

Федеральное государственное образовательное бюджетное
учреждение высшего образования
«Финансовый университет при Правительстве Российской Федерации»
(Финуниверситет)

Самарский финансово-экономический колледж
(Самарский филиал Финуниверситета)

УТВЕРЖДАЮ
Заместитель директора по учебно-методической работе
Самарский филиал Финуниверситета
Л.А Косенкова
20 02 г.



**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ
ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ОУД.12 ЕСТЕСТВОЗНАНИЕ»**

**СПЕЦИАЛЬНОСТЬ: 09.02.07 ИНФОРМАЦИОННЫЕ СИСТЕМЫ И
ПРОГРАММИРОВАНИЕ**

Самара – 2022

Методические указания по организации и выполнению практических занятий разработаны на основе рабочей программы по дисциплине «Естествознание» и в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом среднего общего образования, утвержденным приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 17.05.2012 г. № 413 (ред. от 11.12.2020 г. № 712), с учетом требований федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальности 09.02.07 Информационные системы и программирование, утвержденного приказом Министерства образования науки Российской Федерации от 09.12.2016 года № 1547
Присваиваемая квалификация: администратор баз данных

Разработчики:

Щанкина Э.В.



Преподаватель Самарского филиала
Финиуниверситета

Методические указания по организации и выполнению практических занятий рассмотрены и рекомендованы к утверждению на заседании предметной (цикловой) комиссии естественно-математических дисциплин

Протокол от « 24 » сентября 20 22 г. № 5

Председатель ПЦК  М.В. Писцова

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Методические указания по выполнению практических занятий по предмету ОУД. 12 Естествознание разработаны с целью оказания помощи студентам первого курса специальности 09.02.07 Информационные системы и программирование и преподавателям по организации практических занятий по изучаемой дисциплине, в соответствии с требованиями федерального государственного стандарта среднего профессионального образования.

Методические разработка включает в себя краткие теоретические сведения, указания по выполнению практических работ, контрольные вопросы, формы контроля.

В соответствии с учебным планом на практические занятия для студентов отводится **24** часа.

В процессе практических занятий студенты получают:

личностные результаты:

- устойчивый интерес к истории и достижениям в области естественных наук, чувство гордости за российские естественные науки;
- готовность к продолжению образования, повышению квалификации в избранной профессиональной деятельности с использованием знаний в области естественных наук;
- объективное осознание значимости компетенций в области естественных наук для человека и общества, умение использовать технологические достижения в области физики, химии, биологии для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;
- умение проанализировать техногенные последствия для окружающей среды, бытовой и производственной деятельности человека;
- готовность самостоятельно добывать новые для себя естественно-научные знания с использованием для этого доступных источников информации;
- умение управлять своей познавательной деятельностью, проводить самооценку уровня собственного интеллектуального развития;
- умение выстраивать конструктивные взаимоотношения в команде по решению общих задач в области естествознания

метапредметные результаты:

- овладение умениями и навыками различных видов познавательной деятельности для изучения разных сторон окружающего естественного мира;
- применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон естественно-научной картины мира, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;
- умение определять цели и задачи деятельности, выбирать средства для их достижения на практике;
- умение использовать различные источники для получения естественно-научной информации и оценивать ее достоверность для достижения поставленных целей и задач

предметные результаты:

- сформированность представлений о целостной современной естественно-научной картине мира, природе как единой целостной системе, взаимосвязи человека, природы и общества, пространственно-временных масштабах Вселенной;
- владение знаниями о наиболее важных открытиях и достижениях в области естествознания, повлиявших на эволюцию представлений о природе, на развитие техники и технологий;

- сформированность умения применять естественно-научные знания для объяснения окружающих явлений, сохранения здоровья, обеспечения безопасности жизнедеятельности, бережного отношения к природе, рационального природопользования, а также выполнения роли грамотного потребителя;
- сформированность представлений о научном методе познания природы и средствах изучения мегамира, макромира и микромира; владение приемами естественно-научных наблюдений, опытов, исследований и оценки достоверности полученных результатов;
- владение понятийным аппаратом естественных наук, позволяющим познавать мир, участвовать в дискуссиях по естественно-научным вопросам, использовать различные источники информации для подготовки собственных работ, критически относиться к сообщениям СМИ, содержащим научную информацию;
- сформированность умений понимать значимость естественно-научного знания
- для каждого человека независимо от его профессиональной деятельности,
- различать факты и оценки, сравнивать оценочные выводы, видеть их связь с критериями оценок и связь критериев с определенной системой ценностей.

В процессе практических занятий обеспечивается формирование и развитие универсальных учебных действий в контексте преемственности формирования общих компетенций:

- ОК. 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам
- ОК.06 Проявлять гражданско-патриотическую позицию, демонстрировать осознанное поведение на основе традиционных общечеловеческих ценностей
- ОК. 07. Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях

Объем учебной дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Объем часов
Объем образовательной программы учебной дисциплины	78
Объем работы обучающихся во взаимодействии с преподавателем	78
в том числе:	
теоретическое обучение	54
практические занятия	24
самостоятельная работа	
Промежуточная аттестация в форме дифференцированного зачёта	-

Тематический план и содержание учебной дисциплины

№п.п.	НАЗВАНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ
1	Практическое занятие № 1: Основные структурные компоненты клетки эукариот
2	Практическое занятие № 2: Структура и биологические функции белков
3	Практическое занятие № 3: Деление клетки - основа роста, развития и размножения организмов
4	Практическое занятие № 4. Простые и сложные вещества

5	Практическое занятие № 5. Типы химических реакций
6	Практическое занятие № 6. Скорость реакции и факторы, от которых она зависит
7	Практическое занятие № 7. Оксиды, кислоты, основания, соли
8	Практическое занятие № 8. Общая характеристика главных подгрупп неметаллов на примере галогенов
9	Практическое занятие № 9. Углеводороды. Предельные и непредельные углеводороды.
10	Практическое занятие № 10. Представители кислородсодержащих органических соединений: метиловый и этиловый спирты, глицерин, уксусная кислота
11	Практическое занятие № 11. Углеводы: глюкоза, крахмал, целлюлоза
12	Практическое занятие № 12. Правила безопасной работы со средствами бытовой химии

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

Практическое занятие № 1: Основные структурные компоненты клетки эукариот

Цель занятия: углубить и обобщить теоретические знания о различных органоидах клетки; овладеть умениями анализировать структурные компоненты клетки.

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Булова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Клетки животных и растений, как многоклеточных, так и одноклеточных, в принципе сходны по своему строению. Различия в деталях строения клеток связаны с их функциональной специализацией.

Основными элементами всех клеток являются ядро и цитоплазма. Ядро имеет сложное строение, изменяющееся на разных фазах клеточного деления, или цикла. Ядро неделящейся клетки занимает приблизительно 10—20% ее общего объема. Оно состоит из кариоплазмы (нуклеоплазмы), одного или нескольких ядрышек (нуклеол) и ядерной оболочки. Кариоплазма представляет собой ядерный сок, или кариолимфу, в которой находятся нити хроматина, образующие хромосомы.

Обязательными элементами ядра являются хромосомы, имеющие специфическую химическую и морфологическую структуру. Они принимают активное участие в обмене веществ в клетке и имеют прямое отношение к наследственной передаче свойств от одного поколения к другому.

Цитоплазма клетки обнаруживает весьма сложное строение. Введение методики тонких срезов и электронной микроскопии позволило увидеть тонкую структуру основной цитоплазмы. Установлено, что последняя состоит из параллельно расположенных сложных структур, имеющих вид пластинок и канальцев, на поверхности которых располагаются мельчайшие гранулы диаметром 100—120 Å. Эти образования названы эндоплазматическим комплексом. В состав этого комплекса включены различные дифференцированные органоиды: митохондрии, рибосомы, аппарат Гольджи, в клетках животных и низших растений — центросома, животных — лизосомы, у растений — пластиды. Кроме того, цитоплазме обнаруживается целый ряд включений, принимающих участие в обмене веществ клетки: крахмал, капельки жира, кристаллы мочевины и т. д.

Центриоли (клеточный центр) состоит из двух компонентов: триоли и центросферы — особым образом дифференцированного участка цитоплазмы. Центриоли состоят из двух мелких округлых колец. В электронном микроскопе видно, что эти тельца представляют собой систему строго ориентированных трубочек.

Митохондрии в клетках бывают разной формы: палочковидные, нулообразные и др. Полагают, что форма их может изменяться в зависимости от функционального состояния клетки. Размеры митохондрии варьируют в значительных пределах: от 0,2 до 2—7 мк. клетках разных тканей они располагаются или равномерно по цитоплазме, или с большей концентрацией в определенных участках. Установлено, что митохондрии принимают участие в окислительных процессах обмена веществ клетки. Митохондрии состоят из белков, липидов и нуклеиновых кислот. В цитоплазме имеется также аппарат Гольджи. Он представляет систему гладких мембран и канальцев, располагающихся вокруг ядра или полярно. Предполагают, что этот аппарат обеспечивает выделительную функцию клетки. Тонкое строение его остается еще не выясненным.

Органоидами цитоплазмы являются также лизосомы — литические тела, выполняющие функцию пищеварения внутри клетки. Они открыты пока только в животных клетках. Лизосомы содержат

активный сок — ряд ферментов, способных расщеплять белки, нуклеиновые кислоты и полисахариды, поступающие в клетку. В случае если мембрана лизосомы разрывается и ферменты переходят в цитоплазму, то они «переваривают» другие элементы, цитоплазмы и приводят к растворению клетки — «самопоеданию».

Для цитоплазмы растительных клеток характерно присутствие пластид, которые осуществляют фотосинтез, синтез крахмала и пигментов, а также белков, липидов и нуклеиновых кислот. По окраске и выполняемой функции пластиды могут быть разделены на три группы: лейкопласты, хлоропласты и хромопласты. Лейкопласты — бесцветные пластиды, участвующие в синтезе крахмала из сахаров. Хлоропласты представляют белковые тела более плотной консистенции, чем цитоплазма; наряду с белками они содержат много липидов. Белковое тело (stroma) хлоропластов несет пигменты, в основном — хлорофилл, чем и объясняется их зеленая окраска, хлоропласты осуществляют фотосинтез. Хромопласты содержат пигменты — каротиноиды (каротин и ксантофилл).

Пластиды размножаются путем прямого деления и, по-видимому, не возникают в клетке заново. До сих пор нам не известен принцип их распределения по дочерним клеткам при делении. Возможно, что строгого механизма, обеспечивающего равное распределение, не существует, так как необходимое число их может быстро восстанавливаться. При бесполом и половом размножении растений через материнскую цитоплазму могут наследоваться признаки, определяемые свойствами пластид.

Содержание работы

Задание 1. Подберите пару: **органойд – его функция**. Рядом с цифрой поставьте буквы, обозначающие функции, которые они выполняют.

Название органоидов клетки и ее структур	Функции органоидов клетки и ее структур
1. Клеточная мембрана	А. Синтез жиров и полисахаридов, образование лизосом
2. Эндоплазматическая сеть	Б. Хранение и передача наследственной информации
3. Цитоплазма	В. Двигательная функция
4. Митохондрии	Г. Место синтеза белков
5. Рибосомы	Д. Обеспечение связи между органоидами внутри клетки
6. Клеточный центр	Е. Осуществление транспорта веществ между клеткой и внешней средой
7. Ядро	Ж. Внутренняя среда клетки
8. Аппарат Гольджи	З. Место синтеза АТФ
	И. Переваривание поступающих в клетку питательных веществ
	К. Участие в образовании веретена деления

Задание 2. Заполните таблицу №1, перечертив ее в тетрадь. Сделайте вывод, чем растительная клетка отличается от животной. Прочитайте памятку в таблице № 2!

Таблица №1

Признаки	Животная клетка	Растительная клетка
1. Наличие клеточной стенки (целлюлозы)		
2. Наличие вакуолей		
3. Расположение цитоплазмы		
4. Расположение ядра		
5. Наличие пластид		
6. Наличие клеточного центра		
7. Наличие ресничек и жгутиков		

Таблица № 2

Признаки	Растительная клетка	Животная клетка
Цитоплазма	Есть, заполняет пространство между центральной вакуолью и клеточной стенкой	Есть, заполняет все пространство клетки
Пластиды	Хлоропласты, хромопласты, лейкопласты	Отсутствует
Способ питания	Автотрофный (фототрофный, хемотротрофный).	Гетеротрофный (сапротрофный, хемотротрофный).
Синтез АТФ	В хлоропластах, митохондриях.	В митохондриях.
Расщепление АТФ	В хлоропластах и всех частях клетки, где необходимы затраты энергии.	Во всех частях клетки, где необходимы затраты энергии.
Клеточный центр	Только у низших растений.	Во всех клетках.
Целлюлозная клеточная стенка	Целлюлозная клеточная стенка обеспечивает механическую поддержку и защиту от возможного повреждения при осмотическом поступлении воды в клетку	Отсутствует. Отсутствие целлюлозной клеточной стенки означает, что животные клетки могут изменять свою форму
Включение	Запасные питательные вещества в виде зерен крахмала, белка, капель масла; в вакуоли с клеточным соком; кристаллы солей.	Запасные питательные вещества в виде зерен и капель (белки, жиры, углевод гликоген); конечные продукты обмена, кристаллы солей; пигменты.
Вакуоли	Одна большая центральная вакуоль, занимают 90% от объема клетки, заполнена клеточным соком – водным раствором различных веществ, являющихся запасными или конечными продуктами.	Одна или несколько мелких вакуолей, они существуют временно. Участвуют в переваривании (например, в фагоцитах) или в экскреции (например, сократительные вакуоли удаляют излишки воды).
Жгутики	можно найти в некоторых клетках	можно найти в некоторых клетках

Задание 3. Прокариоты играют и положительную и отрицательную роль. Приведите примеры положительного и негативного влияния прокариот.

Задание 4. Ответить на вопросы

1. В чём принципиальное отличие прокариотических и эукариотических клеток? Назовите не менее трёх основных отличий
2. Каковы способы размножения: а) прокариотов; б) эукариотов.
3. Для каких организмов характерны прокариотические клетки?
4. Перечислите мембранные органоиды клетки.
5. Какой органоид является энергетической станцией клетки?
6. Какую функцию выполняют лизосомы?
7. Что представляет собой комплекс Гольджи? Какова функция комплекса Гольджи?
8. Значение рибосом для клетки
9. Каково значение ЭПС- гранулярной и ЭПС- гладкой?
10. Чем отделено ядро от цитоплазмы? Какова функция ядра?

Практическое занятие № 2: Структура и биологические функции белков

Цели: ознакомиться с различными видами, структурами и функциями белков

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Булова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Структура белков — расположение атомов молекулы белка в трёхмерном пространстве. Белки являются полимерами — полипептидами, последовательностями, составленными из мономеров — различных L- α - аминокислот. В живых организмах аминокислотный состав белков определяется генетическим кодом, при синтезе в большинстве случаев используется 20 стандартных аминокислот. Множество их комбинаций создают молекулы белков с большим разнообразием свойств.

Молекулы белков представляют собой линейные полимеры, состоящие из остатков α -L-аминокислот (которые являются мономерами), также в состав белков могут входить модифицированные аминокислотные остатки и компоненты неаминокислотной природы.

Первичная структура — последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи. Первичную структуру белка, как правило, описывают, используя однобуквенные или трёхбуквенные обозначения для аминокислотных остатков.

