

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Блинова Светлана Павловна

Должность: Заместитель директора по учебно-воспитательной работе

Дата подписания: 17.03.2023 08:50:28

Уникальный программный ключ:

1cafd4e102a27ce11a89a2a7ceb20237f3ab5c65

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Заполярье государственный университет им. Н.М. Федоровского»
Политехнический колледж

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ПО ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

«ЕСТЕСТВОЗНАНИЕ»
(РАЗДЕЛ ХИМИЯ С ЭЛЕМЕНТАМИ ЭКОЛОГИИ)

Для специальностей:

40.02.01. Право и организация социального обеспечения;

46.02.01 Документационное обеспечение управления и архивоведения.

Методические указания по выполнению самостоятельной работы студента учебной дисциплины «Естествознание (раздел химия с элементами экологии)» разработаны на основе Федерального государственного образовательного стандарта (далее ФГОС) среднего профессионального образования по специальностям:

40.02.01. Право и организация социального обеспечения;

46.02.01 Документационное обеспечение управления и архивоведения.

Организация-разработчик: Политехнический колледж ФГБОУ ВО «Заполярный государственный университет им. Н.М. Федоровского»

Разработчик: Данилова Анна Николаевна, преподаватель

Рассмотрено на заседании предметной комиссии естественнонаучных дисциплин

Председатель комиссии _____ М.В.Олейник

Утверждена методическим советом политехнического колледжа ФГБОУ ВО «Заполярный государственный университет им. Н.М. Федоровского»

Протокол заседания методического совета № от « ___ » _____ 20__ г.

Зам. директора по УР _____ С.П. Блинова

Содержание

1.	Введение	4
2.	Тематический план	8
3.	Содержание дисциплины	11
4.	Приложение А	49
5.	Литература	57

Введение

Методические указания по выполнению самостоятельной работы студентов по дисциплине «Естествознание» (раздел химии с элементами экологии) предназначены для студентов дневного отделения для улучшения усвоения полученных знаний на уроках.

При росте технического прогресса требуется постоянное обновление знаний, поэтому задача преподавателя научить студентов самообразовываться, работать с методическими материалами, а также с периодической литературой.

В результате освоения учебной дисциплины курса у обучающегося по специальности 40.02.01. Право и организация социального обеспечения сформируются следующие общие компетенции:

Юрист (базовой подготовки) должен обладать общими компетенциями, включающими в себя способность:

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.

ОК 6. Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК 7. Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК 9. Ориентироваться в условиях постоянного изменения правовой базы.

ОК 10. Соблюдать основы здорового образа жизни, требования охраны труда.

ОК 11. Соблюдать деловой этикет, культуру и психологические основы общения, нормы и правила поведения.

ОК 12. Проявлять нетерпимость к коррупционному поведению.

Юрист (углубленной подготовки) должен обладать общими компетенциями, включающими в себя способность:

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, определять методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Решать проблемы, оценивать риски и принимать решения в нестандартных ситуациях.

ОК 4. Осуществлять поиск, анализ и оценку информации, необходимой для постановки и решения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии для совершенствования профессиональной деятельности.

ОК 6. Работать в коллективе и команде, обеспечивать ее сплочение, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК 7. Ставить цели, мотивировать деятельность подчиненных, организовывать и контролировать их работу с принятием на себя ответственности за результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК 9. Ориентироваться в условиях постоянного изменения правовой базы.

ОК 10. Соблюдать основы здорового образа жизни, требования охраны труда.

ОК 11. Соблюдать деловой этикет, культуру и психологические основы общения, нормы и правила поведения.

ОК 12. Проявлять нетерпимость к коррупционному поведению.

В результате освоения учебной дисциплины курса у обучающегося по специальности 46.02.01 Документационное обеспечение управления и архивоведения формируются следующие общие компетенции.

Специалист по документационному обеспечению управления, архивист (базовой подготовки) должен обладать общими компетенциями, включающими в себя способность:

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.

ОК 6. Работать в коллективе и в команде, эффективно общаться с

коллегами, руководством, потребителями.

ОК 7. Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), за результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК 9. Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

Специалист по документационному обеспечению управления, архивист (углубленной подготовки) должен обладать общими компетенциями, включающими в себя способность:

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, определять методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Решать проблемы, оценивать риски и принимать решения в нестандартных ситуациях.

ОК 4. Осуществлять поиск, анализ и оценку информации, необходимой для постановки и решения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии для совершенствования профессиональной деятельности.

ОК 6. Работать в коллективе и команде, обеспечивать ее сплочение, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК 7. Ставить цели, мотивировать деятельность подчиненных, организовывать и контролировать их работу с принятием на себя ответственности за результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК 9. Быть готовым к смене технологий в профессиональной деятельности.

Самостоятельная работа – это планируемая работа студентов, выполняемая по заданию и при методическом руководстве преподавателя, без непосредственного участия.

Роль самостоятельной работы обучающихся:

– формирование творческой личности, способной к саморазвитию, самообразованию, инновационной деятельности

– перевод учащегося из пассивного потребителя знаний в активного их творца, умеющего сформулировать проблему, проанализировать пути ее решения, найти оптимальный результат и доказать его правильность.

Задачи, решаемые при организации самостоятельной работы обучающихся:

- способствует углублению и закреплению имеющихся теоретических знаний;
- развивает практические умения в проведении исследований, анализе полученных результатов и выработке рекомендаций по совершенствованию определенного вида деятельности;
- совершенствует навыки в самостоятельной работе с источниками информации и соответствующими программно-техническими средствами, в том числе с электронными ресурсами;
- открывает широкие возможности для освоения дополнительного теоретического материала по химии и накопленного практического опыта;
- способствует профессиональной подготовке к выполнению в дальнейшем своих обязанностей;
- помогает овладеть методологией исследований.

Приступая к выполнению самостоятельной работы, следует проработать теоретический материал. Для улучшения его усвоения необходимо ввести конспектирование, и после изучения темы ответить на вопросы самоконтроля и далее выполнить задание.

Контроль результатов самостоятельной работы проходит в письменной, устной и комбинированной форме.

В рабочей программе дисциплины «Естествознание» (раздел химии с элементами экологии) предусмотрены следующие виды самостоятельной работы студентов:

- работа с учебником – конспектирование материала, составление таблиц;
- оформление реферата;
- подбор необходимого материала в письменных и электронных источниках;
- подготовка докладов.

Данные методические указания содержат рекомендации по работе с учебником и конспектом, методические указания по выполнению и оформлению рефератов.

Тематический план

Тема по рабочей программе	Кол. часов	Тема самостоятельной работы	Вид самостоятельной работы
ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ			
Тема 1.2 Основные законы химии.	1	Расчеты по химическим формулам	Решение задач
Тема 2.2 Периодический закон Д.И. Менделеева.	2	Решение задач по образцу. Написание электронных и графических электронных формул атомов химических элементов	Решение задач
Тема 3.1 Виды химической связи	1	Работа с конспектом лекции. Ответы на контрольные вопросы. Составление схемы образования данных химических соединений	Поиск материала, работа с конспектом
Тема 4.2 Электролитическая диссоциация	2	Составление полных и сокращенных ионных уравнений	Написание химических уравнений
Тема 5.3 Соли и их свойства.	2	Написание уравнений реакций, иллюстрирующие химические свойства солей. Написание уравнения гидролиза солей. Написание реферата.	Написание химических формул, расчеты по формулам, написание реферата
Тема 5.4 Оксиды и их свойства.	2	Написание уравнений реакций, иллюстрирующие химические свойства оксидов. Расчеты по химическим уравнениям	Написание химических формул, расчеты по формулам
Тема 6.1 Классификация химических реакций.	1	Написание уравнений реакций различного типа. Расчеты по термохимическим	Написание уравнений, расчеты по уравнениям

		уравнениям.	
Тема 6.2Окислительно-восстановительные реакции	1	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса	Написание уравнений реакций
Тема 7.1Металлы.	1	Подготовка к устному опросу. Решение задач по образцу. Понятие о металлургии. Сплавы черные и цветные. Написание реферата по теме «Роль металлов в человеческой цивилизации».	Поиск материала, решение задач, написание реферата
Тема 7.2Неметаллы.	2	Подготовка к устному опросу. Решение задач по образцу. Написание реферата.	Поиск материала, решение задач, написание реферата
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ			
Тема 1.1Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Классификация органических веществ и реакций	2	Подготовка к устному опросу. Дать названия органическим соединениям	Поиск материала
Тема 2.1Предельные и непредельные углеводороды	2	Работа с конспектом лекции. Ответы на контрольные вопросы. Решение задач по образцу.	Поиск материала, решение задач
Тема 2.2Природные источники углеводородов	2	Работа с конспектом лекции. Ответы на контрольные вопросы. Решение задач по образцу Сообщение по теме «Природный газ: состав, применение. Нефть: состав, переработка»..	Поиск материала, решение задач

Тема 3.3 Жиры	1	Применение сложных эфиров и жиров. Написание рефератов по темам «Жиры как продукт питания и химическое сырье», «Достоинства и недостатки синтетических моющих средств».	Поиск материала, написание рефератов
Тема 3.4 Углеводы	1	Работа с конспектом лекции. Ответы на контрольные вопросы. Сообщение по теме «Значение углеводов в живой природе и жизни человека».	Поиск материала, подготовка сообщений
Тема 4.2 Белки	2	Применение анилина и аминокислот. Пластмассы: получение, представители. Волокна: классификация, получение, отдельные представители. Написание рефератов по темам «Жизнь – это способ существования белковых тел», «Биологические функции белков».	Поиск материала, написание рефератов

Содержание дисциплины

Тема 1.2 Основные законы химии.

Цель: Изучить основные законы химии: закон сохранения массы вещества, закон постоянства состава веществ молекулярной структуры, закон Авогадро.

Задание: Рассчитайте по химическим формулам:

1. Сколько граммов меди содержится в CuO массой 40 г
2. Количество вещества атомного железа в оксиде железа (III) массой 56 г.
3. Какое количества вещества карбоната кальция заключается в 40 г CaCO_3 ?
4. Какую массу будет иметь азот объёмом 30 л при н.у?
5. Какой объём займёт при н.у. хлороводород массой 14,6 г.?

Теоретические сведения:

Закон сохранения массы вещества: Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.

На основании закона сохранения массы веществ производят практические важные расчеты. Например, можно вычислить, сколько потребуется химических веществ, чтобы получить сульфид железа (II) массой 44 кг, если железо и сера вступают в реакцию в массовых отношениях 7:4. Согласно закону сохранения массы веществ, при взаимодействии железа массой 7 кг и серы массой 4 кг образуется сульфид железа (II) массой 11 кг. А так как необходимо получить сульфид железа (II) массой 44 кг, т. е. 4 раза больше, то и исходных веществ также потребуется в 4 раза больше: 28 кг железа ($7 \cdot 4$) и 16 кг серы ($4 \cdot 4$).

Закон постоянства состава веществ был открыт французским ученым Ж. Прустом в 1799 - 1806 гг. Закон был сформулирован так:

Каждое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав.

На основе закона постоянства состава можно производить различные расчеты.

Примеры решения задач:

Задача 1. Определите массу серы, реагирующей без остатка с железными опилками массой 2,8 кг, если в данном случае химические элементы железо и сера соединяются в массовых отношениях 7 : 4.

Решение. 7 кг железа реагируют 4 кг серы

2,8 кг железа реагируют x кг серы

$x = 4 \cdot 2,8 / 7 = 1,6$, $x = 1,6$ кг серы

На основе закона постоянства состава веществ можно решать задачи, в которых одно из веществ дано в избытке.

Задача 2. Смешали 2 г порошкообразной меди с 2 г порошкообразной серы. Смесь нагрели до начала химической реакции. Найдите массу сульфида меди, если известно, что медь с серой соединяются в массовых

отношениях 2:1.

Решение. Рассуждают так: если медь с серой реагируют в массовых отношениях 2:1, то это означает, что 2 г меди вступят в реакцию с 1 г серы и получится 3 г сульфида меди. 1 г серы в реакцию не вступит.

Закон Авогадро — одно из важных основных положений химии, гласящее, что «в равных объёмах различных газов, взятых при одинаковых температуре и давлении, содержится одно и то же число молекул». Было сформулировано ещё в 1811 году Амедео Авогадро.

Первое следствие из закона Авогадро: один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объём.

В частности, при нормальных условиях, т. е. при 0 °С (273К) и 101,3 кПа, объём 1 моля газа, равен 22,4 л. Этот объём называют молярным объёмом газа V_m .

Второе следствие из закона Авогадро: молярная масса первого газа равна произведению молярной массы второго газа на относительную плотность первого газа по второму.

Примеры решения задач:

Задача 1. При 25 °С и давлении 99,3 кПа (745 мм рт. ст.) некоторый газ занимает объём 152 см³. Найдите, какой объём займет этот же газ при 0 °С и давлении 101,33 кПа?

Решение

Подставляя данные задачи в уравнение получим:

$$V_0 = PV T_0 / TP_0 = 99,3 \cdot 152 \cdot 273 / 101,33 \cdot 298 = 136,5 \text{ см}^3.$$

Задача №2. Выразите в граммах массу одной молекулы CO₂.

