фенолфталеина (2 нажатия ПКМ на пипетку);
8. Перемешиваем раствор стеклянной палочкой (нажатие ЛКМ на палочку);
9. Наблюдаем произошедшие изменения с реагирующими веществами, Обращаем внимание на окраску раствора;
10. Записываем ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза этой соли;
11. Помещаем пробирку на горячую водяную баню, заранее подготовленную для эксперимента (нажатие ЛКМ на пробирку);
12. Нагреваем пробирку на водяной бане в течение нескольких минут (в верхней части экрана появится надпись о том, что идет нагревание, когда надпись исчезнет – пробирка нагрелась);
13. Достаем пробирку (нажатие ЛКМ);
14. Снова наблюдаем произошедшие изменения; Как изменилась окраска индикатора?
15. Какой вывод об изменении концентраций ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза?
16. Охлаждаем пробирку в холодной воде (нажатие ЛКМ на пробирку);

17. Достаем пробирку после охлаждения (когда надпись пропадет, нажимаем ЛКМ на пробирку)
18. Происходит ли снова смещение равновесия гидролиза?
19. Делаем вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. В чем причины этого влияния?
20. Составляем отчет о проделанной работе по указанной форме.

Лабораторная работа 6,7
Моделирование построения Периодической
таблицы химических элементов. Часть 1,2
Экспериментальная часть

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить предложенные задания.
3. Составить отчет.

Задание № 1

Расположить химические элементы 2,3,4 периодов в порядке возрастания относительных атомных масс, разделить их на ряды, начинающиеся щелочным металлом и заканчивающиеся инертным газом.

Выявить:

1. Закономерности изменения свойств химических элементов в рядах, объяснить почему.
2. Закономерности изменения валентности в кислородных соединениях химических элементов, объяснить
3. Закономерности изменения валентности по в водородных соединениях химических элементов.

Задание № 2

Ряды химических элементов в которых свойства изменяются последовательно (металлические усиливаются, а неметаллические ослабевают) расположить друг под другом.

Выявить:

1. Закономерности изменения свойств химических элементов от периода к периоду, объяснить почему.
2. Определить группы сходных элементов.

Задание № 3

Записать схемы строения атомов химических элементов, электронные формулы и их графическое изображение, дать общую характеристику химических элементов периодической таблицы Д.И. Менделеева.

Вопросы к лабораторной работе:

1. Формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.
2. Что называется периодом?
3. Что такое группа?
4. Как изменяются свойства химических элементов в периодах и почему?
5. Как изменяются свойства химических элементов в группах и почему?

Лабораторная работа 8.

Ознакомление со свойствами дисперсных систем.

Экспериментальная часть

Цель: получить дисперсные системы и исследовать их свойства

Оборудование: пробирки, штатив

Реактивы: дистиллированная вода, раствор желатина, кусочки мела, раствор серы

Методические указания:

1. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

Налить в 2 пробирки по 5мл дистиллированной воды.

В пробирку №1 добавить 1мл 0,5%-ного раствора желатина.

Затем в обе пробирки внести небольшое количество мела и сильно взболтать.

Поставить обе пробирки в штатив и наблюдать расслаивание суспензии.

Ответьте на вопросы:

Одинаково ли время расслаивания в обеих пробирках? Какую роль играет желатин? Что является в данной суспензии дисперсной фазой и дисперсионной средой?

2. Исследование свойств дисперсных систем

К 2-3мл дистиллированной воды добавьте по каплям 0,5-1мл насыщенного раствора серы. Получается опалесцирующий коллоидный раствор серы. Какую окраску имеет гидрозоль?

3. Напишите отчет:

-укажите номер лабораторной работы, ее название, цель, используемое оборудование и реактивы;

-в ходе работы отобразите проведенные опыты и их результат в виде таблицы:

№ опыта	Цель	Схема опыта	Результат
1	Приготовить суспензию карбоната кальция в воде		
2	Исследовать свойства дисперсных систем		

-сделайте и запишите вывод о проделанной работе.

(при наличии технической возможности) компьютер, OMS модуль

Приготовление раствора заданной концентрации

Цель: приготовить растворы солей определенной концентрации.