Важными особенностями первичной структуры являются устойчивые сочетания аминокислотных остатков, выполняющие определённую функцию и встречающиеся во многих белках. Первичную структуру белка можно определить методами секвенирования белков или по первичной структуре его м-РНК, используя таблицу генетического кода

Вторичная структура — локальное упорядочивание фрагмента полипептидной цепи, стабилизированное водородными связями. Ниже приведены самые распространённые типы вторичной структуры белков:

α -спирали — плотные витки вокруг длинной оси молекулы. Один виток составляет 3,6 аминокислотных остатка, шаг спирали равен 0,54 нм (на один аминокислотный остаток приходится 0,15 нм). Спираль стабилизирована водородными связями между Н и О пептидных групп, отстоящих друг от друга на 4 звена. Хотя α -спираль может быть как левозакрученной, так и правозакрученной, в белках преобладает правозакрученная. Спираль нарушают электростатические взаимодействия глутаминовой кислоты, лизина, аргинина. Расположенные близко друг к другу остатки аспарагина, серина, треонина и лейцина могут стерически мешать образованию спирали, остатки пролина вызывают изгиб цепи и тоже нарушают α -спирали;

β -листы (складчатые слои) — несколько зигзагообразных полипептидных цепей, в которых водородные связи образуются между относительно удалёнными друг от друга (0,34 нм на аминокислотный остаток) аминокислотами в первичной структуре или разными цепями белка (а не близко расположенными, как в α -спирали). Эти цепи обычно направлены N-концами в противоположные стороны (антипараллельная ориентация) или в одну сторону (параллельная β -структура). Также возможно существование смешанной β -структуры, состоящей из параллельной и антипараллельной β -структур. Для образования β -листов важны небольшие размеры боковых групп аминокислот, преобладают обычно глицин и аланин;

Третичная структура — пространственное строение полипептидной цепи. Структурно состоит из элементов вторичной структуры, стабилизированных различными типами

взаимодействий, в которых гидрофобные взаимодействия играют важнейшую роль. В стабилизации третичной структуры принимают участие:

- ковалентные связи (между двумя остатками цистеина — дисульфидные мостики);
- ионные связи между противоположно заряженными боковыми группами аминокислотных остатков;
- водородные связи;
- гидрофобные взаимодействия.

При взаимодействии с окружающими молекулами воды белковая молекула сворачивается так, чтобы неполярные боковые группы аминокислот оказались изолированы от водного раствора; на поверхности молекулы оказываются полярные гидрофильные боковые группы.

Четвертичная структура (или субъединичная, доменная) — взаимное расположение нескольких полипептидных цепей в составе единого белкового комплекса. Белковые молекулы, входящие в состав белка с четвертичной структурой, образуются на рибосомах по отдельности и лишь после окончания синтеза образуют общую надмолекулярную структуру. В состав белка с четвертичной структурой могут входить как идентичные, так и различающиеся полипептидные цепочки. В стабилизации четвертичной структуры принимают участие те же типы взаимодействий, что и в стабилизации третичной. Надмолекулярные белковые комплексы могут состоять из десятков молекул.

Так же как и другие биологические макромолекулы (полисахариды, липиды и нуклеиновые кислоты), белки являются необходимыми компонентами всех живых организмов и играют важную роль в жизнедеятельности клетки. Белки осуществляют процессы обмена веществ. Они входят в состав внутриклеточных структур — органелл и цитоскелета, секретируются во внеклеточное пространство, где могут выступать в качестве сигнала, передаваемого между клетками, участвовать в гидролизе пищи и образовании межклеточного вещества. Классификация белков по их функциям является достаточно условной, так как один и тот же белок может выполнять несколько функций.

Каталитическая функция. Наиболее хорошо известная функция белков в организме — катализ различных химических реакций. Ферменты — это белки, обладающие специфическими каталитическими свойствами, то есть каждый фермент катализирует одну или несколько сходных реакций. Ферменты катализируют реакции расщепления сложных молекул (катаболизм) и их синтеза (анаболизм), в том числе репликацию и репарацию ДНК и матричный синтез РНК. К 2023 году описано более 5000 ферментов. Ускорение реакции в результате ферментативного катализа может быть огромным: реакция, катализируемая ферментом оротидин-5'-фосфатдекарбоксилазой, например, протекает в 10^{17} раз быстрее некатализируемой (период полуреакции декарбоксилирования оротовой кислоты составляет 78 миллионов лет без фермента и 18 миллисекунд с участием фермента). Молекулы, которые присоединяются к ферменту и изменяются в результате реакции, называются субстратами.

Структурная функция. Структурные белки цитоскелета, как своего рода арматура, придают форму клеткам и многим органоидам и участвуют в изменении формы клеток. Большинство структурных белков являются филаментозными: мономеры актина и тубулина это, например, глобулярные, растворимые белки, но после полимеризации они формируют длинные нити, из которых состоит цитоскелет, позволяющий клетке поддерживать форму. Коллаген и эластин — основные компоненты межклеточного вещества соединительной ткани (например, хряща), а из другого структурного белка кератина состоят волосы, ногти, перья птиц и некоторые раковины.

Защитная функция. Существует несколько видов защитных функций белков:

Физическая защита. Физическую защиту организма обеспечивают коллаген — белок, образующий основу межклеточного вещества соединительных тканей (в том числе костей, хряща, сухожилий и глубоких слоёв кожи (дермы)); кератин, составляющий основу роговых

щитков, волос, перьев, рогов и др. производных эпидермиса. Обычно такие белки рассматривают как белки со структурной функцией. Примерами белков этой группы служат фибриногены и тромбины, участвующие в свёртывании крови.

Химическая защита. Связывание токсинов белковыми молекулами может обеспечивать их детоксикацию. Особенно важную роль в детоксикации у человека играют ферменты печени, расщепляющие яды или переводящие их в растворимую форму, что способствует их быстрому выведению из организма.

Иммунная защита. Белки, входящие в состав крови и других биологических жидкостей, участвуют в защитном ответе организма как на повреждение, так и на атаку патогенов. Белки системы комплемента и антитела (иммуноглобулины) относятся к белкам второй группы; они нейтрализуют бактерии, вирусы или чужеродные белки. Антитела, входящие в состав адаптивной иммунной системы, присоединяются к чужеродным для данного организма веществам, антигенам, и тем самым нейтрализуют их, направляя к местам уничтожения.

Регуляторная функция. Многие процессы внутри клеток регулируются белковыми молекулами, которые не служат ни источником энергии, ни строительным материалом для клетки. Эти белки регулируют продвижение клетки по клеточному циклу, транскрипцию, трансляцию, сплайсинг, активность других белков и многие другие процессы. Регуляторную функцию белки осуществляют либо за счёт ферментативной активности (например, протеинкиназы), либо за счёт специфического связывания с другими молекулами. Так, факторы транскрипции, белки-активаторы и белки-репрессоры, могут регулировать интенсивность транскрипции генов, связываясь с их регуляторными последовательностями. На уровне трансляции считывание многих мРНК также регулируется присоединением белковых факторов. Важнейшую роль в регуляции внутриклеточных процессов играют протеинкиназы и протеинфосфатазы — ферменты, которые активируют или подавляют активность других белков путём присоединения к ним или отщепления фосфатных групп.

Сигнальная функция белков — способность белков служить сигнальными веществами, передавая сигналы между клетками, тканями, органами и организмами. Часто сигнальную функцию объединяют с регуляторной, так как многие внутриклеточные регуляторные белки тоже осуществляют передачу сигналов. Сигнальную функцию выполняют белки-гормоны, цитокины, факторы роста и др.

Гормоны переносятся кровью. Большинство гормонов животных — это белки или пептиды. Связывание гормона с его рецептором является сигналом, запускающим ответную реакцию клетки. Гормоны регулируют концентрации веществ в крови и клетках, рост, размножение и другие процессы. Примером таких белков служит инсулин, который регулирует концентрацию глюкозы в крови. Клетки взаимодействуют друг с другом с помощью сигнальных белков, передаваемых через межклеточное вещество. К таким белкам относятся, например, цитокины и факторы роста. Цитокины — пептидные сигнальные молекулы. Они регулируют взаимодействия между клетками, определяют их выживаемость, стимулируют или подавляют рост, дифференцировку, функциональную активность и апоптоз, обеспечивают согласованность действий иммунной, эндокринной и нервной систем. Примером цитокинов может служить фактор некроза опухоли, который передаёт сигналы воспаления между клетками организма.

Транспортная функция. Растворимые белки, участвующие в транспорте малых молекул, должны иметь высокое сродство (аффинность) к субстрату, когда он присутствует в высокой концентрации, и легко его высвободить в местах низкой концентрации субстрата. Примером транспортных белков можно назвать гемоглобин, который переносит кислород из лёгких к остальным тканям и углекислый газ от тканей к лёгким, а также гомологичные ему белки, найденные во всех царствах живых организмов. Некоторые мембранные белки участвуют в транспорте малых молекул через мембрану клетки, изменяя её проницаемость.

Запасная (резервная) функция. К таким белкам относятся так называемые резервные белки, которые запасаются в качестве источника энергии и вещества в семенах растений (например, глобулины 7S и 11S) и яйцеклетках животных. Ряд других белков используется в

организме в качестве источника аминокислот, которые в свою очередь являются предшественниками биологически активных веществ, регулирующих процессы метаболизма.

Рецепторная функция. Белковые рецепторы могут находиться как в цитоплазме, так и встраиваться в клеточную мембрану. Одна часть молекулы рецептора воспринимает сигнал, которым чаще всего служит химическое вещество, а в некоторых случаях — свет, механическое воздействие (например, растяжение) и другие стимулы. При воздействии сигнала на определённый участок молекулы — белок-рецептор — происходят её конформационные изменения. В результате меняется конформация другой части молекулы, осуществляющей передачу сигнала на другие клеточные компоненты. Существует несколько механизмов передачи сигнала. Некоторые рецепторы катализируют определённую химическую реакцию; другие служат ионными каналами, которые при действии сигнала открываются или закрываются; третьи специфически связывают внутриклеточные молекулы-посредники. У мембранных рецепторов часть молекулы, связывающаяся с сигнальной молекулой, находится на поверхности клетки, а домен, передающий сигнал, — внутри.

Моторная (двигательная) функция. Целый класс моторных белков обеспечивает движения организма, например, сокращение мышц, в том числе локомоцию (миозин), перемещение клеток внутри организма (например, амёбоидное движение лейкоцитов), движение ресничек и жгутиков, а также активный и направленный внутриклеточный транспорт (кинезин, динеин). Динеины и кинезины проводят транспортировку молекул вдоль микротрубочек с использованием гидролиза АТФ в качестве источника энергии. Динеины переносят молекулы и органоиды из периферических частей клетки по направлению к центросоме, кинезины — в противоположном направлении. Динеины также отвечают за движение ресничек и жгутиков эукариот. Цитоплазматические варианты миозина могут принимать участие в транспорте молекул и органоидов по микрофиламентам.

Содержание работы

Задание 1. На основании теоретических сведений из учебника, конспекта и данных методических указаний заполните таблицу о структуре белковых молекул

№	Структура белка	Особенности строения. Примеры белков с данной структурой
1.		
2.		
3.		
4.		

Задание 2. На основании теоретических сведений из учебника, конспекта и данных методических указаний заполните таблицу об основных функциях белков.

№	Функции белков	Характеристика функции. Примеры белков с данной функцией
1.		
2.		
3.		
4.		

Задание 3. ответьте на следующие вопросы:

1. Что называется белками?
2. В чем заключается сущность первичной структуры белков?
3. В чем заключается сущность вторичной структуры белков?
4. В чем заключается сущность третичной структуры белков?

5. В чем заключается сущность четвертичной структуры белков?
6. Перечислите функции, которые выполняют белки в организме.
7. Приведите примеры выполнения белками каждой функции

Практическое занятие № 3. Деление клетки - основа роста, развития и размножения организмов

Цели: обобщить и систематизировать знания о способах деления клеток, митозе и мейозе.

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бутова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Деление клеток — это естественный процесс, который обеспечивает нормальный рост, развитие и размножение организма. За счет этого увеличивается количество клеток, осуществляется рост тканей, половое размножение и передача наследственного материала. Основные типы деления клеток — это мейоз и митоз. Каждый из этих процессов имеет некоторые особенности.

Митоз — это деление клеток, в конечном итоге которого из материнской клетки образуется две дочерние с идентичным количеством и порядком хромосом. Подобные процессы постоянно происходят с соматическими клетками организма, обеспечивая рост, развитие, регенерацию тканей и органов. Жизненный цикл клетки можно разделить на интерфазу и митоз. Интерфаза — это так называемая стадия спокойствия, во время которой идет активный синтез и накопление необходимых для деления клеток веществ. Ближе к началу митоза происходит удваивание количества хромосом.

Митоз же принято разделять на четыре основных стадии. Профаза. В это период можно заметить начало конденсации хромосом. Две идентичные хромосомы соединяются между собой одной центромерой. В начале профазы происходит деление центриоли. Теперь две дочерние центриоли начинают медленно расходиться к двум противоположным сторонам клетки. При этом они остаются связанными тонкими белковыми нитями — так формируется веретено деления. К концу этой стадии хромосомы сильно укорачиваются и становятся толще и двигаются к экватору клетки. Метафаза — очень короткая стадия, которая начинается с выстраивания хромосом по экватору клетки. Примерно в то же время одновременно во всех хромосомах происходит деление центромеры.

Анафаза — нить веретена деления крепится в центромере хромосомы. В это период дочерние хромосомы медленно двигаются к противоположным полюсам. Считается, что нити веретена деления не только направляют хромосомы, но и благодаря наличию АТФ сокращаются, ускоряя их расхождение. Телофаза — начинается в тот момент, когда хромосомы уже разошлись к полюсам. Они раскручиваются и становятся менее заметными — возвращаются в состояние покоя. Вокруг скопления хроматина происходит синтез новой ядерной оболочки. Параллельно с этим происходит цитокинез — цитоплазма и органеллы равномерно разделяются между дочерними клетками.

Мейоз — это способ деления клеток, во время которого образуется четыре гаметы с одинарным набором хромосом. Такие процессы происходят во время образования половых клеток — сперматозоидов, яйцеклеток (у растения таким образом происходит образование спор). Подобные процессы обеспечивают обмен генетическим материалом и комбинаторную изменчивость. При слиянии двух гамет, каждая из которых содержит лишь половину генетического материала, количество хромосом восстанавливается, но их последовательность изменяется. Процесс образования гамет состоит из двух коротких мейотических делений, в каждом

из которых можно выделить все вышеописанные стадии. Но между двумя делениями нет выраженной интерфазы, и синтез ДНК не происходит. Следовательно, во вторую профазу вступает две клетки с одинарным набором хромосом (у человека это 46). Результат второго деления — это 4 гаметы, которые имеют по 23 хромосомы. Амитоз

Амитоз — это нехарактерное деление клеток, которое наблюдается довольно редко. При этом клетка сохраняет все физиологические функции. Во время этого процесса не происходит удваивание генетического материала и деления клетки. Делится только ядро, но без образования веретена деления.

В результате такого процесса хромосомы расходятся в случайном порядке — образуется многоядерная клетка. Стоит отметить, что амитоз, как правило, встречается или в стареющих и умирающих клетках, или же в патологически измененных структурах (опухолевые клетки).

Содержание работы:

Задание 1. Выберите правильный ответ.

Клеточным циклом называется:

- a) период жизни клетки в течение интерфазы;
- b) период от профазы до телофазы;
- c) период от деления до деления;
- d) период от появления клетки до ее смерти.

Задание 2. Вставьте слова в предложения 1., 2., 3. и 4.:

1. Мейозом называется клеток, при котором происходит числа хромосом. При этом из клетки образуются

2. Мейоз состоит из последовательных делений, причем удвоение ДНК предшествует толькоделению.

3. В мейоз вступают хромосомы, состоящие из двух сестринских

4. Обмен идентичными участками гомологичных хромосом называется и происходит в.....деления мейоза

Используемые термины: Кроссинговером, профазе первого, редукционным, редукция, двух, первому, одной диплоидной, деление половых, хроматид, четыре гаплоидные, двух.

Задание 3. Установите соответствие между процессами и стадиями митоза: к каждой позиции, данной в первом столбце, подберите соответствующую позицию из второго столбца.