Решение

Молекулярная масса CO₂ равна 44,0 а.е.м. Следовательно, молярная масса CO₂ равна 44,0 г/моль. В 1 моле CO₂ содержится 6,02·10²³ молекул. Отсюда находим массу одной молекулы: $m = 44,0 / 6,02 \cdot 10^{23} = 7,31 \cdot 10^{-23}$ г.

Задача 2. Рассчитайте объём, который занимает (при н.у.) порция газа, необходимого для дыхания, если в этой порции содержится 2,69 · 10²² молекул этого газа. Какой это газ?

Решение.

Газ, необходимый для дыхания - это, конечно, кислород. Чтобы решить задачу, сначала запишем ее условие в формульном виде:

$$N(O_2) = 2,69 \cdot 10^{22} \text{ (молекул)}$$

$$V_M = 22,4 \text{ л/моль (н.у.)}$$

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

$$V(O_2) = ? \text{ (н.у.)}$$

В решении задачи используются уравнения, связывающие между собой число частиц $N(O_2)$ в данной порции вещества $n(O_2)$ и число Авогадро N_A :

$$n(O_2) = N(O_2) / N_A,$$

а также количество, объём и молярный объём газообразного вещества (н.у.):

$$n(O_2) = V(O_2) / V_M$$

Отсюда: $V(\text{O}_2) = V_M \cdot n(\text{O}_2) = \{V_M \cdot N(\text{O}_2)\} / N_A = \{22,4 \cdot 2,69 \cdot 1022\} : \{6,02 \cdot 1023\} [\{\text{л/моль}\} : \text{моль}^{-1}] = 1,0 \text{ л}$

Ответ. Порция кислорода, в которой содержится указанное в условии число молекул, занимает при н.у. объем 1 л

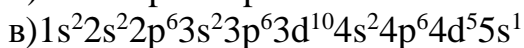
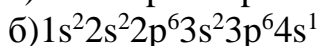
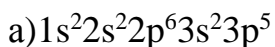
Тема 2.2 Периодический закон Д.И. Менделеева.

Цель: Изучить строение атома, строение электронных оболочек атомов в малых периодах. Рассмотреть особенности строения электронных оболочек атомов элементов больших периодов. Электронные конфигурации атомов химических элементов.

Задание: Работа с конспектом лекции, решение задач по образцу.

Задачи:

1. Напишите схему распределения электронов в атоме хлора, его электронную и электронно-графическую формулы.
2. Ядро атома некоторого изотопа равно 127 а.е.м. В электронной оболочке атома содержится 53 электрона. Какой это элемент, сколько протонов и нейтронов содержится в ядре атома?
3. Напишите электронные формулы для ионов: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cl^- , S^{2-} , Cu^{2+} , Cr^{3+}
4. Составьте электронную формулу атома элемента, расположенного: а) в шестой группе 3-го периода; б) в четвёртой группе в пятом ряду 4-го периода; в) в седьмой группе в седьмом ряду 5-го периода.
5. Назовите элементы, имеющие следующие электронные формулы:



Теоретические сведения:

Атом — частица вещества микроскопических размеров и массы, наименьшая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств.

Атом состоит из атомного ядра и электронов. Если число протонов в ядре совпадает с числом электронов, то атом в целом оказывается электрически нейтральным. В противном случае он обладает некоторым положительным или отрицательным зарядом и называется ионом. В некоторых случаях под атомами понимают только электронейтральные системы, в которых заряд ядра равен суммарному заряду электронов, тем самым противопоставляя их электрически заряженным ионам.

Ядро, несущее почти всю (более чем 99,9 %) массу атома, состоит из положительно заряженных протонов и незаряженных нейтронов, связанных между собой при помощи сильного взаимодействия. Атомы классифицируются по количеству протонов и нейтронов в ядре: число протонов Z соответствует порядковому номеру атома в периодической системе и определяет его принадлежность к некоторому химическому элементу, а число нейтронов N — определённому изотопу этого элемента.

Число Z также определяет суммарный положительный электрический заряд (Ze) атомного ядра и число электронов в нейтральном атоме, задающее его размер.

Алгоритм составления электронных формул элементов главных подгрупп.

Схема строения атома

1. Запишем знак химического элемента, внизу слева от знака укажем порядковый номер.
2. По номеру периода определим число энергетических уровней, нарисуем рядом со знаком химического элемента столько же дуг.
3. Определим по номеру группы число электронов на внешнем уровне, запишем под дугой.
4. На первом уровне максимально возможно $2e$, на втором – 8, на третьем – 18. Ставим числа под соответствующими дугами.
5. Число электронов на предпоследнем уровне рассчитывается: из порядкового номера вычитается число уже проставленных электронов.
6. Далее превращаем схему в электронную формулу: каждая дуга – уровень, обозначается большой цифрой 1,2,3,4; подуровни обозначаются буквами s,p,d,f; а число электронов на них – верхними индексами.

Тема 3.1 Виды химической связи.

Цель: Изучить катионы и анионы и их образование из атомов. Строение ионной кристаллической решётки. Изучить механизм образования ковалентной связи, рассмотреть такое явление как электроотрицательность.

Задание: Работа с конспектом лекции. Ответы на контрольные вопросы:

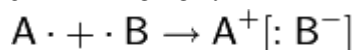
1. Что такое ионы? Какая химическая связь называется ионной?
2. Между атомами каких элементов возникает ионная связь?
3. Что такое ковалентная связь? На какие виды по механизму она подразделяется?
4. Какие молекулы называются: а)полярными; б)неполярными; в)ионными?
5. Какой из элементов обладает наибольшей электроотрицательностью: хлор, бром, йод, фтор? Ответ объясните.

Теоретические сведения:

Ионная связь — очень прочная химическая связь, образующаяся между атомами с большой разностью ($>1,5$ по шкале Полинга) электроотрицательностей, при которой общая электронная пара полностью переходит к атому с большей электроотрицательностью. Это притяжение ионов как разноименно заряженных тел. Примером может служить соединение CsF, в котором «степень ионности» составляет 97 %. Рассмотрим способ образования на примере хлорида натрия NaCl. Электронную

конфигурацию атомов натрия и хлора можно представить: $11 \text{ Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; $17 \text{ Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Это атомы с незавершенными энергетическими уровнями. Очевидно, для их завершения атому натрия легче отдать один электрон, чем присоединить семь, а атому хлора легче присоединить один электрон, чем отдать семь. При химическом взаимодействии атом натрия полностью отдает один электрон, а атом хлора принимает его. Схематично это можно записать так: $\text{Na} \cdot \rightarrow \text{Na}^+$ ион натрия, устойчивая восьми электронная $1s^2 2s^2 2p^6$ оболочка за счет второго энергетического уровня. $:\text{Cl} \cdot + 1e \rightarrow :\text{Cl}^-$ ион хлора, устойчивая восьми электронная оболочка. Между ионами Na^+ и Cl^- возникают силы электростатического притяжения, в результате чего образуется соединение. Ионная связь — крайний случай поляризации ковалентной полярной связи. Образуется между типичными металлом и неметаллом. При этом электроны у металла полностью переходят к неметаллу. Образуются ионы.

Если химическая связь образуется между атомами, которые имеют очень большую разность электроотрицательностей ($\Delta \chi > 1.7$ по Полингу), то общая электронная пара полностью переходит к атому с большей ЭО. Результатом этого является образование соединения противоположно заряженных ионов:



Между образовавшимися ионами возникает электростатическое притяжение, которое называется ионной связью. Вернее, такой взгляд удобен. На деле ионная связь между атомами в чистом виде не реализуется нигде или почти нигде, обычно на деле связь носит частично ионный, а частично ковалентный характер. В то же время связь сложных молекулярных ионов часто может считаться чисто ионной. Важнейшие отличия ионной связи от других типов химической связи заключаются в ненаправленности и ненасыщаемости. Именно поэтому кристаллы, образованные за счёт ионной связи, тяготеют к различным плотнейшим упаковкам соответствующих ионов.

Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов. Она может быть образована атомами одного и того же элемента и тогда она неполярная; например, такая ковалентная связь существует в молекулах одноэлементных газов H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 и др.

Ковалентная связь может быть образована атомами разных элементов, сходных по химическому характеру, и тогда она полярная; например, такая ковалентная связь существует в молекулах H_2O , NF_3 , CO_2 . Ковалентная связь образуется между атомами элементов, обладающих электроотрицательным характером.

Электроотрицательность — это способность атомов химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

Для наглядного изображения ковалентной связи в химических

формулах используются точки (каждая точка отвечает валентному электрону, а также черта отвечает общей электронной паре).

Тема 4.2 Электролитическая диссоциация.

Цель: Изучить механизм электролитической диссоциации для веществ с различными типами химической связи. Рассмотреть кислоты, основания и соли как электролиты.

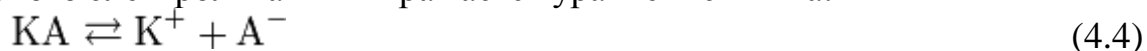
Задание. Составление полных и сокращенных ионных уравнений.

Теоретические сведения:

Электролитическая диссоциация — процесс распада электролита на ионы при его растворении или плавлении.

Диссоциация на ионы в растворах происходит вследствие взаимодействия растворённого вещества с растворителем; по данным спектроскопических методов, это взаимодействие носит в значительной мере химический характер. Наряду с сольватирующей способностью молекул растворителя определённую роль в электролитической диссоциации играет также макроскопическое свойство растворителя — его диэлектрическая проницаемость.

Теория электролитической диссоциации основана на предположении о неполной диссоциации растворённого вещества, характеризуемой степенью диссоциации α , т. е. долей распавшихся молекул электролита. Динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами описывается законом действующих масс. Например, электролитическая диссоциация бинарного электролита КА выражается уравнением типа:



Слабые электролиты — химические соединения, молекулы которых даже в сильно разбавленных растворах незначительно диссоциированы на ионы, которые находятся в динамическом равновесии с недиссоциированными молекулами. К слабым электролитам относятся большинство органических кислот и многие органические основания в водных и неводных растворах.

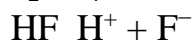
Слабыми электролитами являются:

- почти все органические кислоты и вода;
- некоторые неорганические кислоты: HF, HClO, HClO₂, HNO₂, HCN, H₂S, HBrO, H₃PO₄, H₂CO₃, H₂SiO₃, H₂SO₃ и др.;
- некоторые малорастворимые гидроксиды металлов: Fe(OH)₃, Zn(OH)₂ и др.

Сильные электролиты — химические соединения, молекулы которых в разбавленных растворах практически полностью диссоциированы на ионы. Степень диссоциации таких электролитов близка к 1. К сильным электролитам относятся многие неорганические соли, некоторые неорганические кислоты и основания в водных растворах, а также в растворителях, обладающих высокой диссоциирующей способностью

(спирты, амиды и др.).

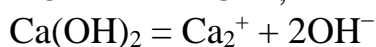
Кислоты - это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор катионы водорода и никаких других положительных ионов не образуют:



Сильные кислоты: HCl , HBr , HI , HClO_4 , H_2SO_4 , H_2SeO_4 , HNO_3 , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и т.п.

Слабые кислоты: HF , H_2S , HCN , HClO , HNO_2 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , CH_3COOH , H_4SiO_4 и другие.

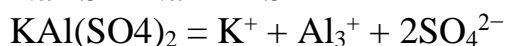
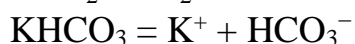
Основания - это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор гидроксид-ионы и никаких других отрицательных ионов не образуют:



Диссоциация малорастворимых оснований Mg(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Mn(OH)_2 , Fe(OH)_2 и других практического значения не имеет.

К сильным основаниям (щелочам) относятся NaOH , KOH , Ba(OH)_2 и некоторые другие. Самым известным слабым основанием является гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Соли - это электролиты, которые при диссоциации поставляют в водный раствор любые катионы, кроме H^+ и любые анионы, кроме OH^- :

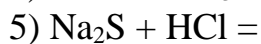
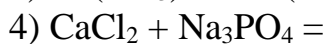
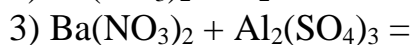
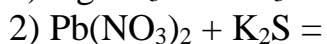
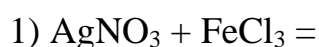


Тема 5.3 Соли и их свойства.

Цель: Изучить химические свойства солей, их классификацию, способы получения. Научится писать уравнения реакций солей. Гидролиз солей.

Задание: Написание уравнений реакций, иллюстрирующие химические свойства солей. Написание уравнения гидролиза солей. Написание реферата по теме «История гипса».

1. Продолжите уравнения реакций и уравняйте их. Если есть продукты, выпадающие в осадок или выделяющиеся в виде газа, поставьте после них стрелку вниз или вверх.



- 6) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH} =$
- 7) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 8) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 9) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH}$ (избыток) $=$
- 10) $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} =$
- 11) $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} =$
- 12) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} =$
- 13) $[\text{Cu}(\text{OH})_2]\text{SO}_4 + \text{KOH} =$
- 14) $[\text{Cu}(\text{OH})_2]\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 15) $\text{MgO} + \text{HBr} =$
- 16) $\text{MgO} + \text{SO}_3 =$
- 17) $\text{K}_2\text{S} + \text{HNO}_3 =$ кислая соль + ...
- 18) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ основная соль + ...
- 19) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \dots = \text{MnSO}_4 + \dots$
- 20) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$

2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых, исходя из натрия, серы, кислорода и водорода, можно получить три средние соли, три кислые соли и три кислоты.
3. Составьте уравнения реакций гидролиза солей Na_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KCl . Как изменится водородный показатель при растворении в воде этих солей?
4. Пробирку с раствором хлорида цинка нагрели и поместили в неё предварительно зачищенный кусочек цинка. Какой газ выделяется при этом? Напишите уравнения реакций.