Оборудование: стакан, пипетка, весы, стеклянная лопаточка, мерный цилиндр

Реактивы: сахар, поваренная соль, пищевая сода, холодная кипяченая вода

Методические указания:

Приготовьте раствор вещества с указанной массовой долей вещества (данные указаны в таблице для десяти вариантов).

Произведите расчеты: определите, какую массу вещества и воды потребуется взять для приготовления раствора, указанного для вашего варианта.

№ варианта	наименование веществ	массовая доля вещества	масса раствора
1	сахар	10 %	200 г
2	поваренная соль	15 %	150 г
3	пищевая сода	5 %	100 г
4	сахар	20 %	50 г
5	поваренная соль	25%	100 г
6	пищевая сода	30 %	150 г
7	сахар	45%	200 г
8	поваренная соль	35 %	150 г

9	пищевая сода	50 %	100 г
10	сахар	5 %	50 г

1. Отвесьте соль и поместите ее в стакан.
2. Отмерьте измерительным цилиндром необходимый объем воды и вылейте в колбу с навеской соли.

Внимание! При отмеривании жидкости глаз наблюдателя должен находиться в одной плоскости с уровнем жидкости. Уровень жидкости прозрачных растворов устанавливают по нижнему мениску.

3. Напишите отчет о работе:
- укажите номер практической работы, ее название, цель, используемое оборудование и реактивы;

- оформите расчеты в виде задачи;
- схемой отобразите приготовление раствора;
- сделайте и запишите вывод.

Свойства неорганических кислот

Цель: изучить свойства неорганических кислот на примере соляной кислоты

Оборудование: пробирки, шпатель, пипетка, пробиркодержатель, спиртовка*

Реактивы: раствор соляной кислоты, лакмус, фенолфталеин, метилоранж; гранулы цинка и меди, оксид меди, раствор нитрата серебра.

Методические указания:

1. Испытание растворов кислот индикаторами:

В три пробирки налейте раствор соляной кислоты и поставьте их в штатив.

В каждую из пробирок добавьте несколько капель каждого индикатора: 1- метилоранж, 2- лакмус, 3- фенолфталеин. Зафиксируйте результат.

Индикатор	Среда		
	нейтральная	щелочная	
Лакмус	красный	бурый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	красный
метилоранж	красный	красный	оранжевый

2. Взаимодействие кислот с металлами:

Возьмите две пробирки и поместите в 1 – гранулу цинка, во 2 – гранулу меди. Результат зафиксируйте и объясните.

3. Взаимодействие с оксидами металлов:

Поместите в пробирку порошок оксида меди (II), прилейте раствора соляной кислоты. Нагрейте пробирку и зафиксируйте результат и объясните.

4. Взаимодействие с солями:

В пробирку налейте раствор нитрата серебра и добавьте раствор соляной кислоты. Результат зафиксируйте и объясните.

5. Напишите отчет о работе:

- укажите номер лабораторной работы, ее название, цель, используемое оборудование и реактивы;

- заполните таблицу

№	Наименование опыта	Схема проведения опыта	Наблюдения	Объяснение наблюдений	Химическое уравнение реакции
---	--------------------	------------------------	------------	-----------------------	------------------------------

- сформулируйте и запишите вывод

Лабораторная работа 9,10,11

Изготовление моделей молекул органических веществ.

Часть 1,2,3

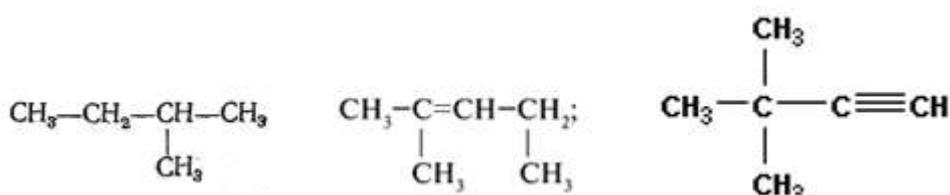
Экспериментальная часть

Ход работы. Выполнение заданий по вариантам.

Вариант №1.

Задание №1. Составьте модели молекул: а) бутана, б) циклопропана. Зарисуйте модели молекул в тетради. Напишите структурные формулы этих веществ. Найдите их молекулярные массы.

Задание №2. Назовите вещества:



Задание №3. Составьте структурные формулы веществ:

- а) бутен-2, напишите его изомер;
 б) 3,3 - диметилпентин-1.