ПРОЦЕСС	СТАДИЯ МИТОЗА
А) компактизация ДНК	1) профазы
Б) выстраивание хромосом по экватору	2) метафазы
В) расхождение хроматид к полюсам клетки	
Г) исчезновение ядерной оболочки	
Д) укорачивание нитей веретена деления	
Е) формирование веретена деления	

Задание 4. Правильно пронумеруйте и кратко опишите все стадии МИТОЗА

Задание 5. В чем главное отличие таких двух процессов деления клеток как МИТОЗ и МЕЙОЗ

Контрольные вопросы.

- 1. Что такое гамета?
- 2. Что такое зигота?
- 3. Как осуществляется деление соматических клеток?
- 4. Какой набор хромосом у гамет и зигот?
- 5. Где образуется «веретено деления»?

Практическое занятие №4. Простые и сложные вещества

Цели: обобщение и систематизация знаний о составе и свойствах простых и сложных веществ

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бурова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Простые вещества — это вещества, образованные атомами только одного типа химического элемента. Например: H_2 , Na, P, Al.

Простые вещества делятся на два типа: металлы и неметаллы.

Металлы. Имеют общие между собой физические свойства. Обладают металлическим блеском, высокой тепло- и электропроводностью, твердые (за исключением ртути), пластичные и ковкие.

К простым веществам — металлам относятся: Na, Ca, Fe и т. д.

Почти все металлы имеют немолекулярное строение, т. е. состоят из атомов или ионов.

Неметаллы. Среди неметаллов выделить общие физические свойства практически невозможно. Они могут находиться в разных агрегатных состояниях, обладать различным цветом и т. д.

К простым веществам — неметаллам относятся: P, C, F_2 и т. д.

Большинство неметаллов имеют молекулярное строение, т. е. состоят из молекул. При этом молекулы могут быть:

- одноатомные: He, Si, Ar и другие;
- двухатомные: F_2 , O_2 , H_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . Эти простые вещества всегда пишутся с индексом 2, их необходимо запомнить;
- трехатомные — например, молекула озона O_3 ;
- и другие многоатомные.

Некоторые неметаллы имеют немолекулярное (атомное) строение: красный фосфор, кремний, алмаз и графит.

Металлы и неметаллы сильно отличаются друг от друга физическими и химическими свойствами. При этом запоминать, к какому типу относится то или иное вещество, не нужно, достаточно посмотреть в таблицу Менделеева:

Проведите диагональ от 5-го до 85-го номера химических элементов. Все химические элементы, находящиеся ниже и левее проведенной диагонали, образуют простые вещества — металлы (кроме водорода). Выше диагонали химические элементы, находящиеся в главных подгруппах, образуют простые вещества — неметаллы, а в побочных — металлы.

Например, фосфор (порядковый номер — 15) расположен в таблице Менделеева выше диагонали и в главной подгруппе V группы. Значит, простое вещество фосфор — неметалл.

В большинстве случаев названия химического элемента и простого вещества совпадают. Поэтому необходимо научиться различать характеристики простого вещества и химического элемента.

Основные характеристики простого вещества и химического элемента приведены в таблице:

Характеристика химического элемента	Характеристика простого вещества
<p>Расположение в периодической системе (атомный номер, номер группы или периода)</p> <p>Относительная атомная масса</p> <p>Строение атома (число электронов, протонов или нейтронов, количество заполненных энергетических уровней)</p> <p>Изотопный состав</p> <p>Возможные степени окисления</p> <p>Валентность</p> <p>Распространенность в природе</p> <p>Содержание в соединении (например, в растительных белках или аминокислотах)</p> <p>Значения электроотрицательности, сродства к электрону, энергии ионизации</p>	<p>Как правило, когда мы характеризуем простое вещество, то говорим о его физических или химических свойствах:</p> <p>Окраска</p> <p>Запах</p> <p>Вкус</p> <p>Влияние на живой организм</p> <p>Электропроводность</p> <p>Теплопроводность</p> <p>Растворимость</p> <p>Температуры кипения и плавления</p> <p>Твердость</p> <p>Вязкость</p> <p>Оптические свойства</p> <p>Магнитные свойства</p> <p>Взаимодействие с другими веществами</p> <p>Области применения</p> <p>Содержание в каких-либо смесях веществ (например, газов)</p>

Содержание работы:

Задание 1. 1 Выберите формулы простых веществ 1. N₂, SO₂, H₂ 2. Cu, NH₃, 3O₂ 3. SO₂, Fe, H₂O 4. C, P₂O₅, Na₂O 5. Hg, Fe₂O₃, Au

Задание 2. Выпишите в две колонки: а) смеси б) чистые вещества

1. Лёд, медь, туман, стекло
2. Чугун, дым, железо, кислород
3. Алюминий, воздух, сталь, золото
4. Гипс, молоко, сахар, минеральная вода
5. Нефть, сода, чернила, уксус

Задание 3

Назовите способ разделения смеси, необходимый для выделения:

1. Жира из молока
2. Бензина из нефти
3. Воды из смеси воды и машинного масла
4. Кислорода из воздуха
5. Составляющих веществ из фиолетовых чернил

Задание 4. Рассчитайте молярную массу вещества.

1. HCl 2. HBr 3. HI 4. HF 5. CO	1. CH ₄ 2. CO ₂ 3. Al ₂ O ₃ 4. MnO ₂ 5. Cr ₂ O ₃	Ca ₃ (PO ₄) ₂ 2. Fe ₂ (SO ₄) ₃ 3. Al ₂ (SO ₄) ₃ 4. Mg ₃ (PO ₄) ₂ 5. Fe ₂ (SO ₄) ₃

Контрольные вопросы:

1. Почему простое вещество, сложное вещество и смесь - это абсолютно разные понятия?

2. Какие виды простых веществ вам известны? Охарактеризуйте их
3. Перечислите основные классы сложных веществ.

Практическое занятие №5. Типы химических реакций

Цели: ознакомиться с различными типами химических реакций, систематизировать знания о типах химических реакций

Обеспечение:

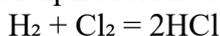
- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бурова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Химическая реакция – это процесс превращения одного или нескольких веществ в другие вещества, в результате чего происходит перераспределение электронов и ядер. Сами ядра атомов при этом не меняются:



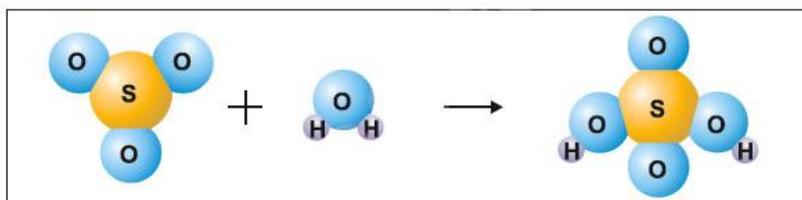
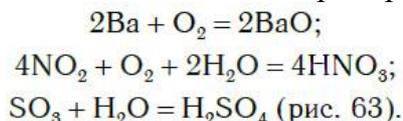
Химические реакции нельзя путать с физическими процессами. В физических процессах вещества сохраняют свой состав, хотя могут образовывать смеси, изменять внешнюю форму либо агрегатное состояние. Так, превращение воды в пар или лед является физическим процессом, а не химической реакцией. Химическое взаимодействие, в результате которого образуется вода, описывается формулой:



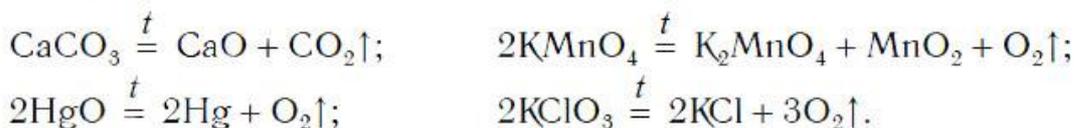
Отличаются химические реакции и от ядерных реакций, в которых происходят изменения в ядрах атомов и образуются атомы новых элементов. В ходе химических процессов новые вещества получаются в результате изменений, происходящих в электронной оболочке атомов.

Выделяют следующие типы химических реакций: реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

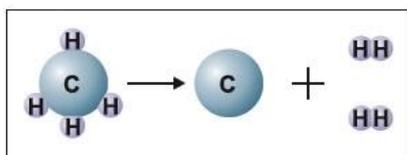
Реакции соединения — это реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое сложное вещество. Реакция соединения представляет собой образование одного сложного вещества в результате соединения двух или более веществ. В одних случаях из двух простых веществ получается одно сложное, в других — соединяются два и более простых или сложных веществ: Например



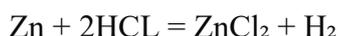
Реакции разложения — это реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.



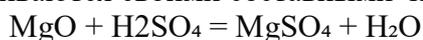
Для начала реакции разложения обычно необходимо нагреть исходные вещества. Например, негашеную известь CaO в промышленности получают нагреванием известняка CaCO₃, реакция разложения происходит при температуре около 1000 °С. К такому типу реакций относится и реакция разложения метана CH₄ (рис. 64) — составной части природного газа:



Реакция замещения протекает между простыми и сложными веществами, при этом атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.

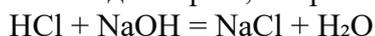


Реакция обмена возможна между двумя сложными веществами, в результате чего они обмениваются своими составными частями и образуются два новых сложных вещества.

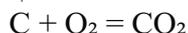


Существует целый ряд признаков, по которым можно классифицировать химические реакции: по агрегатному состоянию, по изменению степеней окисления реагентов, по тепловому эффекту реакции, по направлению протекания, по наличию катализаторов.

По агрегатному состоянию (газообразному, жидкому, твердому) реагирующих веществ химические реакции подразделяются на гомогенные и гетерогенные. Гомогенные реакции протекают в одной фазе, например, в виде раствора:



Гетерогенные реакции осуществляются на границе раздела двух фаз. Например, твердое вещество и газ:



По изменению степеней окисления реагентов выделяют окислительно-восстановительные реакции. Окисление – это процесс отдачи электронов, что приводит к увеличению степени окисления. Восстановление – это присоединение электронов и уменьшение степени окисления. Элемент, отдающий электроны, называется восстановителем, а элемент, принимающий электроны, – окислителем. Например, в реакции $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ железо отдает два электрона и является восстановителем, а медь принимает два электрона и выступает в качестве окислителя.

По тепловому эффекту химические реакции делятся на экзотермические (сопровождающиеся выделением тепла +Q) и эндотермические (идущие с поглощением тепла -Q).

Яркий пример экзотермических реакций – процесс горения:



К эндотермическим реакциям относятся реакции разложения:



По направлению протекания химические реакции бывают обратимыми и необратимыми. Обратимые реакции одновременно протекают в двух противоположных направлениях:



Необратимые реакции идут только в одном направлении: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

По наличию катализаторов (веществ, участвующих в реакции, изменяющих ее скорость, но остающихся неизменными после завершения реакции) химические реакции подразделяются на каталитические (протекающие в присутствии катализаторов) и некаталитические (идущие без катализаторов). В уравнениях каталитических реакций химическая формула катализатора записывается над знаком равенства или обратимости.

Для протекания таких реакций необходимо соблюдать некоторые особые условия. Не все простые вещества обязательно должны взаимодействовать со сложными веществами. В

дальнейшем при изучении химии вы познакомитесь с этими условиями, а также с другими **типами химических реакций**.

Содержание работы

Задание 1. Внимательно рассмотрите опыты, которые демонстрируются на видео:

- 1) https://www.youtube.com/watch?v=uoA_29o09s
- 2) <https://www.youtube.com/watch?v=1t3GaPKH6jE>
- 3) <https://www.youtube.com/watch?v=UXETUZ8cFLI>

В таблицу внесите описание следующих реакций: а) взаимодействие серы с натрием; б) Взаимодействие серы с медью; в) взаимодействие хлорида олова (II) с цинком: "Оловянный ёжик"

№ п/п	Уравнение химической реакции	Признаки реакции	Тип реакции

Задание № 2.

Расставьте коэффициенты в уравнениях химических реакций, укажите типы химических реакций.

Уравнение реакции	Тип химической реакции
а) $\text{Al} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$	
б) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Mn} + \text{H}_2\text{O}$	
в) $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$	
г) $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$	

Задание №2

Допишите уравнения реакций (вместо знака вопроса впишите необходимые формулы - формулы составляйте с использованием валентностей), расставьте коэффициенты, укажите типы химических реакций.

Уравнение реакции	Тип химической реакции
а) $\text{AgI} \longrightarrow ? + \text{I}_2$	
б) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MgSO}_4 + ?$	
в) $\text{Al} + \text{HCl} \longrightarrow \text{AlCl}_3 + ?$	
г) $\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow ?$	

Контрольные на вопросы:

1. В чем основное различие физических и химических процессов?
2. Опишите химическую реакцию, протекающую между натрием и водой. Что образуется в результате этой реакции
3. Что такое коэффициенты? Кратко опишите алгоритм расстановки коэффициентов.
4. Какие типы химических реакций вам известны?
5. Приведите примеры обратимых и необратимых реакций.

Практическое занятие №6. Скорость реакции и факторы, от которых она зависит

Цели: ознакомиться с различными видами, структурами и функциями белков

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Булова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Скорость реакции – количество элементарных соударений взаимодействующих частиц, заканчивающихся химическим превращением, за единицу времени. Скорость химической реакции показывает, как быстро происходит та или иная реакция. Взаимодействие происходит при столкновении частиц в пространстве. При этом реакция происходит не при каждом столкновении, а только когда частица обладают соответствующей энергией.

Определение скорости химической реакции связано с условиями ее проведения. Если реакция гомогенная – т.е. продукты и реагенты находятся в одной фазе – то скорость химической реакции определяется, как изменение концентрации вещества в единицу времени:

$$v = \Delta C / \Delta t$$

Если реагенты, или продукты находятся в разных фазах, и столкновение частиц происходит только на границе раздела фаз, то реакция называется гетерогенной, и скорость ее определяется изменением количества вещества в единицу времени на единицу реакционной поверхности:

$$v = \Delta v / (S \cdot \Delta t)$$

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Температура

Самый простой способ изменить скорость реакции – изменить температуру. Как вам, должно быть, известно из курса физики, температура – это мера средней кинетической энергии движения частиц вещества. Если мы повышаем температуру, то частицы любого вещества начинают двигаться быстрее, а, следовательно, сталкиваться чаще.

Однако при повышении температуры скорость химических реакций увеличивается в основном благодаря тому, что увеличивается число эффективных соударений. При повышении температуры резко увеличивается число активных частиц, которые могут преодолеть энергетический барьер реакции. Если понижаем температуру – частицы начинают двигаться медленнее, число активных частиц уменьшается, и количество эффективных соударений в секунду уменьшается. Таким образом, при повышении температуры скорость химической реакции повышается, а при понижении температуры — уменьшается.

Обратите внимание! Это правило работает одинаково для всех химических реакций (в том числе для экзотермических и эндотермических). Скорость реакции не зависит от теплового эффекта. Скорость экзотермических реакций при повышении температуры возрастает, а

при понижении температуры – уменьшается. Скорость эндотермических реакций также возрастает при повышении температуры, и уменьшается при понижении температуры.

Более того, еще в XIX веке голландский физик Вант-Гофф экспериментально установил, что скорость большинства реакций примерно одинаково изменяется (примерно в 2-4 раза) при изменении температуры на 10°C.

Правило Вант-Гоффа звучит так: повышение температуры на 10°C приводит к увеличению скорости химической реакции в 2-4 раза (эту величину называют температурный коэффициент скорости химической реакции γ).

Точное значение температурного коэффициента определяется для каждой реакции. формулы Вантгоффа

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

здесь v_2 — скорость реакции при температуре T_2 ,

v_1 — скорость реакции при температуре T_1 ,

γ — температурный коэффициент скорости реакции, коэффициент Вант-Гоффа.

В некоторых ситуациях повысить скорость реакции с помощью температуры не всегда удается, т.к. некоторые вещества разлагаются при повышении температуры, некоторые вещества или растворители испаряются при повышенной температуре, т.е. нарушаются условия проведения процесса.

