

ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ДИСЦИПЛИНЫ

О. С. ГАБРИЕЛЯН, Г. Г. ЛЫСОВА,
И. Г. ОСТРОУМОВ

ХИМИЯ

Технологический профиль

Книга для преподавателя



Москва
Образовательно-издательский центр «Академия»
2024

УДК 37.022:54(075.32)
ББК 74.262.4я723я722
Г121

Габриелян О. С.

Г121 Химия. Технологический профиль. Книга для преподавателя : метод. пособие для учреждений сред. проф. образования / О. С. Габриелян, Г. Г. Лысова, И. Г. Остроумов. — М. : Образовательно-издательский центр «Академия», 2024. — 403 с.

ISBN 978-5-0054-1547-9

Представлены методические рекомендации для преподавателей химии профессиональных образовательных организаций с учетом профиля будущих профессий и специальностей обучающихся. Приведены опорные конспекты, описание демонстрационных экспериментов, многочисленные факты из истории химии, увлекательная информация о практическом использовании химических веществ, материалов и химических процессов, варианты контрольных работ разного уровня сложности.

Пособие составляет учебно-методический комплект с учебником «Химия. Технологический профиль», а также с учебным пособием «Химия. Тесты, задачи и упражнения».

Для преподавателей химии образовательных организаций СПО.

УДК 37.022:54(075.32)
ББК 74.262.4я723я722

Оригинал-макет данного издания является собственностью Образовательно-издательского центра «Академия», и его воспроизведение любым способом без согласия правообладателя запрещается

© Габриелян О. С., Лысова Г. Г.,
Остроумов И. Г., 2024
© Образовательно-издательский центр
«Академия», 2024

ISBN 978-5-0054-1547-9

ЧАСТЬ I

**МЕТОДИЧЕСКИЕ
РЕКОМЕНДАЦИИ**

Методическое пособие подготовлено для профессий и специальностей, связанных с производственной, инженерной, информационной и другими сферами деятельности.

Оно содержит методические рекомендации по изучению наиболее сложных и профессионально ориентированных тем курса химии: рассмотрены проблемные вопросы, дано подробное описание демонстрационного эксперимента, предложены опорные конспекты и т. д. Кроме того, в пособии приведены варианты проверочных и контрольных работ как в текстовой, так и в тестовой форме. Для того чтобы активизировать познавательную деятельность обучающихся, сделать занятия интересными, усилить мотивацию студентов к усвоению учебного материала, авторы приводят в рубрике «Это интересно!» многочисленные увлекательные факты из истории химии и практического использования химических веществ, материалов и реакций.

В пособии реализовано три уровня дифференциации материала.

На *первом уровне* дифференциации авторы в тексте пособия дают указания на то, какой материал целесообразно использовать в группах различных профессий и специальностей.

Второй уровень дифференциации — групповой — делегирован преподавателю, который в рамках обучения по одному профилю выбирает методические подходы в зависимости от уровня подготовки группы к освоению материала.

Третий уровень отражает индивидуальный подход в обучении, он также реализуется преподавателем на базе его опыта педагогической деятельности. На данном уровне преподаватель находит индивидуальный подход к каждому из обучающихся, которые в любой без исключения учебной группе различаются уровнем остаточных знаний по химии, психофизиологическими особенностями восприятия материала, мотивацией к освоению предмета.

Данное пособие составлено с учетом профессиональной направленности программ среднего профессионального образования (СПО). В нем содержатся актуальные рекомендации для

преподавателей, ведущих дисциплину в группах технологического профиля.

При разработке программы учитывались требования основополагающих нормативных документов: Федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования, федеральных государственных образовательных стандартов среднего профессионального образования, Федеральной образовательной программы среднего общего образования, Федеральной рабочей программы воспитания, Концепции преподавания общеобразовательных дисциплин с учетом профессиональной направленности программ среднего профессионального образования, реализуемых на базе основного общего образования, Примерной рабочей программы среднего общего образования предмета «Химия», Примерной рабочей программы общеобразовательной дисциплины «Химия» для профессиональных образовательных организаций, утвержденной ФГБОУ ДПО ИРПО на заседании Совета по оценке содержания и качества примерных рабочих программ общеобразовательного и социально-гуманитарного циклов среднего профессионального образования, а также с учетом прилагаемых к программе Методики преподавания общеобразовательной дисциплины «Химия» и Методических рекомендаций по организации обучения (разработке дидактических материалов) по общеобразовательной дисциплине «Химия».

В тексте параграфов выделен материал, посвященный передовым достижениям современной науки, техники и технологий, в том числе полученным и разработанным в рамках реализации Стратегии научно-технологического развития Российской Федерации. Отмечен вклад российских ученых, выдающихся изобретателей и инженеров в развитие научных представлений. В конце каждого параграфа предлагаются контрольные вопросы и задания, среди которых выделены вопросы и задания, направленные на формирование критического мышления, умения аргументированно представлять и отстаивать свою точку зрения. В учебнике достаточно много заданий, позволяющих педагогу организовать групповую деятельность обучающихся, поддерживать коммуникации между участниками образовательных отношений.

Для технологического профиля СПО разработаны задания профессиональной и практической направленности, в том числе многовариантные расчетные задачи.

При проведении занятий по химии важно отразить актуальность изучаемой темы, ее значимость и взаимосвязь с современными научными, техническими, технологическими и экологическими проблемами. В пособие включен материал, который будет полезен каждому преподавателю. Индивидуальное педагогическое мастерство поможет использовать этот материал во время

учебных занятий или для внеаудиторной деятельности (химические вечера, конференции, предметные недели и пр.) в зависимости от осваиваемых студентами профессий и специальностей среднего профессионального образования.

Авторы рекомендуют начинать каждое занятие с постановки ключевого вопроса. Это поможет сконцентрировать внимание обучающихся, заставит размышлять. В помощь преподавателю дано описание демонстрационных опытов. Демонстрационный эксперимент очень оживляет занятия, делает изучаемый материал более наглядным, пробуждает интерес к химии. В пособии на основе межпредметных связей химии с биологией, физикой, географией, историей, экологией представлены многочисленные факты и познавательная информация о практическом использовании химических веществ, материалов и химических процессов.

Для текущей диагностики знаний и умений обучающихся предложены задания и упражнения проблемного и творческого характера, которые активизируют познавательную деятельность, побуждают к использованию дополнительных источников информации. Для итогового контроля образовательных результатов обучающихся приведены варианты контрольных работ различного уровня сложности.

Пособие составляет единый учебно-методический комплект (УМК) с учебником «Химия. Технологический профиль» и учебным пособием «Химия. Тесты, задачи и упражнения». Такой учебно-методический комплект поможет преподавателю химии организовать учебный процесс в соответствии с современными требованиями модернизации предметного образования в профессиональных образовательных организациях разного профиля.

Особое внимание уделено профессионально ориентированному учебному материалу, который не только направлен на достижение личностных, метапредметных и предметных результатов освоения программы обучающимися, но и помогает формированию общих и профессиональных компетенций, обозначенных в ФГОС СПО. Кроме того, предусмотрено углубление содержания отдельных блоков учебного материала, важных для будущей профессиональной деятельности.

Задания профильной и профессиональной направленности приведены в электронной форме учебника и в электронной форме учебного пособия. Они структурированы по разделам учебника и укрупненным группам профессий и специальностей. При использовании печатной формы учебника доступ к профессионально ориентированным заданиям осуществляется по QR-коду, размещенному в предисловии к учебнику.

Материалы становятся доступными при наведении камеры телефона (планшета) на QR-код. Вы можете выбрать (кликнуть)

интересующий вас профиль, а затем увидите материалы учебника по выбранному профилю, которые относятся к определенным главам учебника.

Также данным электронным ресурсом можно воспользоваться, если перейти по следующей ссылке: <https://www.academia-moscow.ru/qr/598516/>



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Предмет химии. Основные понятия и законы химии

Цель. Актуализировать ранее изученный материал по курсу химии об основных понятиях и законах. Формировать и развивать функциональную грамотность студентов.

Оборудование. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Калькулятор. Раздаточный материал: таблица «Основные понятия и законы» с частично заполненными графами или полностью заполненная, подборка заданий «Тесты, задачи и упражнения».

Ключевой вопрос. Что изучает химия? Каковы важнейшие понятия и основополагающие законы химии?

Предмет химии. Основные понятия и законы

Преподаватель начинает первое из двух занятий по данной теме с обсуждения места и значения химии в системе наук. Он подчеркивает, что современная химия представляет собой систему научных дисциплин: общей, неорганической, аналитической, органической, физической, коллоидной химии. Химия играет значительную роль в научно-техническом прогрессе. Трудно переоценить ее вклад в нашу повседневную жизнь.

Что же изучает химия? Какие важнейшие понятия и законы химии являются основой химической науки?

Преподаватель организует повторение и закрепление ранее изученного материала по курсу химии об основных понятиях и законах. Эта работа осуществляется эффективнее через информацию визуального характера. В нашем случае можно использовать обобщающие таблицы (табл. 1.1, 1.2). Рассмотрим возможные формы организации этой части занятия.

1. На первом уроке студенты получают таблицы с частично заполненными графами и задание — используя материал учебника, полностью заполнить таблицы. Прием позволяет преподавателю проконтролировать работу каждого студента и поставить отметку за работу.

2. Используя заполненные таблицы, студенты должны вдумчиво повторить информацию. Для того чтобы исключить пассивное чтение и активизировать работу мозга, далее надо будет закрыть правую графу таблицы, устно дать определения понятиям и привести формулировки законов. Если в ответах будут пробелы или неточности, повторить материал еще раз. Целесообразно организовать парную работу с взаимопроверкой.

На втором уроке продолжается активное повторение, сопровождающееся осмыслением информации. Для этого студенты выполняют задания, предложенные в конце параграфа учебника и дополнительной подборки «Тесты, задачи и упражнения», придумывают аналогичные собственные примеры. У преподавателя есть возможность осуществить лично ориентированный подход в обучении (дифференциацию, индивидуализацию) с целью развития познавательной активности и самостоятельности студентов в достижении цели.

Положительные результаты при решении заданий разного уровня сложности, формирующих естественно-научную грамотность, дает смена деятельности студентов. Задачи решаются: у доски с подробным объяснением; с комментированием; с выборочными ответами; с дополнениями; самостоятельно и др.

ТАБЛИЦА 1.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Понятие	Определение
Химический элемент	Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра
Атом	Химически неделимая электронейтральная частица вещества, состоящая из ядра и электронной оболочки
Молекула	Наименьшая электронейтральная частица, образующаяся при возникновении ковалентных связей между атомами одного или нескольких элементов, которая определяет химические свойства вещества
Вещество	Вид материи, который характеризуется массой покоя. Это совокупность атомов, ионов или молекул, состоящих из одного или нескольких химических элементов
Простое вещество	Вещество, образованное атомами одного химического элемента

Понятие	Определение
Аллотропия	Явление образования химическим элементом нескольких простых веществ
Сложное вещество	Вещество, образованное атомами разных химических элементов
Химическая формула	Условная запись состава вещества с помощью химических знаков и индексов (индекс — цифра, стоящая справа внизу от символа и обозначающая число атомов данного вида)
Относительная атомная масса	Безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к $^{1/12}$ массы атома ^{12}C
Относительная молекулярная масса M_r	Сумма относительных атомных масс всех атомов, образующих молекулу вещества. Для веществ немолекулярного строения M_r рассчитывается по формульным единицам вещества
Молярная масса M	Масса 1 моль вещества. Численно равна относительной молекулярной массе: $M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль}$
Моль n	Единица количества вещества. 1 моль — количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц
Число Авогадро N_A	Число структурных частиц в 1 моль вещества $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$
Относительная плотность газов D	Отношение масс двух газов, занимающих равные объемы при одинаковых условиях: $D = M_1/M_2; D_{(\text{по водороду})} = M_{\text{газа}}/2;$ $D_{(\text{по воздуху})} = M_{\text{газа}}/29$
Массовая доля химического элемента W	Отношение массы всех атомов данного химического элемента к относительной молекулярной массе
Массовая доля вещества в смеси W	Отношение массы данного вещества к массе всей смеси: $w = m_{\text{части}}/m_{\text{смеси}}$ Для раствора: $w = m_{\text{раств. вещества}}/m_{\text{раств.}}, w \% = w \cdot 100 \%$

Понятие	Определение
Выход продукта реакции по отношению к теоретическому η	$\eta = m_{\text{практ}}/m_{\text{теор}}$, $\eta = V_{\text{практ}}/V_{\text{теор}}$, $\eta = n_{\text{практ}}/n_{\text{теор}}$, где $m_{\text{практ}}$, $V_{\text{практ}}$, $n_{\text{практ}}$ — масса, объем или количество вещества, полученные практически в результате реакции; $m_{\text{теор}}$, $V_{\text{теор}}$, $n_{\text{теор}}$ — масса, объем или количество вещества, вычисленные по уравнению реакции

ТАБЛИЦА 1.2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ

Закон	Формулировка
Закон сохранения массы	Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образующихся продуктов
Закон постоянства состава вещества	Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа получения. Состав соединений с немолекулярной структурой (атомной, ионной или металлической) не является постоянным и зависит от способа получения
Закон Авогадро	В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т. д.) содержится одинаковое число молекул
Следствия из закона Авогадро	1. 1 моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Этот объем, называемый молярным (V_m), равен 22,4 л при нормальных условиях ($0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$, $1\text{ атм.} = 101,3\text{ кПа}$): $V_m = 22,4\text{ л/моль}$ или $22,4\text{ м}^3/\text{кмоль}$ (н. у.) 2. Массы двух разных газов, занимающих одинаковый объем при одинаковых условиях, относятся между собой как их молярные массы
Закон объемных отношений газов	Объемы газов, участвующих в реакции, относятся между собой как их стехиометрические коэффициенты
Уравнение Менделеева — Клапейрона	$PV = nRT$, где n — количество вещества, моль газа; P — давление газа, Па; V — объем газа, м^3 ; T — абсолютная температура газа, К

Закон	Формулировка
	R — универсальная газовая постоянная, $R = 8,314$ Дж/моль · К
Периодический закон	Свойства химических элементов и образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ, ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Выберите два высказывания, в которых говорится о железе как о химическом элементе.

- 1) Железо реагирует с хлором.
- 2) Железо быстро ржавеет во влажном воздухе.
- 3) Пирит является сырьем для получения железа.
- 4) Гемоглобин, содержащий железо, переносит кислород.
- 5) В состав ржавчины входит железо.

2. Выберите информацию, в которой о кислороде говорится как о простом веществе:

- А) в состав воздуха входит 21 % кислорода;
- Б) вода содержит в себе растворенный кислород;
- В) в состав молекул воды входит 88,89 % кислорода;
- Г) в земной коре на долю кислорода приходится почти 50 % по массе;
- Д) кислород поддерживает горение.

3. В доме разбился медицинский термометр. Всю ртуть необходимо собрать, ведь она обладает высокой токсичностью, а ее пары ядовиты. Вычислите массу жидкой ртути, содержащей $2,5 \cdot 10^{19}$ атомов ртути Hg.

4. В организме человека содержится около 25 мг йода, причем половина всей массы йода находится в щитовидной железе. Подсчитайте, сколько атомов йода находится: а) в щитовидной железе; б) в организме человека в целом.

5. Хлор — весьма ядовитый газ. Достаточно сказать, что это был первый газ, примененный как боевое отравляющее вещество во время Первой мировой войны. В каком объеме газообразного хлора Cl_2 (н.у.) содержится $1 \cdot 10^{25}$ его молекул?

6. Знаменитый бриллиант с зеленовато-голубым отливом — алмаз «Орлов» — венчал скипетр монархов Российской империи. Рассчитайте, сколько атомов углерода образуют этот алмаз, если его масса равна 40 г.

7. Потребность человека в хлоре обычно удовлетворяется за счет поваренной соли NaCl. Например, хлор необходим для

образования в желудке соляной кислоты HCl . Поскольку хлорид натрия выводится из организма с потом, то потребность в поваренной соли у работающих в жарком климате или в горячих цехах больше и составляет примерно 20—25 г в сутки. Какое количество вещества поваренной соли потребуется человеку, работающему в горячем цехе, в неделю?

8. Для того чтобы приготовить бордосскую смесь (препарат против фитофторы — грибкового заболевания огородных растений), используют медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте число атомов кислорода и водорода, которое содержится в 350 г этого вещества.

9. Незаменимые жирные кислоты и жирорастворимые витамины являются важнейшими составляющими рациона питания, необходимыми для поддержания здоровья человека и продления его жизни. Определите относительную молярную массу незаменимой аминокислоты — триптофана $\text{C}_{11}\text{H}_{12}\text{O}_2\text{N}_2$.

10. Какой объем занимает (при н.у.) порция кислорода, необходимого для дыхания, если в этой порции содержится $2,69 \cdot 10^{22}$ молекул этого газа?

11. Асбест — волокнистый огнеупорный материал. В строительном деле используется для изготовления шифера. Для этого асбест прессуют под давлением с цементным раствором. Формула асбеста: $3\text{MgO} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot 2\text{SiO}_2$. Рассчитайте массовые доли магния и кремния в составе асбеста.

12. Предполагается, что красное вино, содержащее полифенолы, значительно снижает вероятность образования холестериновых атеросклеротических бляшек. Вычислите массовую долю углерода в холестерине $\text{C}_{27}\text{H}_{45}\text{OH}$.

13. Дефолиантами называют вещества, вызывающие искусственный листопад. Их применение облегчает машинную уборку урожая. Одним из дефолиантов является хлорат натрия NaClO_3 . Определите относительную молекулярную массу хлората натрия и массовые доли элементов в нем (в %).

14. Гидроксид алюминия и гидроксид магния являются компонентами медицинского препарата «Маалокс». Сравните массовые доли кислорода в этих веществах.

15. Одно из распространенных средств лечения при нервном истощении, повышенной возбудимости, аллергии — теплые водно-солевые ванны, содержащие 1—3 % хлорида натрия NaCl . Рассчитайте массу хлорида натрия, необходимого для приготовления такого 1% -го раствора, если объем воды равен 300 л.

16. Косметическая пудра — великолепный адсорбент влаги. Ее водопоглощающая способность обеспечивается входящими в состав пудры рисовым крахмалом, стеаратом цинка, оксидами цинка и титана. Определите массу оксида цинка, который необ-

ходимо взять для получения 1 кг пудры, если массовая доля его составляет 0,01 %.

17. Рубин в древности называли яхонтом. Это разновидность тугоплавкого минерала корунда — оксида алюминия Al_2O_3 . Красный цвет корунду придает оксид хрома Cr_2O_3 , содержание которого в густо-красных кристаллах рубина может достигать до 4 %. Самый большой в мире рубин массой 33,4 г найден в Бирме и хранится в Британском музее в Лондоне. Рассчитайте массу оксида хрома в составе этого рубина.

18. В больнице пациенту для промывания горла назначили 0,5 %-ный раствор перманганата калия, а в наличии оказался только 6 %-ный раствор этого вещества массой 100 г. Сколько воды потребуется для приготовления 0,5 %-го раствора перманганата калия из 100 г имеющегося 6 %-го раствора? Как обычно называют перманганат калия в быту? Назовите правила хранения раствора перманганата калия.

19. Содержание белка в организме человека составляет 17 % от массы его тела. Азота в белке содержится 16 %. Определите массу азота в организме человека, масса которого равна 70 кг.

20. Вычислите массу алюминия, которую можно получить из 1 т руды с массовой долей оксида алюминия 90 %, если выход продукта составляет 96 % от теоретически возможного.