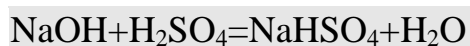
Теоретические сведения:

Соли- сложные вещества, состоящие из атома металла и кислотного остатка (иногда содержат водород). Способы получения солей рассмотрены в таблице 5.2. Таблица 5.2 Получение солей

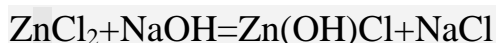
1.С использованием металлов	Металл+неметалл	$2\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$
	Металл+кислота	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
	Металл+соль	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
2.С использованием оксидов	основной оксид+кислота	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	кислотный оксид+основание	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
	Кислотный+основной оксиды	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
	Основной+амфотерный оксиды	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$
3.Реакция нейтрализации	Кислота+основание	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

4. Из солей	Соль+соль	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
	Соль+щелочь	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
	Соль+кислота	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Кислые соли получают такими же способами, что и средние, но при других мольных соотношениях (при избытке кислоты)



Основные соли образуются при взаимодействии некоторых солей со щелочами (при избытке щелочи)



Химические свойства солей рассмотрены в таблице 5.3.

Таблица 5.3 Химические свойства солей

Разложение при прокаливании	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
Соль+металл	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
Соль+соль	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
Соль+щелочь	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
Соль+кислота	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Гидролиз солей- взаимодействие солей с водой, приводящее к присоединению протона H^+ молекулы воды к аниону кислотного остатка или гидроксогруппы OH^- к катиону металла. Гидролизу подвергаются соли, образованные катионами, соответствующими слабым основаниям, или анионами, соответствующими слабым кислотам.

Тема 5.4 Оксиды и их свойства.

Цель: Изучить химические свойства оксидов, их классификацию, способы получения. Научится писать уравнения реакций оксидов.

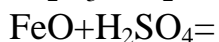
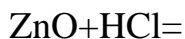
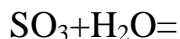
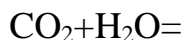
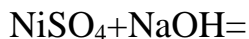
Задание: Написание уравнений реакций, иллюстрирующие химические свойства оксидов. Расчеты по химическим уравнениям.

Исходя из Периодической таблицы, напишите формулы оксидов следующих элементов: калия, бария, железа (II), хрома (III), хлора (VII), кремния (IV). Подчеркните формулы кислотных оксидов.

- Исходя из Периодической таблицы, напишите формулы оксидов следующих элементов: германия Ge (одну формулу), селена Se (две формулы), фосфора P (две формулы), бора B (одну формулу), бериллия Be (одну формулу).
- Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$;
 $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4$.
- Какой объем газообразного оксида серы (VI) при н.у. потребуется для

нейтрализации раствора, получившегося при растворении 56 г CaO в воде?

4. Продолжите уравнения реакций:



Теоретические сведения:

Оксиды - это сложные химические вещества, представляющие собой химические соединения простых элементов с кислородом. Они бывают солеобразующими и не образующие соли. При этом солеобразующие бывают 3-х типов: основными (от слова "основание"), кислотными и амфотерными.

Примером окислов, не образующих соли, могут быть: NO (окись азота) - представляет собой бесцветный газ, без запаха. Он образуется во время грозы в атмосфере. CO (окись углерода) - газ без запаха, образуется при сгорании угля. Его обычно называют угарным газом. Существуют и другие окислы, не образующие соли. Теперь разберём подробнее каждый вид солеобразующих окислов.

Основные оксиды - это сложные химические вещества, относящиеся к окислам, которые образуют соли при химической реакции с кислотами или кислотными оксидами и не реагируют с основаниями или основными оксидами. Например, к основным относятся следующие:

K₂O (окись калия), CaO (окись кальция), FeO (окись железа 2-валентного).

Рассмотрим химические свойства оксидов на примерах

1 Взаимодействие с водой:

- взаимодействие с водой с образованием основания (или щёлочи)

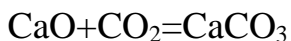
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ (известная реакция гашения извести, при этом выделяется большое количества тепла!)

2 Взаимодействие с кислотами:

- взаимодействие с кислотой с образованием соли и воды (раствор соли в воде)

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (Кристаллы этого вещества CaSO₄ известны всем под названием "гипс").

3 Взаимодействие с кислотными оксидами: образование соли



Кислотные оксиды - это сложные химические вещества, относящиеся к

окислам, которые образуют соли при химическом взаимодействии с основаниями или основными оксидами и не взаимодействуют с кислотными оксидами.

Примерами кислотных окислов могут быть:

CO_2 (всем известный углекислый газ), P_2O_5 - оксид фосфора (образуется при сгорании на воздухе белого фосфора), SO_3 - триокись серы - это вещество используют для получения серной кислоты.

- химическая реакция с водой

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ - это вещество - угольная кислота - одна из слабых кислот, её добавляют в газированную воду для "пузырьков" газа. С повышением температуры растворимость газа в воде уменьшается, а его излишек выходит в виде пузырьков.

- реакция с щелочами (основаниями):

$\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3$ - образовавшееся вещество (соль) широко используется в хозяйстве. Её название - кальцинированная сода или стиральная сода, - отличное моющее средство для подгоревших кастрюль, жира, пригара. Голыми руками работать не рекомендую!

- реакция с основными оксидами:

$\text{CO}_2 + \text{MgO} = \text{MgCO}_3$ - получившая соль - карбонат магния - ещё называется "горькая соль".

Амфотерные оксиды - это сложные химические вещества, также относящиеся к окислам, которые образуют соли при химическом взаимодействии и с кислотами (или кислотными оксидами) и основаниями (или основными оксидами). Наиболее частое применение слово "амфотерный" в нашем случае относится к оксидам металлов.

Примером амфотерных оксидов могут быть:

ZnO - окись цинка (белый порошок, часто применяемый в медицине для изготовления масок и кремов), Al_2O_3 - окись алюминия (называют еще "глинозёмом").

Химические свойства амфотерных оксидов уникальны тем, что они могут вступать в химические реакции, соответствующие как основаниями, так и с кислотами. Например:

- реакция с кислотным оксидом:

$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{ZnCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ - образовавшееся вещество - раствор соли "карбоната цинка" в воде.

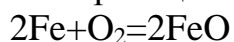
- реакция с основаниями:

$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ - полученное вещество - двойная соль натрия и цинка.

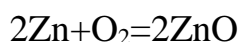
Получение оксидов

Получение оксидов производят различными способами. Это может происходить физическим и химическим способами. Самым простым способом является химическое взаимодействие простых элементов с кислородом. Например, результатом процесса горения или одним из продуктов этой химической реакции являются оксиды. Например, если

раскалённый железный прутик, да и не только железный (можно взять цинк Zn, олово Sn, свинец Pb, медь Cu, - вообще то, что имеется под рукой) поместить в колбу с кислородом, то произойдёт химическая реакция окисления железа, которая сопровождается яркой вспышкой и искрами. Продуктом реакции будет чёрный порошок оксида железа FeO:



Полностью аналогичны химические реакции с другими металлами и неметаллами, Например: Цинк сгорает в кислороде с образованием оксида цинка

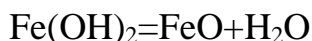


Горение угля сопровождается образованием сразу двух окислов: угарного газа и углекислого газа



$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ - образование углекислого газа. Этот газ образуется если кислорода имеется в более, чем достаточном количестве, то есть в любом случае сначала протекает реакция с образованием угарного газа, а потом угарный газ окисляется, превращаясь в углекислый газ.

Получение оксидов можно осуществить другим способом - путём химической реакции разложения. Например, для получения оксида железа или оксида алюминия необходимо прокалить на огне соответствующие основания этих металлов:



а также при разложении отдельных кислот:

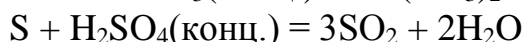


Получение оксидов можно осуществить из солей металлов при сильном нагревании, например:

$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ - прокаливанием мела получают окись кальция (или негашенную известь) и углекислый газ.

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ - в этой реакции разложения получается сразу два оксида: меди CuO (чёрного цвета) и азота NO₂ (его ещё называют бурый газом из-за его действительно бурого цвета).

Ещё одним способом, которым можно осуществить получение оксидов - это окислительно-восстановительные реакции, например



Тема 6.1 Классификация химических реакций.

Цель: Изучить классификацию химических реакций: соединения, разложения, замещения, обмена. Научится писать уравнения реакций различного типа.

Задание: Написание уравнений реакций различного типа. Расчеты по термохимическим уравнениям.

1. Напишите уравнения реакций между магнием и следующими веществами: а) кислородом; б) серой; в) хлором.
2. Допишите схемы реакций и составьте уравнения:
 - А) $\text{Li} + \dots \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$
 - Б) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
 - В) $\text{Na} + \text{S} \rightarrow \dots$
 - Г) $\text{C} + \dots \rightarrow \text{CCl}_4$
3. Приведите по два примера реакций каждого типа: разложения, соединения и замещения. Напишите уравнения этих реакций.
4. Напишите уравнения реакций между алюминием и следующими веществами: а) хлором; б) кислородом; в) серой (двухвалентна); г) иодом (одновалентен).
5. Составте уравнения реакций:
 - А) $\text{Al} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Cu}$
 - Б) $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$
 - В) $\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
 - Г) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$

К какому типу относятся эти реакции?

Теоретические сведения:

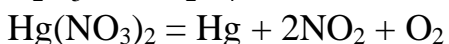
Классификация химических реакций:

Химические реакции по изменению числа исходных и конечных веществ подразделяют на:

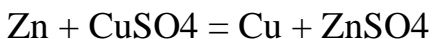
1. Реакции соединения - реакции, при которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:



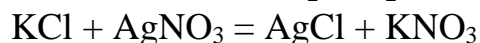
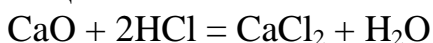
2. Реакции разложения - реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ:



3. Реакции замещения - реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают в молекулах других веществ:



4. Реакции обмена - реакции, в результате которых два вещества обмениваются атомами или группировками атомов, образуя два новых вещества:



По обратимости реакции делят на обратимые и необратимые. Реакции, протекающие в двух противоположных направлениях, называются обратимыми, а, соответственно, протекающие только в одном направлении - необратимыми. При необратимых реакций продукты реакции уходят из сферы реакции (выпадают в осадок, выделяются в виде газа), образуются

малодиссоциирующее соединения или выделяется большое количество энергии.

Тема 6.2 Окислительно-восстановительные реакции.

Цель: Рассмотреть такие понятия как: степень окисления, окислитель и восстановление, восстановитель и окисление. Изучить метод электронного баланса для составления уравнений.

Задание: Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

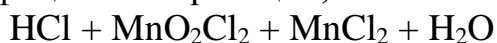
1. Вычислите степень окисления марганца в соединениях: MnSO_4 , Na_2MnO_4 , MnO_3 , Mn_2O_7 , KMnO_4 , H_2MnO_3 .
2. Проставьте степени окисления атомов элементов в соединениях $\text{K}_2\text{B}_4\text{O}_7$, CaMnO_4 , NaClO_4 , $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
3. В следующих окислительно-восстановительных реакциях укажите окислитель и восстановитель, напишите электронные уравнения:
 - 1 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
 - 2 $\text{O}_2 + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{O}_2$
 - 3 $\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}$
 - 4 $\text{Cl}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaCl}$
4. Закончите уравнения реакций, подставляя формулу воды в ту часть уравнения реакции, где её не хватает:
 - 1 $\text{Al} + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2$
 - 2 $\text{Si} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$
 - 3 $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
5. В следующих уравнениях реакций определите окислитель и восстановитель, их степень окисления, расставьте коэффициенты:
 - 1 $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - 2 $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CuCl} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
 - 3 $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} = \text{HgCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - 4 $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{SnCl}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 5 $\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Теоретические сведения:

Существуют два метода составления окислительно-восстановительных реакций - метод электронного баланса и метод полуреакций. Здесь мы рассмотрим метод электронного баланса.

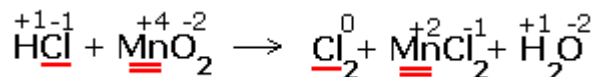
В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных веществах и в продуктах реакции, при этом руководствуемся правилом: число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединённых окислителем.

Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Рассмотрим этот метод на примере. Расставить коэффициенты в реакции, схема которой:



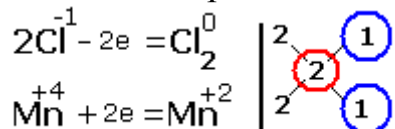
Алгоритм расстановки коэффициентов.

1 Указываем степени окисления химических элементов.



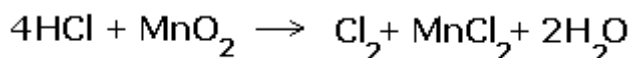
Подчёркнуты химические элементы, в которых изменились степени окисления.