Концентрация.

Также изменить число эффективных соударений можно, изменив концентрацию реагирующих веществ. Понятие концентрации, как правило, используется для газов и жидкостей, т.к. в газах и жидкостях частицы быстро двигаются и активно перемешиваются. Чем больше концентрация реагирующих веществ (жидкостей, газов), тем больше число эффективных соударений, и тем выше скорость химической реакции.

На основании большого числа экспериментов в 1867 году в работах норвежских ученых П. Гульденберга и П. Вааге и, независимо от них, в 1865 году русским ученым Н.И. Бекетовым был выведен основной закон химической кинетики, устанавливающий зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ:

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных их коэффициентам в уравнении химической реакции.

Для химической реакции вида: $aA + bB = cC + dD$ закон действующих масс записывается так:

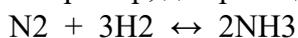
$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

здесь v — скорость химической реакции,

C_A и C_B — концентрации веществ А и В, соответственно, моль/л

k – коэффициент пропорциональности, константа скорости реакции.

Например, для реакции образования аммиака:



закон действующих масс выглядит так:

$$v = k \cdot C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3$$

Закон действующих масс для реакции получения аммиака

Константа скорости реакции k показывает, с какой скоростью будут реагировать вещества, если их концентрации равны 1 моль/л, или их произведение равно 1. Константа скорости химической реакции зависит от температуры и не зависит от концентрации реагирующих веществ.

В законе действующих масс не учитываются концентрации твердых веществ, т.к. они реагируют, как правило, на поверхности, и количество реагирующих частиц на единицу поверхности при этом не меняется.

В большинстве случаев химическая реакция состоит из нескольких простых этапов, в таком случае уравнение химической реакции показывает лишь суммарное или итоговое уравнение происходящих процессов. При этом скорость химической реакции сложным образом зависит (или не зависит) от концентрации реагирующих веществ, полупродуктов или катализатора, поэтому точная форма кинетического уравнения определяется экспериментально, или на основании анализа предполагаемого механизма реакции. Как правило, скорость сложной химической реакции определяется скоростью его самого медленного этапа (лимитирующей стадии).

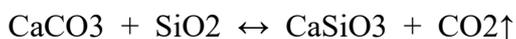
Давление

Концентрация газов напрямую зависит от давления. При повышении давления повышается концентрация газов. Математическое выражение этой зависимости (для идеального газа) — уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$pV = \nu RT$$

Таким образом, если среди реагентов есть газообразное вещество, то при повышении давления скорость химической реакции увеличивается, при понижении давления — уменьшается.

Например. Как изменится скорость реакции сплавления извести с оксидом кремния:



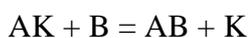
при повышении давления?

Правильным ответом будет – никак, т.к. среди реагентов нет газов, а карбонат кальция – твердая соль, нерастворимая в воде, оксид кремния – твердое вещество. Газом будет продукт – углекислый газ. Но продукты не влияют на скорость прямой реакции.

Катализатор

Еще один способ увеличить скорость химической реакции – направить ее по другому пути, заменив прямое взаимодействие, например, веществ А и В серией последовательных реакций с третьим веществом К, которые требуют гораздо меньших затрат энергии (имеют более низкий активационный энергетический барьер) и протекают при данных условиях быстрее, чем прямая реакция. Это третье вещество **называют катализатором**.

Катализаторы – это химические вещества, участвующие в химической реакции, изменяющие ее скорость и направление, но не расходуемые в ходе реакции (по окончании реакции не изменяющиеся ни по количеству, ни по составу). Примерный механизм работы катализатора для реакции вида $A + B$ можно представить так:



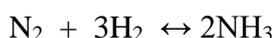
Процесс изменения скорости реакции при взаимодействии с катализатором называют катализом. Катализаторы широко применяют в промышленности, когда необходимо увеличить скорость реакции, либо направить ее по определенному пути.

По фазовому состоянию катализатора различают гомогенный и гетерогенный катализ.

Гомогенный катализ – это когда реагирующие вещества и катализатор находятся в одной фазе (газ, раствор). Типичные гомогенные катализаторы – кислоты и основания, органические амины и др.

Гетерогенный катализ – это когда реагирующие вещества и катализатор находятся в разных фазах. Как правило, гетерогенные катализаторы – твердые вещества. Т.к. взаимодействие в таких катализаторах идет только на поверхности вещества, важным требованием для катализаторов является большая площадь поверхности. Гетерогенные катализаторы отличаются высокая пористость, которая увеличивает площадь поверхности катализатора. Так, суммарная площадь поверхности некоторых катализаторов иногда достигает 500 квадратных метров на 1 г катализатора. Большая площадь и пористость обеспечивают эффективное взаимодействие с реагентами. К гетерогенным катализаторам относятся металлы, цеолиты — кристаллические минералы группы алюмосиликатов (соединений кремния и алюминия), и другие.

Пример гетерогенного катализа – синтез аммиака:



В качестве катализатора используется пористое железо с примесями Al_2O_3 и K_2O .

Сам катализатор не расходуется в ходе химической реакции, но на поверхности катализатора накапливаются другие вещества, связывающие активные центры катализатора и блокирующие его работу (каталитические яды). Их необходимо регулярно удалять, путем регенерации катализатора.

Катализаторы не стоит путать с инициаторами процесса и ингибиторами.

Например, для иницирования радикальной реакции хлорирования метана необходимо облучение ультрафиолетом. Это не катализатор. Некоторые радикальные реакции инициируются пероксидными радикалами. Это также не катализаторы.

Ингибиторы – это вещества, которые замедляют химическую реакцию. Ингибиторы могут расходоваться и участвовать в химической реакции. При этом ингибиторы не являются катализаторами наоборот. Обратный катализ в принципе невозможен – реакция в любом случае будет пытаться идти по наиболее быстрому пути.

Площадь соприкосновения реагирующих веществ

Для гетерогенных реакций одним из способов увеличить число эффективных соударений является увеличение площади реакционной поверхности. Чем больше площадь поверхности контакта реагирующих фаз, тем больше скорость гетерогенной химической реакции. Порошковый цинк гораздо быстрее растворяется в кислоте, чем гранулированный цинк такой же массы.

В промышленности для увеличения площади контактирующей поверхности реагирующих веществ используют метод «кипящего слоя».

Например, при производстве серной кислоты методом «кипящего слоя» производят обжиг колчедана.

Природа реагирующих веществ

На скорость химических реакций при прочих равных условиях также оказывают влияние химические свойства, т.е. природа реагирующих веществ.

Менее активные вещества будут иметь более высокий активационный барьер, и вступают в реакции медленнее, чем более активные вещества.

Более активные вещества имеют более низкую энергию активации, и значительно легче и чаще вступают в химические реакции.

Более стабильные вещества — это, например, те вещества, которые окружают нас в быту, либо существуют в природе.

Например, хлорид натрия NaCl (поваренная соль), или воды H_2O , или металлическое железо Fe .

Более активные вещества мы можем встретить в быту и природе сравнительно редко.

Например, оксид натрия Na_2O или сам натрий Na в быту и в природе не встречаем, т.к. они активно реагируют с водой.

При небольших значениях энергии активации (менее 40 кДж/моль) реакция проходит очень быстро и легко. Значительная часть столкновений между частицами заканчивается химическим превращением. Например, реакции ионного обмена происходят при обычных условиях очень быстро.

При высоких значениях энергии активации (более 120 кДж/моль) лишь незначительное число столкновений заканчивается химическим превращением. Скорость таких реакций пренебрежимо мала. Например, азот с кислородом практически не взаимодействует при нормальных условиях.

При средних значениях энергии активации (от 40 до 120 кДж/моль) скорость реакции будет средней. Такие реакции также идут при обычных условиях, но не очень быстро, так, что их можно наблюдать невооруженным глазом. К таким реакциям относятся взаимодействие натрия с водой, взаимодействие железа с соляной кислотой и др.

Вещества, стабильные при нормальных условиях, как правило, имеют высокие значения энергии активации.

Содержание работы

Задание 1.

Например, металлы (натрий и калий) с одним и тем же веществом – водой – реагируют с различными скоростями. Калий очень энергично реагирует с водой, выделяющийся водород загорается на воздухе. Натрий реагирует с водой более спокойно

Например, если к раствору серной кислоты добавить немного черного порошка оксида меди (II), никаких изменений наблюдаться не будет. При нагревании же смеси раствор станет голубым.

Задание 2.

Какая из реакций протекает с наибольшей скоростью при комнатной температуре:

1. углерода с кислородом;
2. железа с соляной кислотой;
3. железа с раствором уксусной кислоты
4. растворов щёлочи и серной кислоты.

Задание 3.

На скорость химической реакции между раствором кислоты и железом не оказывает влияния

1. концентрация кислоты;
2. измельчение железа;
3. температура реакции;
4. увеличение давления.

Контрольные вопросы:

1. Приведите примеры влияния различных факторов на скорость химических реакций, протекающих в повседневной жизни.

2. Поясните, почему увеличение концентрации реагирующих веществ приводит к увеличению скорости реакции.

3. Поясните, почему нагревание способствует увеличению скорости реакции.

4. Почему лучинка, тлеющая на воздухе, ярко вспыхивает в кислороде? Аргументируйте свой ответ.

5. Почему жидкий бензин и этанол горят спокойно, а пары этих веществ в смеси с воздухом взрываются?

6. В одну из пробирок с соляной кислотой поместили гранулу цинка, а в другую — порошок цинка. В какой пробирке скорость реакции цинка с соляной кислотой будет больше? Поясните свой ответ.

Практическое занятие №7. Оксиды, кислоты, основания, соли

Цель занятия: углубить и обобщить теоретические знания о различных классах неорганических соединений.

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бутова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

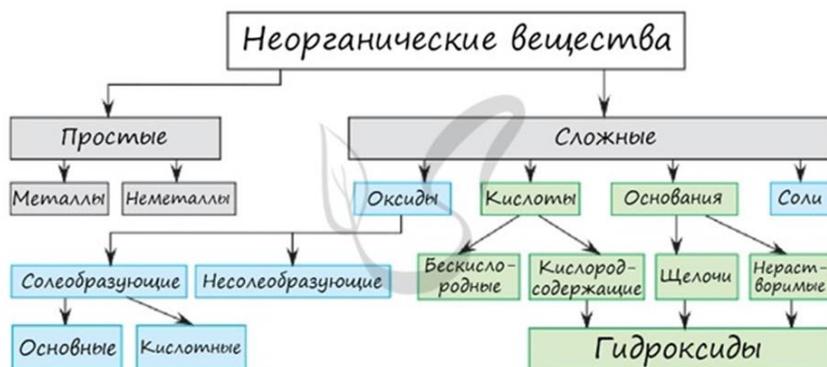
Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Неорганическая химия - раздел химии, изучающий строение и химические свойства неорганических веществ.

Среди простых веществ выделяют металлы и неметаллы.

Среди сложных: **оксиды, основания, кислоты и соли**. Классификация неорганических веществ построена следующим образом:



Оксиды

Все оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие имеют соответствующие им основания и кислоты (в той же степени окисления (СО)!) и охотно вступают в реакции солеобразования. К ним относятся, например:

- CuO - соответствует основанию $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- Li_2O - соответствует основанию LiOH
- FeO - соответствует основанию $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (сохраняем ту же СО = +2)
- Fe_2O_3 - соответствует основанию $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (сохраняем ту же СО = +3)
- P_2O_5 - соответствует кислоты H_3PO_4

Солеобразующие оксиды, в свою очередь, делятся на основные, амфотерные и кислотные.

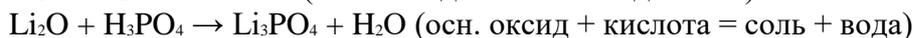
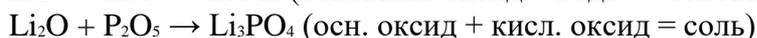
Солеобразующие оксиды

Основные оксиды Me, CO +1, +2	Амфотерные оксиды Me, CO +2, +3, +4	Кислотные Оксиды Me и неMe
Li_2O Na_2O K_2O Rb_2O CuO FeO CrO MnO	BeO ZnO Al_2O_3 Fe_2O_3 Cr_2O_3 MnO_2	SO_2 SO_3 N_2O_3 P_2O_5 CrO_3 MnO_3 Mn_2O_7

1. Основные оксиды

Основным оксидам соответствуют основания в той же СО. В химических реакциях основные оксиды проявляют основные свойства, образуются исключительно металлами. Примеры: Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , CaO , FeO , CrO , MnO .

Основные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующего основания (реакция идет, если основание растворимо) и с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей. Между собой основные оксиды не взаимодействуют.

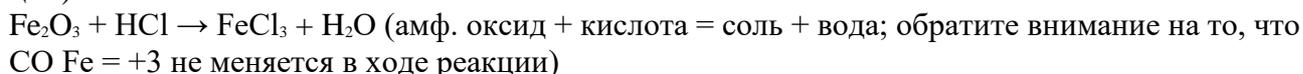
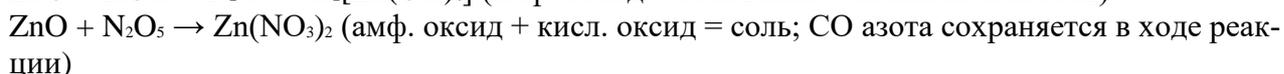
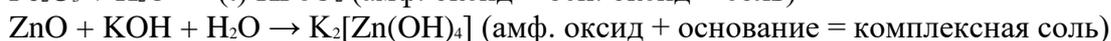


Здесь не происходит окисления/восстановления, поэтому сохраняйте исходные степени окисления атомов.

2. Амфотерные (греч. ἀμφότεροι - двойственный)

Эти оксиды действительно имеют двойственный характер: они проявляют как кислотные, так и основные свойства. Примеры: BeO , ZnO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2 , PbO , PbO_2 , Ga_2O_3 .

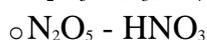
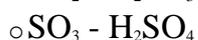
С водой они не взаимодействуют, так как продукт реакции, основание, получается нерастворимым. Амфотерные оксиды реагируют как с кислотами и кислотными оксидами, так и с основаниями и основными оксидами.



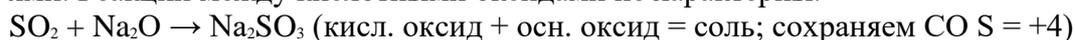
1. Кислотные

Проявляют в ходе химических реакций кислотные свойства. Образованы металлами и неметаллами, чаще всего в высокой СО. Примеры: SO_2 , SO_3 , P_2O_5 , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , SiO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 .

Каждому кислотному оксиду соответствует своя кислота. Это особенно важно помнить при написании продуктов реакции: следует сохранять степени окисления. Некоторым кислотным оксидам соответствует сразу две кислоты.



Кислотные оксиды вступают в реакцию с основными и амфотерными, реагируют с основаниями. Реакции между кислотными оксидами не характерны.





При реакции с водой кислотный оксид превращается в соответствующую ему кислоту. Исключение SiO_2 - не реагирует с водой, так как продукт реакции - H_2SiO_3 является нерастворимой кислотой.