21. При термическом разложении природного газа образовалась сажа, загрязняющая атмосферу города. Вычислите массу сажи, которая образуется при разложении 32 кг метана, если выход продукта составляет 75 %.

22. Негашеная известь получается при прокаливании известняка CaCO_3 . Рассчитайте, сколько негашеной извести можно получить из 100 г известняка, содержащего 12 % примесей.

23. Органическое вещество содержит 37,5 % углерода, 12,5 % водорода и кислород. Относительная плотность паров вещества по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу вещества.

24. Определите молекулярную формулу вещества, если оно содержит 84,21 % углерода и 15,79 % водорода и имеет относительную плотность по воздуху 3,93.

25. Какое из перечисленных ниже веществ количеством вещества 1 моль даст наибольший объем кислорода при термическом разложении: HgO , H_2O_2 , KMnO_4 , KClO_3 ?

26. Определите объем кислорода (н.у.), необходимого для полного сжигания 6,72 л (н.у.) сероводорода.

27. Не опровергают ли закон сохранения массы веществ следующие факты: а) образование растения из одного маленького семени; б) сгорание топлива в двигателях автомашин?

28. При сгорании дров в печи остается смесь различных веществ — зола. Сравните массу сгоревших дров и массу золы. Не нарушен ли здесь закон сохранения массы веществ? Объясните это явление.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА В СВЕТЕ УЧЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

2.1. Основные сведения о строении атома

Цель. На основе межпредметных связей с физикой обсудить модели строения атома, атомного ядра и свойства элементарных частиц. Рассмотреть на более высоком теоретическом уровне понятие «изотопы», формы существования химических элементов и электронные конфигурации атомов.

Оборудование. Таблицы и рисунки, иллюстрирующие модели атома, свойства элементарных частиц, формы существования химического элемента, распределение электронов по орбиталям.

Ключевой вопрос. Как повлияло открытие сложного строения атома на развитие естественных наук (физики, химии и др.), а значит, и на развитие техники и технологий? Как это отразилось на судьбе человечества? (Необходимо рассмотреть позитивные и негативные аспекты и обосновать свою точку зрения.)

Строение атома

Преподаватель знакомит обучающихся с открытиями, свидетельствующими о сложном строении атома:

- открытие рентгеновских лучей (К. Рентген, 1895 г.);
- открытие катодных лучей (Дж. Томсон, 1897 г.);
- открытие радиоактивности (А. Беккерель, 1896 г.) и ее изучение (М. Склодовская-Кюри, П. Кюри, 1897—1903 гг.).

Преподаватель также рассматривает эволюцию моделей строения атома:

- «модель пудинга с изюмом» (В. Кельвин, Дж. Томсон, 1902—1904 гг.);
- планетарная модель (Э. Резерфорд, 1907 г.);
- квантовая модель (Н. Бор, 1913 г.).

Преподаватель подчеркивает, что современные представления о строении атома основаны на законах квантовой механики, которая рассматривает объекты микромира (атомы и образующие их

частицы) одновременно и как частицы, и как волны, т. е. в свете корпускулярно-волнового дуализма.

Далее преподаватель обсуждает с обучающимися строение атома, свойства элементарных частиц, составляющих атомное ядро, и электронов, способы определения их числа в атоме элемента на основании его положения в Периодической системе (табл. 2.1).

В ходе обсуждения поставленного перед студентами вопроса: «Что произойдет, если в атомном ядре изменить число протонов?» — преподаватель вводит понятие «изотопы» и уточняет современную трактовку понятия «химический элемент» как совокупности атомов с одинаковым зарядом атомного ядра, т. е. с одинаковым числом протонов в ядре.

Преподаватель может обсудить с обучающимися и такой вопрос: «Почему относительная атомная масса элемента кислорода, состоящего из изотопов ^{16}O , ^{17}O и ^{18}O , равна 15,9994?». Оказывается, при образовании ядер из протонов и нейтронов выделяется огромное количество энергии ΔE (энергия связи нуклонов в ядре). В соответствии с найденным А. Эйнштейном соотношением выделение энергии $\Delta E = \Delta mc^2$ приводит к уменьшению массы Δm (здесь c — скорость света, приблизительно равная $3 \cdot 10^8$ м/с). В результате масса ядра атома оказывается меньше суммы масс исходных протонов и нейтронов, из которых состоит ядро. Эта разница получила название *дефект массы*. Дефект массы наиболее значителен в случае устойчивых ядер легких элементов.

ТАБЛИЦА 2.1. ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТАРНЫХ ЧАСТИЦ

Частица	Обозначение частицы	Масса частицы	Заряд частицы	Определение числа частиц
Протон	p^+	1	+1	Число протонов равно порядковому номеру элемента Z
Нейтрон	n^0	1	0	Число нейтронов равно $N = A - Z$ (A — массовое число — сумма числа протонов и числа нейтронов в ядре атома)
Электрон	e^-	$1/1837$	-1	Число электронов равно порядковому номеру элемента Z

Состояние электронов в атоме. Электронные конфигурации атомов

В ходе занятия предстоит рассмотреть два вопроса.

1. Почему для объяснения природы химических процессов больший интерес представляет строение электронных оболочек атомов, а не строение ядра?

2. Что представляет собой электрон, который, являясь частицей микромира, характеризуется корпускулярно-волновым дуализмом?

Если в макромире, задавая координаты и импульс тела, можно однозначно предсказать, где тело будет находиться в любой момент времени, то в микромире можно вычислить лишь вероятность нахождения частицы в определенном объеме пространства, так как волновое движение есть движение во всем объеме пространства. Другими словами, микрочастицы всегда характеризуются неопределенностями в координате и импульсе. Этот принцип неопределенности, сформулированный в 1927 г. немецким физиком В. Гейзенбергом, означает, что движение электрона невозможно описать определенной траекторией и нельзя точно зафиксировать его положение в пространстве.

Также можно предложить следующую образную модель состояния электрона в атоме. Все видели велосипедное колесо. Когда колесо неподвижно, внутри него четко видны спицы. Однако если колесо быстро раскрутить, спицы «исчезнут», глаз не успевает фиксировать положение спиц, они «размазаны» в пространстве. Таким же образом можно представить положение электрона в атоме. Только следует иметь в виду, что электрон не ограничен определенной областью пространства, как спица в колесе. Электрон может находиться в любой точке пространства с ненулевой вероятностью. Поэтому часто используют термин «электронное облако».

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона (вероятность может составлять 90, или 95, или 99 %, но никогда 100 %), называют *орбиталью*. Совокупность всех электронов в околоядерном пространстве атома называют *электронной оболочкой атома*.

Чем меньше запас энергии электрона, тем сильнее он притягивается к ядру и тем меньше его орбиталь по размеру, но зато она более «плотная». Преподаватель знакомит обучающихся с различными по форме орбиталями и сообщает, что согласно законам квантовой механики на одной орбитали может находиться не более двух электронов. Электроны, занимающие близкие по размеру электронные орбитали, образуют *электронные слои (энергетические уровни)*, число которых в атоме равно номеру периода. Суммарное число орбиталей в электронном слое опре-

деляют по формуле n^2 , где n — номер электронного слоя. Тогда максимальное число электронов в электронном слое можно найти по формуле $2n^2$.

На каждом электронном уровне есть s -орбиталь. Начиная со второго энергетического уровня в атомах появляется по три взаимно перпендикулярные p -орбитали (p -подуровень); начиная с третьего энергетического уровня — по пять d -орбиталей (d -подуровень). В табл. 2.2 показано распределение электронов в атоме по электронным слоям и орбиталям. С ростом номера n электронного слоя увеличивается энергия электронов и, следовательно, уменьшается прочность связи электронов с ядром.

Под *электронной конфигурацией* атома понимают распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям. Электронную конфигурацию атома описывают с помощью электронной формулы. Преподаватель подчеркивает, что электронные формулы атомов помогают объяснять и предсказывать важнейшие свойства элементов, и предлагает проследить прямую зависимость положения элемента в Периодической системе от электронного строения его атома.

Элементы располагаются в Периодической системе строго в порядке возрастания зарядов их атомных ядер. Поскольку заряд ядра определяет число электронов, атомы каждого последующего элемента в Периодической системе имеют на один электрон больше, чем атомы предыдущего.

Преподаватель доказывает, что Периодическая система химических элементов — это замечательная «узаконенная шпар-

ТАБЛИЦА 2.2. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ В АТОМЕ

n	Вид орбитали	Число орбиталей	Суммарное число орбиталей n^2	Максимальное число электронов в электронном слое $2n^2$
1	s	1	1	2
2	s p	1 3	4	8
3	s p d	1 3 5	9	18
4	s p d f	1 3 5 7	16	32

галка мирового уровня» и что каждый может легко составить электронные формулы элементов, зная их положение в Периодической таблице.

Для того чтобы верно составить электронную формулу, нужно помнить ряд правил.

1. Число электронных слоев в атоме определяется номером периода, в котором находится элемент.

2. Число электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп равно номеру группы.

3. У атомов элементов побочных подгрупп заполняется не внешний уровень (на нем, как правило, располагается 2 электрона), а предвнешний — от 8 до 18 электронов, а затем снова внешний — от 2 до 8 электронов.

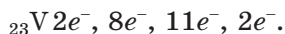
4. В больших периодах (четвертом и пятом) первые два элемента (щелочной и щелочноземельный металлы) располагаются, как и положено, в главных подгруппах, и у них согласно номеру группы на внешнем слое будет находиться 1 и 2 электрона соответственно. Другое дело — скандий и иттрий: они сместились в побочную подгруппу. Им что, места в клеточке мало? Оказывается, скандий и иттрий сигнализируют о том, что они — нетипичные элементы: у них заполняется не внешний, а предвнешний уровень — *d*-орбитали. И так будет для всех элементов побочных подгрупп. А затем, когда у цинка и кадмия полностью застроится *d*-подуровень, Периодическая система опять подсказывает, что все в порядке: галлий и индий возвращаются в главные подгруппы, и у них продолжает заполняться внешний уровень согласно номеру группы.

5. У атомов элементов сверхбольших (шестого и седьмого) периодов вначале, так же как у атомов больших периодов, строится внешний уровень: у атомов щелочных и щелочноземельных металлов на внешнем уровне располагается 1 или 2 электрона соответственно. Затем лантан и актиний «уходят» в побочную подгруппу и сигнализируют о том, что у них последний электрон отправился на предвнешний уровень, на котором теперь находится 9 электронов. Но это еще не все! «А во лбу» знаков этих элементов «звезды горят»: у лантана — одна, у актиния — две. И это новый сигнал, что следующие электроны отправляются не на внешний (на нем 2 электрона), не на предвнешний (на нем 9 электронов), а на третий от периферии уровень (на *f*-орбитали), заполняя его электронами (от 18 до 32) у лантаноидов и актиноидов.

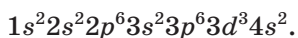
Преподаватель предлагает на примере ванадия алгоритм составления электронных конфигураций атомов химических элементов.

1. Определяют «координаты» элемента в Периодической системе: $Z = 23$, период 4, группа V, подгруппа побочная.

2. Записывают сокращенную электронную формулу для атома ванадия, в которой указывают распределение электронов по энергетическим уровням (электронным слоям): всего 23 электрона на четырех уровнях; на внешнем (четвертом) — 2 электрона, так как это элемент побочной подгруппы; на первом — 2 электрона; на втором — 8 электронов; на третьем — 11 электронов. Таким образом, сокращенная электронная формула для атома ванадия:



3. Записывают полную электронную формулу для атома ванадия:



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- При исследовании радиоактивности супруги Пьер Кюри и Мария Склодовская-Кюри вручную переработали тысячи тонн руды, содержащей радиоактивные изотопы урана, тория, радия, полония и т.д. До сих пор в музее дневники и личные вещи Пьера и Марии Кюри хранят в витринах, которые закрыты стеклом, содержащим большую долю свинца (для защиты посетителей от излучения).
- И отец, и дед Анри Беккереля были знаменитыми физиками. Отец — А. Э. Беккерель (1820—1891) в 1842 г. открыл ультрафиолетовый спектр. Дед — А. С. Беккерель (1788—1878) первым в 1839 г. наблюдал фотоэффект.
- В 1903 г. Пьер и Мария Кюри (совместно с А. Беккерелем) были удостоены Нобелевской премии по физике за исследования радиоактивности. В 1911 г. М. Кюри получила вторую Нобелевскую премию (по химии) за открытие элементов полония и радия. Дочь Пьера и Марии Кюри, Ирен Жолио-Кюри (1897—1956), вместе с мужем Фредериком Жолио-Кюри была удостоена в 1935 г. Нобелевской премии по химии за открытие явления искусственной радиоактивности. Ф. Жолио-Кюри предполагал возможность развития в уране ядерной цепной реакции с выделением огромного количества энергии в виде взрыва. Во время Второй мировой войны супруги Жолио-Кюри были участниками французского Сопротивления, после войны активно выступали против использования ядерной энергии в военных целях. Ирен Жолио-Кюри получила еще одну Нобелевскую премию — премию мира.
- Когда во время Второй мировой войны Нильс Бор решил бежать из оккупированной Дании, он не рискнул взять с собой золотую медаль Нобелевского лауреата, он растворил ее в «царской водке», а бутылку с раствором оставил на видном месте в лабораторном шкафу. Вернувшись на родину после войны, Н. Бор извлек золото из раствора и заказал себе из него новую медаль.

- При ядерном делении 1 кг урана можно получить столько же энергии, сколько при сгорании 2 000 т бензина.
- Желтое окрашивание пламени солями натрия обусловлено переходом электрона с 3p- на 3s-подуровень.

2.2. Открытие Периодического закона Д. И. Менделеевым. Положение элементов в Периодической системе и строение атома

Цель. Рассмотреть на примере открытия Периодического закона основные этапы становления научной теории вообще: предпосылки, формулирование обобщения, дальнейшее развитие теории. Повторить основные закономерности изменения свойств химических элементов и образуемых ими веществ в периодах и группах Периодической системы элементов в свете теории строения атома. На основе проблемного подхода формировать у обучающихся чувство гордости за отечественную науку.

Оборудование. Различные формы и варианты Периодической таблицы; портреты Д. И. Менделеева в разные годы, «химиков-предшественников» и «химиков-укрепителей» Периодического закона.

Ключевой вопрос. Почему именно система химических элементов, предложенная полтора века назад Д. И. Менделеевым, выдержала испытание временем, ведь закономерности в свойствах элементов искали многие ученые? В чем заключаются «надстройка» и «развитие», произошедшие с Периодическим законом Д. И. Менделеева с момента его открытия?

Опорный конспект¹

Предпосылки открытия Периодического закона

1. Накопление фактологического материала (ко времени открытия Периодического закона были известны 63 химических элемента и описаны свойства образованных ими веществ).

2. Работы предшественников Д. И. Менделеева:

- классификация И. Я. Берцелиуса, не потерявшая актуальности и в наши дни (табл. 2.3);
- триады Деберейнера (например, Li, Na, K);
- октавы Ньюлендса;
- спираль-ось винта Шанкуртуа.

¹ Занятие можно провести в форме лекции с элементами беседы, в результате которой будет составлен опорный конспект.

ТАБЛИЦА 2.3. СРАВНЕНИЕ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ

Признак сравнения	Металлы	Неметаллы	Фактические доказательства относительности признака сравнения
Число электронов на внешнем электронном слое атома	1—3	≥ 4	Металлы свинец и олово имеют 4 электрона, сурьма и висмут — 5 электронов, полоний — 6 электронов на внешнем слое
Радиус атома	Большой	Небольшой (относительно радиусов металлов)	—
Электроотрицательность по Полингу	< 2	≥ 2	—
Химическая связь	Металлическая	Ковалентная	Наличие ковалентных связей у некоторых металлов, например у германия
Кристаллическая решетка	Металлическая	Атомная или молекулярная	При сильном охлаждении и сжатии образуется «металлический» водород с металлической кристаллической решеткой. Серое олово имеет атомную кристаллическую решетку, как у алмаза
Физические свойства	Твердые (кроме ртути); ковкие; пластичные; электро- и теплопровод-	Твердые, жидкие (бром), газообразные; хрупкие; не проводят электриче-	Кристаллический кремний, графит и иод имеют металлический блеск. Графит электро-

3. Участие Д. И. Менделеева в работе Международного съезда химиков в г. Карлсруэ (Германия, 1860 г.), где утвердились идеи атомистики и понятие «атомный вес» (в современной терминологии — «относительная атомная масса»).

4. Личностные качества гениального русского ученого Дмитрия Ивановича Менделеева.

Открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона

1. Два основных признака, положенных в основу классификации Д. И. Менделеевым (в современных терминах):

- 1) атомная масса элементов;
- 2) свойства элементов и их соединений, которые изменяются периодически сходным образом:
 - металлические свойства ослабевают;
 - неметаллические свойства усиливаются;
 - степень окисления элементов в высших оксидах увеличивается от +1 до +7 (+8);
 - степень окисления элементов в соединениях металлов с водородом возрастает от +1 до +3, а затем в летучих водородных соединениях неметаллов возрастает от -4 до -1;
 - свойства оксидов и гидроксидов от основных через амфотерные становятся кислотными.

2. Формулировка Периодического закона, данная Д. И. Менделеевым в 1869 г.:

Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величин атомных весов элементов (от их относительных атомных масс).

Периодический закон и строение атома

Каждый элемент Периодической системы подчиняется трем закономерностям: по периоду, по подгруппе и по диагонали (рис. 2.1).

Физический смысл Периодического закона — свойства элементов и образованных ими веществ изменяются периодически, так как периодически повторяются (с увеличением заряда ядра) электронные конфигурации атомов.

Наличие и учет всех трех закономерностей Периодической системы химических элементов («звездность» системы) — основа предсказательной функции Периодического закона.

Значение Периодического закона и Периодической системы Д. И. Менделеева

Периодический закон и Периодическая система позволили:

- 1) установить взаимную связь между элементами и объединить их по свойствам;
- 2) расположить элементы в естественной последовательности;
- 3) вскрыть *периодичность*, т. е. повторяемость общих свойств отдельных элементов и их соединений;
- 4) исправить и уточнить относительные атомные массы отдельных элементов (например, бериллия — с 13 на 9);
- 5) исправить и уточнить степени окисления отдельных элементов (например, бериллия — с +3 на +2);
- 6) предсказать и описать свойства, указать путь открытия еще неоткрытых элементов (триумф Периодического закона и Периодической системы — открытие галлия, скандия и германия).



ТЕМЫ ДЛЯ РАЗМЫШЛЕНИЯ

1. Все ученые, которые пытались классифицировать химические элементы, находились в равных условиях, основывались на одних и тех же предпосылках. Почему же никому из них, кроме Д. И. Менделеева, не удалось открыть Периодический закон?
2. В 1906 г. Нобелевский комитет в Стокгольме рассматривал две кандидатуры на соискание Нобелевской премии: Анри Муассана, которого выдвинула Академия наук Франции, и Д. И. Менделеева, которого выдвинула Академия наук Германии. Кому и за какое открытие была вручена Нобелевская премия? Почему?
3. В 1882 г. Лондонское королевское общество присудило Д. И. Менделееву медаль Дэви за открытие периодических соотношений атомных весов, а пятью годами позже, в 1887 г., это общество вручило такую же медаль своему соотечественнику Дж. Ньюлендсу за открытие Периодического закона химических элементов. Чем объяснить такую нелогичность в решениях Лондонского королевского общества?
4. Один известный философ назвал открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона научным подвигом, подобным подвигу У. Ж. Ж. Лавуазье, который открыл планету Нептун. Почему так эмоционально философ характеризует открытие русского химика? Подвиг — это смертельный риск во имя великой цели. Чем рисковал Д. И. Менделеев?
5. Группа американских химиков во главе с Т. Сиборгом в 1955 г. получила новый, 101-й элемент, которому в честь величайшего русского химика единодушно присвоили название «менделевий». А какие еще химические элементы связаны своими названиями с нашей Родиной — Россией?
6. Все элементы имеют строго определенное зарядом ядра положение в Периодической системе. Почему элемент водород в отличие от дру-

гих элементов дважды указан в Периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева?