2 Составляем электронные уравнения, в которых указываем число отданных и принятых электронов.

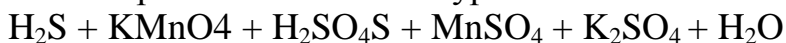


За вертикальной чертой ставим число электронов, перешедших при окислительном и восстановительном процессах. Находим наименьшее общее кратное (взято в красный кружок). Делим это число на число перемещённых электронов и получаем коэффициенты (взяты в синий кружок). Значит перед марганцем будет стоять коэффициент-1, который мы не пишем, и перед Cl₂ тоже -1.

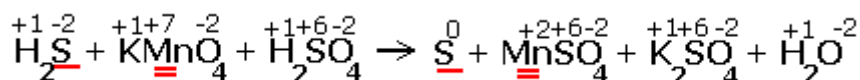
Перед HCl коэффициент 2 не ставим, а считаем число атомов хлора в продуктах реакции. Оно равно - 4. Следовательно, и перед HCl ставим - 4, уравниваем число атомов водорода и кислорода справа, поставив перед H₂O коэффициент - 2. В результате получится химическое уравнение:



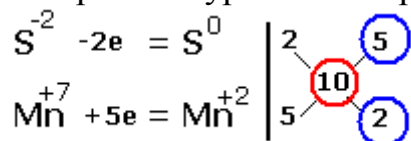
Рассмотрим более сложное уравнение:



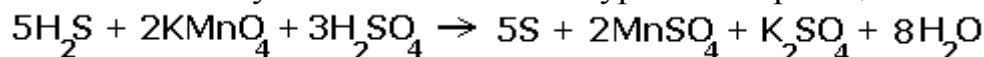
Расставляем степени окисления химических элементов:



Электронные уравнения примут следующий вид:



Перед серой со степенями окисления -2 и 0 ставим коэффициент 5, перед соединениями марганца -2, уравниваем число атомов других химических элементов и получаем окончательное уравнение реакции



Тема 7.1 Металлы.

Цель: Изучить классификацию металлов, их химические свойства. Основные способы получения металлов.

Задание: Подготовка к устному опросу. Решение задач по образцу. Написание реферата по теме: «Роль металлов в человеческой цивилизации»

Вопросы:

1. Какое положение в Периодической системе элементов занимают металлы?
2. Чем отличаются по физическим свойствам металлы от неметаллов?
3. Какие особенности внутреннего строения металлов определяют их тепло - и электрическую проводимость?
4. Какие металлы способны реагировать со щелочами?
5. Какие металлы вытесняют водород из соляной и разбавленной серной кислот?
6. В каком случае сплавы называют твёрдыми растворами?
7. Чем отличаются свойства чистых металлов от сплавов?
8. Укажите по два металла: а) цветных; б) чёрных; в) наиболее лёгких и наиболее тяжёлых; г) наиболее тугоплавких; д) наиболее тепло – и электропроводных; е) наиболее пластичных.

Задачи:

1. Железная пластинка массой 8 г была опущена в раствор сульфата меди (II) массой 250 г с массовой долей CuSO_4 15%, после чего масса пластинки составила 8,8 г. Какой стала массовая доля сульфата меди в растворе после реакции?
2. Железный стержень, выдержанный в растворе с $w(\text{CuSO}_4)=1\%$ ($\rho=1,01\text{г/см}^3$), прибавил в массе 8 мг. Чему равен объем использованного раствора сульфата меди?
3. При растворении в соляной кислоте 1,82 г смеси алюминия с неизвестным металлом, стоящим в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода, выделилось 0,672 л водорода. Чтобы окислить эту смесь, потребовалось 0,56 л кислорода (н.у.). Какой металл был взят? Определите массовую долю металла и смеси.
4. Смесь металлов натрия и кальция массой 6,3 г растворили в воде, при этом выделился газ объёмом 3,36 л (н.у.). Сколько граммов каждого из металлов содержалось в смеси?
5. При растворении сплава цинка с алюминием массой 4 г в щёлочи выделился водород объёмом 3,808 л (н.у.). Определите массовые доли металлов в сплаве.

Теоретические сведения:

К металлам относят простые вещества, образованные атомами элементов, имеющих небольшое число (от 1 до 4) электронов на внешнем энергетическом уровне. Атомы металлов обладают тенденцией к отдаче электронов, поэтому для них характерна высокая восстановительная активность, определяющаяся низкими значениями энергии ионизации ($E_{\text{и}}$) валентных электронов атомов. Известно, что в пределах одного периода величина $E_{\text{и}}$ возрастает с увеличением порядкового номера элемента, а в главных подгруппах - уменьшается. Такая тенденция изменения восстановительной активности атомов и объясняет тот факт, что элементы-металлы находятся в Периодической системе (длиннопериодный вариант)

левее диагонали "бор - астат".

Характерные свойства металлов

- 1 Металлический блеск (характерен не только для металлов: его имеют и неметаллы иод и углерод в виде графита)
- 2 Хорошая электропроводность
- 3 Возможность лёгкой механической обработки (см.: пластичность; однако некоторые металлы, например германий и висмут, непластичны)
- 4 Высокая плотность (обычно металлы тяжелее неметаллов)
- 5 Высокая температура плавления (исключения: ртуть, галлий и щелочные металлы)
- 6 Большая теплопроводность
- 7 В реакциях чаще всего являются восстановителями

Температуры плавления чистых металлов лежат в диапазоне от $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$ (ртуть) до $3410\text{ }^{\circ}\text{C}$ (вольфрам). Температура плавления большинства металлов (за исключением щелочных) высока, однако некоторые «нормальные» металлы, например олово и свинец, можно расплавить на обычной электрической или газовой плите.

В зависимости от плотности, металлы делят на лёгкие (плотность $0,53 \div 5\text{ г/см}^3$) и тяжёлые ($5 \div 22,5\text{ г/см}^3$). Самым лёгким металлом является литий (плотность $0,53\text{ г/см}^3$). Самый тяжёлый металл в настоящее время назвать невозможно, так как плотности осмия и иридия — двух самых тяжёлых металлов — почти равны (около $22,6\text{ г/см}^3$ — ровно в два раза выше плотности свинца), а вычислить их точную плотность крайне сложно: для этого нужно полностью очистить металлы, ведь любые примеси снижают их плотность.

Все металлы хорошо проводят электрический ток; это обусловлено наличием в их кристаллических решётках подвижных электронов, перемещающихся под действием электрического поля. Серебро, медь и алюминий имеют наибольшую электропроводность; по этой причине последние два металла чаще всего используют в качестве материала для проводов. Очень высокую электропроводность имеет также натрий, в экспериментальной аппаратуре известны попытки применения натриевых токопроводов в форме тонкостенных труб из нержавеющей стали, заполненных натрием. Благодаря малому удельному весу натрия, при равном сопротивлении натриевые «провода» получаются значительно легче медных и даже несколько легче алюминиевых.

Высокая теплопроводность металлов также зависит от подвижности свободных электронов. Поэтому ряд теплопроводностей похож на ряд электропроводностей и лучшим проводником тепла, как и электричества, является серебро. Натрий также находит применение как хороший проводник тепла; широко известно, например, применение натрия в клапанах автомобильных двигателей для улучшения их охлаждения.

В химическом отношении все металлы характеризуются сравнительной лёгкостью отдачи валентных электронов и способностью

образовывать положительно заряженные ионы. Следовательно, металлы в свободном состоянии являются восстановителями.

Восстановительная способность различных металлов неодинакова и определяется положением в электрохимическом ряду напряжения металлов:

Li K Rb Cs Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Cr Fe Ni Sn Pb Cu Hg Ag Pt Ag Pt Au

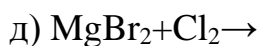
Металлы размещены в порядке убывания их восстановительных свойств и усиления окислительных свойств их ионов. Этот ряд характеризует химическую активность металлов только в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде.

Тема 7.2 Неметаллы.

Цель: Изучить классификацию неметаллов, их химические свойства. Окислительные и восстановительные свойства неметаллов в зависимости от их положения в ряду электроотрицательности.

Задание: Подготовка к устному опросу. Решение задач по образцу. Написание реферата по теме «История шведской спички» (см. приложения А).

1. Смесь, состоящую из 2 л водорода и 3 л хлора взорвали в закрытом сосуде. Какие газы и в каком количестве будут находиться в сосуде, после взрыва?
2. Определите степень окисления хлора в следующих соединениях: а) NaCl; б) KClO; в) Cl₂; г) BaCl₂; д) Ca(ClO₄)₂
3. В 100 г воды растворили хлороводород объёмом при н.у 6,72 л. Чему равна массовая доля HCl в полученном растворе.
4. Рассчитайте объём хлороводорода приведённый к н.у, который содержится в 200 г соляной кислоты с массовой долей HCl 14,6%.
5. К 60 мл раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 20% и плотностью 1,1 г/мл добавили избыток цинка. Рассчитайте, какую массу хлорида цинка можно будет выделить из полученного раствора.
6. Изобразите строение электронных оболочек атомов фтора. Хлора, брома и иода. Объясните, как в ряду галогенов изменяется их окислительная способность.
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
$$\text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$$
8. При взаимодействии хлора с иодидом калия был получен иод массой 50,8 г. Определите объём хлора, измеренный при н.у, который потребовался для этого.
9. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием галогенов:
 - а) ... + Br₂ → PBr₃
 - б) Al + I₂ → ...
 - в) H₂ + Br₂ → ...
 - г) NaI + Br₂ →



10. Как можно различить водные растворы хлорида калия и иодида калия?

Напишите уравнения реакций, которые нужно провести для этого.

Теоретические сведения:

Неметаллы — химические элементы с типично неметаллическими свойствами, которые занимают правый верхний угол Периодической системы.

Характерной особенностью неметаллов является большее (по сравнению с металлами) число электронов на внешнем энергетическом уровне их атомов. Это определяет их большую способность к присоединению дополнительных электронов, и проявлению более высокой окислительной активности, чем у металлов.

Неметаллы имеют высокие значения сродства к электрону, большую электроотрицательность и высокий окислительно-восстановительный потенциал.

Благодаря высоким значениям энергии ионизации неметаллов, их атомы могут образовывать ковалентные химические связи с атомами других неметаллов и амфотерных элементов. В отличие от преимущественно ионной природы строения соединений типичных металлов, простые неметаллические вещества, а также соединения неметаллов имеют ковалентную природу строения.

В свободном виде могут быть газообразные неметаллические простые вещества — фтор, хлор, кислород, азот, водород, инертные газы, твёрдые — иод, астат, сера, селен, теллур, фосфор, мышьяк, углерод, кремний, бор, при комнатной температуре в жидком состоянии существует бром.

У некоторых неметаллов наблюдается проявление аллотропии. Так, для газообразного кислорода характерны две аллотропных модификации — кислород (O_2) и озон (O_3), у твёрдого углерода множество форм — алмаз, астралены, графен, графан, графит, карбин, лонсдейлит, фуллерены, стеклоуглерод, диуглерод, углеродные наноструктуры (нанопена, наноконусы, нанотрубки, нановолокна) и аморфный углерод уже открыты, а ещё возможны и другие модификации, например, чаоит и металлический углерод.

В молекулярной форме в виде простых веществ в природе встречаются азот, кислород и сера. Чаще неметаллы находятся в химически связанном виде: это вода, минералы, горные породы, различные силикаты, фосфаты, бораты. По распространённости в земной коре неметаллы существенно различаются. Наиболее распространёнными являются кислород, кремний, водород; наиболее редкими — мышьяк, селен, иод.

Галогены — химические элементы 17-й группы периодической таблицы химических элементов Д.И. Менделеева.

Реагируют почти со всеми простыми веществами, кроме некоторых неметаллов. Все галогены — энергичные окислители, поэтому встречаются в природе только в виде соединений. С увеличением порядкового номера

химическая активность галогенов уменьшается, химическая активность галогенид-ионов F^- , Cl^- , Br^- , I^- , At^- уменьшается.

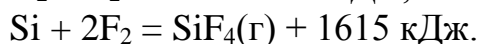
К галогенам относятся фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, астат At, а также (формально) искусственный элемент унунсептий Uus.

Химические свойства галогенов

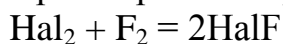
Все галогены проявляют высокую окислительную активность, которая уменьшается при переходе от фтора к астату. Фтор — самый активный из галогенов, реагирует со всеми металлами без исключения, многие из них в атмосфере фтора самовоспламеняются, выделяя большое количество теплоты, например:



Без нагревания фтор реагирует и со многими неметаллами (H_2 , S, C, Si, P) — все реакции при этом сильно экзотермические, например:



При нагревании фтор окисляет все другие галогены по схеме

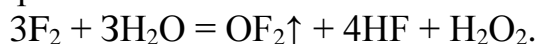


где Hal = Cl, Br, I, At, причем в соединениях HalF степени окисления хлора, брома, иода и астата равны +1.