Несолеобразующие оксиды - оксиды неметаллов, которые не имеют соответствующих им гидроксидов и не вступают в реакции солеобразования. К таким оксидам относят:

- o CO
- o N₂O
- o NO
- o SiO
- o S₂O

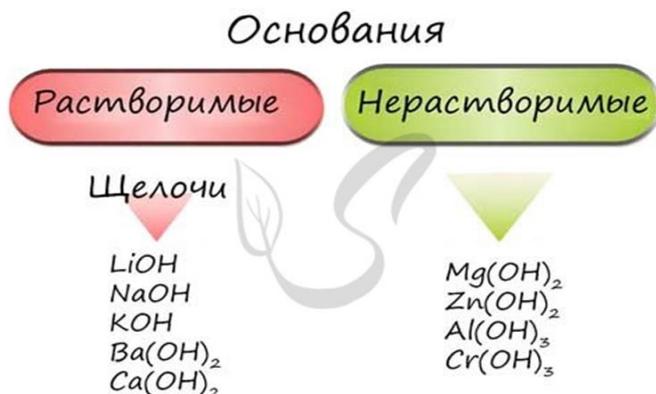
Реакции несолеобразующих оксидов с основаниями, кислотами и солеобразующими оксидов редки и не приводят к образованию солей. Некоторые из несолеобразующих оксидов используют в качестве восстановителей:



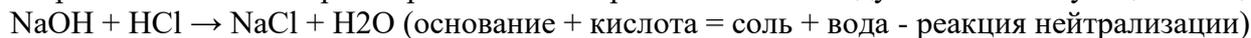
Основания

Основания - химические соединения, обычно характеризуются диссоциацией в водном растворе с образованием гидроксид-анионов. Растворимые основания называются щелочами: NaOH, LiOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂.

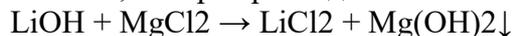
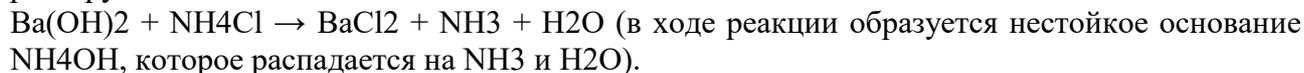
Гидроксиды щелочных металлов (Ia группа) называются едкими: едкий натр - NaOH, едкое кали - KOH.



Так же, как и оксиды, основания различаются по свойствам. Все основания хорошо реагируют с кислотами, даже нерастворимые основания способны растворяться в кислотах. Также нерастворимые основания при нагревании легко разлагаются на воду и соответствующий оксид.



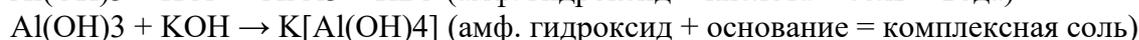
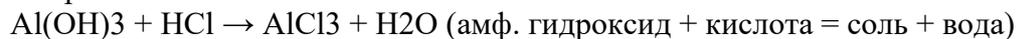
Если в ходе реакции основания с солью выделяется газ, выпадает осадок или образуется слабый электролит (вода), то такая реакция идет. Нерастворимые основания с солями почти не реагируют.



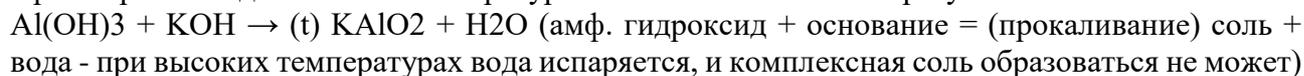
KOH + BaCl₂ → реакция не идет, так как в продуктах нет газа/осадка/слабого электролита (воды)

В растворах щелочей $pH > 7$, поэтому лакмус окрашивает их в синий цвет.

Амфотерные оксиды соответствуют амфотерным гидроксидам. Их свойства такие же двойственные: они реагируют как с кислотами - с образованием соли и воды, так и с основаниями - с образованием комплексных солей.



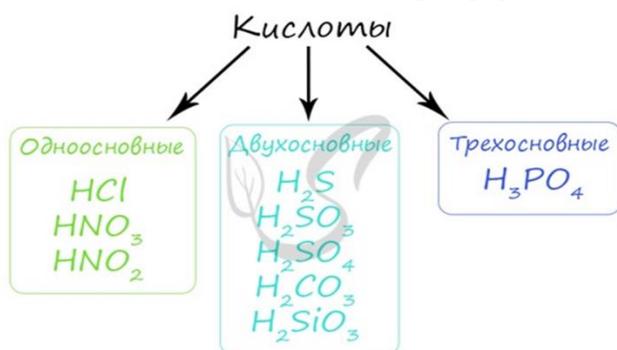
При нагревании до высоких температур комплексные соли не образуются.



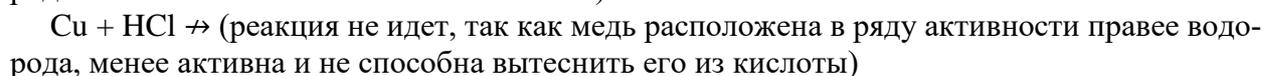
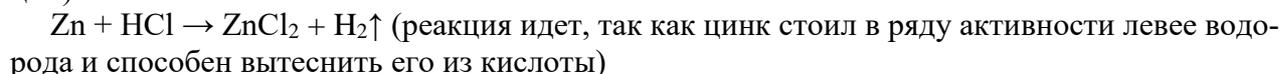
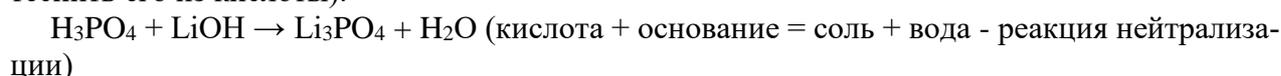
Кислоты

Кислота - химическое соединение обычно кислого вкуса, содержащее водород, способный замещаться металлом при образовании соли. По классификации кислоты подразделяются на одно-, двух- и трехосновные.

Основность кислоты определяется числом атомов водорода, которое способна отдать молекула кислоты, реагируя с основанием. Определять основность кислоты по числу атомов водорода в ней - часто верный способ, но не всегда: например, борная кислота H_3BO_3 является слабой одноосновной кислотой, фосфористая кислота H_3PO_3 - двухосновной кислотой.



Кислоты отлично реагируют с основными оксидами, основаниями, растворяя даже те, которые выпали в осадок (реакция нейтрализации). Также кислоты способны вступать в реакцию с теми металлами, которые стоят в ряду напряжений до водорода (то есть способны вытеснить его из кислоты).



Существуют нестойкие кислоты, которые в водном растворе разлагаются на кислотный оксид (газ) и воду - угольная и сернистая кислоты:

- $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2 \uparrow$
- $H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2 \uparrow$

Записать эти кислоты в растворе в виде " H_2CO_3 или H_2SO_3 " - будет считаться ошибкой. Пишут угольную и сернистую кислоты в разложившемся виде - виде газа и воды.

Все кислоты подразделяются на сильные и слабые. Напомню, что мы составили подробную таблицу сильных и слабых кислот (и оснований!) в теме гидролиз. В реакции из сильной кислоты (соляной) можно получить более слабую, например, сероводородную или угольную кислоту.

Однако невозможно (и противоречит законам логики) получить из более слабой кислоты сильную, например из уксусной - серную кислоту. Природу не обманешь :)

$K_2S + HCl \rightarrow H_2S + KCl$ (из сильной - соляной кислоты - получили более слабую - сероводородную)

$K_2SO_4 + CH_3COOH \nrightarrow$ (реакция не идет, так как из слабой кислоты нельзя получить сильную: из уксусной - серную)

Подчеркну важную деталь: гидроксиды это не только привычные нам $NaOH$, $Ca(OH)_2$ и т.д., некоторые кислоты также считаются кислотными гидроксидами, например серная кислота - H_2SO_4 . С полным правом ее можно записать как кислотный гидроксид: $SO_2(OH)_2$

В завершении подтемы кислот предлагаю вам вспомнить названия основных кислот и их кислотных остатков.

Формула кислоты	Название кислоты	Название соли	Пример соли
HF	Фтороводородная	Фторид	CaF_2
HCl	Хлороводородная	Хлорид	$NaCl$
HBr	Бромоводородная	Бромид	$CuBr_2$
HI	Йодоводородная	Йодид	AlI_3
H_2S	Сероводородная	Сульфид	FeS
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит	Na_2SO_3
H_2SO_4	Серная	Сульфат	$BaSO_4$
HNO_2	Азотистая	Нитрит	KNO_2
HNO_3	Азотная	Нитрат	$Cu(NO_3)_2$
H_2CO_3	Угльная	Карбонат	$CaCO_3$
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат	Na_2SiO_3
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат	Li_3PO_4

Соли

Соль - ионное соединение, образующееся вместе с водой при нейтрализации кислоты основанием (не единственный способ). Водород кислоты замещается металлом или ионом аммония (NH_4). Наиболее известной солью является поваренная соль - $NaCl$.

По классификации соли бывают:

1. Средние - продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл: KNO_3 , $NaCl$, $BaSO_4$, Li_3PO_4
2. Кислые - продукт неполного замещения атомов водорода: $LiHSO_4$, NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 (гидросульфат лития, дигидрофосфат и гидрофосфат натрия)
3. Основные - продукт неполного замещения гидроксогрупп на кислотный остаток: $CrOHCl$ (хлорид гидроксохрома II)
4. Двойные - содержат два разных металла и один кислотный остаток ($NaCr(SO_4)_2$)
5. Смешанные - содержат один металл и два кислотных остатка $MgClBr$ (хлорид-бромид магния)
6. Комплексные - содержат комплексный катион или анион - атом металла, связанный с несколькими лигандами: $Na[Cr(OH)_4]$ (тетрагидроксохромат натрия)

Растворы или расплавы солей могут вступать в реакцию с металлом, который расположен левее металла, входящего в состав соли. В этом случае более активный металл вытеснит менее активный из раствора соли. Например, железо способно вытеснить медь из ее солей:

$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$ (железо стоит левее меди в ряду активности и способно вытеснить медь из ее солей)

Замечу важную деталь: исход реакции основание + кислота иногда определяет соотношение. Запомните, что если двух- или трехосновная кислота дана в избытке - получается кислая соль, если же в избытке дано основание - средняя соль.

$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4$ (кислота дана в избытке)

$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$ (основание дано в избытке)

Если в ходе реакции соли с кислотой, основанием или другой солью выпадает осадок, выделяется газ или образуется слабый электролит (вода), то такая реакция идет. Кислую соль также можно получить в реакции соли с соответствующей двух-, трехосновной кислотой.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (сильная кислота - соляная, вытесняет слабую - угольную)

$\text{MgCl}_2 + \text{LiOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{LiCl}$

$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4$ (средняя соль + кислота = кислая соль)

Чтобы сделать из кислой соли - среднюю соль, нужно добавить соответствующее основание:

$\text{KHSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (кислая соль + основание = средняя соль)

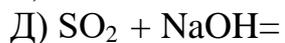
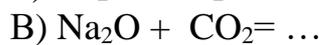
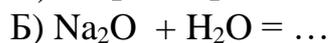
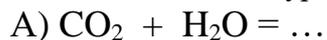
Задание 1. Из приведённых веществ выберите оксиды, кислоты, соли и напротив их формул напишите названия. Какие вещества остались без названия? Поясните

NaOH	
Na ₂ O	
Cu(OH) ₂	
Na ₂ CO ₃	
N ₂ O ₅	
H ₂ SO ₄	
CaO	
MgO	
HCl	
SO ₃	

Задание 2. Заполните таблицу так, чтобы все ячейки содержали указанную информацию:

Название оксида	Формула	Классификация
Оксид магния		
	CO ₂	Кислотный оксид
Оксид серы (IV)		
	Na ₂ O	
Оксид цинка		
	FeO	

Задание 3. Напишите уравнения реакций с участием оксидов, расставьте коэффициенты:



Контрольные вопросы:

1. Приведите примеры оксидов неметаллов. Какими свойствами они обладают?
2. Поясните, почему амфотерные оксиды проявляют двойственные свойства?
3. Какими свойствами обладают оксиды металлов?
4. Что такое основания? Как ещё называют растворимые основания?
5. Какие виды кислот вам известны? Приведите примеры

Практическое занятие №8. Общая характеристика главных подгрупп неметаллов на примере галогенов

Цель занятия: углубить и обобщить теоретические знания о неметаллах. На примере семейства галогенов рассмотреть типичные свойства неметаллов.

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бутова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Наиболее яркими представителями неметаллов являются галогены, расположенные в VII группе в главной подгруппе. Максимальная валентность галогенов (кроме фтора) в соединениях равна VII. Также для галогенов характерны валентности I, III, V.

Степени окисления атома галогенов – от -1 до +7. Характерные степени окисления -1, 0, +1, +3, +5, +7. Для фтора характерная степень окисления -1 и валентность I.

Галогены – элементы VII группы – фтор, хлор, бром, йод, астат (астат мало изучен в связи с его радиоактивностью).

Галогены – ярко выраженные неметаллы. Лишь йод в редких случаях обнаруживает некоторые свойства, схожие с металлами.

Фтор F_2 и хлор Cl_2 проявляют сходные физические свойства: это ядовитые газы с резким запахом, причем фтор имеет светло-желтый цвет, а хлор – желто-зеленый.

Бром Br_2 – тяжелая жидкость красно-бурого цвета, легко испаряется, образуя красно-бурые пары. Хлор и бром частично растворимы в воде, их раствор называют хлорной и бромной водой.

Йод I_2 – кристаллическое вещество фиолетового цвета со слабым металлическим блеском, при постепенном нагревании йод сублимируется, превращаясь в пар, минуя жидкое состояние. Йод очень мало растворим в воде, лучше растворяется в спирте или других органических растворителях.

Галогены получают путем электролиза расплава или раствора $NaCl$ или вытеснением их хлором.

Галогены вытесняют друг друга из растворов их кислот: $2HBr + Cl_2 = 2HCl + Br_2$.

Водные растворы галогеноводородов образуют кислоты. HF – фтороводородная (плавиковая); HCl – хлороводородная (соляная); HBr – бромоводородная; HI – йодоводородная. Силы кислот сверху вниз снижаются. Плавиковая кислота является самой слабой в ряду галогеноводородных кислот, а йодоводородная – самой сильной. Это объясняется тем, что энергия связи Hg сверху уменьшается. В том же направлении уменьшается и прочность молекулы Hg , что связано с ростом межъядерного расстояния.

Хлор (Cl) – стоит в 3-м периоде, в VII группе главной подгруппы периодической системы, порядковый номер 17, атомная масса 35,453; относится к галогенам.

Физические свойства: газ желто-зеленого цвета с резким запахом. Плотность 3,214 г/л; температура плавления $-101\text{ }^\circ\text{C}$; температура кипения $-33,97\text{ }^\circ\text{C}$. При обычной температуре легко сжижается под давлением 0,6 МПа. Растворяясь в воде, образует хлорную воду желтоватого цвета. Хорошо растворим в органических растворителях, особенно в гексане (C_6H_{14}), в четырех-хлористом углероде.

Химические свойства хлора: электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. На внешнем уровне 7 электронов. До завершения уровня нужен 1 электрон, который хлор принимает, проявляя степень окисления -1. Существуют и положительные степени окисления хлора вплоть до +7. Известны следующие оксиды хлора: Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 и Cl_2O_7 . Все они неустойчивы. Хлор – сильный окислитель. Он непосредственно реагирует с металлами и неметаллами:

Реагирует с водородом. При обычных условиях реакция идет медленно, при сильном нагревании или освещении – со взрывом, по цепному механизму:

Хлор взаимодействует с растворами щелочей, образуя соли – гипохлориты и хлориды:

При пропускании хлора в раствор щелочи образуется смесь растворов хлорида и гипохлорита:

Хлор – восстановитель: $Cl_2 + 3F_2 = 2ClF_3$.

Взаимодействие с водой:

Хлор не взаимодействует непосредственно с углеродом, азотом и кислородом.

Получение: $2NaCl + F_2 = 2NaF + Cl_2$.

Электролиз: $2NaCl + 2H_2O = Cl_2 + H_2 + 2NaOH$.

Нахождение в природе: содержится в составе минералов: галит (каменная соль), сильвин, бишофит; морская вода содержит хлориды натрия, калия, магния и других элементов.

Хлороводород HCl . Физические свойства: бесцветный газ, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде с образованием соляной кислоты.

Получение: в лаборатории:

В промышленности: сжигают водород в струе хлора. Далее хлороводород растворяют в воде, и получают соляную кислоту (см. выше).