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Лантан и его «команда» доставили много неприятностей при составлении Периодической системы. Такое большое число элементов с похожими свойствами не вписывалось в строгую последовательность. Путаницу увеличивали еще и ложные открытия. В списке ошибочно открытых элементов — почти пятьдесят лантаноидов. Только в начале XX в. профессор Пражского университета Б. Браунер предложил вынести лантаноиды за пределы основной части таблицы. А объяснение существованию такого блока элементов было получено лишь с развитием представлений об электронном строении атомов.
- Французский химик Жан Тируфле составил Периодическую таблицу Д. И. Менделеева из коллекции почтовых марок. В каждой клеточке этой таблицы помещена марка, по теме связанная с соответствующим элементом. Например, в клеточке бора помещен портрет ученого Л. Тенара, впервые выделившего бор, в клеточке алюминия — портрет С. К. Девиля, разработавшего промышленный способ получения алюминия, в клеточке фосфора — портрет А. Эллиса, открывшего крупное месторождение фосфатов. На месте углерода размещена марка с формулами органических соединений, на месте азота — модель аминокислоты и т. д.
- Дмитрий Иванович Менделеев однажды прочитал корректуру своей статьи, подписанную его полным титулом с перечислением всех званий и членства в десятках академий мира, и засмеялся: «Нельзя печатать титул длиннее, чем у царя!»
- У Дмитрия Ивановича Менделеева было своеобразное хобби — он любил мастерить чемоданы. Сам ученый с удовольствием рассказывал об анекдотичном случае. Как-то раз, когда он выходил из магазина, в котором обычно покупал материалы, один из посетителей, удивившись необычному виду Дмитрия Ивановича, спросил у продавца, что это за человек. На что продавец гордо ответил, что это знаменитый чемоданных дел мастер...
- Д. И. Менделеев не любил, когда к людям относились в зависимости от их титулов и рангов. В то время студентов экзаменовали по алфавиту. Однажды во время экзамена к нему подошел студент и представился: «Князь Васильчиков». «Студентов на букву “к” я экзаменую завтра», — сердито ответил Дмитрий Иванович.
- Известно более 500 вариантов таблицы Менделеева. Кроме традиционного в России — короткопериодного и более распространенного в Европе и Америке — длиннопериодного варианта, таблицу изображали в виде спирали, круга, квадрата и даже пирамиды.
- По итогам рейтингового голосования в проекте «Имя России» на телеканале «Россия» в 2009 г. Дмитрий Иванович Менделеев вошел в число 12 самых выдающихся граждан России.

3.1. Типы химических связей

Цель. Обобщить и расширить знания обучающихся о типах химической связи; провести классификацию типов химической связи с опорой на межпредметные связи с биологией и физикой. Показать единую природу всех типов химической связи и относительный характер их классификации.

Оборудование. Модели кристаллических решеток: ионной (хлорид натрия), атомной (графит и алмаз), молекулярной (углекислый газ, иод), металлической (натрий, магний, медь); модели белков и дезоксирибонуклеиновой кислоты; плакат с изображением водородных связей между молекулами воды; слайды.

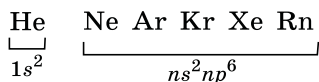
Ключевой вопрос. Как вы понимаете утверждение: «Теория химической связи — основа всей химии»?

Занятие может быть организовано как обобщающая беседа, сопровождающаяся демонстрацией различных моделей и слайдов, в результате которой будет составлен опорный конспект.

На содержании опорного конспекта отразится глубина изучения материала в группах разного профиля обучения.

Опорный конспект

Инертные газы (VIII группа, главная подгруппа) одноатомные:



Внешний электронный слой атомов инертных газов завершенный и устойчивый.

Другие *изолированные* атомы стремятся приобрести конфигурацию внешнего электронного слоя ns^2np^6 (или $1s^2$). В результате образуется система *связанных* атомов и выделяется энергия.

Химическая связь — это результат электронно-ядерного взаимодействия атомов, приводящего к образованию более сложных химических частиц. Деление химической связи на типы условно и связано с природой химических элементов:

Признак классификации	Вид ковалентной связи	Пример
Электроотрицательность атомов	<i>Неполярная</i> : реализуется в молекулах простых веществ	H_2, N_2, Cl_2 и др.
	<i>Полярная</i> : осуществляется в молекулах сложных веществ между атомами с разной электроотрицательностью; общие пары электронов смещены к более электроотрицательному атому	$HF (H \rightarrow F)$ NH_3 $(\begin{array}{c} H \rightarrow N \leftarrow H \\ \uparrow \\ H \end{array})$
Кратность связи	<i>Одинарная</i> : образована одной общей парой электронов	$H_2 (H - H)$ $HF (H - F)$
	<i>Кратная — двойная, тройная</i> : образована соответственно двумя и тремя общими парами электронов	$S_2 (S = S)$ $N_2 (N \equiv N)$

ТАБЛИЦА 3.2. СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ (КРИСТАЛЛОВ) С КОВАЛЕНТНЫМИ СВЯЗЯМИ

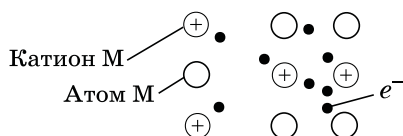
Свойство	Молекулярные кристаллы	Атомные кристаллы
Строение кристаллов	Состоят из молекул, слабо связанных между собой	Состоят из атомов, соединенных прочными ковалентными связями
Устойчивость кристаллов	Обладают малой прочностью	Характеризуются очень высокой прочностью
Агрегатное состояние при обычных условиях	Газообразные, жидкие, твердые	Твердые
Летучесть	Обладают летучестью	Не обладают летучестью
Температура плавления, температура кипения	Низкие значения	Высокие значения

Свойство	Молекулярные кристаллы	Атомные кристаллы
Электропроводность	Не проводят электрический ток	Не проводят электрический ток (исключение — графит)
Растворимость в воде и полярных растворителях	Некоторые растворимы	Не растворимы
Растворимость в неполярных растворителях	Некоторые растворимы	Не растворимы

ТАБЛИЦА 3.3. ПРИМЕРЫ ВЕЩЕСТВ (КРИСТАЛЛОВ) С КОВАЛЕНТНЫМИ СВЯЗЯМИ

Ковалентная связь	Молекулярные кристаллы	Атомные кристаллы
Неполярная	O_2 , H_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , P_4 , S_8 , I_2 и др.	C (графит, алмаз, карбин), Si
Полярная	CO_2 , CH_4 , H_2O , C_2H_5OH , P_2O_5	SiO_2 , SiC

3. Металлическая связь — химическая связь, реализующаяся в металлах и сплавах за счет обобществления валентных электронов (как в случае ковалентной связи), принадлежащих практически всем атомам в кристалле (в отличие от соединений с ковалентной связью). В металлах валентных орбиталей больше, чем валентных электронов. Схематично показать образование металлической связи можно следующим образом:



Металлическая связь имеет ряд особенностей:

- сравнительно небольшое число электронов одновременно связывает множество атомных ядер — связь делокализована. Эти электроны свободно перемещаются по всему кристаллу («свободные электроны», «электронный газ»), который в целом электронейтрален;
- металлическая связь характерна для твердого и жидкого состояний металлов;
- металлическая связь не обладает направленностью и насыщенностью (как ионная).

Общие физические свойства металлов, обусловленные металлической связью:

- твердость (кроме ртути);
- металлический блеск;
- непрозрачность;
- тепло- и электропроводность (убывают с увеличением температуры);
- пластичность;
- прочность;
- нерастворимость в воде (щелочные и щелочноземельные металлы с водой взаимодействуют) и др.

4. *Водородная связь* — химическая связь между атомом водорода и более электроотрицательным атомом (фтора, кислорода, азота и др.) разных молекул или частей одной молекулы.

Механизм образования водородной связи включает:

1) электростатическое притяжение между атомом $H^{\delta+}$ одной молекулы (или ее части) и более электроотрицательным атомом $F^{\delta-}$, $O^{\delta-}$, $N^{\delta-}$ другой молекулы (или ее части);

2) донорно-акцепторное взаимодействие «маленького» атома водорода $H^{\delta+}$, способного близко подходить к другим атомам с неподеленной парой электронов, таким как F, O, N, Cl, S и др.

Межмолекулярные водородные связи образуются между молекулами NH_3 , H_2O , HF, спиртов, карбоновых кислот, аминов и др.

Внутримолекулярные водородные связи характерны для молекул полипептидов, нуклеиновых кислот и др.

Образование внутри- и межмолекулярных водородных связей приводит к увеличению плотности, температуры плавления, температуры кипения, растворимости в воде.

Для количественной характеристики химической связи используют энергию связи и длину связи.

Энергия связи E (мера прочности связи) — энергия, необходимая для разрыва химических связей в 1 моле вещества (кДж/моль).

Значения энергии ковалентной $E_{ков}$, ионной $E_{ион}$, металлической $E_{мет}$, водородной $E_{вод}$ связей изменяются в ряду:

$$E_{ков} \approx E_{ион} \geq E_{мет} \gg E_{вод} \approx 20 - 40 \text{ кДж/моль.}$$

Длина связи — расстояние между ядрами атомов, образующих химическую связь; измеряют длину связи в нанометрах ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$) и пикометрах ($1 \text{ пм} = 10^{-12} \text{ м}$).

Информация о кристаллических решетках веществ и типах химической связи обобщена в табл. 3.4.

ТАБЛИЦА 3.4. КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЕТКИ И ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ В ВЕЩЕСТВАХ

Тип кристаллической решетки	Частицы в узлах решетки	Тип химической связи	Характерные свойства вещества	Примеры
Ионная	Катионы и анионы	Ионная	Твердость, тугоплавкость, нелетучесть, растворимость в воде	CaO , NaOH , NH_4Cl , CH_3COOK
Металлическая	Атомы, катионы	Металлическая	Твердость (кроме ртути), пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск	Mg , Na , Cu , Fe
Атомная	Атомы	Ковалентная	Твердость, прочность, тугоплавкость, плохая растворимость в воде	Алмаз C , графит C , кремний Si , SiC , SiO_2
Молекулярная	Молекулы	Ковалентная	Низкие температуры плавления и кипения, летучесть	Газы: H_2 , O_2 , N_2 , CO_2 , CH_4 . Жидкости: Br_2 , H_2SO_4 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Твердые вещества: S_8 , P_4 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$

Следует подробно рассмотреть следующие вопросы:

- какие электронно-ядерные взаимодействия атомов приводят к образованию химической связи;
- почему атомы образуют химические связи;
- какие вещества существуют в виде свободных (изолированных) атомов; чем это обусловлено;
- какой смысл вкладывают в понятие «электроотрицательность атомов»; какой элемент имеет самую высокую электроотрицательность, какой — самую низкую;
- как изменяется электроотрицательность атомов в зависимости от положения химических элементов в Периодической системе; какими значениями (высокими или низкими) электроотрицательности характеризуются типичные металлы и типичные неметаллы;
- как тип химической связи зависит от электроотрицательностей атомов.


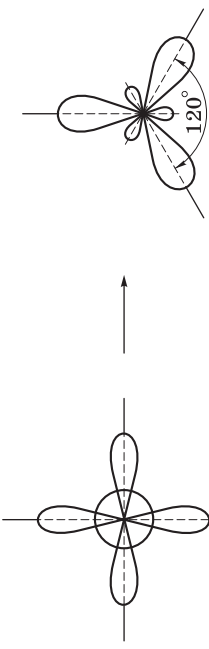
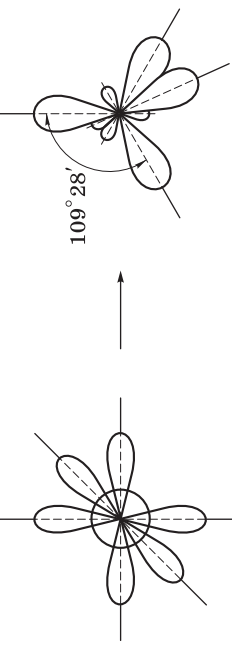
Кроме того, необходимо обсудить такие важные свойства ковалентной связи, как насыщенность, поляризуемость, направленность.

1. *Насыщаемость связи.* В образовании ковалентной связи могут принимать участие: неспаренные электроны атома; неподеленные электронные пары; свободные орбитали. Их число и определяет валентные возможности атома. *Валентность* — способность атома данного химического элемента образовывать с другими атомами определенное число ковалентных химических связей. Таким образом, ковалентная связь *насыщаемая*. Поскольку ионная связь является ненасыщаемой, то к ионным соединениям не применимо понятие «валентность». (В качестве упражнения можно сравнить валентные возможности атомов азота и фосфора.)

2. *Поляризуемость связи.* Это способность ковалентной связи изменять свою полярность под действием внешнего электромагнитного поля. Такое влияние будут оказывать и соседние атомы, и частица, приближающаяся в ходе химической реакции. При этом поляризуемость не обязательно согласуется с полярностью связи. Например, поляризуемость связей в ряду $C—I$, $C—Br$, $C—Cl$, $C—F$ убывает, а полярность увеличивается. Можно сказать, что поляризуемость связи в отличие от полярности — явление динамическое. Существенным свойством π -связи является ее более высокая поляризуемость по сравнению с σ -связью. Информация о поляризуемости связей в молекулах помогает судить об их реакционной способности, а значит, и о реакционной способности вещества.

На примере органических соединений можно рассмотреть поляризуемость связи и ответить на следующие вопросы:

ТАБЛИЦА 3.5. ТИПЫ ГИБРИДИЗАЦИИ ОРБИТАЛЕЙ

<p>Тип гибридизации орбиталей</p>  <p>Орбитали $s + p$</p> <p>180°</p> <p>Две sp-орбитали</p>	<p>Молекулы и другие частицы, геометрия которых определяется типом гибридизации орбиталей</p> <p>Линейные C_2H_2, BeH_2, CO_2, C (карбин)</p>
 <p>Орбитали $s + p + p$</p> <p>120°</p> <p>Три sp^2-орбитали</p>	<p>Плоские C_2H_4, C_6H_6, BF_3, CO_3^{2-}, C (графит)</p>
 <p>Орбитали $s + p + p + p$</p> <p>109° 28'</p> <p>Четыре sp^3-орбитали</p>	<p>Тетраэдрические CH_4, H_2O, NH_3, SO_4^{2-}, C (алмаз)</p>

- почему вода и спирты проявляют кислотные свойства; в каком случае и почему кислотные свойства выражены сильнее;
- почему хлоруксусная кислота сильнее уксусной;
- почему галогенирование алканов по второй стадии протекает легче, чем по первой.

3. *Направленность связи.* Области перекрывания орбиталей располагаются определенным образом по отношению к взаимодействующим атомам, что определяет пространственное строение (геометрию) многоатомных молекул и других частиц. Для объяснения направленности ковалентных связей в многоатомных молекулах используют модель гибридизации орбиталей, предложенную Л. Полингом в 1931 г.

Гибридизация — смешение валентных орбиталей разной формы и близких по энергии с образованием гибридизованных (гибридных) орбиталей, одинаковых по форме и энергии.

- Число образующихся гибридизованных орбиталей равно числу орбиталей, участвующих в гибридизации.
- Гибридизованные орбитали имеют более высокий уровень энергии, чем исходные.
- Гибридизованные орбитали эффективнее перекрываются с орбиталями других атомов; следовательно, образуются более прочные связи.
- Гибридизованные орбитали участвуют в образовании σ -связей. Направленность σ -связей определяет геометрию молекул и других частиц (табл. 3.5).

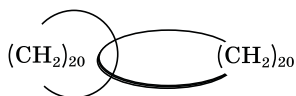
Рассмотренный метод описания химических связей — *метод валентных связей* — позволяет оценить способность атомов к образованию определенного числа связей, помогает предсказать строение молекул, а также структуру и свойства большинства веществ с ковалентными связями.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Атомы благородных газов могут ионизироваться. Этот эффект наблюдают, когда на электроды разрядных трубок, заполненных инертными газами, подают высокое напряжение. При этом для гелия наблюдают желтое свечение, для неона — оранжевое, для аргона — голубое, для криптона — лилово-зеленое, для ксенона — фиолетовое, для радона — белое.
- Неоновый свет ярче других и дальше виден, так как лучи этой части видимого света меньше поглощаются и рассеиваются воздухом и мельчайшими капельками тумана. Именно поэтому неон — лучший газ для заполнения электровакуумных приборов, в частности газоразрядных ламп.

- В 1964 г. в Германии было получено соединение, которое представляет собой систему «кольцо в кольце». При этом два кольца не связаны обычными химическими связями. Это соединение вызвало настоящую сенсацию среди химиков. Долго не знали, как его назвать. Потом назвали *катенаном* (от лат. *catena* — цепь). Простейший катенан имеет два цикла, связанные между собой, подобно звеньям цепи:



В каждом цикле 20 CH_2 -групп. Атомы углерода в каждом отдельном цикле связаны ковалентными связями.

- Несмотря на стабильность электронных оболочек инертных газов, их атомарную структуру можно разрушить и получить металлоподобный инертный газ. Например, эксперимент превращения твердого ксенона с атомарной (молекулярного типа) структурой, обладающего свойствами изолятора, в вещество с металлическими свойствами проводили при сверхвысоком давлении (около 500 000 атм) и температуре, близкой к -269°C . Ксенон в результате приобрел свойства сверхпроводника.

3.2. Дисперсные системы

Цель. Дать понятие о дисперсных системах, привести их классификации. Показать роль дисперсных систем в природе, их значение для человека.

Оборудование. Образцы препаратов бытовой химии: различные аэрозоли, водоэмульсионные краски, мыло (для демонстрации пены), порошки; гели косметические, медицинские, пищевые; мази и пасты. Образцы серого чугуна и изделий из него. Образцы нефти, минералов и горных пород (коллекция «Минералы и горные породы»). Стаканы; спиртовка. Прибор для демонстрации эффекта Тиндаля.

Реактивы. Растворы тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и серной кислоты H_2SO_4 (для получения коллоидной серы); раствор хлорида железа(III) FeCl_3 ; вода; пищевой желатин; сахар.

Ключевой вопрос. В чем различие и сходство смесей и растворов? Что представляют собой дисперсные системы? Чем они отличаются от смесей и от растворов?

Понятие «чистое вещество»

Преподаватель начинает занятие с того, что констатирует: состояние чистого (индивидуального) вещества описывают просто — твердое, жидкое или газообразное. Но ведь абсолютно чи-

ТАБЛИЦА 3.6. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКТИВОВ ПО СТЕПЕНИ ЧИСТОТЫ

Маркировка	Степень чистоты	Содержание примесей, %	Область применения
«ч.»	Чистый	$(1,0 — 2,0) \cdot 10^{-5}$	Промышленность
«ч. д. а.»	Чистый для анализа	$(0,4 — 1,0) \cdot 10^{-5}$	Анализ технических продуктов
«х. ч.»	Химически чистый	$(0,05 — 5,0) \cdot 10^{-6}$	Научно-исследовательские и лабораторные работы
«ос. ч.»	Особо чистый	$10^{-14} — 10^{-10}$	Электроника, полупроводниковая и ядерная техника

стых веществ в природе не существует. Даже незначительное количество примесей может оказать существенное влияние на свойства веществ: их температуру кипения, электро- и теплопроводность, реакционную способность и др. Очевидно, получение особо чистых веществ — одна из важнейших задач современной химии, ведь именно чистота вещества определяет возможность проявления им индивидуальных свойств.