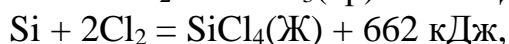
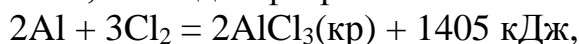
Наконец, при облучении фтор реагирует даже с инертными (благородными) газами:



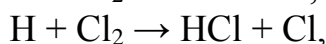
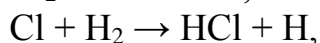
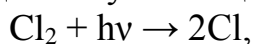
Взаимодействие фтора со сложными веществами также протекает очень энергично. Так, он окисляет воду, при этом реакция носит взрывной характер:



Свободный хлор также очень реакционноспособен, хотя его активность и меньше, чем у фтора. Он непосредственно реагирует со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов. Для сравнения приведем уравнения реакций хлора с теми же простыми веществами, что и для фтора:



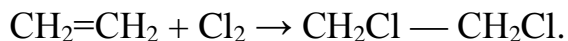
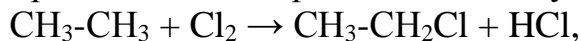
Особый интерес представляет реакция с водородом. Так, при комнатной температуре, без освещения хлор практически не реагирует с водородом, тогда как при нагревании или при освещении (например, на прямом солнечном свете) эта реакция протекает со взрывом по приведенному ниже цепному механизму:



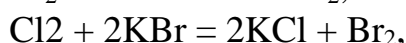
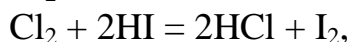
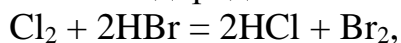


Возбуждение этой реакции происходит под действием фотонов ($h\nu$), которые вызывают диссоциацию молекул Cl_2 на атомы — при этом возникает цепь последовательных реакций, в каждой из которых появляется частица, инициирующая начало последующей стадии.

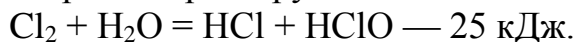
Хлор вступает в реакцию со многими сложными веществами, например замещения и присоединения с углеводородами:



Хлор способен при нагревании вытеснять бром или иод из их соединений с водородом или металлами:



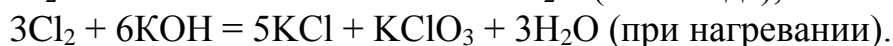
а также обратимо реагирует с водой:



Хлор, растворяясь в воде и частично реагируя с ней, как это показано выше, образует равновесную смесь веществ, называемую хлорной водой.

Заметим также, что хлор в левой части последнего уравнения имеет степень окисления 0. В результате реакции у одних атомов хлора степень окисления стала -1 (в HCl), у других $+1$ (в хлорноватистой кислоте HOCl). Такая реакция — пример реакции самоокисления-самовосстановления, или диспропорционирования.

Хлор может таким же образом реагировать (диспропорционировать) со щелочами:



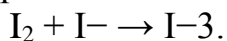
Химическая активность брома меньше, чем у фтора и хлора, но все же достаточно велика в связи с тем, что бром обычно используют в жидком состоянии и поэтому его исходные концентрации при прочих равных условиях больше, чем у хлора.

Для примера приведем реакции взаимодействия брома с кремнием и водородом:



Являясь более «мягким» реагентом, бром находит широкое применение в органической химии.

Бром, так же, как и хлор, растворяется в воде, и, частично реагируя с ней, образует так называемую «бромную воду», тогда как иод практически в воде не растворим и не способен её окислять даже при нагревании; по этой причине не существует «иодной воды». Но иод способен растворяться в растворах иодидов с образованием комплексных анионов:

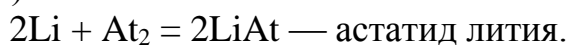


Образующийся раствор называется раствором Люголя.

Иод существенно отличается по химической активности от остальных галогенов. Он не реагирует с большинством неметаллов, а с металлами медленно реагирует только при нагревании. Взаимодействие же иода с водородом происходит только при сильном нагревании, реакция является эндотермической и сильно обратимой:



Таким образом, химическая активность галогенов последовательно уменьшается от фтора к астату. Каждый галоген в ряду F — At может вытеснять последующий из его соединений с водородом или металлами, то есть каждый галоген в виде простого вещества способен окислять галогенид-ион любого из последующих галогенов. Астат ещё менее реакционноспособен, чем иод. Но и он реагирует с металлами (например с литием):



А при диссоциации образуются не только протоны, но и ионы At^+ : HAt диссоц. на: $2\text{HAt} = \text{H}^+ + \text{At}^- + \text{H}^+ + \text{At}^+$.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.

Тема 1.1 Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Классификация органических веществ и реакций.

Цель: Изучить предмет органической химии, основные положения теории химического строения. Рассмотреть классификацию веществ по строению углеродного скелета и наличия функциональных групп. Научится писать реакции присоединения, отщепления, замещения и изомеризации.

Задание: Работа с конспектом лекции. Подготовка к устному опросу.

Вопросы:

1. Почему органическую химию выделили в отдельный раздел химии?
2. Какие вещества называют органическими?
3. Изложите основные положения теории химического строения органических веществ А.М. Бутлерова.
4. Что подразумевал А.М. Бутлеров под химическим строением вещества? В качестве примеров приведите как органические, так и неорганические вещества.
5. Поясните характер движения электронов в атомах элементов малых периодов.
6. Какова сущность процесса образования ковалентных связей с учётом характера движения электронов в атомах? Свой ответ поясните конкретными примерами.
7. На конкретных примерах поясните, что такое изометрия.
8. Приведите примеры, из курса неорганической химии, которые доказывают, что свойства веществ зависят от их строения, а строение – от их свойств.
9. Охарактеризуйте научное и практическое значение теории строения А.М.

Бутлерова.

Тема 2.1 Предельные и непредельные углеводороды

Цель: Изучить гомологический ряд предельных и непредельных углеводородов, их химические свойства.

Задание: Работа с конспектом лекции. Ответы на контрольные вопросы. Решение задач по образцу.

Вопросы:

1. Какие органические соединения относятся к классу углеводородов?
2. Какие углеводороды называются предельными?
3. Какие углеводороды называются непредельными и как их подразделяют?
4. Какие виды изомерии наблюдаются у предельных и непредельных углеводородов? Приведите примеры.
5. Могут ли быть изомеры: а) у метана; б) у этана в) у пропена?
6. Почему число атомов водорода в молекулах предельных углеводородов является чётным?
7. Какие вещества называются гомологами? Приведите примеры.
8. Составьте сокращённые структурные формулы и подпишите названия всех возможных изомеров гексана.
9. Что называется радикалами? Напишите формулы и названия радикалов, которые можно вывести из первых шести предельных углеводородов.
10. Как получают этилен и углеводороды ряда этилена?
11. Какие соединения относятся к диеновым углеводородам?
12. С какими углеводородами и их производными вы встречаетесь в повседневной жизни?

Задачи:

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 $C \rightarrow CH_4 \rightarrow CH_3Cl \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_5OH$
2. Сколько граммов уксусного альдегида можно получить из ацетилена объёмом 30 л и хлороводорода объёмом 20 л. Определите массовую долю израсходованного газа.
3. Напишите эмпирические и структурные формулы предельных углеводородов с неразветвлённой цепью атомов углерода с C_1 по C_5 .
4. Напишите структурные формулы: а) 2-метилбутена-2; б) 2-метилпропена-1; в) 2,3-диметилгексена-3; г) 2,5,5-триметилгексена-2; д) 2,2,6-триметил-4-этилгептена-3.
5. Выведите формулу вещества, содержащегося углерод (массовая доля 81,8%) и водород (14,3%). Плотность паров по водороду равна 21.
6. Напишите уравнения реакций последовательно окисления метана бромом и назовите все бромпроизводные.

Теоретические сведения:

Алканы (парафины) – алифатические (нециклические) предельные углеводороды, в которых атомы углерода связаны между собой простыми

(одинарными) связями в неразветвленные или разветвленные цепи.

Все атомы углерода в молекулах алканов находятся в состоянии sp^3 -гибридизации, угол между связями С-С составляет $109^\circ 28'$, поэтому молекулы нормальных алканов с большим числом атомов углерода имеют зигзагообразное строение (зигзаг). Длина связи С-С в предельных углеводородах равна 0,154 нм ($1\text{нм}=1\cdot 10^{-9}\text{м}$).

Для названия предельных углеводородов применяют в основном систематическую и рациональную номенклатуры.

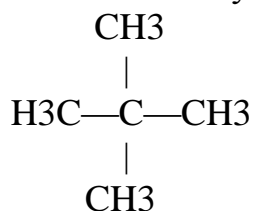
Правила систематической номенклатуры

Общее (родовое) название предельных углеводородов — алканы.

Названия первых четырех членов гомологического ряда метана тривиальные: метан, этан, пропан, бутан. Начиная с пятого названия образованы от греческих числительных с добавлением суффикса –ан (этим подчеркивается сходство всех предельных углеводородов с родоначальником этого ряда — метаном).

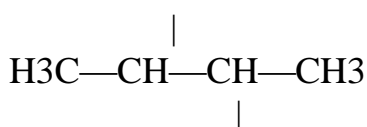
Для простейших углеводородов изостроения сохраняются их несистематические названия: изобутан, изопентан, неопентад.

По рациональной номенклатуре алканы рассматривают как производные простейшего углеводорода — метана, в молекуле которого один или несколько водородных атомов замещены на радикалы. Эти заместители (радикалы) называют по старшинству (от менее сложных к более сложным). Если эти заместители одинаковые, то указывают их количество. В основу названия включают слово "метан":



тетраметилметан (2,2-диметилпропан)

C_2H_5



CH_3 метилэтилизопропилметан (2,3-диметилпентан)

Свою номенклатуру имеют и радикалы (углеводородные радикалы).

Одновалентные радикалы называют алкилами и обозначают буквой R или Alk.

Их общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$.

Названия радикалов составляют из названий соответствующих углеводородов заменой суффикса -ан на суффикс -ил (метан — метил, этан — этил, пропан — пропил и т.д.).

Двухвалентные радикалы называют, заменяя суффикс -ан на -илиден (исключение - радикал метилен $=\text{CH}_2$).

Трехвалентные радикалы имеют суффикс -илидин (исключение -

радикал метин $\equiv\text{CH}$).

Изомеры – это вещества, имеющие одинаковый состав и одну и ту же молекулярную формулу и массу, но различное химическое строение, а потому обладающие различными физическими и химическими свойствами.

Структурная изомерия

Причиной проявления структурной изомерии в ряду алканов является способность атомов углерода образовывать цепи различного строения. Этот вид структурной изомерии называется изомерией углеродного скелета.

Структурные изомеры имеют одинаковый состав, но различаются химическим строением, при этом химические свойства изомеров - сходны, а физические - различны. Алканы с разветвленным строением из-за менее плотной упаковки молекул и, соответственно, меньших межмолекулярных взаимодействий, кипят при более низкой температуре, чем их неразветвленные изомеры.

В молекулах метана CH_4 , этана C_2H_6 и пропана C_3H_8 может быть только один порядок соединения атомов, то есть первые три члена гомологического ряда алканов изомеров не имеют.

Один из этих изомеров (н-бутан) содержит неразветвленную углеродную цепь, а другой — изобутан — разветвленную (изостроение).

С увеличением числа атомов углерода в составе молекул увеличиваются возможности для разветвления цепи, т.е. количество изомеров растет с ростом числа углеродных атомов.

В ряду радикалов мы также встречаемся с явлением изомерии. Причем число изомеров у радикалов значительно больше, чем у соответствующих им алканов. Например, пропан, как известно, изомеров не имеет, а радикал пропил имеет два изомера: н-пропил и изопропил:



Химические свойства

Тривиальное (историческое) название алканов - "парафины" - означает "не имеющие сродства". Алканы химически малоактивны. Низкая реакционная способность алканов обусловлена очень малой полярностью связей С-С и С-Н в их молекулах вследствие почти одинаковой электроотрицательности атомов углерода и водорода. Предельные углеводороды в обычных условиях не взаимодействуют ни с концентрированными кислотами, ни со щелочами, ни даже с таким активным реагентом как перманганат калия.

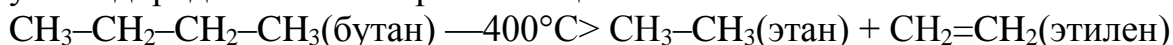
Рассмотрим некоторые примеры реакций этого типа.

1 Галогенирование. Это одна из характерных реакций предельных углеводородов. Наибольшее практическое значение имеют бромирование и хлорирование алканов.

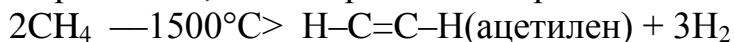
2 Нитрование. Несмотря на то, что в обычных условиях алканы не взаимодействуют с концентрированной азотной кислотой, при нагревании их

до 140°C с разбавленной (10%-ной) азотной кислотой под давлением осуществляется реакция нитрования – замещение атома водорода нитрогруппой (реакция М.И.Коновалова). В подобную реакцию жидкофазного нитрования вступают все алканы, однако скорость реакции и выходы нитросоединений низкие. Наилучшие результаты наблюдаются с алканами, содержащими третичные углеродные атомы.

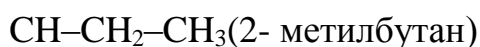
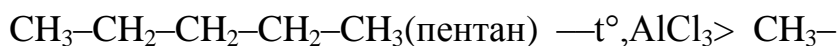
3 Крекинг. При высокой температуре в присутствии катализаторов предельные углеводороды подвергаются расщеплению, которое называется крекингом. При крекинге происходит гомолитический разрыв углерод-углеродных связей с образованием насыщенных и ненасыщенных углеводородов с более короткими цепями.