Задание №4. Решите задачи:

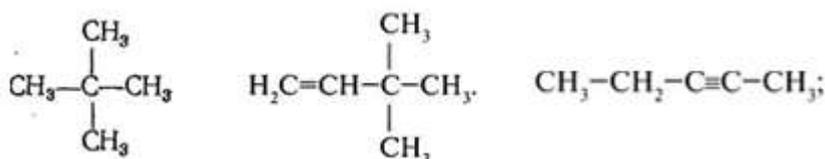
Задача 1 Определить массовую долю углерода и водорода в метане.

Задача 2. Сажа применяется для производства резины. Определить сколько г сажи (C) можно получить при разложении 22 г пропана?

Вариант №2.

Задание №1. Составьте модели молекул: а) 2-метилпропана, б) циклобутана. Зарисуйте модели молекул в тетради. Напишите структурные формулы этих веществ. Найдите их молекулярные массы.

Задание №2. Назовите вещества:



Задание №3 Составьте структурные формулы веществ:

- а) 2-метилбутен-1, напишите его изомер;
 б) пропин.

Задание №4. Решите задачи:

Задача 1. Определить массовую долю углерода и водорода в этилене.

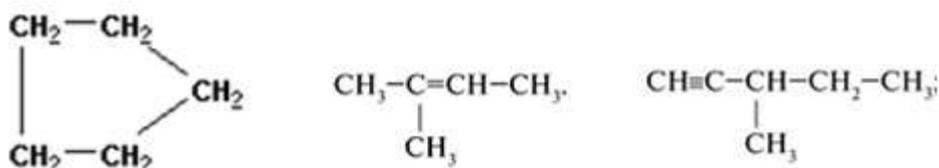
Задача 2. Сажа применяется для производства резины. Определить массу сажи (C), которую можно получить при разложении 36г пентана?

Вариант №3.

Задание №1. Составьте модели молекул: а) 1,2-дихлорэтана, б) метилциклопропана

Зарисуйте модели молекул в тетради. Напишите структурные формулы этих веществ. Определите во сколько раз дихлорэтан тяжелее воздуха?

Задание №2. Назовите вещества:



Задание №3. Составьте структурные формулы веществ:

- а) 2-метилбутен-2 напишите его изомер;
 б) 3,4-диметилпентин-1.

Задание №4. Решите задачи:

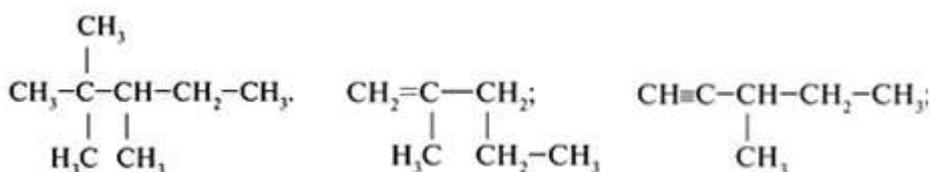
Задача 1. Найти молекулярную формулу вещества, содержащего 92,3% углерода и 7,7% водорода. Относительная плотность по водороду равна 13.

Задача 2. Какой объем водорода выделится при разложении 29 г бутана (н.у.)?

Вариант №4.

Задание №1. Составьте модели молекул: а) 2,3-диметилбутана, б) хлорциклопропана. Зарисуйте модели молекул в тетради. Напишите структурные формулы этих веществ. Найдите их молекулярные массы.

Задание №2. Назовите вещества



Задание №3. Составьте структурные формулы веществ:

- а) 2-метилбутадиектен-1,3; напишите его изомер.
 б) 4-метилпентин-2.

Задание №4. Решите задачи:

Задача 1. Найти молекулярную формулу вещества, содержащего 92,3% углерода и 7,7% водорода. Относительная плотность по водороду равна 39.

Задача 2. Какой объем углекислого газа выделится при полном сгорании 72 г автомобильного топлива, состоящего из пропана?

Лабораторная работа 12,13,14.