Преподаватель может предложить обучающимся познакомиться с классификацией химических реактивов по степени чистоты (табл. 3.6) и продемонстрировать некоторые имеющиеся в лаборатории реактивы с соответствующей маркировкой.

Далее преподаватель обращает внимание, что в природе и быту человек чаще встречается не с индивидуальными веществами, а с их смесями — гомогенными и гетерогенными системами; дает определение гомогенных и гетерогенных систем.

Гетерогенные (дисперсные) системы

Предлагаем план изучения дисперсных систем.

1. Понятия «дисперсная система», «дисперсная фаза», «дисперсионная среда».

2. Классификация дисперсных систем (табл. 3.7) на основе природы дисперсионной среды и дисперсной фазы. Следует обратить внимание обучающихся, что без нильского ила не возникла бы великая цивилизация Древнего Египта; без воды, воздуха, горных пород и минералов не существовала бы живая планета — наш общий дом Земля; без клеток не было бы живых организмов и т. д.

ТАБЛИЦА 3.7. КЛАССИФИКАЦИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Название системы	Примеры
Газ	Жидкость	Аэрозоль	Туман, облака, карбюраторная смесь бензина с воздухом в двигателе автомобиля
Газ	Твердое вещество	Аэрозоль	Дым, смог, пыль в воздухе
Жидкость	Газ	Пена	Газированные напитки, взбитые сливки
Жидкость	Жидкость	Эмульсия	Молоко, майонез, жидкие среды организма (плазма крови, лимфа), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, карิโอплазма)
Жидкость	Твердое вещество	Золь, суспензия	Речной и морской ил, строительные растворы, пасты
Твердое вещество	Газ	Твердая пена	Керамика, пенопласты, полиуретан, поролон, пористый шоколад
Твердое вещество	Жидкость	Гель	Желе, желатин, косметические и медицинские средства (мази, тушь, помада)
Твердое вещество	Твердое вещество	Твердый золь	Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы

3. Классификация дисперсных систем по размеру частиц, составляющих дисперсную фазу:

- грубодисперсные — размер частиц более 100 нм;
- тонкодисперсные (коллоидные системы) — размер частиц от 1 до 100 нм.

4. Классификация дисперсных систем с жидкой дисперсионной средой по типу агрегатного состояния дисперсной фазы (рис. 3.1).

5. Характеристика грубодисперсных систем (суспензий и эмульсий). На этом этапе занятия следует продемонстрировать обучающимся типичные суспензии: эмалевые краски, побелку («известковое молоко»), различные строительные взвеси, например те, которые строители называют цементным раствором. Особую группу составляют грубодисперсные системы, в которых концентрация дисперсной фазы относительно высока по сравне-

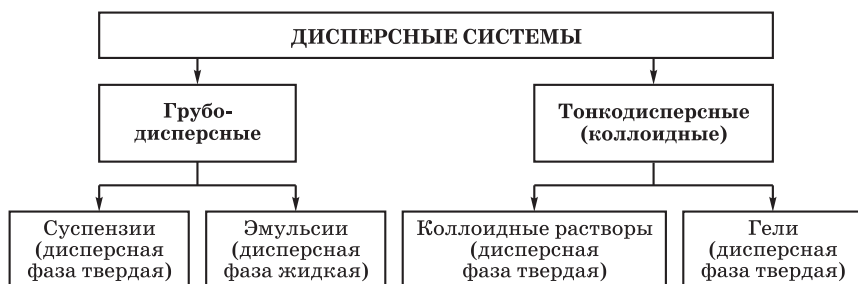


Рис. 3.1. Классификация дисперсных систем

нию с небольшой ее концентрацией в суспензиях. Такие дисперсные системы называют *пастами*. Преподаватель демонстрирует множество хорошо всем знакомых из повседневной жизни паст: зубных, гигиенических, косметических и т. д.

6. Характеристика коллоидных систем. Преподавателю следует подчеркнуть, что коллоидные системы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами. Необходимо обратить внимание и на то, что такие биологические жидкости, как кровь, лимфа, спинномозговая жидкость, представляют собой коллоидные системы, в которых активные вещества — белки, холестерин, гликоген и многие другие — находятся в коллоидном состоянии. Почему же именно коллоидному состоянию природа отдает такое предпочтение? Это связано в первую очередь с тем, что вещество в коллоидном состоянии имеет большую площадь поверхности раздела между фазами, а это способствует лучшему протеканию важнейших жизненных процессов — обмену веществ.

Опыт 1. Характеризуя коллоидный раствор (золь), преподаватель показывает отличие его от истинного раствора — демонстрирует эффект Тиндаля. Модификацию этого эффекта для аэрозолей (дисперсионная среда — газ, дисперсная фаза — жидкость) можно показать с помощью луча лазерной указки или луча настольной лампы. Если на луч света выпустить немного аэрозоля из упаковки, то можно наблюдать эффект Тиндаля.

Опыт 2. Преподаватель может продемонстрировать получение золя гидроксида железа(III) путем гидролиза хлорида железа(III). Для этого к 100 мл кипящей воды по каплям приливают немного (5—10 мл) 2%-го раствора FeCl_3 . Образуется коллоидный опалесцирующий раствор красивого красно-коричневого цвета.

Опыт 3. Красивый опалесцирующий желтый коллоидный раствор серы образуется при сливании разбавленных растворов тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и серной кислоты.

Если *золи* — это коллоидные системы с изолированными друг от друга частицами фазы, то *гели* — это коллоидные системы с соприкасающимися коллоидными частицами. Гели — студенистые тела, механические свойства которых в большей или меньшей степени подобны механическим свойствам твердых тел. Частицы дисперсной фазы соединены между собой в рыхлую пространственную сетку, которая содержит в своих ячейках дисперсионную среду, лишая текучести всю систему в целом. Типичные гели хорошо известны из повседневной жизни (рис. 3.2).

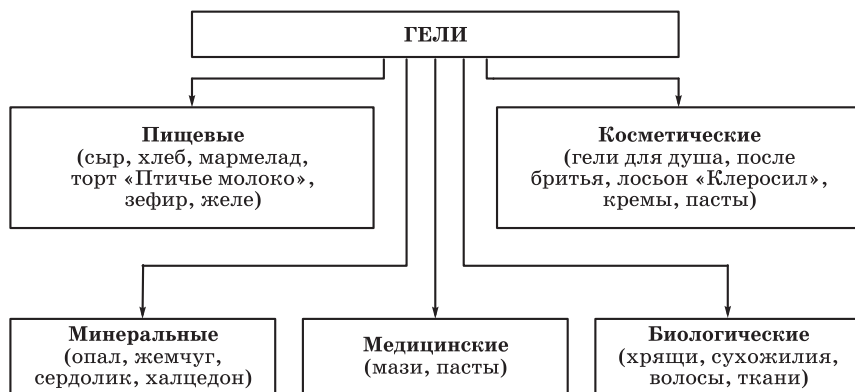


Рис. 3.2. Классификация гелей

Для гелей характерно явление *синерезиса* — самопроизвольного выделения жидкости. Синерезис сопровождается уплотнением пространственной сетки и уменьшением объема геля. Именно явление синерезиса определяет срок годности пищевых, косметических и медицинских гелей. Очевидно, многие наблюдали явление синерезиса при длительном хранении зефира, торта «Птичье молоко» и др.

Преподаватель, опираясь на межпредметные связи с биологией, может показать и положительное значение биологического синерезиса, хорошо известного под названием «свертывание крови», суть которого состоит в превращении растворимого белка фибриногена в нерастворимый фибрин:



Связь между гелями и золями может быть продемонстрирована на примере характерного свойства зелей — *коагуляции* — выпадения коллоидных частиц в осадок. Этот процесс происходит в результате объединения коллоидных частиц в более круп-

ные агрегаты. Коагуляция наступает только тогда, когда силы притяжения между частицами превышают силы отталкивания одноименно заряженных частиц фазы. Коагуляция может быть результатом действия различных факторов: изменение температуры, увеличение концентрации, механическое воздействие, облечение, добавление электролитов.

Взаимосвязь разных классов коллоидов можно описать таким образом:



Опыт 4. Преподаватель может продемонстрировать приготовление геля-желе из пищевого желатина (15 г), сахара (50 г) и теплой воды (450 мл).



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Получение особо чистых веществ привело к поразительным открытиям: их свойства сильно отличаются от свойств привычных нам веществ. Особо чистая вода не желает ни кипеть при 100 °С, ни замерзать при 0 °С. Вероятно, это связано с отсутствием в таких веществах «слабых мест» — примесей, дефектов, с которых обычно начинаются фазовые переходы.
- Болезнь серповидноклеточная анемия обусловлена неспособностью патологически измененного гемоглобина образовывать коллоидные частицы. В результате до 85 % гемоглобина в кровяных тельцах кристаллизуется, что и приводит к их серповидной деформации. Деформированные тельца закупоривают капилляры и выводят из строя жизненно важные органы. И все это из-за потери стабильности коллоидной системы!

ВОДА. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

4.1. Растворение. Растворы

Цель. Дать студентам представление о растворении как физико-химическом процессе и растворах как физико-химических системах. Рассмотреть факторы, от которых зависит растворимость веществ. Познакомить с классификацией растворов по признаку растворимости. Развивать навыки решения задач с использованием понятия «массовая доля растворенного вещества».

Оборудование. Коллекции растворов «Аптечка», «Приятного аппетита», «Чистюля», «Садовод», «Салон красоты», «Автомобиль» или соответствующие презентации в PowerPoint. Химические стаканы, пробирки, спиртовые термометры, спиртовка, медная сетка, стеклянная палочка, фарфоровая чашка для выпаривания. Бутылка или банка с газированной водой. Таблицы растворимости веществ в воде. Кривые растворимости веществ в воде в зависимости от температуры.

Реактивы. Гранулы NaOH, кристаллы NH_4NO_3 , медный купорос и безводный CuSO_4 , кристаллы Na_2SO_4 , пересыщенный раствор Na_2SO_4 (или кристаллогидрат ацетата натрия $\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$)

Ключевой вопрос. Что важно знать о растворении и растворах веществ с практической точки зрения?

Растворение. Растворы

Накануне этого занятия студенты получают групповые задания: Соберите коллекции растворов (или подготовьте презентации в PowerPoint) под рубриками «Аптечка», «Приятного аппетита», «Чистюля», «Садовод», «Салон красоты», «Автомобиль» для представления их на уроке.

В начале урока все группы студентов представляют свои домашние работы, отвечают на вопросы, делают дополнения, вместе с преподавателем оценивают работу в соответствии с известными им критериями.

Такой обзор разных растворов, с которыми мы встречаемся в повседневной жизни, покажет их разнообразие (растворы газов, жидких и твердых веществ в жидкостях, растворы твердых веществ — сплавы) и значение, повысит мотивацию к их изучению, поможет сформулировать тему и цель урока.

Преподаватель отмечает, что в повседневной жизни, в природе, технике, производстве, наиболее важную роль играют растворы веществ в воде. Если одним из компонентов раствора является вода, ее и называют растворителем, остальные компоненты — растворенными веществами. В этой теме речь будет идти о водных растворах.

Что такое растворение и растворы? Далее преподаватель и студенты в ходе беседы, обсуждения, обмена информацией, проведения лабораторных и демонстрационных опытов составляют обобщающий опорный конспект.

Опорный конспект (начало)

Ранние теории растворения

Физическая теория растворения объясняла этот процесс как распределение частиц растворенного вещества между частицами растворителя, исключая взаимодействие между ними.

С позиций химической теории растворения — частицы растворителя и растворенного вещества реагируют друг с другом (рис. 4.1).



Рис 4.1. Ранние теории растворения

Современная теория

Растворение — это физико-химический процесс. *Растворы* — это однородные (гомогенные) системы, состоящие из ча-

стиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия (гидратов).

Гидраты в растворах имеют непостоянный состав. Кристаллогидраты имеют постоянный состав:

- медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;
- глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
- сода кристаллическая $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Признаки химического взаимодействия при растворении

1. Тепловые явления:
 - экзотермические (+Q);
 - эндотермические (-Q).
2. Изменение цвета (рис. 4.2).

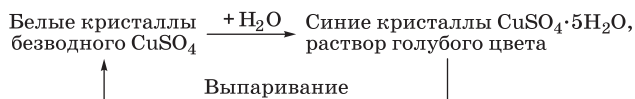


Рис. 4.2. Изменение цвета

Для фиксации тепловых явлений при растворении студенты проводят лабораторные опыты: **Опыт 1.** Растворение гранул NaOH в воде; **Опыт 2.** Растворение NH_4NO_3 в воде. Температурные изменения регистрируются спиртовым термометром или на ощупь.

В ряде случаев при растворении происходит изменение цвета. Преподаватель демонстрирует **опыт 3** (образование синих кристаллов при добавлении воды к безводному CuSO_4) и **опыт 4**. При выпаривании обогревание следует проводить равномерно и умеренно. Вещество начинает «кипеть», выделяются пары воды. Цвет вещества постепенно меняется с голубого на белый. Выделяется или поглощается тепло в этом процессе?

Процесс можно комментировать:

Купорос мой медный,
Почему ты бледный?
Потому я бледный,
Что нагрев мне вредный.
Воду поднеси мне —
Снова стану синим.

Далее преподаватель обращает внимание студентов на то, что некоторые вещества способны растворяться друг в друге в любых соотношениях, например этиловый спирт в воде. Однако чаще всего вещества растворимы друг в друге ограниченно. Например, при растворении небольшими порциями поваренной соли в воде

наступает момент, когда при ее добавлении кристаллы перестают растворяться. Таким образом, по содержанию растворенного вещества в растворе различают три вида растворов. (Продолжение работы по составлению опорного конспекта.)

Опорный конспект (продолжение)

Виды растворов по содержанию растворенного вещества

1. *Насыщенный* — раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется. Содержание вещества в насыщенном растворе — мера его растворимости. *Растворимость* (коэффициент растворимости) выражают в граммах вещества на 100 г растворителя (например, воды).

2. *Ненасыщенный* — раствор, в котором содержится меньше растворенного вещества, чем в насыщенном.

3. *Пересыщенный* — раствор, в котором растворенного вещества содержится больше чем в насыщенном.

Преподаватель поясняет, что пересыщенные растворы — нестабильные системы: если их встряхнуть, потеряет стеклян-

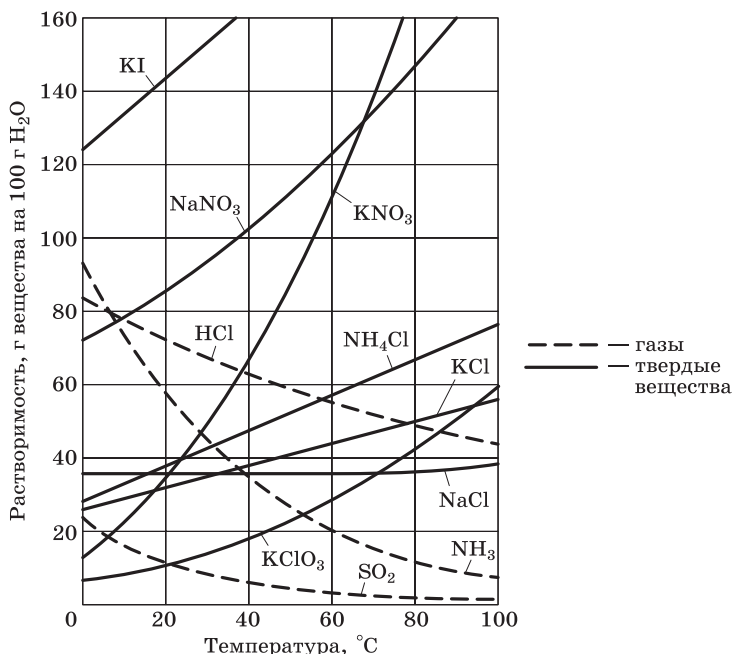


Рис. 4.3. Растворимость веществ в зависимости от температуры

ной палочкой о внутреннюю стенку сосуда, внести кристаллик, то избыток растворенного вещества выпадает в осадок.

Опыт 5. Заранее готовится пересыщенный раствор глауберовой соли: 250 г соли растворяют в 200 мл воды при нагревании на медной сетке и помешивании. Если раствор мутноват, его в горячем виде фильтруют через тканый материал в нагретую горячей водой колбу. Отфильтрованный раствор доводят до кипения, плотно закрывают и осторожно охлаждают до комнатной температуры. При демонстрации в раствор вносят кристаллик сульфата натрия — происходит быстрая кристаллизация во всем объеме, колбу можно перевернуть вверх дном, кристаллы останутся внутри. Для приготовления насыщенного раствора можно использовать 100 г безводного сульфата натрия и 200 мл воды.

Другой вариант опыта. В фарфоровой чашке нагревают кристаллогидрат ацетата натрия $\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ до получения жидкости. При разрушении кристаллогидрата выделяется вода, в которой растворяется ацетат натрия. Этот раствор при комнатной температуре является пересыщенным. Жидкость охлаждают до комнатной температуры и бросают в нее маленький кристаллик $\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. При попадании кристаллика в раствор вокруг него мгновенно происходит кристаллизация вещества.

Следующий вопрос для обсуждения на уроке: от каких факторов зависит растворимость веществ в воде. Студенты анализируют данные таблицы растворимости веществ в воде, кривые растворимости твердых и газообразных веществ в воде в зависимости от температуры (рис. 4.3), используют свой жизненный опыт, связанный с открыванием бутылок и банок с газированными напитками (можно провести демонстрацию), и делают выводы, которые записывают в формате опорного конспекта.

Опорный конспект (окончание)

Факторы, от которых зависит растворимость веществ

1. *Природа веществ*: растворимые (на 100 г воды: >1 г вещества); малорастворимые (от 0,001 г до 1 г); нерастворимые ($< 0,001$ г).

2. *Температура*: растворимость твердых веществ в воде при повышении температуры увеличивается, а газов уменьшается.

3. *Давление*: растворимость газов в воде увеличивается при повышении давления.

4. *Характер растворителя*: «подобное растворяется в подобном».

Последнее правило подскажет преподаватель и приведет студентам соответствующие примеры.

Основная часть урока завершается обсуждением способов оценки содержания растворенного вещества в растворе.

Для качественной оценки используют понятия «концентрированный раствор», «разбавленный раствор». Как вы это понимаете? Для количественной оценки содержания растворенного вещества в растворе, кроме растворимости вещества, используют другие способы выражения концентрации. Один из самых распространенных называется *массовой долей растворенного вещества* w . Это понятие аналогично массовой доле вещества в любой смеси, как гетерогенной, так и гомогенной.

Как определить массовую долю растворенного вещества? Студенты находят правильную формулу среди приведенных:

$$w = \frac{M(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})}, \quad w = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{H}_2\text{O})}, \quad w = \frac{m(\text{р-ра})}{m(\text{в-ва})}.$$

Далее студенты объясняют информацию, указанную на этикетках применяемых в быту растворов: 70%-я уксусная кислота, 5%-я настойка иода, 25%-й нашатырный спирт.

Решение стандартных задач на массовую долю растворенного вещества и новых задач «на кристаллогидраты» (продвинутым студентам) можно предложить в домашнем задании. А в группах технологического и естественно-научного профилей при наличии времени преподаватель разбирает со студентами новые задачи из рубрики «Учимся решать задачи».