Повышение температуры процесса ведет к более глубоким распадам углеводородов и, в частности, к дегидрированию, т.е. к отщеплению водорода. Так, метан при 1500°C приводит к ацетилену.



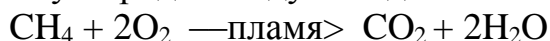
4 Изомеризация. Под влиянием катализаторов при нагревании углеводороды нормального строения подвергаются изомеризации - перестройке углеродного скелета с образованием алканов разветвленного строения.



I



5 Окисление. В обычных условиях алканы устойчивы к действию кислорода и окислителей. При поджигании на воздухе алканы горят, превращаясь в двуокись углерода и воду и выделяя большое количество тепла.



Тема 2.2 Природные источники углеводородов

Цель: Изучить основные природные источники углеводородов, знать классификацию, способы добычи и переработки сырья.

Задание. Охарактеризовать природные источники углеводородов, заполнить таблицу.

Важнейшие источники ЦВ (сырье)	Важнейшие компоненты		Способ переработки	Основные продукты
	состав	названия		
нефть				
уголь				

Углеводороды являются важнейшим видом сырья для химической промышленности. В свою очередь, углеводороды достаточно широко распространены в природе и могут быть выделены из различных природных источников: нефти, попутного нефтяного и природного газа, каменного угля. Наша страна является одним из лидирующих стран по добыче и переработке природных источников углеводородов.

Каменный уголь

На земном шаре известно больше 36 тысяч угольных бассейнов и месторождений, которые в совокупности занимают 15% территории земного шара. Угольные бассейны могут тянуться на тысячи километров. Всего общегеологические запасы угля на земном шаре составляют 5 трлн. 500 млрд. тонн, в том числе разведанные месторождения -1 трлн. 750 млрд. тонн.

Различают три главных вида ископаемых углей. При горении бурого угля, антрацита – пламя невидимое, сгорание бездымное, а каменный уголь при горении издаёт громкий треск.

Антрацит – самый древний из ископаемых углей. Отличается большой плотностью и блеском. Содержит до 95% углерода.

Каменный уголь – содержит до 99% углерода. Из всех ископаемых углей находит самое широкое применение.

Бурый уголь – содержит до 72% углерода. Имеет бурый цвет. Как самый молодой из ископаемых углей, часто сохраняет следы структуры дерева, из которого он образовался. Отличается большой гигроскопичностью и высокой зольностью (от 7% до 38 %), поэтому используется только как местное топливо и как сырьё для химической переработки. В частности, путём его гидрогенизации получают ценные виды жидкого топлива: бензин и керосин.

Углерод основная составная часть каменного угля (99%), бурого угля (до 72%). Происхождение названия углерод, то есть, “рождающий уголь”. Аналогично и латинское название “карбонеум” в основе содержит корень карбо-уголь.

Как и нефть, каменный уголь содержит большое количество органических веществ. Кроме органических веществ, в его состав входят и неорганические вещества, такие, как вода, аммиак, сероводород и, конечно же, сам углерод – уголь. Одним из основных способов переработки каменного угля является коксование – прокаливание без доступа воздуха. В результате коксования, которое проводят при температуре 1000⁰С, образуется:

Коксовый газ

Каменноугольная смола

Надсмольная или аммиачная вода.

Кокс.

Основная часть угольных ресурсов приходится на северное

полушарие – Азию, Северную Америку, Евразию.

Главными экспортёрами угля являются страны - США, Австралия, Россия, ЮАР.

Главные центры импорта-Япония, Зарубежная Европа.

Это очень экологически грязное топливо. При добыче угля происходят взрывы и возгорания метана, возникают определенные проблемы, связанные с окружающей средой.

Уголь содержит радиоактивный углерод - C, но после сжигания топлива опасное вещество вместе с дымом попадает в воздух, воду, почву, спекается в шлак или золу, которая используется для производства строительных материалов. В результате, в жилых домах стены и перекрытия “фонят” и представляют угрозу для здоровья человека.

Нефть

Нефть известна человечеству с древних времён. На берегу Евфрата она добывалась 6-7 тыс. лет до н. э. Использовалась она для освещения жилищ, для приготовления строительных растворов, в качестве лекарств и мазей, при бальзамировании. Нефть в древнем мире была грозным оружием: огненные реки лились на головы штурмующих крепостные стены, горящие стрелы, смоченные в нефти, летели в осаждённые города. Нефть являлась составной частью зажигательного средства, вошедшего в историю под названием “греческого огня”. В средние века она использовалась главным образом для освещения улиц.

Нефтегазоносных бассейнов разведано больше 600, разрабатывается 450, а общее число нефтяных месторождений достигает 50 тысяч.

Различают легкую и тяжелую нефть. Легкую нефть извлекают из недр насосами или фонтанным способом. Из такой нефти делают в основном бензин и керосин. Тяжелые сорта нефти иногда добывают даже шахтным способом (в Республике Коми), и готовят из нее битум, мазут, различные масла.

Нефть наиболее универсальное топливо, высококалорийное. Её добыча отличается относительной простотой и дешевизной, ведь при добыче нефти нет необходимости опускать под землю людей. Транспортировка нефти по трубопроводам не представляет большой проблемы.

Главный недостаток этого вида топлива – невысокая ресурсообеспеченность (около 50 лет). Общегеологические запасы равны 500 млрд. тонн, в том числе разведанные 140 млрд. тонн.

Нефть – маслянистая темно-коричневая жидкость с красноватым или зеленоватым оттенком, иногда чёрная, красная, синяя или светлая и даже прозрачная с характерным резким запахом. Бывает нефть белая или бесцветная, как вода (например, в Суруханском месторождении в Азербайджане, в некоторых месторождениях в Алжире).

Состав нефти неодинаков. Но все они обычно содержат углеводороды трёх видов – алканы (преимущественно нормального строения), циклоалканы и ароматические углеводороды. Соотношение этих углеводородов в нефти

различных месторождений бывает разное.

Основные запасы нефти находятся в северном полушарии. Всего 75 стран мира добывают нефть, но 90% её добычи приходится на долю всего 10 стран.

Главные страны производители:

Саудовская Аравия, США, Россия, Иран, Мексика.

В то же время больше 4/5 потребления нефти приходится на долю экономически развитых стран, которые являются главными странами-импортеры:

Япония, Зарубежная Европа, США.

Нефть в сыром виде нигде не используется, а находят применение продукты нефтепереработки.

Переработка нефти

Перегонка осуществляется в специальных установках — ректификационных колоннах, в которых повторяют циклы конденсации и испарения жидких веществ, содержащихся в нефти.

В ректификационную колонну поступает нефть, нагретая в трубчатой печи до температуры 320—350 °С. Ректификационная колонна имеет горизонтальные перегородки с отверстиями — так называемые тарелки, на которых происходит конденсация фракций нефти. На более высоких тарелках скапливаются легкокипящие фракции, на нижних — высококипящие.

В процессе ректификации нефть разделяют на следующие фракции:

-ректификационные газы — смесь низкомолекулярных углеводородов, преимущественно пропана и бутана, с температурой кипения ниже 40 °С;

-газолиновая фракция (бензин) — углеводороды состава от C_5H_{12} до $C_{11}H_{24}$ (температура кипения 40—200 °С); при более тонком разделении этой фракции получают газолин (петролейный эфир, 40—70 °С) и бензин (70—120 °С);

-лигроиновая фракция — углеводороды состава от C_8H_{18} до $C_{14}H_{30}$ (температура кипения 150—250 °С);

-керосиновая фракция — углеводороды состава от $C_{12}H_{26}$ до $C_{18}H_{38}$ (температура кипения 180—300 °С);

- дизельное топливо — углеводороды состава от $C_{13}H_{28}$ до $C_{19}H_{40}$ (температура кипения 200—350 °С).

Остаток перегонки нефти — мазут — содержит углеводороды с числом атомов углерода от 18 до 50. Перегонкой при пониженном давлении из мазута получают соляровое масло ($C_{18}H_{38}$ — $C_{25}H_{52}$), смазочные масла ($C_{28}H_{58}$ — $C_{38}H_{78}$), вазелин и парафин — легкоплавкие смеси твёрдых углеводородов.

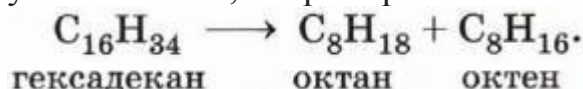
Твёрдый остаток перегонки мазута — гудрон и продукты его переработки — битум и асфальт используют для изготовления дорожных покрытий.

Полученные в результате ректификации нефти продукты подвергают химической переработке, включающей ряд сложных процессов.

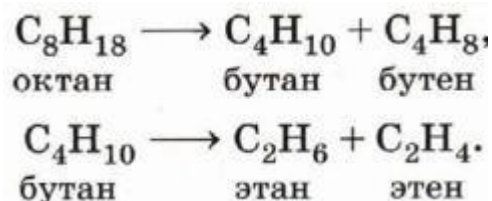
Один из них — крекинг нефтепродуктов.

Различают несколько видов крекинга: термический, каталитический, восстановительный крекинг высокого давления.

Термический крекинг заключается в расщеплении молекул углеводородов с длинной углеродной цепью на более короткие под действием высокой температуры (470—550 °С). В процессе расщепления наряду с алканами образуются алкены, например:



Образовавшиеся углеводороды могут снова подвергаться крекингу с образованием алканов и алкенов с ещё более короткой цепью атомов углерода в молекуле:



Каталитический крекинг происходит в присутствии катализаторов, в качестве которых используют природные алюмосиликаты состава $n\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot m\text{SiO}_2$.

Осуществление крекинга с применением катализаторов приводит к образованию углеводородов, имеющих разветвлённую или замкнутую цепь атомов углерода в молекуле. Содержание углеводородов такого строения в моторном топливе значительно повышает его качество, в первую очередь детонационную устойчивость — октановое число бензина.

Природный и попутный нефтяной газы

Основным компонентом природного газа является метан, доля которого в зависимости от месторождения составляет от 75 до 99% по объёму. Кроме метана, в состав природного газа входят этан, пропан, бутан и изобутан, а также азот и углекислый газ.

В природном газе содержатся углеводороды с низкой молекулярной массой, основными компонентами является метан.

Его содержание в газе различных месторождений колеблется от 80% до 97%. Кроме метана — этан, пропан, бутан, неорганические: азот— 2%; CO_2 ; H_2O ; H_2S , благородные газы.

При сгорании природного газа выделяется много тепла.

По своим свойствам природный газ как топливо превосходит даже нефть. Это самое экономичное из всех видов топлива. Применяется в качестве: эффективного топлива, сырья в химической промышленности, в производстве ацетилена, этилена, водорода, сажи, пластмассы, уксусной кислоты, красителей, медикаментов и др.

Попутные (нефтяные газы) – природные газы, которые растворяются в

нефти и выделяются при её добыче. В нефтяном газе содержится меньше метана, но больше пропана, бутана и других высших углеводородов.

Более 70 стран мира обладают промышленными запасами газа. Но добычу газа ведут в основном развитые страны. Они имеют возможности для его использования или способ продавать газ другим странам, находящимися с ними на одном материке.

Международная торговля газом менее активна, чем торговля нефтью. На международном рынке поступает около 15% добываемого в мире газа. Почти 2/3 мировой добычи газа дают Россия и США. Бесспорно ведущим регионом газодобычи не только нашей страны, но и в мире является Ямало-Ненецкий автономный округ. К крупнейшим месторождениям относятся Уренгойское, Ямбургское, Медвежье, Заполярное. Уренгойское месторождение включено в “Книгу рекордов Гиннеса”. Запасы и добыча месторождения уникальны.

Несовершенство технологии добычи нефти и газа, их транспортировки обуславливает постоянное сжигание объёма газа на теплоагрегатах компрессорных станций и в факелах. На долю компрессорных станций приходится около 30% этих выбросов. На факельных установках ежегодно сжигается около 450 тыс. тонн природного и попутного газа, при этом в атмосферу поступает более 60 тыс. тонн загрязняющих веществ.

Нефть, газ, каменный уголь – это ценное сырьё для химической промышленности. Наиболее перспективным видом топлива будущего является водород. Сокращение использования нефти в теплоэнергетике – путь не только к более рациональному её применению, но и к сохранению этого сырья для будущих поколений.

Тема 3.3 Сложные эфиры и жиры.

Цель: Сформировать понятие об эфирах и жирах, их получении и классификации.

Задание: Написание рефератов по темам:

- 1 Применение сложных эфиров и жиров.
- 2 Жиры как продукт питания и химическое сырьё.
- 3 . Сложные эфиры в природе, их значение.
- 4 Достоинства и недостатки синтетических моющих средств.
- 5 Мыла.

Для написания реферата смотреть приложение А.

Сложные эфиры – функциональные производные карбоновых кислот, в молекулах которых гидроксильная группа (-ОН) замещена на остаток спирта (-OR).

Сложные эфиры карбоновых кислот – соединения с общей формулой.



где R и R' – углеводородные радикалы.

Сложные эфиры предельных одноосновных карбоновых

кислот имеют общую формулу:

Физические свойства

- Летучие, бесцветные жидкости.
- Плохо растворимы в воде.
- Чаще с приятным запахом.
- Легче воды.