Химические свойства: соляная кислота – сильная, одноосновная, взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$.

Как восстановитель реагирует с оксидами и гидроксидами многих металлов:

Фтор F_2 – связь ковалентная неполярная обладает высокой химической активностью, за счет маленького радиуса атома, является сильнейшим окислителем. Фтор реагирует практически со всеми простыми и сложными веществами. Окисляет кислород, образуя фториды кислорода: OF_2 и O_2F_2 . Вступает во взаимодействие даже с некоторыми инертными газами: $2F_2 + Xe = XeF_4$.

Не реагирует фтор только с гелием, неоном и аргоном. Водородное соединение фтора – HF (фтороводород) при растворении в воде образует плавиковую кислоту. Бром и йод тоже вступают в реакции со многими соединениями, особенно с металлами, которые сгорают в них и образуются соответствующие соли. Металлы при этом отдают электроны, а галогены их принимают, являясь окислителями. При растворении в воде дает бромную воду. Молекулы их также двухатомные, ковалентные неполярные, но они менее активны, чем фтор, что объясняется большим радиусом атома у брома и йода, чем у фтора. Все галогены – активные окислители, что проявляется при взаимодействии их с различными сложными веществами – смешивание сероводородной воды с раствором брома:

Бром с нулевой степенью окисления окисляет серу (-2) до 0, сам при этом восстанавливаясь до -1.

Йод (0) окисляет серу (+4) до +6, восстанавливаясь до -1.

Галогены нашли широкое применение в химической промышленности: фтор используют в синтезе полимеров – фторопластов, пластмассы, стойкой к химическим воздействиям (тефлон), смазочных веществ, жидкостей для холодильников (фреоны).

Бром используется в изготовлении лекарственных препаратов, некоторых красителей; йод широко используется в медицине – 10 %-ный раствор йода в спирте – как антисептическое, дезинфицирующее средство, йод входит в состав некоторых фармацевтических препаратов. Также бром и йод используются при различных синтезах и анализах веществ.

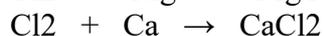
Кислородсодержащие кислоты галогенов. Рассмотрим кислородсодержащие кислоты галогенов на примере хлора:

Степень окисления галогена	+1	+3	+5	+7
Формула	HClO	HClO ₂	HClO ₃	HClO ₄
Название кислоты	Хлорноватистая	Хлористая	Хлорноватая	Хлорная
Устойчивость и сила	Существует только в растворах, слабая кислота	Существует только в растворах, слабая кислота	Существует только в растворах, сильная кислота	Сильная кислота
Название соответствующей соли	Гипохлориты	Хлориты	Хлораты	Перхлораты

Галогениды металлов. Галогениды – это бинарные соединения галогенов и металлов или некоторых неметаллов, соли галогеноводородов. Способы получения галогенидов

1. Галогениды металлов получают при взаимодействии галогенов с металлами. При этом галогены проявляют свойства окислителя.

Например, хлор взаимодействует с магнием и кальцием:

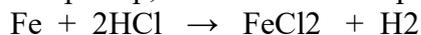


При взаимодействии железа с хлором образуется хлорид железа (III):



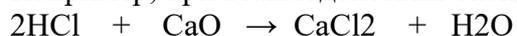
2. Галогениды металлов можно получить при взаимодействии металлов с галогеноводородами.

Например, соляная кислота реагирует с железом с образованием хлорида железа (II):

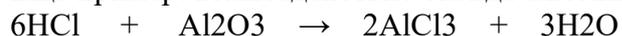


3. Галогениды металлов можно получить при взаимодействии основных и амфотерных оксидов с галогеноводородами.

Например, при взаимодействии оксида кальция и соляной кислоты:



Еще пример: взаимодействие оксида алюминия с соляной кислотой:



Содержание работы

Задание 1.

Соотнесите название вещества и его физические свойства

Название вещества	Свойства вещества
А) фтор	1) жидкость бурого цвета с неприятным запахом
Б) хлор	2) желто-зеленый газ с резким удушливым запахом
В) бром	3) твердое вещество, способное к возгонке
Г) иод	4) светло-желтый газ с резким раздражающим запахом

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Задание 2.

Дана схема превращений:



Определите, какие из указанных веществ будут веществами X и Y

- 1) хлорид натрия
- 2) натрий
- 3) бром
- 4) хлороводород
- 5) бромоводород

Задание 3.

Вычислите объем фтороводорода, который образуется при взаимодействии 2 л водорода и 4 л фтора (н.у.)

Задание 4.

1. Проанализируйте положение галогенов в Периодической системе Д.И. Менделеева: 1) Сколько протонов и электронов в атоме фтора? 2) Схема распределения электронов по уровням в атоме фтора? 3) У какого атома радиус больше, у фтора или хлора? 4) У какого атома, фтора или брома, валентные электроны слабее удерживаются в атоме, и их легче оторвать? Почему? 5) У какого атома, фтора или брома, электроотрицательность больше? Почему? 6) Какой ион, F^- или Cl^- , обладает более выраженными восстановительными свойствами? Ответ поясните.

2. Подчеркните предложение, в котором речь идёт о галогене — простом веществе: а) фторсодержащая зубная паста; б) хлорирование питьевой воды; в) бромсодержащие лекарственные препараты.

3. Из приведённых характеристик простых веществ выберите ту, которая описывает свойства хлора: а) плотность в жидком состоянии 1 г/мл; б) плотность в жидком состоянии 1,57 г/мл; в) плотность в жидком состоянии 3,14 г/мл; г) плотность в жидком состоянии 4,94 г/мл.

4. Составьте уравнения возможных реакций, укажите окислитель и восстановитель: а) алюминия с хлором б) водорода с хлором в) иодида натрия с хлором г) гелия с хлором

Практическое занятие №9. Углеводороды. Предельные и непредельные углеводороды

Цель занятия: углубить и обобщить теоретические знания о предельных и непредельных углеводородах.

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бурова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Углеводороды – это органические соединения, состоящие из атомов углерода и водорода. Углеводороды служат фундаментальной основой органической химии – молекулы любых других органических соединений рассматривают как их производные.

Если в углеводороде один или несколько атомов водорода замещён на другой атом или группу атомов, называемую функциональной группой, то данное соединение называется производным углеводорода.

Углерод выделяется среди всех элементов тем, что его атомы могут связываться друг с другом в длинные цепи или циклы. Именно это свойство позволяет углероду образовывать миллионы соединений, изучению которых посвящена целая область — органическая химия.

Существует огромное количество совершенно различных соединений углеводородов, которые различаются количеством атомов углерода и водорода, строением углеродного скелета и типом связей между атомами.

Большинство углеводородов в природе Земли встречаются в сырой нефти. Кроме того, основными источниками углеводородов являются природный газ, сланцевый газ, попутный нефтяной газ, горючие сланцы, уголь, торф.

Предельные углеводороды или алканы – это углеводороды с общей формулой C_nH_{2n+2} .

Историческое название – парафины. Гомологический ряд

Гомологи - это вещества, у которых сходный состав (отличаются на целое число групп CH_2), строение и химические свойства. Группа CH_2 называется гомологической разностью. Совокупность гомологов составляет гомологический ряд.

Простейший представитель алканов – метан:

CH_4 - метан

C_2H_6 - этан

C_3H_8 -пропан

C_4H_{10} -бутан

C_5H_{12} -пентан

C_6H_{14} -гексан

C_7H_{16} -гептан

C_8H_{18} -октан

C_9H_{20} -нонан

$C_{10}H_{22}$ -декан

Радикалы. Общее название углеводородных радикалов алканов – алкилы.

Алкилы - это одновалентные остатки, получающиеся при отнятии атома водорода от алканов.

Обозначение – R

Названия радикалов производят от названий соответствующих алканов с заменой окончания –ан на –ил.

CH_3 – метил

C_2H_5 – этил

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{n}$ – пропил

Форма молекулы: у метана тетраэдрическая, у этана – два тетраэдра соединенные вершинами, строение молекул остальных алканов можно представить как соединение большого числа тетраэдров.

Изомерия - это такое явление, при котором могут существовать несколько веществ, имеющих один и тот же состав, и одну и ту же молекулярную массу, но различающихся строением молекул и свойствами.

Изомеры – это вещества имеющие одинаковый молекулярный вес и состав, но разное строение молекулы и свойства.

Для алканов характерна структурная изомерия, которая обусловлена возможностью разветвления углеродной цепи молекулы. Углеводород с прямой, неразветвленной цепью называется нормальным изомером.

Первым членом гомологического ряда алканов который имеет изомеры, является бутан (2 изомера):

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ н-бутан($t_{\text{кип}} = -0.5 \text{ } ^\circ\text{C}$)

Агрегатное состояние при н.у.: $\text{CH}_4 - \text{C}_4\text{H}_{10}$ - газы

$\text{C}_5\text{H}_{12} - \text{C}_{16}\text{H}_{34}$ - жидкости

Начиная с $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$ –твердые вещества

Растворимость: все алканы мало растворимы в воде, но хорошо растворимы в эфире и других органических растворителях. Алканы с разветвленной цепью кипят при более низкой температуре, чем изомеры с нормальной цепью. Температуры плавления наоборот, повышаются с ростом разветвленности углеродной цепи. Метан и этан почти без запаха, углеводороды $\text{C}_3 - \text{C}_{15}$ имеют запах бензина или керосина, высшие члены ряда лишены запаха из-за малой летучести.

1. Реакций замещения:

а) Галогенирование. На свету алканы реагируют с хлором(а также с бромом). Реакция идет по цепному свободно-радикальному механизму:

$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 = \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$

$\text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}_2 = \text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl}$

$\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 = \text{CHCl}_3 + \text{HCl}$

$\text{CHCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{CCl}_4 + \text{HCl}$

б) Нитрование. Реакция Коновалова (при $t = 140 \text{ } ^\circ\text{C}$):

$\text{CH}_4 + \text{HNO}_3 = \text{CH}_3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{C}_3\text{H}_8 + \text{HNO}_3 = \text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2. Реакций дегидрирования:

$2\text{CH}_4 = \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2 \uparrow$ (при $t = 1500 \text{ } ^\circ\text{C}$)

3. Крекинг – это процесс расщепления углеводородов, в результате которого образуются углеводороды с меньшим числом атомов углерода в молекуле:

$\text{C}_8\text{H}_{18} = \text{C}_4\text{H}_{10} + \text{C}_4\text{H}_8$ (при \uparrow температуре)

4. Реакций окисления:

а) Горение: Алканы сгорают на воздухе с выделением большого количества теплоты:

$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

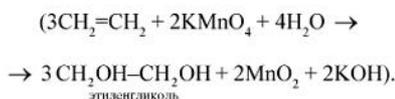
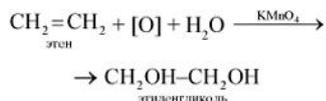
$2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

Ненасыщенными, или непредельными, углеводородами называют такие углеводороды, элементарный состав которых характеризуется меньшим содержанием водорода по сравнению с соответствующими по числу углеродных атомов предельными углеводородами.

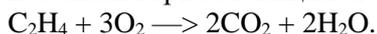
Непредельные углеводороды ряда этилена, или алкены, – это углеводороды с общей формулой C_nH_{2n} , молекулы которых содержат одну двойную связь.

Для алканов характерны реакции *окисления*:

1. Этилен легко окисляется уже при обычной температуре, например при действии перманганата калия. Если этилен пропускать через водный раствор перманганата калия KMnO_4 , то характерная фиолетовая окраска последнего исчезает, происходит окисление этилена перманганатом калия (качественная реакция на двойную связь):



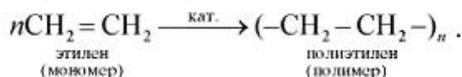
2. Этилен горит светящимся пламенем с образованием оксида углерода (IV) и воды:



3. Большое промышленное значение имеет частичное окисление этилена кислородом воздуха:



Для этилена, как и для всех непредельных углеводородов, характерны реакции полимеризации. Они протекают при повышенной температуре, давлении и в присутствии катализаторов:



Полимеризация – это последовательное соединение одинаковых молекул в более крупные.

Таким образом, для этилена и его гомологов характерны реакции присоединения, окисления и полимеризации.

Алкины – это углеводороды с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, молекулы которых содержат одну тройную связь.

Ацетилен – первый член гомологического ряда ацетиленовых углеводородов, или алкинов. Молекулярная формула ацетилена C_2H_2 .

Структурная формула ацетилена $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$.

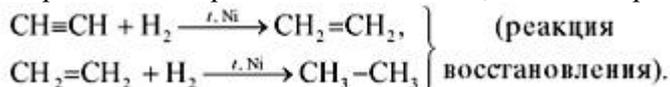
Молекула ацетилена имеет линейное строение. Появление третьей связи вызывает дальнейшее сближение атомов С: расстояние между их центрами составляет 0,120 нм.

Физические свойства. Ацетилен – бесцветный газ, легче воздуха, мало растворим в воде, в чистом виде почти без запаха.

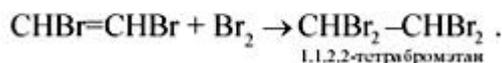
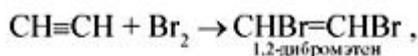
Химические свойства. По химическим свойствам ацетилен во многом аналогичен этилену. Для него характерны реакции присоединения, окисления и полимеризации.

• Реакции **присоединения**. Алкины присоединяют не одну, а две молекулы реагента. Тройная связь вначале переходит в двойную, а затем – в простую связь (σ -связь).

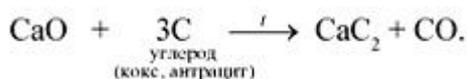
1. **Присоединение водорода** (реакция гидрирования) происходит при нагревании в присутствии катализатора. Реакция протекает в две стадии, сначала образуется этилен, а затем – этан:



2. **Присоединение галогенов** (реакция галогенирования) протекает очень легко (также в две стадии):

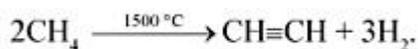


Бромная вода при этом обесцвечивается. Обесцвечивание бромной воды служит качественной реакцией на ацетилен, как и на все непредельные углеводороды.



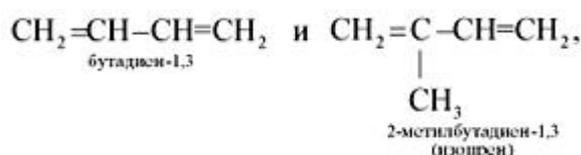
На получение CaC_2 затрачивается много электроэнергии, поэтому карбидный метод не может удовлетворить потребности в ацетилене.

В промышленности ацетилен получают в результате высокотемпературного крекинга метана:



Диеновые углеводороды, или алкадиены, – это углеводороды, содержащие в углеродной цепи две двойные связи. Их состав может быть выражен общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Они изомерны ацетиленовым углеводородам.

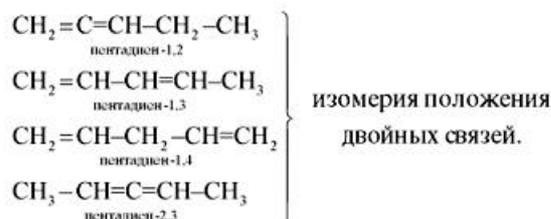
Большое применение имеют алкадиены, в молекулах которых двойные связи разделены простой связью (сопряженные двойные связи) – это



которые являются исходными веществами для получения каучуков.

Для образования двух двойных связей в одной молекуле необходимо по крайней мере три атома С. Простейшим представителем алкадиенов является пропadiен $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}_2$.

Диеновые углеводороды могут различаться положением двойной связи в углеродной цепи:



Также возможна изомерия углеродной цепи.