Учимся решать задачи

Задача 1. Вычислите массу сульфата калия, содержащегося в насыщенном при 15 °С растворе массой 250 г, если растворимость соли при этой температуре составляет 101 г/л воды.

Решение:

1) Если растворимость составляет 101 г в 1 л раствора, то масса такого раствора равна 101 г + 1 000 г = 1 101 г.

2) Составим пропорцию и решим ее:

101 г вещества растворяется в 1 101 г раствора,
 x г вещества растворяется в 250 г раствора,

$$x = \frac{250 \cdot 101}{1101} = 23 \text{ г.}$$

Ответ: 23 г.

Задача 2. Растворимость сульфата калия при 80 и 10 °С соответственно равна 214 и 93 г/л воды. Какая масса сульфата калия выделится при охлаждении до 10 °С насыщенного при 80 °С раствора массой 60,7 г?

Решение:

1) Рассмотрим растворы, содержащие 1 л воды.

Масса нагретого раствора равна 214 г вещества + 1 000 г воды = 1 214 г.

При охлаждении раствора из него выпадает сульфат натрия, а вода остается.

Масса воды в охлажденном растворе будет равна 1 000 г, а масса вещества

$$214 - 93 = 121 \text{ г.}$$

- 2) Составим пропорцию и решим ее:
из раствора массой 1 214 г выпадает 121 г вещества,
из раствора массой 60,7 г выпадает x г вещества,

$$x = \frac{60,7 \cdot 121}{1\,214} = 6,05 \text{ г.}$$

Ответ: 6,05 г.

В конце урока для рефлексии важно услышать ответы студентов на ключевой вопрос «Что важно знать о растворении и растворах веществ с практической точки зрения?»



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Может ли насыщенный раствор быть разбавленным? Может ли ненасыщенный раствор быть концентрированным? Аргументируйте свою точку зрения.

2. Кристалл вещества поместили в его раствор: а) ненасыщенный, б) насыщенный, в) пересыщенный. Опишите наблюдаемые при этом явления.

3. Где и при каких условиях в природе или быту наблюдается кристаллизация веществ из насыщенных растворов? Приведите примеры.

4. В 1 л воды при н.у. растворили 44,8 л хлороводорода. Какова будет массовая доля вещества в этом растворе?

5. К 70 г раствора с массовой долей хлорида кальция 40 % добавили 18 мл воды и 12 г этой же соли. Вычислите массовую долю соли (в процентах) в полученном растворе.

6. Вычислите массу нитрата калия (в граммах), которую следует растворить в 150 г раствора с массовой долей этой соли 10 % для получения раствора с массовой долей 12 %.

7. Определите, какую массу 17% -го раствора хлорида меди(II) надо взять, чтобы при добавлении 15 г воды получить раствор с массовой долей соли 10 %?

8. В 200 г воды растворили 75 г декагидрата сульфата натрия. Рассчитайте массовую долю сульфата натрия (в процентах) в полученном растворе.

9. Растворимость бромиды кальция при 0 °С составляет 125 г/100 г воды. Является ли бромид кальция хорошо раство-

римым, малорастворимым или нерастворимым веществом? Как называется раствор, содержащий 120 г бромида кальция на 100 г воды при 0 °С?

10. Растворимость хлорида натрия при 70 и 20 °С соответственно равна 375 и 359 г/л воды. Какая масса хлорида натрия выделится при охлаждении до 20 °С насыщенного при 70 °С раствора массой 55 г? (Ответ: 0,64 г.)



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- В жидких и твердых растворах в общем случае объем раствора не равен сумме объемов компонентов, и использование объемной доли редко оправдано. Но одна из самых важных в быту концентраций — концентрация спиртовых растворов — измеряется именно в объемных долях (градусы представляют собой объемные проценты спирта в напитке).
- Если водолазы слишком быстро поднимаются с глубины, где находились под повышенным давлением, на поверхность с нормальным атмосферным давлением, то у них возникает кессонная болезнь. При уменьшении давления происходит уменьшение растворимости азота в крови. Выделение пузырьков азота в кровеносной системе препятствует кровообращению в мелких кровеносных сосудах и вызывает сильную боль.
- Витамины В и С растворимы в воде, а витамины А, D, Е и К плохо растворимы в воде, зато хорошо растворяются в неполярных растворителях (например, жирах). Поэтому при недостатке витаминов А, D, Е и К их следует употреблять с жирной пищей. Жирорастворимые витамины могут накапливаться в организме, тогда как водорастворимые легко выводятся из него. Это значит, что витамины В и С нужно принимать с пищей ежедневно!
- Содержание кислорода в воздухе составляет около 21 % по объему. Однако в смесях для дыхания водолазов кислорода гораздо меньше — до 2 % (по объему). Давление на глубинах, где работают водолазы, достигает 10 атм, и при указанном процентном содержании кислорода его давление составит около 0,2 атм, что соответствует нормальному парциальному давлению кислорода в атмосфере. Если же использовать для дыхания на глубине обычный воздух, давление кислорода будет слишком высоким. Частота дыхания при этом уменьшается, и из организма перестает удаляться углекислый газ, что может привести к отравлению.
- Растворение веществ друг в друге приводит к понижению температуры кристаллизации раствора. Так, раствор, содержащий 23,4 % (по массе) NaCl и 76,6 % воды, кристаллизуется лишь при –21,2 °С. Этим пользуются дворники, посыпая лед солью, что приводит к его таянию.
- Может ли процесс растворения не сопровождаться тепловым эффектом? Может, если компоненты раствора плохо взаимодействуют как

между собой, так и друг с другом. Это растворение неполярных веществ, сходных по своей природе: например растворение гексана в октане.

4.2. Теория электролитической диссоциации

Цель. Закрепить и углубить знания студентов об основных понятиях теории электролитической диссоциации (ТЭД). Совершенствовать умение студентов применять эти знания на практике. Показать универсальность ТЭД, т. е. ее применимость как для неорганических, так и для органических веществ.

Оборудование. Презентация в PowerPoint по теме «Теория электролитической диссоциации». Прибор для определения электропроводности растворов веществ. Химические стаканчики. Таблица растворимости кислот, оснований, солей. Раздаточные материалы: опорный конспект «Теория электролитической диссоциации», задания проверочной работы.

Реактивы. Кристаллы и раствор NaCl, растворы NaOH, HCl, CH_3COOH , этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, кристаллы и раствор сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Ключевой вопрос. Каковы отличия в составе и свойствах применяемых растворов веществ с позиций ТЭД?

Теория электролитической диссоциации

«**Мозговая атака**». Преподаватель на доске пишет аббревиатуру «ТЭД» и предлагает студентам вспомнить все, с чем ассоциируется эта запись. Это позволит высказаться большому количеству ребят, определить тему и цель урока, сформулировать ключевой вопрос.

Преподаватель обращается к историческим фактам: в 1837 г. в Лондоне в лаборатории Королевского института работали два ученых: Гемфри Деви и Майкл Фарадей. Они начали исследования в области электричества и ввели понятия, которыми мы пользуемся до сих пор. Вспомним их.

Студенты выполняют устно тест «Закончи определение понятия», представленный в презентации.

1. Положительно заряженный электрод — ...(анод).
2. Отрицательно заряженный электрод — ...(катод).
3. Направленное движение заряженных частиц — ...(электрический ток).
4. Положительно заряженные частицы — ...(катионы).
5. Отрицательно заряженные частицы — ...(анионы).
6. Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток — ...(электролиты).

7. Вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, — ... (неэлектролиты).

8. Процесс образования электролитом ионов при растворении или расплавлении вещества — ... (диссоциация).

Используя специальный прибор, преподаватель демонстрирует **опыты** по определению электропроводности разных веществ и их растворов: кристаллы и раствор NaCl, растворы NaOH, HCl, CH₃COOH, этилового спирта C₂H₅OH, кристаллы и раствор сахара C₁₂H₂₂O₁₁.

Студенты закрепляют основные понятия данной темы, указывают на принадлежность солей, кислот и оснований к электролитам, называют примеры неэлектролитов, электропроводность электролитов объясняют их диссоциацией, а электрический ток — движением образующихся в этом процессе ионов (ионной проводимостью).

Впервые явление диссоциации объяснил шведский химик Сванте Аррениус в 1887 г. Однако ему не удалось полностью раскрыть механизм этого процесса. Он не учитывал роль молекул растворителя и полагал, что в водном растворе находятся свободные ионы.

Большой вклад в развитие теории электролитической диссоциации внесли отечественные химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский, применившие к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию растворов Д. И. Менделеева. Это позволило понять роль воды (гидратация электролита) и образование подвижных гидратированных ионов, отличающихся по свойствам от негидратированных.

Преподаватель демонстрирует медный купорос с синими гидратированными ионами меди (+2) и бесцветные кристаллы безводного CuSO₄ с негидратированными ионами меди (+2). Анализируя состав электролитов, студенты делают вывод, что к ним относятся вещества с ионным и ковалентным полярным типом связи. Как происходит распад вещества на ионы? Каков механизм электролитической диссоциации? Используя презентацию, материал учебника (см. рис. 4.2, 4.3), студенты делают выводы.

1) Диссоциация электролитов с ионной связью протекает в три стадии (рис. 4.4).

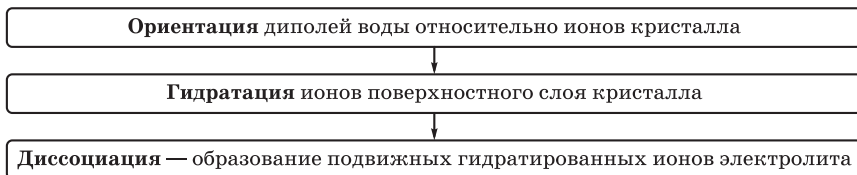


Рис 4.4. Три стадии диссоциации электролитов с ионной связью

2) Диссоциация электролитов с ковалентной полярной связью протекает в четыре стадии (рис. 4.5).

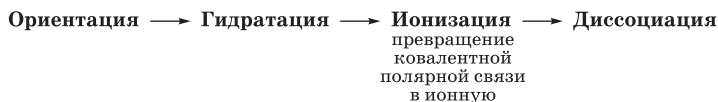
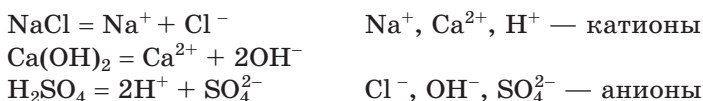


Рис. 4.5. Диссоциация электролитов с ковалентной полярной связью

Далее обсуждается вопрос о форме записи процесса диссоциации. Студенты составляют уравнения диссоциации. Например:



Преподаватель предлагает студентам вспомнить известные из курса основной школы положения теории электролитической диссоциации и оформить их в виде опорного конспекта. Можно, сформулировав устно основные положения теории, вклеить в тетрадь распечатку опорного конспекта.

Опорный конспект

Основные положения ТЭД

1. По способности проводить электрический ток в растворах вещества делят на электролиты и неэлектролиты. *Электролиты* — вещества, растворы которых проводят электрический ток (соли, кислоты, основания). *Неэлектролиты* — вещества, растворы которых не проводят электрический ток (неметаллы, многие органические вещества, ряд бинарных соединений).

2. В растворах электролиты диссоциируют, т. е. образуют подвижные гидратированные ионы.

3. Разные электролиты в различной степени диссоциируют на ионы.

Отношение количества вещества n_d , распавшегося на ионы, к общему количеству растворенного вещества n_p называют степенью *электролитической диссоциации* α :

$$\alpha = \frac{n_d}{n_p}$$

Сильные электролиты ($\alpha \rightarrow 1$) в растворах диссоциируют почти полностью: щелочи, почти все соли, кислоты HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HI и др. *Слабые электролиты* ($\alpha \rightarrow 0$) диссоциируют незначительно и обратимо: кислоты H_2S , H_2CO_3 , HCN , CH_3COOH , многие нерастворимые гидроксиды и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, вода. При разбавлении раствора α увеличивается.

Опыт. Демонстрация изменения электропроводности уксусной кислоты при разбавлении раствора.

4. Свойства растворов сильных электролитов определяются свойствами тех ионов, которые образуются при их диссоциации.

Кислоты при диссоциации образуют катионы H^+ (общее) и анионы кислотного остатка. Характерные свойства кислот — кислый вкус, изменение окраски индикаторов, взаимодействие с основными оксидами и основаниями — обусловлены катионами H^+ .

Основания при диссоциации образуют анионы OH^- (общее) и катионы металла. Общие свойства оснований — мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов, взаимодействие с кислотами и др. — обусловлены анионами OH^- .

Соли (средние) при диссоциации образуют катионы металла (аммония) и анионы кислотного остатка, которые и определяют их свойства.

Актуализацию основных положений теории электролитической диссоциации можно закончить обсуждением вопросов, перечисленных ниже.

- В отличие от сильных электролитов, чем определяются свойства слабых электролитов в растворе? Приведите примеры.
- В отличие от электролитов, чем определяются свойства растворов неэлектролитов? Приведите примеры.

Применить актуализируемые и новые знания по ТЭД, оценить уровень своих достижений студенты могут при выполнении тестовых заданий.



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ, ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

Вариант 1

1. Лампочка для испытания электролитической проводимости веществ загорится при помещении электродов:

- 1) в раствор серной кислоты;
- 2) в воду;
- 3) в гидроксид железа(III);
- 4) в раствор сахара.

2. Верны ли следующие утверждения об электролитах?

А) Анионы кислотных остатков образуются при диссоциации кислот и солей.

Б) Электролитами являются вещества с ионной или ковалентной полярной связью.

- 1) Верно только А; 3) верны оба суждения;
2) верно только Б; 4) оба суждения не верны.

3. Формула вещества, которое при электролитической диссоциации образует силикат-ионы:

- 1) CaSiO_3 ; 2) Na_2SiO_3 ; 3) H_2SiO_3 ; 4) SiO_2 .

4. Формула вещества, при диссоциации которого образуются катионы алюминия:

- 1) $\text{Al}(\text{OH})_3$; 2) NaAlO_2 ; 3) Al_2O_3 ; 4) AlCl_3 .

5. Формула сильного электролита:

- 1) H_2O ; 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; 3) KOH ; 4) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

6. Наибольшее количество ионов образуется при диссоциации 1 моль:

- 1) сульфата меди(II); 3) хлорида алюминия;
2) серной кислоты; 4) гидроксида натрия.

7. Выберите два утверждения, справедливые для электролитической диссоциации.

А) Свойства гидратированных и негидратированных ионов одинаковые.

Б) Все основания — сильные электролиты.

В) Свойства сильных электролитов обусловлены свойствами образующихся при их диссоциации ионов.

Г) При диссоциации образуются сложные катионы и анионы.

Д) Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита.

8. Установите соответствие между формулами электролитов и продуктами их электролитической диссоциации.

Формула вещества

Продукты диссоциации

1) K_2SO_4

а) $\text{NH}_3 + \text{HCl}$

2) NH_4Cl

б) $\text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$

3) HNO_3

в) $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

г) $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

д) $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

Вариант 2

1. Неэлектролитом является:

- 1) соляная кислота; 3) хлорид натрия;
2) азот; 4) гидроксид калия.

2. Верны ли следующие утверждения об электролитах?

А) Степень электролитической диссоциации сильных электролитов близка к 100 %.

Б) Растворимые в воде соли являются сильными электролитами.

- 1) Верно только А; 3) верны оба утверждения;
2) верно только Б; 4) оба утверждения не верны.

3. Формула вещества, которое при электролитической диссоциации образует катионы кальция:

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 2) CaO ; 3) CaCO_3 ; 4) KNO_3 .

4. Формула вещества, при диссоциации которого образуются сульфат-ионы:

- 1) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 2) Na_2S ; 3) K_2SO_3 ; 4) BaSO_4 .

5. Формула слабого электролита:

- 1) HNO_3 ; 2) HBr ; 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; 4) H_2S .

6. Наибольшее количество катионов образуется при диссоциации 1 моль:

- 1) сульфата натрия; 3) нитрата алюминия;
2) хлорида кальция; 4) гидроксида калия.

7. Выберите два утверждения, справедливые для электролитической диссоциации.

А) Степень электролитической диссоциации не зависит от природы электролита.

Б) Кислоты при диссоциации не образуют одинаковых ионов.

В) При разбавлении раствора слабого электролита степень электролитической диссоциации увеличивается.

Г) Образующиеся при диссоциации ионы в растворе гидратированы.

Д) Для сильных электролитов процесс диссоциации является обратимым.

8. Установите соответствие между видом ионов и формулами электролитов, при диссоциации которых эти ионы образуются.

Ион

- 1) S^{2-}
2) OH^-
3) Cu^{2+}

Формула электролита

- а) CuS
б) KOH
в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
г) CuCl_2
д) Na_2S



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Какому известному ученому в признание особого значения теории электролитической диссоциации для развития химии в 1903 г. присуждена Нобелевская премия?

2. Решите словесные пропорции. Между понятиями первой и второй пары существует одинаковая смысловая связь. Во вто-

рой паре известно только первое понятие, предложите второе понятие.

а) Металлы – электроны = электролиты – ?

б) Электронная проводимость – металлы = ионная проводимость – ?

3. Как вы думаете, будут ли электролиты диссоциировать на ионы при растворении их в керосине? Аргументируйте свой ответ.

4. Приведите примеры формул веществ, образующих в водном растворе цветные ионы: а) катионы, б) анионы. Приведите соответствующие уравнения их диссоциации.

5. Напишите формулы трех веществ, при растворении которых в воде образуются одинаковые: а) катионы, б) анионы. Приведите соответствующие уравнения их диссоциации.

6. Растения и животные нуждаются в соединениях фосфора как элемента, входящего в состав жизненно важных веществ. Однако сброс фосфатов со сточными водами вызывает бурное развитие синезеленых водорослей, а жизнедеятельность всех прочих организмов угнетается. Определите количество катионов и анионов (в моль), образующихся при диссоциации 25 моль фосфата натрия.

7. Рассчитайте степень диссоциации борной кислоты H_3BO_3 , если известно, что в растворе из каждых 500 молекул распались на ионы только 60. Сильный или слабый по силе этот электролит?

8. Рассчитайте, сколько молекул электролита продиссоциирует из каждых 140 молекул в растворе, если степень диссоциации составляет 85 %. Сильный или слабый по силе этот электролит?

9. Изучите информацию, представленную на рис. 4.6. Сформулируйте главную мысль информации в виде подписи к фотографиям.



Рис. 4.6. Рисунок к заданию 9

10. Изучите информацию, представленную на рис. 4.7. Сформулируйте главную мысль информации в виде подписи к рисунку.

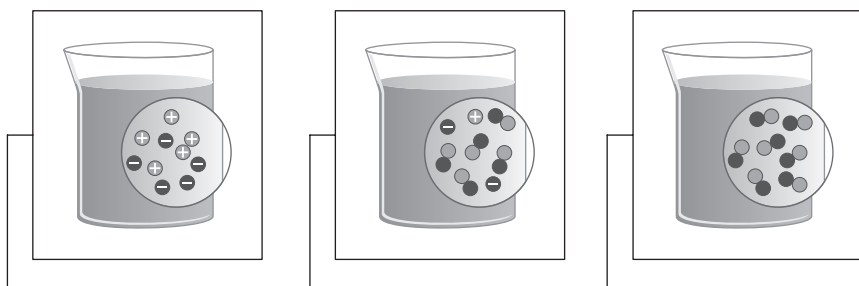


Рис. 4.7. Рисунок к заданию 10

11. Подготовьте презентацию на тему «Применение электролитов в быту».