Изготовление моделей молекул алканов и галогеналканов. Часть 1,2,3

Экспериментальная часть

1. Гомологический ряд алканов (C1-C5). Название и молекулярная формула.
2. Составить изомер – 2, 3 диметил пентан 2, 3 метил бутан.
3. Реакция замещения метана с хлором.
4. Гомологический ряд алканов (C5-C10). Название и молекулярная формула.

5. Составить изомер – 2, 3 диметил бутан 1, 3,4 метил пентан.
6. Реакция получения этана (реакция Вюрца).
7. Назовите по систематической номенклатуре следующие вещества:

а) $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; б) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; в) $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3$

111

CH_3

CH_3

CH_3

8. Напишите структурные формулы следующих веществ:

а) н-бутан; б) 2-метилпропан; в) 2,4-диметилпентан, г) 3 метил 4 этилгексан

9. Напишите уравнения реакций, позволяющие осуществить следующие превращения:



Лабораторная работа 15,16,17.

Изготовление моделей молекул алкинов, их изомеров. Часть 1,2,3

Экспериментальная часть

1. Смоделируйте шаростержневые и объемные молекулы этена, пропена и бутена, пентена и их изомеров. Обратите внимание на пространственные формы, на цвет и размер атомов водорода, углерода, образование σ -связь С-С и С-Н и π -связь С=С, их длину и угол связи С-С, вид гибридизации атомов углерода С=С.
2. Напишите соответствующие общие, структурные формулы всех веществ и назовите их по систематической номенклатуре.
3. Какие основные положения теории А.М.Бутлерова вы использовали при изготовлении моделей молекул алкинов и их изомеров на компьютере?
4. Почему для изготовления моделей молекул используются шарики атомов различных размеров и цветов?
5. В чем преимущества и недостатки шаростержневых и объемных моделей?
6. В чем различие строения алкенов и алканов?
7. Зарисовать модели молекул этина, пропина и пентина-1, Схемы образования сигма и пи связей в молекуле этина, Сформулировать вывод.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ**Основная литература:**

1. Габриелян, О.С. Химия. 10 класс. Базовый уровень [Текст]: учебник / О.С.Габриелян. – 2-е изд., стер. – М.: Дрофа, 2019.
2. Габриелян, О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень [Текст]: учебник / О.С.Габриелян. - М.: Дрофа, 2019.

Дополнительная литература:

1. Органическая химия: учебник / А.И. Артеменко. — Москва: КноРус, 2018. — 528 с. — Для СПО. — ISBN 978-5-406-05331-7 <https://www.book.ru/book/924050>