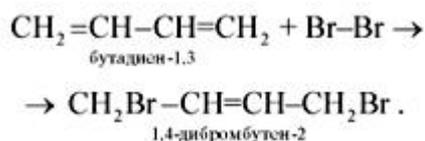
Бутадиен-1,3 является простейшим сопряженным алкадиеном. В бутадиене-1,3 все четыре атома С находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Они лежат в одной плоскости и образуют скелет молекулы. Негибридные p -орбитали каждого атома С перпендикулярны плоскости скелета и параллельны друг другу, что создает условия для их взаимного перекрывания. Перекрывание происходит не только между атомами C^1-C^2 , C^3-C^4 , но и частично между атомами C^2-C^3 . При перекрывании четырех p -орбиталей происходит образование единого π -электронного облака, т.е. сопряжение двух двойных связей (π , π -сопряжение).

Физические свойства. Бутадиен-1,3 при нормальных условиях – газ, который сжижается при $t = 4,5\text{ }^\circ\text{C}$; 2-метилбутадиен-1,3 – летучая жидкость, кипящая при $t = 34,1\text{ }^\circ\text{C}$.

Химические свойства. Диеновые углеводороды с сопряженными двойными связями обладают высокой химической активностью.

- Они легко вступают в реакции **присоединения**, реагируя с водородом, галогенами, галогеноводородами и т.д.

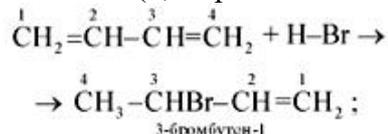
Обычно присоединение происходит по концам молекул диенов. Так, при взаимодействии с бромом двойные связи разрываются, к крайним атомам С присоединяются атомы брома, а свободные валентности образуют двойную связь, т.е. в результате присоединения происходит перемещение двойной связи:



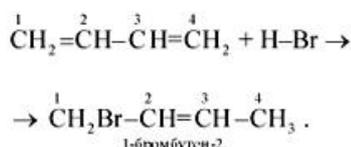
При избытке брома может быть присоединена еще одна его молекула по месту оставшейся двойной связи.

У алкадиенов реакции присоединения могут протекать по двум направлениям:

1) по месту разрыва одной двойной связи (1,2-присоединение):

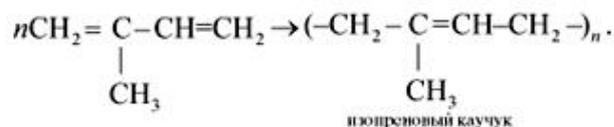


2) с присоединением к концам молекулы и разрывом двух двойных связей (1,4-присоединение):



Преимущественное протекание реакции по тому или иному пути зависит от конкретных условий.

• Вследствие наличия двойных связей диеновые углеводороды довольно легко **полимеризуются**. Продуктом полимеризации 2-метилбутадиена-1,3 (изопрена) является полиизопрен – аналог натурального каучука:



Получение. Каталитический способ получения бутадиена-1,3 из этанола был открыт в 1932 г. Сергеем Васильевичем Лебедевым. По способу Лебедева бутадиен-1,3 получается в результате одновременного дегидрирования и дегидратации этанола в присутствии катализаторов на основе ZnO и Al₂O₃:

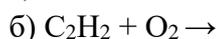
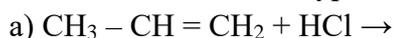
Содержание работы:

Задание 1. В чем особенность строения молекул алкенов? Напишите общую формулу алкенов и приведите формулы и названия трёх представителей из гомологического ряда этилена.

Задание 2. Составьте структурные формулы 2 изомеров (углеродного скелета и положения кратной связи) и 1 гомолога для вещества: CH₃ – CH = CH – CH₃. Назовите все получившиеся вещества.

Задание 3. Составьте структурные формулы веществ: а) 2-метилпентен-2, б) бутен-2

Задание 4. Закончите уравнения реакций:



Задание 5. Сравните строение пропана и пропена, записав их структурные формулы. Сделайте вывод об особенностях строения непредельных углеводородов.

Задание 6. Составьте структурные формулы 2 изомеров (углеродного скелета и положения кратной связи) и 1 гомолога для вещества: $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$. Назовите все вещества.

Задание 7. Составьте структурные формулы веществ: а) 2-метилбутен-1, б) пентен-2

Задание 8. Ответить на вопросы:

1. Дайте определение понятию «кратная связь».
2. Укажите основное отличие непредельных углеводородов.
3. Дайте определение понятию «пространственная изомерия».
4. Укажите общую формулу Алкенов.
5. Укажите общую формулу ацетиленовых углеводородов.
6. Что такое реакция полимеризации?
7. Что понимается под реакцией гидрирования?
8. Какие существуют виды изомерии у Алкенов и диеновых углеводородов?
9. Охарактеризуйте кратко химические свойства Алкенов.

Практическое занятие №10. Представители кислородсодержащих органических соединений: метиловый и этиловый спирты, глицерин, уксусная кислота

Цель занятия: углубить и обобщить теоретические знания о различных классах кислородсодержащих углеводов.

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бурова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Производные углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксильными группами, называются спиртами.

Предельные одноатомные спирты

Если в молекуле алкана один атом водорода замещается одной гидроксильной группой, то образовавшееся органическое соединение называется предельным одноатомным спиртом.

Они имеют общую формулу $C_n H_{2n+1} OH$.

Спирты также имеют свой гомологический ряд, в котором предыдущий и следующие представители различаются на одну $-CH_2-$ (метиленовую) -группу.

Номенклатура и изомерия: Согласно рациональной номенклатуре, в наименовании спиртов к названиям углеводородного радикала добавляют слово «спирт».

- CH_3OH метиловый спирт
- C_2H_5OH этиловый спирт
- C_3H_7OH пропиловый спирт

Согласно систематической номенклатуре при названии спиртов:

1. В качестве основной углеродной цепи выбирается самая длинная цепь с гидроксильной ($-OH$) группой.
2. Нумерация углеродной цепи начинается с того конца, к которой ближе расположена гидроксильная группа.
3. Название спиртов образуется путём добавления «ол» к названию соответствующего насыщенного углеводорода.
4. В конце указывается номер углерода, которому присоединена гидроксильная группа:

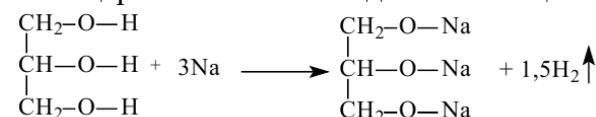
Если гидроксильная группа в спирте соединена с первичным атомом углерода, то этот спирт называется **первичным**, если соединена с вторичным атомом углерода, то - вторичным спиртом, если с третичным атомом углерода, то - третичным спиртом.

- $\begin{array}{c} CH_2-CH_2-CH_2-CH_3 \\ | \\ OH \end{array}$ бутанол-1 Первичный спирт
- $\begin{array}{c} CH_3-CH-CH_2-CH_3 \\ | \\ OH \end{array}$ бутанол-2 вторичный спирт
- $\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_3-C-CH_3 \\ | \\ OH \end{array}$ 2-метилпропанол-2 третичный спирт

Химические свойства: Как соединения, имеющие гидроксильную группу, многоатомные спирты повторяют большинство химических свойств одноатомных спиртов.

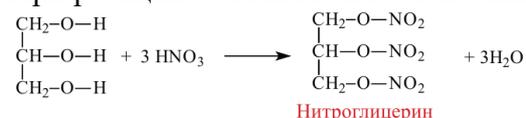
Например, как и одноатомные спирты, реагируют с металлическим натрием, где идет замещение атомов водорода в гидроксильных группах на атом металла металлом.

В глицерине также наблюдается замещение атомов водорода на щелочные металлы:



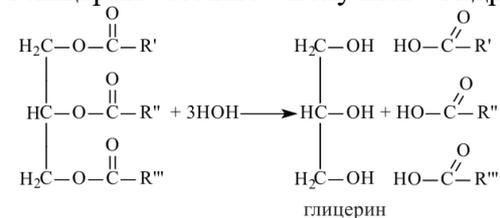
При воздействии на многоатомные спирты свежеприготовленным раствором гидроксида меди (II) образуется раствор темно - синего цвета. Данная реакция является качественной реакцией на многоатомные спирты.

При реакции с азотной кислотой глицерин образует сложный эфир нитроглицерин:

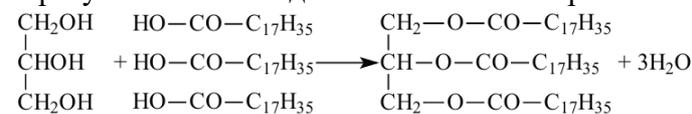


Для данного эфира и по сей день широко используется его историческое название «Нитроглицерин». Нитроглицерин применяется как средство при лечении сердечных заболеваний.

Глицерин можно получить гидролизом жиров. Он входит в состав любого жира.



В результате взаимодействия высших карбоновых кислот с глицерином образуются жиры.



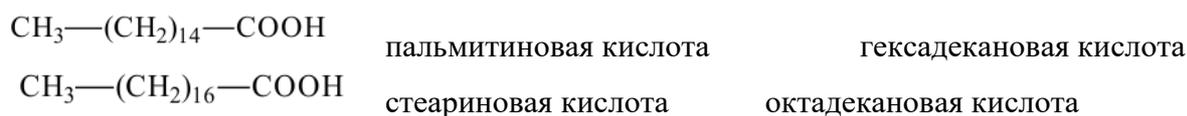
Карбоновые кислоты. Получение и свойства

Органические вещества, в молекуле которых углеводородный радикал связан с одной кар-

боксильной группой $\left(\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{—C—} \\ | \\ \text{O—H} \end{array} \right)$ называются насыщенными одноосновными карбоновыми кислотами. Общая формула карбоновых кислот $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{—COOH}$ (за исключением муравьиной кислоты).

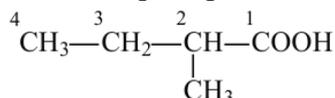
Номенклатура: На практике до настоящего времени популярны тривиальные названия одноосновных карбоновых кислот. В большинстве случаев эти названия указывают на источник, из которого впервые была получена данная карбоновая кислота. Например, первый представитель карбоновых кислот HCOOH называется муравьиной кислотой, потому что его выделили из муравьев. Также, валериановая кислота была получена из корней валерианы. Для наименования карбоновых кислот по систематической номенклатуре к названию соответствующего алкана прибавляется слово «кислота».

Формула	Тривиальная номенклатура	Систематическая номенклатура
H—COOH	муравьиная кислота	метановая кислота
$\text{CH}_3\text{—COOH}$	уксусная кислота	этановая кислота
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COOH}$	пропионовая кислота	пропановая кислота
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$	масляная кислота	бутановая кислота
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$	валериановая кислота	пентановая кислота
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$	капроновая кислота	гексановая кислота



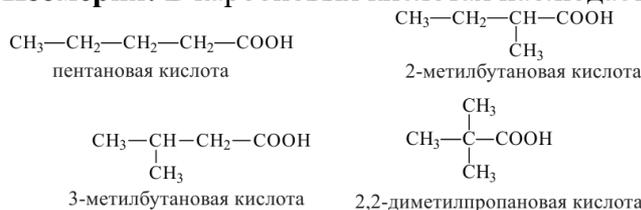
При наименовании карбоновой кислоты с разветвленной цепью выбирается самая длинная цепь, и нумеруют ее со стороны карбоксильной группы. Атом углерода карбоксильной группы будет считаться первым. Далее указывается номер углерода, в котором находится радикал, а потом название радикала. В конце указывается название основной цепи в соответствии с названием алкана и прибавляется слово «кислота».

Например,

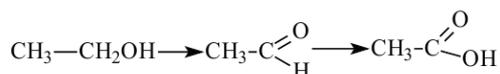
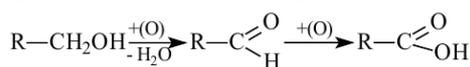


2-метилбутановая кислота

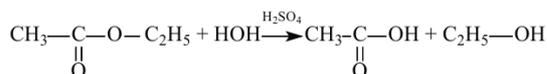
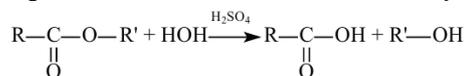
Изомерия: В карбоновых кислотах наблюдается изомерия углеродной цепи.



Методы получения: 1. В результате окисления спиртов сначала образуется альдегид, а потом карбоновая кислота. При этом число углеродов остаётся неизменным.



2. Карбоновые кислоты можно получить гидролизом сложных эфиров:

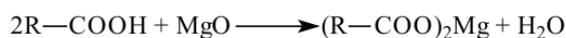
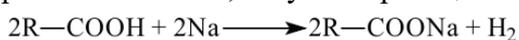


3. При воздействии сильных неорганических кислот на соли определенной карбоновой кислоты:



Физические свойства: Низшие представители карбоновых кислот при обычных условиях являются жидкостями, высшие карбоновые кислоты - жирные кислоты - нерастворимые в воде твердые вещества.

Химические свойства: Карбоновые кислоты, подобно неорганическим, обладают свойством образовывать соли, вступая в реакцию с металлами, с оксидами металлов и основаниями.



- 3) реагирует с бромной водой
 4) реагирует с железом
 5) реагирует с натрием
- 7.** Для уксусной кислоты верны следующие суждения:
 1) это жидкость с характерным резким запахом, нерастворимая в воде
 2) это жидкость с характерным резким запахом, хорошо растворимая в воде
 3) все атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации
 4) атом углерода карбоксильной группы находится в состоянии sp^2 -гибридизации
 5) сгорает на воздухе с образованием углекислого газа и водорода
- 8.** Для уксусной кислоты верны следующие суждения:
 1) сильнее соляной кислоты, но слабее угольной кислоты
 2) сильнее угольной кислоты, но слабее соляной кислоты
 3) не реагирует с основаниями
 4) окисляет серу
 5) реагирует со щелочами
- 9.** Для стеариновой кислоты верны следующие суждения:
 1) это непредельная одноосновная кислота
 2) содержит в своём составе карбоксильную группу и углеводородный радикал $C_{17}H_{35}$
 3) сильнее уксусной кислоты
 4) сильнее соляной кислоты
 5) в виде сложных эфиров входит в состав растительных и животных жиров
- 10.** Для стеариновой кислоты верны следующие суждения:
 1) это твёрдое вещество белого цвета, не растворимое в воде
 2) реагирует с сульфатом натрия
 3) реагирует с гидроксидом натрия
 4) относится к сильным кислотам
 5) содержит в своём составе углеводородный радикал формулы $C_{15}H_{31}$

Ответы

№ задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Ответ	13	35	45	15	35	25	24	25	25	13

Практическое занятие №11. Углеводы: глюкоза, крахмал, целлюлоза

Цель занятия: углубить и обобщить теоретические знания о различных углеводах; овладеть умениями анализировать структурные формулы сложных углеводов и их химические свойства.

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бурова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

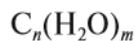
Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Углеводы – органические вещества, молекулы которых состоят из атомов углерода, водорода и кислорода, причем водород и кислород находятся в них, как правило, в таком же соотношении, как и в молекуле воды. Углеводы — это природные вещества состава $C_n(H_2O)_m$: глюкоза $C_6H_{12}O_6$, сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$, крахмал и целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$. Они синтезируются в растениях в ходе фотосинтеза, входят в состав многих пищевых продуктов (овощи, фрукты, молоко, хлеб, каша, картошка) и являются основным источником энергии для нашего организма. Сладкие и растворимые углеводы называются **сахарами**. Например, глюкоза — виноградный сахар, сахар крови. Сахароза — сахар, который мы употребляем в пищу.

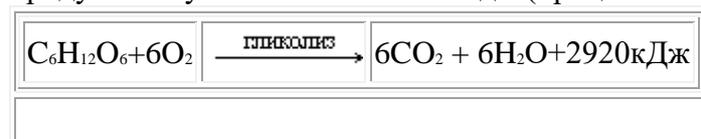
Моносахариды – углеводы, которые не гидролизуются (не разлагаются водой).

К углеводам относятся природные кислородсодержащие соединения, обычно имеющие состав



Отсюда название: углеводы*.