12. Подготовьте презентацию на тему «Применение электролитов в хозяйственной деятельности человека».



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Слово «диссоциация» происходит от латинского *dissociatio* — разъединение, разделение.
- Известно, что значения температуры замерзания и кипения растворов солей отличались от теоретически рассчитанных. Так температура замерзания раствора хлорида натрия оказалась ниже теоретической для частиц NaCl . Эксперимент совпадал с теорией лишь при предположении, что в разбавленном растворе хлорида натрия существует в два, а в растворе хлорида кальция — в три раза больше частиц, т.е. соли в растворе должны распадаться на несколько частиц.
- В конце XIX в. не было еще четкого понимания, чем ионы отличаются от атомов. И казалось невероятным, как, например, поваренная соль может в воде существовать в виде ионов натрия и хлора. Ведь известно, что натрий бурно реагирует с водой, а раствор хлора окрашен и ядовит. Кроме того, теория не объясняла причину, почему вещества в воде распадаются на ионы и откуда берется энергия, необходимая для того, чтобы разделить разноименно заряженные заряды, притягивающиеся друг к другу. Поэтому диссертация Аррениуса получила плохие отзывы.
- При растворении электролитов в воде вокруг каждого иона образуется многослойная сфера из молекул воды — «гидратная шуба» иона. Из неорганических ионов сильнее всего гидратируется H^+ , давая ионы H_3O^+ , H_5O_2^+ , H_7O_4^+ и т.д. При разбавлении раствора серной кислоты гидратация не заканчивается полностью, даже когда в растворе на 1 моль кислоты приходится 500 тыс. моль воды.
- И.А. Каблуков вел большую общественную деятельность, возглавлял разнообразные комиссии, отделения и секции научных обществ и, конечно, ему приходилось подписывать множество бумаг. Но он терпел

не мог однообразной бумажной работы. Однажды, чтобы быстрее закончить скучное дело, Иван Алексеевич стал сокращенно писать имя и фамилию — *Ив. Каблуков*, а потом еще короче — *Ив. Каблук*. Увидев последнюю бумагу, он так обрадовался, что решил подписаться полностью и гордо вывел: «Каблук Иванов».

- Наверное, вы замечали, что пресная вода, попав в глаза, может вызвать чувство рези и покраснение. А морская вода (если море не очень соленое) для глаз комфортна. Дело в том, что для глаза очень важна концентрация ионов в жидкости, его омывающей (слезе). Уменьшение концентрации ионов приводит к тому, что лопаются капилляры, и глаз краснеет. То же самое происходит, если необходимо внутривенное вливание жидкости. Если человеку сделать укол чистой водой, то последствия могут быть печальными — нарушится проницаемость сосудов и капилляров. А раствор простой поваренной соли в концентрации 0,9% — так называемый физиологический раствор — вливают внутривенно, если человек потерял много крови. И в глазных каплях всегда выдерживается общее количество растворенных ионов, соответствующее физиологическому.

КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

5.1. Кислоты в свете теории электролитической диссоциации (ТЭД)

Цель. Рассмотреть классификацию кислот по различным признакам. Охарактеризовать свойства кислот в свете ионных представлений. Развивать умение студентов прогнозировать возможные химические свойства кислот и проводить химический эксперимент. Обобщить информацию о способах получения и областях использования кислот.

Оборудование. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, инструкция по технике безопасности. Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде.

Реактивы. Растворы HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , NaOH , CuSO_4 , Na_2CO_3 , AgNO_3 . Индикаторы: лакмус, фенолфталеин. Металлы: Cu , Zn .

Ключевой вопрос. Какова сущность химических свойств кислот в свете ионных представлений и какую роль кислоты играют в жизни человека?

Классификация кислот

Эта часть урока проводится преподавателем в форме беседы и никаких затруднений, как правило, у студентов не вызывает. Они уверенно формулируют: *кислоты* — это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка.

Преподаватель предлагает обобщить классификацию кислот по разным признакам. Зачем нужно классифицировать вещества? Стремление к классификации свойственно человеческому мозгу. Разделив объекты на классы, гораздо проще систематизировать сведения о них. Так, все кислоты имеют общие свойства, принципиально отличные от свойств, характерных, например, для щелочей. Зная эти общие свойства и отнеся вещество к классу кислот, тем самым мы знаем свойства этого вещества, хотя, может быть, не провели ни одной химической реакции с его участием.

Студенты называют известные им признаки классификации кислот и приводят соответствующие примеры.

Химические свойства кислот в свете ТЭД

Студенты приводят на доске примеры уравнений диссоциации кислот, отмечают, что общие свойства кислот определяются их диссоциацией с образованием катионов водорода, перечисляют известные им свойства кислот: кислый вкус, действие на индикаторы, электрическая проводимость, взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями.

Повторение свойств кислот и углубление знаний на основе теории электролитической диссоциации поддерживается лабораторными опытами, которые приведены в учебнике, комментариями студентов и преподавателя.

Студенты вспоминают правила ТБ при работе с химическими реактивами и лабораторным оборудованием (инструкция по ТБ) и приступают к лабораторной работе, используя рекомендации из раздела «Лабораторные опыты». Для примера приведены номера лабораторных опытов из учебника для технологического профиля.

Изменение окраски индикаторов (лабораторный опыт № 7)

Взаимодействие кислот с основаниями. С основаниями (щелочами и нерастворимыми в воде основаниями) и амфотерными гидроксидами взаимодействуют все кислоты (**лабораторный опыт № 10**). По итогам опытов необходимо объяснить результаты наблюдений, написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Студенты в тетрадах и на доске записывают молекулярные уравнения. Преподаватель, обращая внимание на наличие сильных электролитов среди исходных веществ и продуктов реакции, выясняет, в каком виде существуют сильные электролиты в растворе. Сильные электролиты существуют в растворах в виде ионов, и поэтому реакции, протекающие в таких растворах, — это реакции между ионами. Для записи таких реакций используют так называемые ионные уравнения. Далее записывается полное ионное уравнение реакции, затем — сокращенное ионное уравнение, отражающее сущность происходящей реакции (табл. 5.1).

Полученное сокращенное ионное уравнение реакции отражает суть реакции нейтрализации между щелочью и растворимой сильной кислотой. Студентам предлагается написать аналогичный пример реакции нейтрализации в трех формах.

Затем в той же последовательности разбираются особенности проведенной студентами второй реакции с участием нерастворимого основания и для закрепления приводится новый пример.

ТАБЛИЦА 5.1. ПРИМЕР ОФОРМЛЕНИЯ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИИ
В МОЛЕКУЛЯРНОЙ И ИОННОЙ ФОРМЕ

Форма записи уравнения	Пример
Молекулярное уравнение	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ сильные электролиты сильный электролит
Полное ионное уравнение: отражается диссоциация сильных электролитов	$2\text{Na}^{\pm} + 2\text{OH}^{-} + 2\text{H}^{+} + \text{SO}_4^{2-} =$ $= 2\text{Na}^{\pm} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
Сокращенное ионное уравнение: исключены одинаковые ионы (они не участвовали в реакции)	$\text{OH}^{-} + \text{H}^{+} = \text{H}_2\text{O}$ сущность реакции

Взаимодействие кислот с солями. Сначала преподаватель просит студентов вспомнить условия протекания реакций обмена в растворах веществ до конца (правило Бертолле). Это правило относится и к растворам электролитов.

Правило Бертолле. Реакции обмена в растворах электролитов протекают до конца (возможны) только тогда, когда в результате реакции образуется либо твердое малорастворимое или нерастворимое вещество (осадок), либо газ, либо вода или любой другой слабый электролит.

Делается вывод: взаимодействие кислот с солями возможно, если образуется газ или осадок.

Далее студенты проводят *лабораторный опыт № 11* и с поддержкой преподавателя объясняют результаты наблюдений — записывают соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Преподаватель акцентирует внимание ребят на качественных реакциях. Это реакции, которые позволяют отличить одни вещества от других, а также узнать качественный состав неизвестных веществ.

Качественной реакцией на соли угольной кислоты (карбонат-ионы CO_3^{2-} или гидрокарбонат-ионы HCO_3^{-}) является их взаимодействие с кислотами (точнее с катионами H^{+}). Почему? Что при этом вы наблюдаете?

Качественной реакцией на галогенид-ионы Cl^{-} , Br^{-} , I^{-} (кроме ионов F^{-}) является реакция с нитратом серебра(I) (точнее с катионами Ag^{+}). Почему? Что при этом вы наблюдаете?

Качественной реакцией на серную кислоту и ее соли, т. е. сульфат-ионы SO_4^{2-} , является реакция с раствором соли бария (точнее с катионами Ba^{2+}). Почему? Что при этом вы будете наблюдать?

Подберите соответствующие реактивы, проведите реакцию, напишите уравнение реакции в трех формах.

Далее подводятся итоги изучения реакций ионного обмена (с участием кислот). Обращается внимание на «правила обмена»:

Эти «правила обмена»
Не забудем никогда:
В результате непременно
Должен быть осадок, газ или вода!

Также отмечается, что в ионных уравнениях в недиссоциированной форме записывают формулы практически нерастворимых в воде соединений (BaSO_4 , AgCl , $\text{Fe}(\text{OH})_3$), малодиссоциирующих веществ (H_2O , CH_3COOH) и газообразных веществ (H_2S).

Изучение общих свойств кислот в свете ТЭД продолжается на следующем уроке.

Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами. С основными и амфотерными оксидами взаимодействуют все сильные кислоты. Студенты выполняют *лабораторный опыт № 9*, записывают два разных молекулярных уравнения с участием соляной и серной кислот. Для выяснения сущности реакций составляются ионные уравнения с учетом, что оксид меди — неэлектролит. В итоге студенты получают одинаковое сокращенное ионное уравнение, отражающее суть взаимодействия данного оксида с любой сильной кислотой.

Взаимодействие металлов с растворами кислот. Студенты выполняют *лабораторный опыт № 8*, составляют сокращенное ионное уравнение для объяснения результата реакции кислоты с цинком, формулируют условия, при которых происходит взаимодействие металла с кислотой в растворе, отвечая на представленные ниже вопросы преподавателя.

- Какие металлы могут взаимодействовать с растворами кислот? (Для ответа сравните положение цинка и меди в ряду напряжений металлов.)
- Почему не рекомендуется в этой реакции использовать щелочные металлы?
- Почему свинец не взаимодействует с серной кислотой в растворе?
- Далее преподаватель подчеркивает, что концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации взаимодействуют с металлами по-особому. Этот материал рассматривается в контексте учебника.

Получение кислот

Эта часть урока может пройти в форме беседы, итогом которой будет составленный конспект. В сильных группах преподаватель

может предложить студентам самостоятельно изучить этот материал по учебнику и завершить неполный конспект.

1. *Бескислородные кислоты* можно получить из простых веществ: $\text{H}_2 + \text{Cl} \xrightarrow{h\nu} 2\text{HCl}$

Напишите уравнение реакции получения сероводородной кислоты.

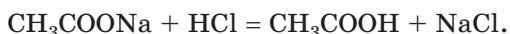
2. *Кислородсодержащие кислоты* можно получить гидратацией соответствующих кислотных оксидов:



Напишите уравнения реакций получения фосфорной, азотной, азотистой кислот. Какую кислоту нельзя получить таким способом?

3. *Слабые* или *летучие кислоты* могут быть вытеснены из солей более сильными или менее летучими кислотами (реакции обмена). Приводятся примеры.

- *Сильная* соляная кислота вытесняет *слабую* уксусную из растворов ее солей:



Составьте сокращенное ионное уравнение этой реакции.

- Сильная *нелетучая* серная кислота вытесняет сильную летучую кислоту в виде хлороводорода, образующего в растворе соляную кислоту:



Обсуждается вопрос: почему эта реакция не протекает в растворе?

Преподаватель говорит, что аналогичным способом можно получить и фосфорную кислоту из фосфата кальция. Учащиеся приводят соответствующее уравнение реакции.

Завершается изучение свойств кислот: рассмотрены сущность химических свойств кислот в свете ионных представлений и получение кислот. А зачем нужно получать кислоты, какую роль они играют в жизни человека? Студенты отвечают на этот вопрос с помощью подготовленных к уроку презентаций в PowerPoint.

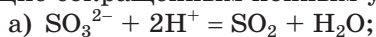


ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Поясните понятия: одноосновная бескислородная кислота, двухосновная кислородсодержащая кислота. Приведите примеры соответствующих кислот.

2. Почему в одном сосуде не могут одновременно сосуществовать кислота и основание?

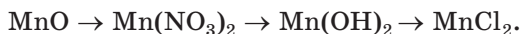
3. Напишите молекулярные уравнения реакций, соответствующие сокращенным ионным уравнениям:



4. Выберите формулы веществ, с которыми будет взаимодействовать серная кислота в растворе: Ag, Zn, FeO, CO₂, Mg(OH)₂, KCl, Na₂SiO₃. Напишите уравнения возможных реакций в молекулярном и сокращенном ионном виде.

5. Составьте план распознавания растворов трех кислот: соляной, серной, азотной.

6. Напишите молекулярные и ионные уравнения, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



7. Определите объем газа (н.у.), полученного при взаимодействии раствора серной кислоты с техническим алюминием массой 29 г, содержащим 6,9 % примесей.

8. Определите массу осадка, полученного при сливании избытка соляной кислоты с 6%-м раствором нитрата серебра массой 85 г.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Серная и азотная кислоты «ответственны» за кислотные дожди. Обычный дождь имеет слегка кислотную среду из-за взаимодействия углекислого газа с атмосферной влагой с образованием угольной кислоты. Угольная кислота очень слабая и неустойчивая. Но ситуация меняется, когда в атмосфере оказываются оксиды серы и азота, выбрасываемые тепловыми электростанциями, заводами и автомобилями. Образующиеся из них кислоты — серная и азотная — сильные. Кислотные дожди вредны не только для организмов, живущих в воде и почве, они разрушают известняк, мрамор и бетон.
- Фторантимоновая кислота HSbF₆ — чрезвычайно едкая, токсичная, чувствительная к влаге, сильнейшая из всех известных «суперкислот». Эта кислота хранится в кислотоустойчивых PTFE (политетрафторэтиленовых, или тефлоновых) контейнерах.

5.2. Основания в свете ТЭД

Цель. Рассмотреть классификацию оснований. Охарактеризовать свойства оснований в свете ионных представлений. Развивать умение студентов прогнозировать возможные химические свойства оснований и проводить химический эксперимент. Обобщить информацию о способах получения и областях использования оснований.

Оборудование. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, инструкция по технике безопасности. Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде.

Реактивы. Растворы HCl , H_2SO_4 , NaOH , CuSO_4 , NH_4Cl . Концентрированный раствор NaOH . Пластмассовая бутылка с углекислым газом. Индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый.

Ключевой вопрос. Какова сущность химических свойств оснований в свете ионных представлений и какую роль основания играют в жизни человека?

Классификация оснований

На этом занятии студенты продолжают изучать сложные вещества — электролиты. На доске написаны формулы оснований, в том числе и гидроксида аммония, гидрата аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Студенты формулируют тему и цель урока, дают определение основаниям с позиций электролитической диссоциации: основания — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы гидроксогрупп. Преподаватель обращает внимание на особенность состава гидрата аммиака.

Поскольку признаки классификации оснований аналогичны признакам классификации кислот, то этот материал не вызывает затруднений у студентов.

Химические свойства оснований в свете ТЭД

Студенты приводят на доске примеры уравнений диссоциации оснований, отмечают, что общие свойства оснований определяются их диссоциацией с образованием анионов гидроксогрупп. Растворы щелочей мылкие на ощупь, изменяют окраску индикаторов. Преподаватель может добавить, что щелочи разъедают кожу и ткань. Поэтому гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов называют едкими щелочами, а гидроксид натрия — едким натром. Нерастворимые основания этими свойствами не обладают.

Повторение свойств оснований и углубление знаний на основе теории электролитической диссоциации поддерживаются лабораторными опытами и дополнениями преподавателя. Преподаватель предлагает сначала обсудить *свойства щелочей*.

Студенты повторяют правила техники безопасности (ТБ) при работе с химическими реактивами и лабораторным оборудованием (инструкция по ТБ).

С какими еще веществами взаимодействуют щелочи? Выслушиваются ответы студентов, продолжается изучение химических свойств щелочей.

Испытание растворов щелочей индикаторами (*лабораторный опыт № 12*)

Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами. Какие оксиды называют кислотными? Какие вещества образуются при взаимодействии щелочей с кислотными оксидами? Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами, формулы которых: KOH и SO_3 , Ca(OH)_2 и CO_2 .

После обсуждения уравнений реакций преподаватель демонстрирует взаимодействие гидроксида натрия с углекислым газом.

Занимательный опыт. Немного наклоните наполненную углекислым газом пластмассовую бутылку, прилейте по стенке 5 мл концентрированного раствора щелочи и тотчас же плотно закройте бутылку крышкой. Переверните и несколько раз встряхните бутылку. Бутылка с треском начнет деформироваться и затем сплющится. Ее стенки разогреются, на них появится белый налет.

Взаимодействие щелочей с солями. Какому общему правилу взаимодействия между электролитами подчиняется эта реакция? Студенты отвечают, что в результате реакции должны образоваться осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

Далее студенты проводят *лабораторный опыт № 13* и с поддержкой преподавателя объясняют результаты наблюдений — записывают соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Преподаватель обращает внимание еще на одну качественную реакцию — обнаружение в солях катиона аммония NH_4^+ .

Взаимодействие оснований с кислотами с образованием солей — общее свойство всех оснований: и щелочей, и нерастворимых оснований. Эту химическую реакцию подробно рассматривали в теме «Кислоты в свете ТЭД», поэтому для закрепления студенты приводят по одному примеру реакций с участием щелочи и нерастворимого основания в молекулярной и сокращенной ионной форме.

Для формирования целостной картины о свойствах оснований изучается разложение нерастворимых оснований при нагревании на соответствующий оксид и воду. Студенты проводят *лабораторный опыт 14*. Описывают наблюдение, составляют уравнение реакции.

Для обобщения знаний о способах получения оснований используется материал учебника и заполняется табл. 5.2 соответствующими примерами уравнений реакций.

Какие из этих способов получения оснований используют в промышленности? Аргументируйте свой ответ.

ТАБЛИЦА 5.2. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

Растворимые основания (щелочи)	
Взаимодействие металла (щелочного или щелочноземельного) с водой	
Взаимодействие оксида металла (щелочного или щелочноземельного) с водой	
Электролиз концентрированного раствора хлорида	
Нерастворимые основания	
Реакция ионного обмена Соль + Щелочь	

Какую роль основания играют в жизни человека? Студенты отвечают на этот вопрос с помощью подготовленных к уроку презентаций в PowerPoint.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Приведите два примера молекулярных уравнений реакций, соответствующих сокращенному ионному уравнению:

- а) $\text{N}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- = 2\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{SO}_2 + 2\text{OH}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.

2. Гидроксид магния необходим в строительной промышленности, изготовлении химической посуды из керамики, а также нашел применение в медицине как нейтрализующее средство в случаях высокой кислотности желудка. Какая кислота содержится в желудочном соке? Напишите уравнение реакции нейтрализации этой кислоты гидроксидом магния.

3. Гидроксид калия используют в качестве электролита в никель-кадмиевых аккумуляторах в сочетании с гидроксидом лития. Он также является исходным веществом для получения жидких мыл, некоторых видов красителей и солей калия. Напишите уравнение реакции нейтрализации, приводящее к получению сульфата калия, в молекулярной и ионной форме.