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева																		VIII	
																		VII	
																		(H)	
																		He	
																		2	
																		4,002602	
																		гелий	
																		9	
																		F	
																		18,998403	
																		фтор	
																		10	
																		Ne	
																		20,179	
																		неон	
																		17	
																		Cl	
																		35,453	
																		хлор	
																		18	
																		Ar	
																		39,948	
																		аргон	
																		25	
																		Mn	
																		54,9380	
																		марганец	
																		26	
																		Fe	
																		55,847	
																		железо	
																		36	
																		Kr	
																		83,80	
																		криптон	
																		42	
																		Mo	
																		95,94	
																		молибден	
																		41	
																		Nb	
																		92,9064	
																		ниобий	
																		40	
																		Zr	
																		91,224	
																		цирконий	
																		39	
																		Y	
																		88,9059	
																		иттрий	
																		38	
																		Sr	
																		87,62	
																		стронций	
																		37	
																		Rb	
																		85,4678	
																		рубидий	
																		48	
																		Cd	
																		112,41	
																		кадмий	
																		49	
																		In	
																		114,82	
																		индий	
																		50	
																		Sn	
																		118,710	
																		олово	
																		72	
																		Hf	
																		178,49	
																		гафний	
																		57	
																		La*	
																		138,9055	
																		лантан	
																		80	
																		Hg	
																		200,59	
																		ртуть	
																		81	
																		Tl	
																		204,389	
																		таллий	
																		89	
																		Ac**	
																		[227]	
																		актиний	
																		88	
																		Ra	
																		[226]	
																		радий	
																		87	
																		Fr	
																		[223]	
																		франций	
																		111	
																		Rg	
																		[273]	
																		роентгий	
																		112	
																		Uub	
																		[285]	
																		унбеггий	
																		113	
																		Uut	
																		[283]	
																		унвуггий	
																		114	
																		Uuq	
																		[289]	
																		унквунгий	
																		115	
																		Uup	
																		[288]	
																		унпунгий	
																		116	
																		Uuh	
																		[286]	
																		унгунгий	
																		106	
																		Sg	
																		[266]	
																		себеггий	
																		107	
																		Bh	
																		[264]	
																		бореллий	
																		75	
																		Re	
																		[186,207]	
																		револьвий	
																		74	
																		W	
																		[183,85]	
																		вольфрам	
																		84	
																		Po	
																		[209]	
																		полоний	
																		85	
																		At	
																		[210]	
																		астат	
																		86	
																		Rn	
																		[222]	
																		радон	
																		108	
																		Hs	
																		[265]	
																		хасий	
																		109	
																		Mt	
																		[268]	
																		металл-копейка	
																		110	
																		Ds	
																		[271]	
																		дэбериум	
																		118	
																		Uuo	
																		[293]	
																		унвистхейт	
																		Ce 58	
																		140,12	
																		церий	
																		59	
																		Pr	
																		[140]	
																		приманий	
																		60	
																		Nd	
																		144,24	
																		неодим	
																		61	
																		Pm	
																		[145]	
																		прометий	
																		62	
																		Sm	
																		150,36	
																		самарий	
																		63	
																		Eu	
																		151,96	
																		европий	
																		64	
																		Gd	
																		157,25	
																		гадолиний	
																		65	
																		Dy	
																		162,50	
																		дииспрозий	
																		66	
																		Ho	
																		164,9304	
																		гольмий	
																		67	
																		Er	
																		167,26	
																		эрбий	
																		68	
																		Tm	
																		168,9342	
																		тморий	
																		69	
																		Yb	
																		173,0547	
																		ytterbium	
																		70	
																		Lu	
																		174,967	
																		лютеций	
																		90	
																		Th	
																		[232]	
																		прометий-90	
																		91	
																		Pa	
																		[231]	
																		протактиний	
																		92	
																		U	
																		[238,0289]	
																		уран	
																		93	
																		Np	
																		[237]	
																		нептуний	
																		94	
																		Pu	
																		[244]	
																		плутоний	
																		95	
																		Am	
																		[243]	
																		амерций	
																		96	
																		Cm	
																		[247]	
																		куриум	
																		97	
																		Bk	
																		[247]	
																		берклий	
																		98	
																		Cf	
																		[251]	
																		кальциферрий	
																		99	
																		Es	
																		[252]	
																		езерий	
																		100	
																		Fm	
																		[257]	
																		фермий	
																		101	
																		Md	
																		[258]	
																		менделеев	
																		102	
																		No	
																		[259]	
																		нобелий	
																		103	
																		Lr	
																		[260]	
																		лоуренсий	

• АКТИВНОСТИ

																		Ce 58	
																		140,12	
																		церий	
																		59	
																		Pr	
																		[140]	
																		приманий	
																		60	
																		Nd	
																		144,24	
																		неодим	
																		61	
																		Pm	
																		[145]	
																		прометий	
																		62	
																		Sm	
																		150,36	
																		самарий	
																		63	
																		Eu	
																		151,96	
																		европий	
																		64	
																		Gd	
																		157,25	
																		гадолиний	
																		65	
																		Dy	
																		162,50	
																		дииспрозий	
																		66	
																		Ho	
																		164,9304	
																		гольмий	
																		67	
																		Er	
																		167,26	
																		эрбий	
																		68	
																		Tm	
																		168,9342	
																		тморий	
																		69	
																		Yb	
																		173,0547	
																		ytterbium	
																		70	
																		Lu	
																		174,967	
																		лютеций	

• АКТИВНОСТИ

																		Th 90	
																		[232]	
																		прометий-90	
																		91	
																		Pa	
																		[231]	
																		протактиний	
																		92	
																		U	
																		[238,0289]	
																		уран	
																		93	
																		Np	
																		[237]	
																		нептуний	
																		94	
																		Pu	
																		[244]	
																		плутоний	
																		95	
																		Am	
																		[243]	
																		амерций	
																		96	
																		Cm	
																		[247]	
																		куриум	
																		97	
																		Bk	
																		[247]	
																		берклий	
																		98	
																		Cf	
																		[251]	
																		кальциферрий	
																		99	
																		Es	
																		[252]	
																		езерий	
																		100	
																		Fm	
																		[257]	
																		фермий	
																		101	
																		Md	
																		[258]	
																		менделеев	
																		102	
																		No	
																		[259]	
																		нобелий	
																		103	
																		Lr	
																		[260]	
																		лоуренсий	