Сложные эфиры содержатся в цветах, фруктах, ягодах. Они определяют их специфический запах. Являются составной частью эфирных масел (известно около 3000 эф.м. – апельсиновое, лавандовое, розовое и т. д.) Эфиры низших карбоновых кислот и низших одноатомных спиртов имеют приятный запах цветов, ягод и фруктов. Эфиры высших одноосновных кислот и высших одноатомных спиртов – основа природных восков.

Номенклатура

Краткие названия сложных эфиров строятся по названию радикала (R') в остатке спирта и названию группы RCOO⁻ в остатке кислоты.

Например: этиловый эфир уксусной кислоты

CH₃COOC₂H₅ называется **этилацетат**.

Применение

В качестве отдушек и усилителей запаха в пищевой и парфюмерной (изготовление мыла, духов, кремов) промышленности.

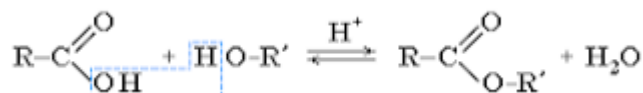
В производстве пластмасс, резины в качестве пластификаторов.

Пластификаторы – вещества, которые вводят в состав полимерных материалов для придания (или повышения) эластичности и (или) пластичности при переработке и эксплуатации.

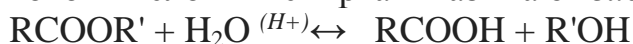
Применение в медицине - основа лекарственных средств, местнораздражающее и обезболивающее средство

Получение сложных эфиров

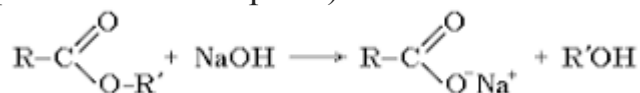
Сложные эфиры могут быть получены при взаимодействии карбоновых кислот со спиртами (*реакция этерификации*). Катализаторами являются минеральные кислоты.



Реакция этерификации в условиях кислотного катализа обратима. Обратный процесс – расщепление сложного эфира при действии воды с образованием карбоновой кислоты и спирта – называют *гидролизом сложного эфира*.



Гидролиз в присутствии щелочи протекает необратимо (т.к. образующийся отрицательно заряженный карбоксилат-анион RCOO⁻ не вступает в реакцию с нуклеофильным реагентом – спиртом).



Эта реакция называется *омылением сложных эфиров* (по аналогии со

щелочным гидролизом сложноэфирных связей в жирах при получении мыла).

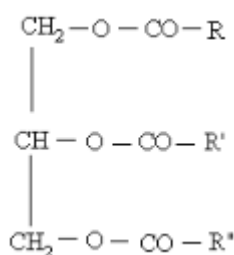
2.Жиры, их строение, свойства и применение

Важнейшими представителями сложных эфиров являются жиры.

При нагревании жиров с водой в щелочной среде французский ученый Э. Шеврель установил, что жиры расщепляются и образуются глицерин и различные карбоновые кислоты.

Французский ученый М.Бертло в 1854 г. осуществил обратный процесс: при нагревании глицерина с высшими карбоновыми кислотами он получил жиры и воду.

На основании этих экспериментов сделали вывод, что **жиры – это сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот**, общая формула которых:



Жиры относятся к сложным эфирам. В их образовании участвуют стеариновая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ (или близкие к ней по составу и строению другие жирные кислоты) и трехатомный спирт глицерин $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$.

Классификация жиров

Жиры можно классифицировать по составу на простые и смешанные; по происхождению на животные и растительные. Растительные жиры называют маслами.

Жиры можно разделить на жидкие (большинство растительных масел, жиры рыб и морских млекопитающих) и твердые (жиры наземных животных, кокосовое масло). Жидкие жиры содержат 70-85% непредельных кислот, а твердые жиры содержат около 50 % и более предельных кислот.

Химические свойства жиров: гидролиз и гидрирование жидких жиров.

Для жиров, содержащих остатки ненасыщенных карбоновых кислот, характерны все реакции непредельных соединений.

Наиболее важная реакция присоединения, имеющая практическое значение – это **гидрирование жидких жиров**. Эта реакция лежит в основе получения маргарина (твердого жира) из растительного масла.

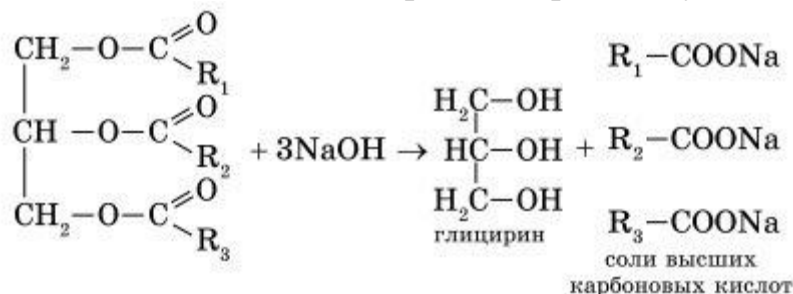
Все жиры, как и другие сложные эфиры, подвергаются **гидролизу**.

Гидролиз жиров протекает и в нашем организме: когда в органы пищеварения поступают жиры, то под влиянием ферментов они гидролизуются с образованием глицерина и карбоновых кислот. Продукты гидролиза всасываются ворсинками кишечника, а затем синтезируется жир, но уже свойственный данному организму. В

дальнейшем они гидролизуются и постепенно окисляются до углекислого газа и воды.

Гидролиз жиров в щелочной среде называют **омылением жиров**, т.к. образуются соли карбоновых кислот, которые называют **мылами**. При омылении жиров образуются глицерин и мыла – натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот:

Омыление – щелочной гидролиз жиров, получение мыла.



Применение жиров на основе свойств

Многие жиры при стоянии на воздухе **прогоркают** – приобретают неприятные запах и вкус, так как при этом образуются кетоны и альдегиды. Такой процесс стимулируется железом, поэтому нельзя оставлять масло в сковороде до следующего дня. Для предотвращения его применяют антиоксиданты.

Прокисание жира связано с гидролизом его. Кислый вкус обусловлен появлением карбоновых кислот.

Весьма важными являются реакции полимеризации масел. По этому признаку растительные масла делят на высыхающие, полувысыхающие и невысыхающие. Высыхающие в тонком слое образуют блестящие тонкие пленки. На этом основано использование этих масел для приготовления лаков и красок (льняное).

Биологическая роль жиров

Жиры имеют большое практическое значение и выполняют в нашем организме несколько функций: энергетическая, структурная, защитная.

Жиры обладают низкой теплопроводностью и предохраняют организм от переохлаждения.

3. Мыла

Мыла – натриевые или калиевые соли высших карбоновых кислот. Натриевые соли высших карбоновых кислот имеют твердое агрегатное состояние, а калиевые – жидкое (жидкое мыло).

При изготовлении мыла в него добавляют душистые вещества, глицерин, красители, антисептики, растительные экстракты.

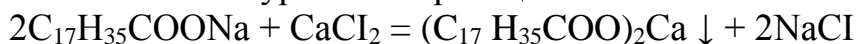
Исходным сырьем для получения мыла служат растительные масла (подсолнечное, хлопковое и др.), животные жиры, а также гидроксид натрия или кальцинированная сода. Растительные масла предварительно подвергаются гидрогенизации, т. е. их превращают в твердые жиры. Применяются также заменители жиров — синтетические

карбоновые жирные кислоты с большей молекулярной массой

Если мы используем для мытья и стирки жесткую воду, а такая вода содержит ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} , то мыло теряет свою моющую способность.

Это происходит в результате того, что кальциевые и магниевые соли высших карбоновых кислот нерастворимы в воде.

Запишем уравнение реакции:



Тема 3.4 Углеводы.

Цель: Рассмотреть классификация углеводов. Изучить химические свойства глюкозы.

Задание: Работа с конспектом лекции. Написать сообщение по теме «Значение углеводов в живой природе и жизни человека». Ответить на контрольные вопросы.

Вопросы:

1. Какие вещества относятся к углеводам и почему им было дано такое название?
2. Как классифицируют углеводы и почему?
3. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими и чем эти вещества отличаются друг от друга?
4. Какова роль глюкозы в жизненных процессах животных и человека?
5. Поясните сущность процессов фотосинтеза и дыхания. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Поясните процесс образования молекул целлюлозы из молекул глюкозы. Чем отличаются по строению молекулы целлюлозы от крахмала?
7. Из древесины можно получить как метанол, так и этанол. Чем отличаются процессы образования данных спиртов?
8. Охарактеризуйте основные направления химической переработки целлюлозы. Какие основные продукты при этом получают?

Теоретические сведения:

Углеводы — 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 $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$, формально являясь соединениями углерода и воды.

Моносахариды — 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. Моносахариды — стандартные блоки, из которых синтезируются дисахариды, олигосахариды и полисахариды.

Дисахариды — 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.

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.

Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ — 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.

Гликоген $(C_6H_{10}O_5)_n$ — полисахарид, построенный из остатков альфа-D-глюкозы — главный резервный полисахарид высших животных и человека, содержится в виде гранул в цитоплазме клеток практически во всех органах и тканях, однако, наибольшее его количество накапливается в мышцах и печени. 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.

Целлюлоза (клетчатка) — наиболее распространённый структурный полисахарид растительного мира, состоящий из остатков альфа-глюкозы, представленных в бета-пиранозной форме. 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. 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.

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.

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 — 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.

Тема 4.2 Белки.

Цель: Сформировать понятие об аминах, их классификации. Изучить

аминокислоты как амфотерные дифункциональные органические соединения. Изучить структуру белков и их химические свойства.

Задание:

1. Самостоятельно изучить пользуясь текстом учебника:
 - а. Применение анилина и аминокислот.
 - б. Волокна: классификация, получение, отдельные представители.
2. Написать рефераты по темам:
 1. Жизнь это способ существования белковых тел.
 2. Биологические функции белков.

(Для написания реферата см. приложение А)

Занимают первое место по количеству и значению, у животных до 10-12% от массы клетки.

Белки состоят из мономеров – аминокислот, их 20.

Молекулы белков имеют вид длинных цепей (50-1500 аминокислот) соединенных пептидной связью (- Co – NH -)

У человека \approx 5 млн. типов

4 уровня организации белков:

1. *Первичная структура* – последовательность аминокислотных звеньев.
2. *Вторичная структура* – спирально закрученная полипептидная цепочка. Витки удерживаются водородными связями, которые образуются СО- и NH- гр.
3. *Третичная структура* – способ укладки полипептидных цепей в глобулы (шарики).
4. *Четвертичная структура* – характерна для сложных белков (гемоглобин)

Денатурация – нарушение естественной структуры белка.

Ренатурация – восстановление естественной структуры белка, если сохранена первичная структура

Функции белков:

1. Строительная. Образование клеточных мембран и органоидов
2. Каталитическая. Ферменты или биокатализаторы имеют белковое строение
3. Двигательная. Специальные сократительные белки
4. Транспортная. Присоединение различных биологически активных веществ (гормонов)\ химических элементов к тканям и органам тела.
5. Защитная. Лейкоциты – белые кровяные тела, образуются белки – антитела
6. Энергетическая (1 г. белка – 17,6 кДж Е)
7. Запасная

8. Структурная. Входят в состав различных органоидов клетки
9. Регуляторная. Белки – гормоны оказывают влияние на обмен веществ, например, инсулин (он снижает уровень сахара в крови | сахарный диабет.

Приложение А

Методические указания по написанию рефератов и докладов

Введение

Одной из важных форм самостоятельной учебной деятельности является написание рефератов.

Реферат (лат. *refere* – сообщать, докладывать) – краткое изложение материала в письменном виде на заданную тему, включающее краткий обзор соответствующих литературных источников по теме.

Написание рефератов позволяет студентам проявить собственную индивидуальность при изучении и осмыслении первоисточников, анализе и обобщении изученного материала, изложении его в письменном виде.

Реферативная работа призвана развивать у студентов умение критически взглянуть на различные точки зрения по какому-то вопросу, самостоятельно ориентироваться во все возрастающем потоке научной

информации, выражать и отстаивать собственные идеи, не отбрасывая при этом опыта предшествующих поколений и современников, но и не поддаваясь безотчетно влиянию той или иной гипотезы, школы, личности.

Это не означает, что в реферате студенты сделают научное открытие. Сотрудничество с великим Пифагором начинается с постижения научной истины и самостоятельного нахождения решения задачи, решавшейся до него множество раз.

Реферат – работа учебная, студенческая, призванная только формировать навыки исследовательской деятельности. Основное назначение ее – развитие творческих способностей автора.

1 Методические указания по содержанию реферата

Реферат – одна из форм интерпретации исходного текста или нескольких источников, поэтому он, в отличие от конспекта, является новым, авторским текстом. Новизна в данном случае подразумевает новое изложение, систематизацию материала, особую авторскую позицию при сопоставлении различных точек зрения.

Таким образом, реферирование предполагает изложение какого – либо вопроса на основе классификации, обобщения, анализа одного или нескольких источников.