Глюкоза – твердое бесцветное кристаллическое вещество. Содержится в соке винограда, составляет значительную часть меда. В крови человека и животных постоянно содержится около 0,1 % глюкозы (80–120 мг в 100 мл крови). Большая ее часть (около 70 %) подвергается в тканях медленному окислению с выделением энергии и образованием конечных продуктов – углекислого газа и воды (процесс гликолиза):



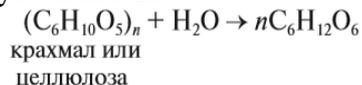
Превышение содержания глюкозы в крови уровня 180 мг в 100 мл крови свидетельствует о нарушении углеводного обмена и развитии опасного заболевания – сахарного диабета.

Различие заключается в том, что крахмал образован из остатков α -глюкозы, а целлюлоза — из остатков β -глюкозы. И всё.

Но есть и определенное сходство между этими непохожими веществами. Крахмал и целлюлоза — природные полимеры (полисахариды).

Вопрос. Почему они так называются?

В состав одной молекулы полисахарида входят тысячи и десятки тысяч остатков глюкозы. Поэтому при гидролизе и крахмала, и целлюлозы образуются тысячи и десятки тысяч молекул глюкозы.



Эта реакция происходит всякий раз, когда вы съели блинчик, кашу или картошку (в состав этих пищевых продуктов входит крахмал). А полученная при этом глюкоза является

важнейшим источником энергии для нашего организма и, в частности, мозга. Крахмал в пищевых продуктах можно обнаружить при помощи йода: появляется синее окрашивание. Это качественная реакция на крахмал.

При помощи этой же реакции из несъедобного вещества (опилок) можно получить съедобный продукт (глюкозу).

Поскольку целлюлоза, в отличие от крахмала, имеет ярко выраженное волокнистое строение, она служит основой для производства искусственных волокон. При составлении уравнений реакций таких превращений следует понимать, что формулу целлюлозы можно записывать по-разному:

Крахмал – белый аморфный порошок, не растворяется в холодной воде. В горячей воде он разбухает и образует коллоидный раствор – крахмальный клейстер. Содержится в цитоплазме растительных клеток в виде зерен запасного питательного вещества. В картофельных клубнях содержится около 20 % крахмала, в пшеничных и кукурузных зернах – около 70 %, а в рисовых – почти 80 %.

Крахмал является составной частью муки, картофеля и других продуктов, хорошо усваивается организмом. В день мы съедаем до 300–400 г крахмала, который затем, в ходе гидролиза, превращается в глюкозу. А она, окисляясь, снабжает нас энергией.

Целлюлоза — составная часть ваты, льна, древесины и других растений. Она не растворяется в воде и организмом *не усваивается*. Всем известно, что крахмал и вата (почти чистая целлюлоза) сильно отличаются друг от друга и по внешнему виду, и по свойствам:

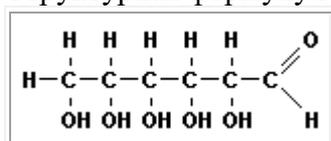
- крахмал — порошок, а вата имеет волокнистое строение;
- крахмал не горит, а вата легко воспламеняется;
- крахмал — основа питательных веществ, а вата — целлюлоза — не усваивается организмом.

Вопрос. Почему так сильно различаются свойства этих веществ?

Свойства этих веществ различны потому, что различно строение их молекул. Строение молекулы *целлюлозы* можно показать следующей формулой:

Целлюлоза, выделенная из природных материалов (например, вата или фильтровальная бумага), представляет собой твердое волокнистое вещество, нерастворимое в воде. Оба полисахарида имеют растительное происхождение, однако играют в клетке растений разную роль: целлюлоза – строительную, конструкционную функцию, а крахмал – запасающую.

Строение молекулы глюкозы. Молекулы глюкозы реагирует с карбоновыми кислотами, образуя сложные эфиры, содержащие от 1 до 5 остатков кислоты. Если раствор глюкозы прилить к свежеполученному гидроксиду меди (II), то осадок растворяется и образуется ярко синий раствор соединения меди, то есть происходит качественная реакция на многоатомные спирты. Следовательно, глюкоза является многоатомным спиртом. Если же подогреть полученный раствор, то вновь выпадет осадок, но уже красноватого цвета, то есть произойдет качественная реакция на альдегиды. Аналогично если раствор глюкозы нагреть с аммиачным раствором оксида серебра, то произойдет реакция «серебряного зеркала». Следовательно, глюкоза является одновременно многоатомным спиртом и альдегидом – альдегидо-спиртом. Структурная формула глюкозы:

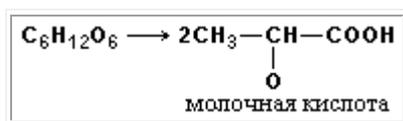


Химические свойства глюкозы. Глюкоза обладает двойственной функцией, являясь и альдегидом, и многоатомным спиртом, поэтому для нее характерны свойства и многоатомных спиртов, и альдегидов. Для глюкозы характерны специфические реакции брожения:

Спиртовое брожение



Молочнокислородное брожение



Применение углеводов

1. Основной источником энергии в живой клетке, поэтому она применяется в медицине при лечении различных заболеваний, особенно при истощении организма.

2. В микробиологической промышленности растворы глюкозы применяют для размножения кормовых дрожжей. Спиртовым брожением глюкозы получают пищевой этиловый спирт.

3. В кондитерской промышленности глюкоза используется при изготовлении мармелада, карамели, пряников и т. п.

4. Реакция «серебряного зеркала» глюкозы применяется при изготовлении зеркал и елочных украшений.

5. В текстильной промышленности глюкоза используется для отделки тканей.

6. В медицине - для заклеивания небольших ран и для приклеивания повязок к коже (коллодий – смесь коллоксилина в смеси спирта и диэтилового эфира).

7. В промышленности - для изготовления пластмасс (фото – и киноплёнка, предметов широкого потребления), нитролаков, нитрокрасок.

Контрольные вопросы:

1. Охарактеризовать физические свойства глюкозы.
2. Какие химические свойства характерны для глюкозы.
3. Привести структурную формулу глюкозы.
4. Рассказать об областях применения углеводов.

Практическое занятие №12. Правила безопасной работы со средствами бытовой химии

Цель занятия: углубить и обобщить теоретические знания о средствах бытовой химии; овладеть правилами безопасного пользования средствами бытовой химии.

Обеспечение:

- методические указания
- раздаточный материал

Учебник: Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бурова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с.

Краткие теоретические сведения

Бытовая химия помогает эффективно и быстро очистить поверхности, используется при стирке, дезинфекции.

Основные правила безопасности при работе с бытовой химией:

Соблюдаем инструкцию. На упаковке всегда указаны способ применения, меры предосторожности.

Тщательно смываем водой — не менее 15 секунд. Это особенно актуально для средств для мытья посуды.

Применяем по назначению. Использование чистящих средств для очищения поверхностей, для которых они не предназначены, может нанести механические повреждения. Также есть риск вреда для здоровья. Например, для мытья посуды подходят только специализированные средства с щадящим составом, который легко смыть водой.

Не смешиваем средства, если этого не предполагает инструкция.

Применяем средства защиты. Латексные перчатки, очки, респиратор — в зависимости от агрессивности состава моющего состава.

Соблюдаем рекомендации производителя по дозировке. Например, увеличенное количество порошка приведет к излишнему пенообразованию внутри стиральной машины.

Следим за сроком годности. Утилизируем по истечении срока годности.

Перед приобретением или применением изучите состав бытовой химии. Недорогие средства могут содержать вредные компоненты. Стоит избегать наличия в составе следующих компонентов:

Анионные ПАВ — поверхностно-активные вещества. При попадании в организм могут накапливаться и наносить вред здоровью, спровоцировать аллергию. Самые безопасные ПАВ — неионогенные. Они гипоаллергенны, организм не накапливает их.

Фосфаты. Добавляют в состав для смягчения воды. Запрещены во многих странах. Эти вещества не экологичны, провоцируют аллергические реакции, вредят внутренним органам.

Хлор. Присутствует в некачественных чистящих составах низкого ценового сегмента. Сильный аллерген. При необходимости применять бытовую химию с хлором — соблюдайте технику безопасности. Используйте маску-респиратор, проветривайте помещение.

SLS или лаурил-сульфат натрия. ПАВ, которые образуют пену. При большом содержании SLS в составе стирального порошка наносится вред коже. Снижаются ее естественные барьеры, появляется аллергия, зуд.

Формальдегид и парабены. Консерванты. Канцерогенные вещества. При длительном использовании средств с ними и попадании их в организм возможно нанесение вреда — они вызывают дерматит и гормональные сбои. Например, в странах Европейского Союза применение парабенов в косметике запрещено с 2015 года. Однако небольшое количество консервантов в бытовой химии не нанесет вреда организму при правильном применении и хранении.

Триклозан. Входит в состав «антибактериального» мыла. Вещество убивает не только вредные бактерии, но и те, что полезны для организма человека. При взаимодействии с неочищенной водопроводной водой образует диоксиды.

При попадании чистящих составов на кожу или слизистые следуйте инструкции. В некоторых случаях достаточно промыть участки кожи или глаза большим количеством воды. При попадании внутрь, в желудок необходимо обращение к врачу. Если это произошло во время применения средств с хлором, вызовите скорую помощь.

Правила хранения бытовой химии

Правильное хранение необходимо, чтобы сохранить свойства бытовой химии и не допустить несчастного случая, негативного воздействия на человека. Основные правила безопасности при хранении бытовой химии:

Для хранения выбираем место, недоступное для детей. Например, на верхних полках. Ребенок, который видит цветную бутылочку, может выпить содержимое. Не оставляем бытовую химию на видном месте.

Защищаем средства от воздействия солнечных лучей и высоких температур. Такое воздействие может приводить к испарению и взрыву флаконов.

Следуем рекомендациям производителя на упаковке.

Утилизируем моющие составы с истекшим сроком годности.

Обеспечиваем вентиляцию в месте хранения.

Храним бытовую химию в оригинальной упаковке. Не пересыпаем ее в другие емкости, чтобы не перепутать с другим составом.

Плотно закрываем крышки. Вскрытые пакеты со стиральным порошком без системы закрывания заворачиваем, фиксируем на скрепки, резинки.

Агрессивную химию храним отдельно от остальных веществ. Это актуально для средств, содержащих хлор и его соединения.

При разливе или рассыпании бытовой химии незамедлительно убираем ее. Долговременное воздействие веществ на различные покрытия может испортить их, изменить цвет.

Нужны ли средства индивидуальной защиты

При применении средств бытовой химии необходимо соблюдать технику безопасности и использовать защитные средства. К ним относят:

Латексные (хозяйственные) перчатки. Используем их при любых работах, в том числе при ручной мойке посуды. Если на руках есть повреждения и открытые раны, обрабатываем их растворами перекиси водорода или хлоргексидина — перед и после снятия перчаток.

Маски-респираторы. Применяем при использовании средств дезинфекции (аэрозоли, распылители) или бытовой химии с высоким содержанием хлора. Проветриваем помещения. При длительной работе необходимо менять респираторы каждые 30 минут.

Защитные очки. Защищают слизистую глаз от попадания в них агрессивных веществ.

Содержание работы:

Задание №1. Создать и заполнить сводную таблицу по следующим видам средств бытовой химии, указывая их область применения, свойства, степень опасности и указав для них средства защиты:

1. Стиральный порошок
2. Концентрированная жидкость (или гель) для стирки
3. Отбеливатель для белья
4. Отбеливатель для сантехники
5. Чистящие средства для поверхностей (стекло, металл, кафель)
6. Кондиционеры и отдушки для белья
7. Средства от засора в трубах

Основная литература:

1. Саенко О. Е. Естествознание : учебное пособие / Саенко О. Е., Трушина Т. П., Арутюнян О. В. - 7-е изд., стер. - Москва : КноРус, 2022. - 364 с. - ISBN 978-5-406-02749-3. - Текст : непосредственный.

Саенко, О. Е., Естествознание : учебное пособие / О. Е. Саенко, Т. П. Трушина, О. В. Логвиненко. - Москва : КноРус, 2022. - 363 с. - URL:<https://book.ru/book/943669> (дата обращения: 14.03.2022). - Режим доступа: ЭБС Book.ru, для зарегистрир. пользователей. - ISBN 978-5-406-09773-1. - Текст : электронный.

Саенко, О.Е., Естествознание. Практикум : учебно-практическое пособие / О. Е. Саенко, О. В. Логвиненко, С. С. Бутова. - Москва : КноРус, 2021. - 241 с. - URL:<https://book.ru/book/938427> (дата обращения: 14.03.2022). - Режим доступа: ЭБС Book.ru, для зарегистрир. пользователей. - ISBN 978-5-406-07893-8. - Текст : электронный.

Смирнова, М. С. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. С. Смирнова, М. В. Вороненко, Т. М. Смирнова. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 330 с. - (Профессиональное образование). - URL: <https://ezpro.fa.ru:3217/bcode/489719> (дата обращения: 14.03.2022). - Режим доступа: ЭБС Юрайт, для зарегистрир. пользователей..

Дополнительные источники:

1. Анфиногенова, И. В. Химия : учебник и практикум для среднего профессионального образования / И. В. Анфиногенова, А. В. Бабков, В. А. Попков. - 2-е изд., испр. и доп. - Москва : Юрайт, 2022. - 291 с. - (Профессиональное образование). - URL: <https://ezpro.fa.ru:3217/bcode/491735> (дата обращения: 14.03.2022). - Режим доступа: ЭБС Юрайт, для зарегистрир. пользователей. - ISBN 978-5-534-11719-6. - Текст : электронный.

2. Биология : учебник и практикум для среднего профессионального образования / В. Н. Ярыгин [и др.] ; под редакцией В. Н. Ярыгина. - 2-е изд. - Москва : Юрайт, 2022. - 378 с. - (Профессиональное образование). - URL: <https://ezpro.fa.ru:3217/bcode/489661> (дата обращения: 14.03.2022). - Режим доступа: ЭБС Юрайт, для зарегистрир. пользователей. - ISBN 978-5-534-09603-3. - Текст : электронный.

3. Гусейханов, М. К. Естествознание : учебник и практикум для среднего профессионального образования / М. К. Гусейханов. - 8-е изд., перераб. и доп. - Москва : Юрайт, 2022. - 442 с. - (Профессиональное образование). - URL: <https://ezpro.fa.ru:3217/bcode/490212> (дата обращения: 14.03.2022). - Режим доступа: ЭБС Юрайт, для зарегистрир. пользователей. - ISBN 978-5-534-00855-5. - Текст : электронный.

4. Свиридов, В. В. Естествознание : учебное пособие для среднего профессионального образования / В. В. Свиридов, Е. И. Свиридова ; под редакцией В. В. Свиридова. - 3-е изд., испр. и доп. - Москва : Юрайт, 2022. - 310 с. - (Профессиональное образование). - URL: <https://ezpro.fa.ru:3217/bcode/492475> (дата обращения: 14.03.2022). - Режим доступа: ЭБС Юрайт, для зарегистрир. пользователей. - ISBN 978-5-534-10099-0. - Текст : электронный

5. Естествознание : учебник для среднего профессионального образования / В. Н. Лавриненко [и др.] ; под редакцией В. Н. Лавриненко. - 5-е изд., перераб. и доп. - Москва : Юрайт, 2022. - 462 с. - (Профессиональное образование). - URL: <https://ezpro.fa.ru:3217/bcode/483424> (дата обращения: 14.03.2022). - Режим доступа: ЭБС Юрайт, для зарегистрир. пользователей. - ISBN 978-5-534-05090-5. - Текст : электронный

Электронные издания (электронные ресурсы)

1. Электронный ресурс справочно-правовой системы «Консультант Плюс». - Режим доступа: <http://www.consultant.ru>

2. Экологический портал - http://ecoportal.su/public.php_-