Цифры в скобках – массовое число наиболее устойчивого изотопа

Приложение 2

Таблица 1 – Плотность растворов NaCl и H₂SO₄ при 20 °С

Массовая доля, ω, %	Плотность растворов, ρ, г/см ³	
	NaCl	H ₂ SO ₄
1	1,007	
2	1,014	1,012
3	1,022	
4	1,029	1,025
5	1,036	
6	1,044	1,038
7	1,051	
8	1,058	1,052
9	1,065	
10	1,073	1,066
11	1,081	
12	1,089	1,080
13	1,096	
14	1,104	1,095
16	1,119	1,109
18		1,124
20		1,139
22		1,155
24		1,170
26		1,186
28		1,202
30		1,219
32		1,235

Продолжение приложения 2

Таблица 2 – Плотность (ρ , г/см³) водных растворов некоторых кислот и щелочей при различной массовой доле ($T = 18\text{ }^{\circ}\text{C}$)

ω. %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NaOH
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181
18	1,127	1,106	1,089	1,156	1,203
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,289
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310
30	1,224	1,184	1,152	1,286	1,332
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352
34	1,255	1,211	1,173	1,334	1,374
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395
38	1,290	1,238	1,194	1,384	1,416
40	1,307	1,251	-	1,411	1,437
42	1,324	1,264	-	1,437	1,458
44	1,342	1,277	-	1,460	1,478
46	1,361	1,290	-	1,485	1,499
48	1,380	1,303	-	4,511	1,519
50	1,399	1,316	-	1,538	1,540
52	1,419	1,328	-	1,564	1,560
54	1,439	1,340	-	1,590	1,580
56	1,460	1,351	-	1,616	1,601
58	1,482	1,362	-	-	1,622
60	1,503	1,373	-	-	1,643
62	1,525	1,384	-	-	-
64	1,547	1,394	-	-	-
66	1,571	1,403	-	-	-
68	1,594	1,412	-	-	-
70	1,617	1,421	-	-	-
72	1,640	1,429	-	-	-
74	1,664	1,437	-	-	-
76	1,687	1,445	-	-	-
78	1,710	1,453	-	-	-
80	1,732	1,460	-	-	-
82	1,755	1,467	-	-	-
84	1,776	1,474	-	-	-
86	1,793	1,480	-	-	-
88	1,808	1,486	-	-	-
90	1,819	1,491	-	-	-
92	1,830	1,496	-	-	-
94	1,837	1,500	-	-	-
96	1,840	1,504	-	-	-
98	1,841	1,510	-	-	-
100	1,838	1,522	-	-	-

Таблица 1 – Растворимость оснований и солей в воде

Катионы	Анионы												
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺		P	P	P	P	P↑	P↑	P	P	P	P↑	H	P
NH ₄ ⁺	P↑	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P
Na ⁺ , K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	M	H	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P
Ca ²⁺	M	H	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P
Ba ²⁺	P	M	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Al ³⁺	H	M	P	P	P	–	–	P	P	H	–	H	P
Cr ³⁺	H	H	P	P	P	–	–	P	P	H	–	H	P
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Mn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Co ²⁺ , Ni ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ³⁺	H	H	P	P	P	–	–	P	P	H	H	H	P
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Hg ²⁺	–	–	P	M	H	H	H	P	P	H	H	–	P
Cu ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Ag ⁺	–	P	H	H	H	H	H	M	P	H	H	H	P
Sn ²⁺	H	P	P	P	P	H	–	P	–	H	–	–	P
Pb ²⁺	H	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P