4. Гидроксид кальция (гашеная известь) нашел применение в строительных работах, в известковании почв, дублении кожи, смягчении воды, нейтрализации кислотных сточных вод. Напишите пример уравнения реакции нейтрализации с участием гашеной извести в молекулярной и ионной форме.

5. Гидроксид меди(II) используется в самых разных сферах химического и промышленного производства, а также в сель-

ском хозяйстве для уничтожения вредных насекомых, грызунов, сорняков, возбудителей болезней растений и животных. Получают его преимущественно действием щелочей на хлорид меди(II). Напишите уравнение реакции получения гидроксида меди(II) в молекулярной и ионной форме.

5.3. Соли в свете ТЭД

Цель. Рассмотреть классификацию солей. Охарактеризовать свойства солей в свете ионных представлений. Создать условия для развития умений студентов применять знания в знакомых и незнакомых ситуациях, выполнять практико-ориентированные задания. Показать важность изучаемого материала в жизни каждого человека.

Оборудование. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, инструкция по технике безопасности. Коллекция «Минералы и горные породы». Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде.

Реактивы. Растворы NaCl , Na_3PO_4 , NaI , NaOH , CuSO_4 , Na_2SO_4 , BaCl_2 , AgNO_3 . Железная скрепка или кнопка, кусочек Pb . Пробирка с раствором BaCl_2 или раствором CuSO_4 (через стол).

Ключевой вопрос. Какова сущность химических свойств солей в свете ионных представлений и какую роль они играют в жизни человека?

Классификация солей

По характеру образующихся ионов различают три типа электролитов. Какие? Студенты называют кислоты, основания, соли, дают им определения в свете ионных представлений. Обычно студенты дают определение средним солям: это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (аммония) и анионы кислотного остатка.

Преподаватель демонстрирует коллекцию солей, встречающихся в быту, и образцы природных солей из коллекции «Минералы и горные породы», подчеркивая их разнообразие, распространенность и значимость в нашей жизни. Это может быть и слайдовая презентация с иллюстрациями и формулами солей. Среди них, кроме средних солей, встречаются формулы кислых солей, например NaHCO_3 , KH_2PO_4 , формулы основных солей, например малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

Ясно, что урок будет посвящен солям, которые могут быть не только средними. Студенты формулируют тему и цель урока.

Преподаватель рассказывает, что в начале XIX в. шведский химик Й. Я. Берцелиус сформулировал такие определения солей:

- это продукты реакций кислот с основаниями;
- это соединения, полученные замещением атомов водорода в кислоте на металл.

По этому признаку различают средние, кислые и основные соли.

Средние соли образуются, когда в кислоте все атомы водорода замещены металлом. Примеры средних солей: KCl , Li_2SO_4 , Na_3PO_4 . С такими солями и их номенклатурой ребята хорошо знакомы.

Кислые соли — продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла. Примеры кислых солей: NaHCO_3 , KHSO_4 .

Чтобы назвать кислую соль, нужно к названию кислотного остатка добавить частицу *гидро*. Например: KHSO_3 — гидросульфит натрия, Na_2HPO_4 — гидрофосфат натрия, NaH_2PO_4 — дигидрофосфат натрия.

Почему добавляется частица *дигидро*?

Образуют ли кислые соли одноосновные кислоты?

Основные соли получают, когда не все гидроксильные группы в основании заместились кислотным остатком. Примеры основных солей: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, AlOHCl_2 , $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$.

Чтобы назвать основную соль, нужно к названию кислотного остатка добавить частицу *гидроксо*: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ — дигидроксо-сульфат меди(II), AlOHCl_2 — гидроксохлорид алюминия.

Образуют ли основные соли однокислотные основания?

Примечание. В ионных уравнениях не представляют в виде ионов:

- малодиссоциирующие анионы кислотных остатков кислых солей слабых кислот (HCO_3^- , H_2PO_4^- и др.);
- малодиссоциирующие катионы основных солей слабых оснований (CuOH^+).

Химические свойства солей

Два химических свойства солей были изучены на предыдущих уроках:

- 1) взаимодействие солей с кислотами;
- 2) взаимодействие солей с щелочами.

Преподаватель выясняет, при каких условиях протекают эти реакции. В обоих случаях должно выполняться одно из условий — выпадать осадок↓ или выделяться газ↑.

Для закрепления и актуализации этого материала проводится небольшая тестовая работа с последующей взаимопроверкой в парах, обсуждением неверных или спорных вопросов, подведением итогов.

**Вариант 1**

1. Реакция идет до конца в результате образования осадка при взаимодействии веществ, формулы которых:

- 1) FeCl_3 и H_2SO_4 ; 3) Na_2CO_3 и HNO_3 ;
2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и K_2SO_4 ; 4) KNO_3 и NaCl .

2. Сокращенное ионное уравнение $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию:

- 1) между серной кислотой и карбонатом натрия;
2) между соляной кислотой и сернистым газом;
3) между азотной кислотой и сульфитом калия;
4) между водой и сульфитом натрия.

3. Хлорид кальция образуется при взаимодействии веществ, формулы которых:

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и HCl ; 3) CaCO_3 и KCl ;
2) NaCl и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и HCl .

4. Формула реактива, с помощью которого можно отличить хлорид аммония от хлорида натрия:

- 1) H_2SO_4 ; 2) H_2O ; 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 4) AgNO_3 .

Вариант 2

1. Реакция идет до конца в результате образования газа при взаимодействии веществ, формулы которых:

- 1) FeCl_3 и H_2SO_4 ; 3) NaOH и NH_4NO_3 ;
2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и K_2SO_4 ; 4) KNO_3 и NaCl .

2. Сокращенное ионное уравнение $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ соответствует взаимодействию:

- 1) между карбонатом бария и сульфатом калия;
2) между хлоридом бария и оксидом серы(IV);
3) между нитратом бария и серной кислотой;
4) между барием и сульфатом натрия.

3. Фосфат меди(II) образуется при взаимодействии веществ, формулы которых:

- 1) Cu и H_3PO_4 ; 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и P_2O_5 ;
2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и H_3PO_4 ; 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и K_3PO_4 .

4. Формула реактива, с помощью которого можно отличить нитрат натрия NaNO_3 от карбоната натрия Na_2CO_3 :

- 1) HCl ; 2) H_2O ; 3) H_2SiO_3 ; 4) KOH .

3) Взаимодействие солей с другими солями. Преподаватель напоминает студентам о правилах техники безопасности при проведении химического эксперимента. Студенты изучают взаимодействие солей с другими солями, выполняя **лабораторный опыт 16**. Они фиксируют наблюдения и записывают уравнения

реакций в молекулярной и ионной форме. Делается обобщенный вывод о том, что реакции между растворами солей протекают при условии образования осадка.

Преподаватель организует работу студентов в паре для решения следующих практических задач.

В а р и а н т 1. Проведите химический анализ раствора, предположительно содержащего хлорид бария.

В а р и а н т 2. Проведите химический анализ раствора, предположительно содержащего сульфат меди(II).

Студенты должны продемонстрировать понимание сути ионных химических реакций, используя качественные реакции для обнаружения катионов и анионов, предположительно содержащихся в выданных растворах. По итогам химического анализа студенты описывают свои наблюдения и приводят сокращенные ионные уравнения.

Преподаватель акцентирует внимание на профессиональной направленности проведенного исследования. Ребята отвечают на представленные ниже вопросы.

- В каких сферах деятельности человека необходим химический анализ веществ? (Криминалистика, археология, медицина, оптика, искусствоведение, атомная энергетика, мониторинг качества питьевой воды.)
- Какие профессии связаны с проведением химического анализа веществ? (Провизоры, фармацевты, техники, лаборанты, инженеры, технологи.)

4) Взаимодействие солей в растворе с металлами. Это свойство солей изучается на основе *лабораторного опыта 15*. Студенты обсуждают результаты своих наблюдений и при поддержке преподавателя формулируют условия, при которых соли в растворе вступают в реакцию с металлами:

- реагирующий металл должен находиться в ряду напряжений левее металла в составе соли (т.е. более активный металл вытесняет менее активный из соли в растворе);
- в результате реакции должна образоваться растворимая соль¹;
- не рекомендуется использовать щелочные металлы, так как они активно взаимодействуют с водой.

При изучении свойств электролитов студенты написали немало химических реакций с образованием солей. В учебнике приведено 10 способов получения солей. Преподаватель дает задание для домашней работы: каждый приведенный способ по-

¹ Можно опустить в раствор сульфата меди(II) кусочек свинца и убедиться, что реакция прекращается на поверхности.

лучения солей подтвердить новым примером уравнения химической реакции.

Студенты технологического и естественно-научного профилей продолжают знакомство с использованием солей в жизни человека на следующем занятии, связанном с еще одним свойством солей — гидролизом.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Могут ли перечисленные в таблице пары «основание — кислота» образовывать кислые или основные соли? Запишите в табл. 5.3 формулы возможных солей.

ТАБЛИЦА 5.3. СОЛИ, СООТВЕТСТВУЮЩИЕ ПАРЕ «ОСНОВАНИЕ — КИСЛОТА»

Основание — кислота	Кислая соль	Средняя соль	Основная соль
RbOH + HI			
RbOH + H ₂ SeO ₄			
Sr(OH) ₂ + HI			
Sr(OH) ₂ + H ₂ SeO ₄			

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
- $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{LiCl} \rightarrow \text{LiNO}_3$;
- $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
- $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Для реакций ионного обмена напишите сокращенные ионные уравнения.

3. Ионный состав минеральных вод можно узнать на этикетках на их таре. Объясните, почему указанные ионы спокойно «уживаются» вместе.

4. Могут ли одновременно существовать в растворе такие ионы: OH^- , Na^+ , Cl^- , Cu^{2+} , NO_3^- , H^+ ? Ответ аргументируйте.

5. Нитраты калия, бария, стронция и другие применяют в пиротехнике (ракеты, фейерверки), нитрат калия — для производства черного пороха. Эти соли при нагревании разлагаются с образованием нитритов и выделением кислорода. Напишите уравнение реакции разложения нитрата калия. К какой классификационной группе химических реакций по изменению степеней окисления элементов относится эта реакция?

6. Природная вода содержит растворимые в ней соли, в том числе гидрокарбонат кальция. При кипячении воды гидрокарбонат кальция теряет углекислый газ и воду, превращаясь в нерастворимый карбонат, — так образуется накипь на стенках чайников, котлов, труб парового отопления. Приведите формулу гидрокарбоната кальция, напишите уравнение реакции его разложения и укажите, к какой группе соединений он относится.

7. Минерал малахит имеет химическую формулу $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Это красивый поделочный камень. При нагревании выше $200\text{ }^\circ\text{C}$ малахит разлагается с образованием трех оксидов. Напишите уравнение реакции разложения малахита и укажите, к какой группе соединений он относится.

8. Эта соль образует такие известные и распространенные минералы, как мел, известняк, мрамор, входит в состав скорлупы яиц, раковин моллюсков. При обжиге эта соль разлагается. Приведите формулу и химическое название этой соли. Напишите уравнение реакции ее разложения.

9. В качестве противоядия при попадании токсичных ионов Hg^{2+} в организм используют сульфид натрия. Объясните его действие с помощью сокращенного ионного уравнения.

10. Фосфат натрия, дигидрофосфат аммония, сульфат аммония — это вещества-антипирены. Растворами этих веществ обрабатывают древесину, бумагу, вату. С какой целью? Прокласифицируйте вещества и напишите их формулы.

11. Фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ составляет минеральную основу костей и зубов. Напишите уравнение реакции получения фосфата кальция реакцией ионного обмена между двумя солями.

12. Многие соли давно и хорошо известны. Они имеют традиционные или тривиальные названия, которые полезно знать любому человеку: известняк, ляпис, питьевая сода, поташ, сулема, жидкое стекло, поваренная соль. Напишите формулы и химические названия этих солей.

13. К раствору, содержащему $1,96\text{ г}$ фосфорной кислоты H_3PO_4 , прибавили раствор, содержащий $2,8\text{ г}$ гидроксида калия КОН. Какие соли и в каком количестве образовались в результате реакции нейтрализации?

5.4. Гидролиз солей

Цель. Продолжить формирование и развитие основных понятий теории электролитической диссоциации. Познакомить студентов с сущностью гидролиза солей. Дать представление о водородном показателе среды раствора. Показать практическое значение гидролиза.

Оборудование. Пробирки, инструкция по технике безопасности, рН-метр. Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде. Слайд «Водородный показатель. Шкала рН».

Реактивы. Растворы NaCl , Na_2CO_3 , NH_4Cl , FeCl_3 , универсальный индикатор.

Ключевой вопрос. Что такое гидролиз, и каково практическое значение гидролиза солей?

Основные понятия ТЭД

Преподаватель организует беседу, направленную на актуализацию важнейших опорных понятий теории электролитической диссоциации: электролиты, сильные электролиты, слабые электролиты, диссоциация, три вида электролитов по характеру образующихся при диссоциации ионов, уравнения диссоциации, ионные уравнения, правила ионного обмена.

Важной характеристикой электролитов является среда их водного раствора. Какие бывают среды водных растворов? Студенты отвечают, что водные растворы могут быть нейтральными, кислотными или щелочными.

Какими ионами обусловлена кислотность растворов кислот, щелочность водных растворов оснований? Студенты отвечают, что в растворах кислот содержатся ионы H^+ , а в щелочных — ионы OH^- , которые определяют среду этих растворов. В нейтральных растворах количество этих ионов, очевидно, одинаково. Вода имеет нейтральную среду.

Какой вы знаете метод определения характера среды водного раствора? Студенты, конечно, называют индикаторы (лакмус, фенолфталеин, метилоранж, универсальный) — вещества, изменяющие свой цвет в зависимости от среды раствора.

Преподаватель приводит дополнительную информацию. Кислотную, щелочную или нейтральную реакцию среды характеризует особая величина, которую называют водородным показателем рН (рис. 5.1). Для нейтральной среды $\text{pH} = 7$, для кислотной $\text{pH} < 7$, для щелочной $\text{pH} > 7$.

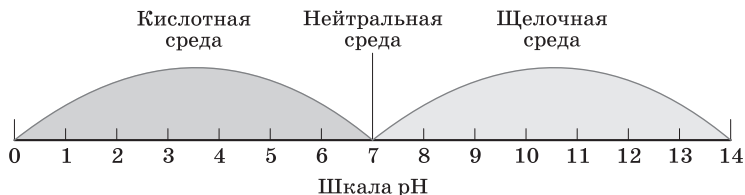


Рис. 5.1. Водородный показатель рН

Существуют специальные приборы — рН-метры, с помощью которых также можно определить среду раствора (преподаватель демонстрирует работу прибора при его наличии).

Гидролиз солей разного типа

Какая среда в водных растворах солей? Обычно этот вопрос удивляет студентов. Преподаватель предлагает экспериментально проверить характер среды в растворах нескольких солей.

Студенты выполняют *лабораторный опыт 17*. Проводится исследование универсальным индикатором растворов выданных солей, результаты опытов записываются в таблицу.

На основании выполненных опытов делается вывод, что среда в водных растворах солей может быть различной (табл. 5.4). Как это объяснить?

ТАБЛИЦА 5.4. СРЕДА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ НЕКОТОРЫХ СОЛЕЙ

Соли	Изменение цвета универсального индикатора	рН	Среда
Na_2CO_3 карбонат натрия	Синий	> 7	Щелочная
NH_4Cl хлорид аммония	Красный	< 7	Кислотная
NaCl хлорид натрия	Не изменился	7	Нейтральная

Преподаватель обращает внимание студентов на то, что в лабораторной работе индикатором исследовались разные по составу соли.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, сульфит калия K_2SO_3 образован сильным основанием KOH и слабой кислотой H_2SO_3 . В зависимости от силы основания и кислоты как электролитов все соли можно разделить на четыре группы (табл. 5.5).

ТАБЛИЦА 5.5. ЧЕТЫРЕ ГРУППЫ КИСЛОТ

Основание	Кислота	
	сильная	слабая
Сильное	1. KNO_3 , Na_2SO_4 , NaCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	2. Na_2CO_3 , KNO_2 , Na_2SiO_3 , K_2SO_3
Слабое	3. FeBr_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , NH_4Cl	4. Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$

Преподаватель предлагает рассмотреть процессы, происходящие в растворах солей, которые студенты исследовали универсальным индикатором, и найти объяснение полученным результатам.

1) Карбонат натрия Na_2CO_3 — соль сильного основания NaOH и слабой кислоты H_2CO_3 . Уравнение диссоциации карбоната натрия:

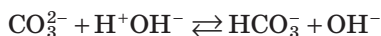


CO_3^{2-} — анион слабой угольной кислоты, именно он взаимодействует с молекулами воды (H^+OH^-) и присоединяет катион H^+ . Образуется сложный малодиссоциирующий гидрокарбонат-ион HCO_3^- . Вследствие этого в растворе накапливаются гидроксид-ионы OH^- , среда раствора соли становится щелочной ($\text{pH} > 7$), универсальный индикатор окрашивается в синий цвет. Идет процесс, который называется гидролизом.

Гидролиз (от греч. *hydor* — вода и *lysis* — разрушение) — процесс обменного разложения сложных веществ водой.

Гидролиз соли — это обменное взаимодействие ионов соли с водой, сопровождающееся изменением реакции среды.

Сущность этого процесса для рассматриваемой соли можно выразить сокращенным ионным уравнением:



Ему соответствует полное ионное уравнение:



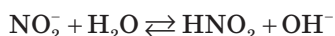
Таким образом, одним из продуктов гидролиза является кислая соль — гидрокарбонат натрия NaHCO_3 . Эта соль тоже может подвергаться гидролизу с участием аниона HCO_3^- , однако он протекает в значительно меньшей степени, им можно пренебречь.

Преподаватель обращает внимание учащихся на то, что для определения среды раствора соли не обязательно исследовать этот раствор индикатором. Достаточно посмотреть, какова сила кислоты и основания, которые образуют данную соль.

Студенты с поддержкой преподавателя рассматривают еще один пример гидролиза соли сильного основания и слабой кислоты: напишите ионное уравнение гидролиза нитрита калия KNO_2 , укажите среду раствора.



Сокращенное ионное уравнение гидролиза:

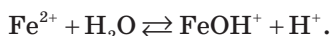


Среда щелочная ($\text{pH} > 7$). Одним из продуктов гидролиза является слабая азотистая кислота HNO_2 . Делается общий вывод: растворы солей, образованные *сильным* основанием и *слабой* кислотой: (среда!) (гидролиз по аниону)

- подвергаются *гидролизу по аниону*;
- имеют щелочную среду ($\text{pH} > 7$);
- одним из продуктов гидролиза является кислая соль или слабая кислота.

2) Хлорид аммония NH_4Cl — соль слабого основания $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и сильной кислоты HCl . Уравнение диссоциации хлорида аммония: $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- \cdot \text{NH}_4^+$ — катион слабого основания взаимодействует с молекулами воды (H^+OH^-) и присоединяет анион OH^- . Образуется малодиссоциирующее соединение $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, вследствие чего в растворе накапливаются ионы H^+ , среда раствора соли становится кислотной ($\text{pH} < 7$), универсальный индикатор окрашивается в красный (розовый) цвет.

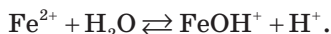
Сущность процесса:



С поддержкой преподавателя рассматривается еще один пример гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты: напишите ионное уравнение гидролиза бромиды железа(II) FeBr_2 , укажите среду раствора.



Сокращенное ионное уравнение гидролиза:



Среда кислотная ($\text{pH} < 7$). Одним из продуктов гидролиза является основная соль FeOHBr .