Структура реферата:

- титульный лист;
- содержание;
- введение, в котором заявляется главная идея работы;
- основная часть реферата, в которой главная идея работы получает свое развитие;
- заключение, в котором подводятся итоги работы, делаются выводы;
- список использованных источников;
- приложения (таблицы, схемы, графики, фотографии и т.п. при необходимости).

К реферату предъявляются следующие требования:

- точное изложение взглядов автора;
- изложение всех наиболее существенных моментов реферируемого источника (конспективно, фрагментарно, аналитически – на выбор референта);
- соблюдение единого стиля изложения;
- использование точного, краткого, литературного языка;
- логическая последовательность изложения;
- ограниченность объема (не более 25 страниц машинописного текста).

Раскрыть тему реферата – значит использовать все многообразие средств для доказательства выдвигаемой идеи, проанализировать конкретный материал (исторический, художественный, научный, экспериментальный).

Особое внимание в построении цепи логических умозаключений уделяется фактам и суждениям, не соответствующим избранной автором

реферата позиции. Тщательная проверка и сопоставление всех данных позволят либо найти им объяснение – опровержение, либо пересмотреть свою точку зрения по данному вопросу.

Предпочтение в реферативной работе отдается анализу именно спорного материала: столкновение и борьба мнений обостряют мысль. Сопоставление различных точек зрения, выявление сильных и слабых сторон существующих концепций, оценка вклада предшественников в разработку анализируемого вопроса имеют огромное значение для развития творческих способностей студента. Поэтому главенствующую роль в реферативном сочинении всегда играет полемическое рассуждение, а не повествовательное, описательное изложение материала.

Важным аспектом реферативной работы является преодоление излишней робости в отстаивании собственных мыслей при анализе источников и работ других авторов, для критики и опровержения которых имеется достаточно оснований. Другой крайностью является безапелляционное отрицание всех других мнений. «Наиболее вздорное из всех заблуждений, писал Гёте, - когда молодые одаренные люди воображают, что утратят оригинальность, признав правильным то, что уже было признано другими». Даже в полемическом порыве автор реферата должен сохранять выдержку и в высшей степени корректно дискутировать с оппонентами.

В тексте реферата для подтверждения собственных доводов ссылкой на авторитетный источник приводятся цитаты. Каждая цитата должна сопровождаться ссылкой на источник, который приводится в списке использованной литературы (библиографическом списке). При ссылке в тексте на использованные источники следует приводить порядковые номера по списку использованных источников, заключенные в квадратные скобки.

Пример –

«... как указано в монографии [10]».

Цитируемый текст должен воспроизводиться точно, без искажения смысла. Текст цитаты заключается в кавычки и приводится в той грамматической форме, в какой он дан в источнике, с сохранением особенностей авторского написания.

Если цитата полностью воспроизводит предложение цитируемого текста, то она начинается с прописной буквы во всех случаях, кроме одного – когда эта цитата представляет собой часть предложения автора реферата.

Если цитата входит в состав предложения автора, то она начинается со строчной буквы, независимо от того, как она начиналась в источнике.

Пример –

М. Горький писал, что «в простоте слова – самая великая мудрость: пословицы и песни всегда кратки, а ума и чувства вложено в них на целые книги».

Если цитата воспроизводит только часть предложения цитируемого текста, то после открывающихся кавычек ставится многоточие. В этом случае возможны два варианта оформления цитат:

- цитата начинается с прописной буквы, если цитируемый текст идет после точки;

- цитата начинается со строчной буквы, если цитируемый текст вводится в середину авторского предложения не полностью.

Примеры –

1) Еще Г.В. Плеханов в свое время отмечал: «Все изменение отношений производства есть изменение отношений, существующих между людьми».

2) С.И. Вавилов требовал: «...всеми мерами избавлять человечество от чтения плохих, ненужных книг».

2 Поиск и изучение литературы для написания реферата

Основную информацию студент получает из учебника и учебных пособий. Работа с учебной литературой развивает умение и навыки самостоятельно приобретать необходимые знания.

Однако при написании рефератов не всегда необходимые сведения есть в учебнике и студентам приходится работать с книгами и журналами, не входящими в состав учебников и учебных пособий. Эту работу следует проводить в виде следующих этапов:

- поиск книг и журналов;
- предварительный просмотр;
- быстрое чтение выбранных мест;
- углубленное чтение и выбор материала.

Данные книги: автор, название, номер тома, издательство и год издания читатель может узнать по картотеке каталогов. Каталоги бывают трех видов - алфавитный, систематический и предметный.

К алфавитному каталогу обращаются, когда известны авторы и название. При этом надо иметь в виду, что при количестве авторов не более трех карточка книги расположена в алфавитном порядке по фамилии первого автора. Если авторов более трех или если книга не имеет вообще указания об авторах, ее карточка располагается в алфавитном порядке по первому слову названия.

В систематическом каталоге карточки расположены по отделам различных отраслей знаний в соответствии с библиотечно-библиографической классификацией. Этот каталог дает возможность разыскать книги, содержащие информацию по интересующему вопросу, когда их авторы и названия заранее не известны. Работу с систематическим каталогом надо начать ознакомлением с классификацией, найти в ней интересующие вас отдел и отрасль знаний, затем найти в каталоге ящик с картотекой литературы, соответствующей этой отрасли. Ориентируясь по названиям и кратким аннотациям, отбирают соответствующие карточки.

Предметный каталог имеют отраслевые библиотеки.

Цель предварительного просмотра - убедиться в том, что книга действительно содержит информацию по интересующему вопросу и выбрать

именно те места книги, в которых эта информация заключена. Внимательно ознакомившись с помещенной в книге аннотацией, с предисловием (введением) и оглавлением, находят крупные части (разделы, главы) и бегло их просматривают, выбирая места, содержащие нужную информацию. Эти места книги подлежат быстрому чтению.

Цель быстрого чтения - определить, что нужно делать дальше с каждой частью текста выбранных мест. В этой работе удобно использовать проставляемые на полях страниц книги знаки - **маргиналии**. На эти знаки стандарта не установлено и каждый читатель может избрать для себя любые знаки, какие ему понравятся.

В таблице 1 приведены наиболее часто применяемые знаки. Для их использования следует скопировать маргиналии на небольшом листке плотной бумаги и всегда пользоваться им при быстром чтении выбранных мест. После непродолжительной практики знаки станут такими же привычными, как буквы.

Таблица 1 – Маргиналии

Знак	Расшифровка
	Прочитать
:	Переработать
Ψ	Проверить
?	Непонятно
∂	Несущественно
X	Неверно!
Δ	Согласен
V	Ново!
Y	Важно!
!	Смело!
:Н	Сопоставить с Н. (условное обозначение другой книги)
- М	Показать М. (фамилия)
= 37,3	Повторение абзаца 3 страницы 37
≠ 49,5	Противоречит абзацу 5 страницы 49
∫	Слишком сложно
K ₁₂	Относится к вопросу (теме) 12

Если книга принадлежит самому учащемуся, маргиналии на ней можно ставить любым удобным владельцу образом. В библиотечной книге тоже можно ставить маргиналии, но только мягким карандашом (2М, 3М) и при условии, что читатель не забудет тщательно стереть знаки резинкой перед сдачей книги в библиотеку.

Методические рекомендации о том, как работать с текстом

конкретного раздела книги или журнала при углубленном чтении и выборе материала, можно сформулировать так:

1. Внимательно прочитайте весь текст.
2. Внимательно прочитайте текст по частям (абзацам), выделите главное.
3. Разберитесь с тем, что означают новые термины, названия, при необходимости используйте для этого словари.
4. Тщательно изучите рисунки, схемы, фото, поясняющие данный текст.
5. Выделите яркие примеры и факты.
6. Составьте план реферата (составленный план даёт общее представление о прочитанном, раскрывает структуру темы реферата, помогает выделять определённый круг вопросов, их последовательность и взаимосвязь).
7. Оформите реферат.

3 Оформление реферата

Реферат должен быть выполнен на белой бумаге формата А4 по ГОСТ 2.301 (210x297 мм) с одной стороны листа одним из следующих способов:

- рукописным - четким, разборчивым почерком, с высотой букв и цифр не менее 2,5 мм. Текст должен быть написан тушью, чернилами или пастой синего, фиолетового или черного цвета. Расстояние между основаниями строк 8 - 10 мм;

- с применением печатающих или графических устройств вывода ЭВМ: междустрочный интервал одинарный или полуторный, высота букв и цифр не менее 1,8 мм, цвет - черный.

Текст ТД следует выполнять, соблюдая размеры полей левое - не менее 30 мм, правое - не менее 10 мм, верхнее - не менее 15 мм, нижнее - не менее 20 мм.

Абзацы в тексте начинают отступом, равным 15-17 мм.

Страницы текста нумеруют арабскими цифрами снизу по центру, соблюдая сквозную нумерацию по всему тексту работы. На титульном листе номер страницы не ставится.

Опечатки, описки, обнаруженные в процессе выполнения реферата, допускается исправлять аккуратным заклеиванием или закрашиванием белой краской и нанесением на том же месте и тем же способом исправленного текста

Текст реферата разделяют на разделы, подразделы, пункты. Пункты, при необходимости, могут быть разделены на подпункты.

Каждый раздел реферата рекомендуется начинать с нового листа (страницы).

Разделы должны иметь порядковые номера в пределах реферата, обозначенные арабскими цифрами и записанные с абзацного отступа. Подразделы и пункты должны иметь нумерацию в пределах каждого раздела или подраздела, подпункты - в пределах пункта.

Если раздел или подраздел состоит из одного пункта, этот пункт также нумеруется.

Точка в конце номеров разделов, подразделов, пунктов, подпунктов не ставится. Внутри пунктов или подпунктов могут быть приведены перечисления.

Перед каждой позицией перечисления следует ставить дефис, или, при необходимости ссылки в тексте реферата на одно из перечислений, строчную букву, после которой ставится скобка. Для дальнейшей детализации перечислений необходимо использовать арабские цифры, после которых ставится скобка, а запись производится с абзацного отступа, как показано в примере

Пример -

- а) _____;
- б) _____;
- 1) _____;
- 2) _____;
- в) _____.

Каждый пункт, подпункт и перечисление записывают с абзацного отступа.

Разделы, подразделы должны иметь заголовки. Пункты, как правило, заголовков не имеют.

Заголовки должны четко и кратко отражать содержание разделов, подразделов, пунктов

Заголовки следует выполнять с абзацного отступа с прописной буквы без точки в конце, не подчеркивая. В начале заголовка помещают номер соответствующего раздела, подраздела, пункта.

Переносы слов в заголовках не допускаются. Если заголовок состоит из двух предложений, их разделяют точкой.

Расстояние между заголовком и текстом должно быть равно удвоенному межстрочному расстоянию; между заголовками раздела и подраздела - одному межстрочному расстоянию

Таблицы применяют для лучшей наглядности и удобства сравнения показателей.

Таблицы слева, справа и снизу, как правило, ограничивают линиями. Головка таблицы должна быть отделена линией от остальной части таблицы.

Разделять заголовки и подзаголовки боковика и граф диагональными линиями не допускается.

Высота строк таблицы должна быть не менее 8 мм.

Графу «№ п/п (номер по порядку)» в таблицу включать не допускается. При необходимости нумерации параметров порядковые номера указывают в боковике таблицы перед их наименованием.

Все таблицы нумеруют в пределах раздела арабскими цифрами.

Таблица может иметь название. Название таблицы должно отражать содержание, быть точным, кратким. Если таблица имеет название, то его помещают после номера таблицы через тире, с прописной буквы.

На все таблицы должны быть ссылки в тексте.

Таблицу следует располагать в тексте непосредственно после абзаца, где она упоминается впервые, или на следующем листе (странице).

Иллюстрации помещаются в реферате для пояснения текста.

В тексте все иллюстрации (фотографии, схемы, чертежи и пр.) именуется рисунками.

Рисунки нумеруются в пределах раздела (приложения) арабскими цифрами, например: «Рисунок 1.2» (второй рисунок первого раздела); «Рисунок В.3» (третий рисунок приложения В).

Рисунок может иметь тематическое наименование и пояснительные данные (подрисуночный текст).

Слово «рисунок», его номер и тематическое наименование (при наличии) помещают ниже изображения и пояснительных данных симметрично иллюстрации.

На все иллюстрации должны быть ссылки в тексте.

Иллюстрации должны размещаться сразу после ссылки или на следующем листе (странице).

Список используемой литературы.

Основные источники:

- 1 Габриелян О.С. Химия: учеб. пособие для студ. проф. учеб. заведений. - М., 2019
- 2 Ерохин Ю.М. Химия. - М., 2019.
- 3 Ерохин Ю.М., Фролов В.И. Сборник задач и упражнений по химии (с дидактическим материалом): учеб. пособие для студентов средн. проф. заведений. М., 2019.

Дополнительные источники:

- 1 Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Введенская А.Г. Общая химия в тестах, задачах и упражнениях. - М., 2018.
- 2 Пичугина Г.В. Химия и повседневная жизнь человека. - М., 2018.

Дополнительные источники:

1. Интернет-ресурсы. Методический материал по химии. Формадоступа. [http:// www. Openclass.ru/ communities/](http://www.Openclass.ru/communities/)
2. Интернет-ресурсы: Преподавание биологии и химии. Формадоступа. [http:// festival. 1 september.ru/ subjects /7/](http://festival.1september.ru/subjects/7/)