Таблица 2 – Растворимость некоторых безводных солей, г/100 г воды

Соль	Температура, °C										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
NaNO ₃	73,0	80,5	88,0	96,1	104,9	111,1	123,6	135,8	148,1	161,1	184,5
NaCl	35,8	35,9	36,0	–	36,8	37,0	37,2	37,9	38,2	38,8	39,6
NaHCO ₃	6,9	8,2	8,6	11,2	12,6	14,5	16,4	–	–	–	–
KNO ₃	13,1	20,8	31,8	46,2	64,2	86,1	110,2	137,7	168,5	204,0	244,5
KCl	28,5	31,3	34,2	37,4	40,6	43,1	45,6	48,4	51,2	53,7	56,3
K ₂ SO ₄	7,4	9,3	11,1	13,1	15,1	16,3	18,3	20,0	21,4	22,9	24,1
K ₂ Cr ₂ O ₇	4,7	8,1	12,3	18,3	26,0	35,0	44,0	56,8	69,8	82,5	102,0
NH ₄ Cl	29,8	33,3	37,2	41,5	45,7	50,4	55,4	60,4	65,5	71,2	77,5
Pb(NO ₃) ₂	36,4	44,6	52,3	60,8	69,5	78,6	88,0	97,6	107,2	–	127,2

Таблица 1 – Основные классы неорганических веществ

Вещества	Классификация веществ		Примеры
Простые	Металлы (85 элементов)	s-элементы (кроме H, He)	
		p-элементы Al, Ga, In, Tl, Ge, Sn, Pb, Sb, Bi	
		d-элементы	
		f-элементы	
	Неметаллы (22 элемента)	s-элементы (H, He)	
		p-элементы B, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Te	
		галогены	
		Благородные газы	
Сложные	Бинарные соединения	Гидриды	LiH, NaH, CaH ₂ , BaH ₂
		Карбиды	Be ₂ C, CaC ₂ , Al ₄ C ₃
		Нитриды	Na ₃ N, Mg ₃ N ₂ , Si ₃ N ₄
		Оксиды	Na ₂ O, CaO, Al ₂ O ₃
		Сульфиды	K ₂ S, ZnS, Fe ₂ S ₃
		Галиды	NaCl, BaCl ₂ , FeCl ₃
	Соли	Средние	NaNO ₃ , Al ₂ (SO ₄) ₃ , K ₃ PO ₄
		Кислые (гидро-)	NaHCO ₃ , NaH ₂ PO ₄ , Mg(HCO ₃) ₂
	Гидроксиды	Основные (гидроксо-)	CaOHCl, (CuOH) ₂ SO ₄ , Fe(OH) ₂ Cl
		Кислоты	HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄
		Амфолиты (амфотерные)	Zn(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Be(OH) ₂ , H ₂ ZnO ₂ , H ₃ AlO ₃ , H ₂ BeO ₂
		Основания	KOH, Ca(OH) ₂ , Ni(OH) ₃

Таблица 1 – Электроотрицательность по Полингу

Период	Группа																	
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIБ	VIIIБ			IB	IIБ	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 2,1																	He
2	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
6	Cs 0,7	Ba 1,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1															

* Лантаноиды: 1,1 – 1,3

** Актиноиды 1,2 – 1,5

Таблица 1 – Массовые доли кислот в водных растворах и их плотности при 20 °

Массовая доля, %	Плотность растворов, г/см ³		Массо- вая доля, %	Плотность растворов, г/см ³	
	H ² SO ⁴	HCl		H ² SO ⁴	HCl
1	1,005	1,003	40	1,303	1,198
2	1,012	1,008	42	1,321	
3	1,018	1,013	44	1,337	
4	1,025	1,018	45	1,348	
5	1,032	1,023	46	1,357	
6	1,039	1,028	48	1,376	
7	1,045	1,033	50	1,395	
8	1,052	1,038	52	1,415	
9	1,059	1,043	54	1,435	
10	1,066	1,047	55	1,445	
12	1,080	1,057	56	1,456	
14	1,095	1,068	58	1,477	
16	1,109	1,078	60	1,498	
18	1,124	1,088	62	1,520	
20	1,139	1,098	65	1,553	
22	1,156	1,108	70	1,611	
24	1,170	1,119	75	1,669	
26	1,186	1,129	80	1,727	
28	1,202	1,139	85	1,779	
30	1,219	1,149	90	1,814	
32	1,235	1,159	92	1,824	
34	1,254	1,169	94	1,831	
35	1,260	1,174	96	1,836	
36	1,268	1,179	98	1,836	
38	1,286	1,189	100	1,831	