Делается общий вывод: растворы солей, образованные *слабым* основанием и *сильной* кислотой: (среда!) (гидролиз по катиону)

- подвергаются *гидролизу по катиону*;
- имеют кислотную среду ($\text{pH} < 7$);
- одним из продуктов гидролиза является основная соль или слабое основание.

3) Преподаватель предлагает проанализировать состав третьей соли в растворе и объяснить результат эксперимента.

Хлорид натрия NaCl — соль сильного основания NaOH и сильной кислоты HCl . Уравнение диссоциации хлорида натрия:



Na^+ — катион сильного основания; Cl^- — анион сильной кислоты. В растворе этой соли нет ионов, которые могли бы взаимодействовать с молекулами воды с образованием малодиссоциирующих частиц. Вывод: гидролиз не происходит, раствор остается нейтральным ($\text{pH} = 7$).

Осталось рассмотреть поведение в растворе солей, образованных *слабым основанием и слабой кислотой*.

Студенты предполагают, что в таких случаях гидролиз идет и по катиону, и по аниону. А какая же будет среда в растворах этих солей? Из ответов следует, что среда раствора соли может быть или слабощелочной, или слабокислотной, или нейтральной в зависимости от сравнительной силы основания и кислоты, образующих соль.

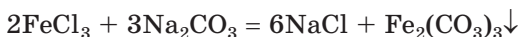
Преподаватель обращает внимание студентов на некоторые соли, которые в таблице растворимости отмечены прочерком, так как они не существуют в растворах. Почему? Преподаватель поясняет, что, кроме обратимого гидролиза, существует гидролиз необратимый. В каком случае это возможно? Студенты вспоминают условия протекания реакций ионного обмена.

Очевидно, гидролиз соли будет необратимым, когда один или оба продукта удалятся из сферы реакции в виде осадка или газа, т. е. соль должна быть образована очень слабым нерастворимым основанием и слабой непрочной или летучей кислотой.

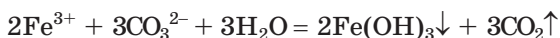
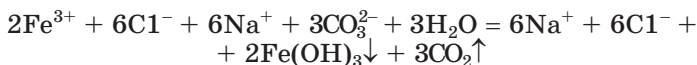
Студенты выполняют **лабораторный опыт**: к раствору хлорида железа(III) добавляют раствор карбоната натрия. Каковы наблюдения? Как их объяснить?

Студенты наблюдают образование характерного осадка гидроксида железа(III) и выделение газа. Обсуждение результатов эксперимента может быть, например, таким.

Записывается (предполагаемое) уравнение реакции ионного обмена:



В результате реакции должен образоваться осадок карбоната железа(III), как показывает уравнение реакции, но этого не происходит. Таблица растворимости веществ информирует, что соль $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ вообще не существует (не получена). Как же объяснить наблюдаемый процесс? Происходит полный необратимый гидролиз соли с образованием осадка и выделением газа:



В сильных группах студентам предлагаются тренировочные задания для выполнения в классе или дома: составьте уравнения реакций необратимого гидролиза солей, образующихся в растворе при взаимодействии веществ, имеющих формулы:

- 1) CrCl_3 и K_2S ; 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 3) NH_4Cl и Na_2SiO_3 .

В завершение изучения темы студенты резюмируют отношение солей к гидролизу (устно заполняют табл. 5.6) и в зависимости от профильности класса более или менее подробно обсуждают значение гидролиза солей.

ТАБЛИЦА 5.6. ТИП ГИДРОЛИЗА

№	Соли, образованные		Тип гидролиза	Реакция среды
1	сильным основанием	слабой кислотой		
2	слабым основанием	сильной кислотой		
3	сильным основанием	сильной кислотой		
4	слабым основанием	слабой кислотой		

Значение гидролиза солей

Гидролиз в природе. Явление гидролиза играет огромную роль в химическом преобразовании земной коры. Сульфиды металлов в земной коре плохо растворимы в воде, однако постепенно взаимодействуют с ней. В результате образуется сероводород, который выбрасывается на поверхность при вулканической деятельности. А силикатные породы постепенно переходят в гидроксиды, а затем в оксиды металлов. В результате гидролиза минералов — алюмосиликатов — происходит разрушение горных пород.

Известный нам малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ не что иное, как продукт гидролиза природных карбонатов.

В Мировом океане соли также интенсивно взаимодействуют с водой. Выносимые речной водой гидрокарбонаты кальция и магния придают морской воде слабощелочную реакцию, pH около 9. Именно в такой среде в морских растениях интенсивно протекает фотосинтез, а морские животные быстро разлагаются.

Гидролиз в хозяйственной деятельности человека. Гидролиз доставляет немало хлопот нефтяникам. Как известно, в нефти

имеются примеси воды и многих солей, особенно хлоридов кальция и магния.

При нагревании нефти в процессе ее переработки происходит интенсивное взаимодействие указанных хлоридов с водяным паром. Образующийся при этом газообразный хлороводород вступает в реакцию с металлом, из которого сделано оборудование, разрушает его, что резко увеличивает стоимость нефтепродуктов.

На счету гидролиза немало и добрых дел. Например, образующийся при взаимодействии сульфата алюминия с водой мелкодисперсный осадок гидроксида алюминия уже несколько веков используется в качестве протравы при крашении. Оседающая на ткань, и прочно соединяясь с ней, гидроксид алюминия затем легко адсорбирует красители и образует весьма устойчивые красящие слои, которые выдерживают многократную стирку ткани.

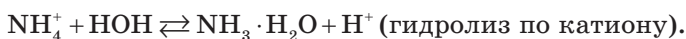
Этот же процесс используют для очистки питьевой воды и промышленных стоков: рыхлый аморфный осадок гидроксида алюминия обволакивает частички грязи и адсорбирует вредные примеси, увлекая все это на дно.

Гидролиз солей Na_2CO_3 , Na_3PO_4 применяется для очистки воды и уменьшения ее жесткости.

Известкование почв с целью понижения их кислотности основано на реакции гидролиза карбонатов:



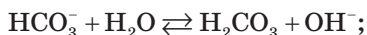
Для повышения кислотности почвы используют соли аммония:

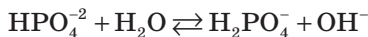


В составе моющих средств содержатся натриевые соли слабых неорганических и органических кислот. При гидролизе этих солей по аниону повышается рН среды и усиливается моющее действие этих средств.

Биологическая роль гидролиза солей. Кровь млекопитающих, в том числе и человека, имеет слабощелочную среду. Это позволяет не только сделать вывод о единстве животного мира на Земле, но и сформулировать некоторые гипотезы происхождения жизни на планете.

Поддержание определенной среды крови регулируется обратимыми процессами гидролиза гидрокарбонатов и гидрофосфатов натрия:





Присутствующие в составе слюны человека ионы HPO_4^{2-} и H_2PO_4^- обеспечивают поддержание в полости рта определенной среды $\text{pH} = 7,0\text{—}7,5$.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Определите среду растворов солей, формулы которых: BaCl_2 , KF , Na_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 , NaBr , CuCl_2 , Li_2SO_3 .

2. Выразите сущность реакций гидролиза солей, формулы которых: KCN , NH_4NO_3 , Na_2SO_3 , MgSO_4 .

3. Установите соответствие между формулой соли и ее отношением к гидролизу.

Формула соли

Отношение к гидролизу

1) RbCl

а) гидролиз по катиону

2) K_2SO_3

б) гидролиз по аниону

3) FeSO_4

в) гидролиз по катиону и аниону

4) Al_2S_3

г) гидролизу не подвергается

5) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

4. Установите соответствие между формулой соли и средой ее водного раствора.

Формула соли

Среда раствора

1) CuSO_4

а) нейтральная

2) AgNO_3

б) щелочная

3) BaCl_2

в) кислотная

4) Na_3PO_4

5. В раствор хлорида цинка поместили кусочек цинка, появились пузырьки газа. Какой это газ? Объясните процессы, происходящие в растворе.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Знаете ли вы, что в термине pH буква «р» — начальная буква от латинского слова *potenz* — математическая степень, а буква H — химический символ водорода. Водородным показателем pH называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. Например, если концентрация ионов водорода $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ моль/л, то $\text{pH} = 4$, среда кислотная; если $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л, то $\text{pH} = 7$, среда нейтральная.
- Оказывается, pH чистой дождевой воды не равен 7. Среда у дождевой воды слабокислотная, $\text{pH} = 5,5\text{—}6$ за счет растворенного

в ней углекислого газа. Дождь считается кислотным, если его pH меньше 5.

- Среда природной минеральной воды может быть как слабокислой, так и слабощелочной, в зависимости от того, какие в ней растворены вещества. Среда таких физиологических жидкостей человека, как слюна (pH = 6,9) и слеза (pH = 7), близка к нейтральной, кровь имеет слабощелочную среду (pH = 7,4), а желудочный сок — сильнокислую (pH = 1,7).

5.5. Оксиды

Цель. Систематизировать знания студентов о классификации и свойствах оксидов. Совершенствовать умение характеризовать химические свойства веществ на основе принадлежности их к определенному классу, проводить химический эксперимент. Обобщить информацию о способах получения оксидов. Обсудить значение важнейших природных оксидов.

Оборудование. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, трубочка для напитков, металлическая ложка для сжигания веществ, колба с пробкой, шпатель, инструкция по технике безопасности.

Реактивы. Раствор H_2SO_4 , известковая вода, оксиды CuO , CaO , фосфор красный. Индикаторы: лакмус, фенолфталеин.

Ключевой вопрос. Чем отличаются химические свойства оксидов разных классов и какова роль оксидов в природе и жизни человека?

Оксиды. Классификация

Студенты уже хорошо знают состав и признаки, которые определяют понятие «оксиды».

Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 . Бывает, что оксидам дают и другое определение: это бинарные соединения, содержащие кислород в степени окисления -2 .

Преподаватель выясняет у студентов, для чего в определении оксидов указывается степень окисления кислорода. Учащиеся могут вспомнить пероксиды — бинарные соединения, содержащие кислород в степени окисления -1 : Na_2O_2 , K_2O_2 , H_2O_2 . Преподаватель может привести другие примеры бинарных соединений, содержащих кислород, но не являющихся оксидами:

NaO_2 , KO_2 — надпероксиды;

NaO_3 , KO_3 — озониды;

OF_2 , O_2F_2 , O_3F_2 , O_4F_2 — фториды.

На какие классы подразделяют оксиды? На этот вопрос преподавателя студенты, как правило, дают ответ — основные, кислотные, амфотерные, но, возможно, вспомнят и другую классификацию — солеобразующие и несолеобразующие.

Солеобразующие оксиды взаимодействуют с кислотами или с основаниями (или с кислотами и основаниями) и образуют при этом соли. Солеобразующим оксидам соответствуют гидроксиды и соли.

Несолеобразующие оксиды (безразличные) — оксиды неметаллов, которые не вступают в реакции солеобразования. Они не имеют соответствующих им гидроксидов и солей.

На рис. 5.2 показаны две неравные группы, на которые можно разделить оксиды.



Рис. 5.2. Классификация оксидов

Далее выясняется, по какому признаку солеобразующие оксиды делят на три вида (рис 5.3). Это связано с характером соответствующих им гидроксидов.

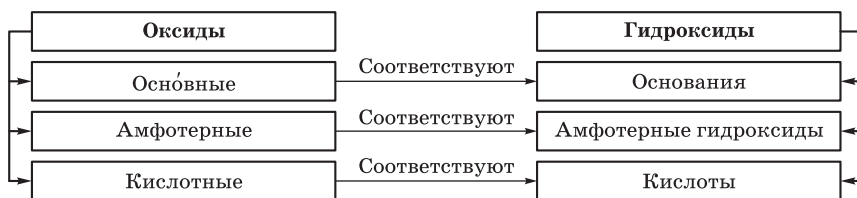


Рис. 5.3. Солеобразующие оксиды

В подтверждение сказанного о солеобразующих оксидах приводятся примеры (рис. 5.4).

Преподаватель предлагает студентам охарактеризовать каждый вид солеобразующих оксидов по составу более подробно.

Основные оксиды, как следует из ответов студентов, образуют металлы с небольшими степенями окисления +1, +2, например: Na_2O , CaO , CuO , MnO . Преподаватель уточняет, что не все окси-

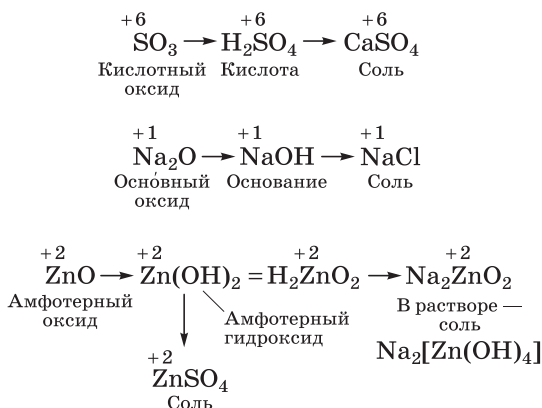


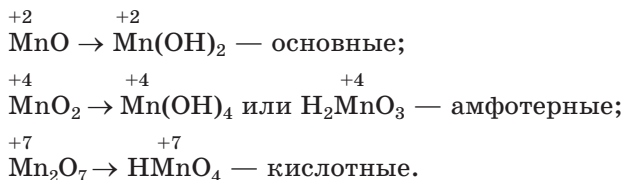
Рис. 5.4. Примеры соединений, соответствующих солеобразующим оксидам

ды, где металлы имеют степень окисления +2, относят к основным, исключением являются известные учащимся амфотерные оксиды BeO, ZnO, а также SnO и PbO.

Кислотные оксиды образуют неметаллы, а также металлы со степенью окисления больше чем +4. Приводятся примеры: P₂O₅, SO₃, CO₂, Mn₂O₇, CrO₃.

Амфотерные оксиды образуют металлы со степенями окисления +3, +4, а также Be, Zn, Sn, Pb со степенью окисления +2. Примеры таких оксидов: Al₂O₃, ZnO, BeO, PbO₂, MnO₂.

Преподаватель дополняет знания студентов о классификации оксидов. Среди приведенных примеров оксидов встречаются оксиды марганца. Если металл проявляет несколько степеней окисления, то, как правило, оксид и гидроксид с низшей степенью окисления являются основными, с высшей — кислотными, а с промежуточной — амфотерными:



Химические свойства

При изучении свойств электролитов студенты рассматривали реакции с участием оксидов (рис. 5.5), в результате которых образовывались соли.

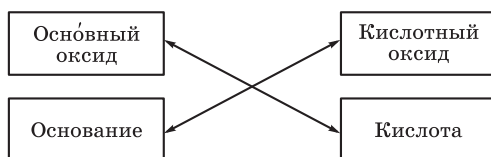


Рис. 5.5. Химические реакции с участием оксидов

Студенты вспоминают, что это реакции обмена с образованием солей.

Можно в демонстрационном или лабораторном варианте провести уже знакомые опыты:

1) взаимодействие серной кислоты с оксидом меди(II) при нагревании;

2) помутнение известковой воды при пропускании через нее с помощью соломки для напитков выдыхаемого воздуха, содержащего углекислый газ.

Вспомнить еще одно свойство оксидов — взаимодействие ряда оксидов с водой — помогут следующие опыты:

- оксид кальция (или оксид бария), взятый на кончике шпателя, помещают в пробирку, добавляют немного воды, взбалтывают содержимое, с помощью пипетки вносят 2—3 капли фенолфталеина;
- оксид фосфора(V), полученный сжиганием фосфора, растворяют в воде, добавляют в раствор лакмус.

Основные и кислотные оксиды — солеобразующие — их взаимодействие друг с другом также приводит к образованию солей. Дополняем схему, приведенную на рис. 5.5 (рис. 5.6).

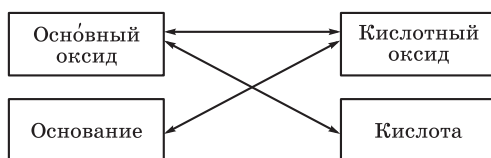


Рис. 5.6. Получение солей с участием основных и кислотных оксидов

Все примеры уравнений реакций студенты записывают в итоговую таблицу, обобщающую свойства кислотных и основных оксидов (табл. 5.7).

Особенности химических свойств амфотерных оксидов преподаватель отражает с помощью схемы, представленной на рис. 5.7.

ТАБЛИЦА 5.7. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Признак сравнения	Основные оксиды	Кислотные оксиды
Этимология названия	Соответствуют основаниям Na_2O NaOH MgO Mg(OH)_2	Соответствуют кислотам CO_2 H_2CO_3 P_2O_5 H_3PO_4
Взаимодействие с H_2O	Только оксиды $\text{Me}_{\text{щ}}$ и $\text{Me}_{\text{щ-ц}}$ $\text{Me}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MeOH}$ щелочь $\text{MeO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Me(OH)}_2$ щелочь соединения	Кроме SiO_2 $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ кислота (р) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ кислота (р) соединения
Взаимодействие с основаниями (щелочами)	Не взаимодействуют	$\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3$ обмен
Взаимодействие с кислотами	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{CuSO}_4$ $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaCl}$ обмен	Не взаимодействуют
Взаимодействие основного и кислотного оксидов		$\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$ $\text{Li}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{Li}_2\text{SO}_4$ соединения

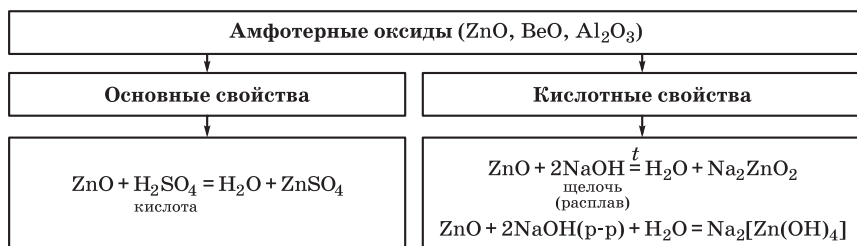


Рис. 5.7. Химические свойства амфотерных оксидов

Обзор окислительно-восстановительных свойств оксидов дается в контексте учебника для студентов технологического и естественно-научного профилей.

В завершающей части занятия преподаватель отмечает, что многие из оксидов широко распространены в природе, и предлагает студентам, используя знания из курсов географии и биологии, назвать оксиды: а) наиболее распространенные в природе; б) образующиеся в природе в результате жизнедеятельности живых организмов.

Можно назвать или при наличии достаточного времени обсудить процессы, в которых участвуют или образуются эти оксиды: горение, дыхание, разложение, фотосинтез, гидролиз.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Найдите в каждом ряду «лишнее» вещество и объясните свой выбор:

а) Cr₂O₃, NO, CaO, CO₂, K₂O;

б) NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Zn(OH)₂;

в) HCl, NaOH, H₂SO₄, Al(OH)₃;

г) FeOHCl, Li₂SO₄, K₂HPO₄, Cu(NO₃)₂, Ca(OH)₂.

2. По названию вещества запишите его формулу и укажите его принадлежность к различным классам (группам) неорганических веществ: гидросульфат меди(II), дихромат аммония, сернистый газ, бромид бария, гидроксид марганца(VII), гидроксид хрома(II), азотистая кислота, гидроксохлорид меди(II).

3. Для оксида азота(IV) нет соответствующей кислоты с той же степенью окисления азота. При растворении в воде он дает азотную и азотистую кислоты (степени окисления азота в этих соединениях +5 и +3 соответственно), а при взаимодействии со щелочами — соли азотной и азотистой кислот. Как вы думаете, является этот оксид кислотным или несолеобразующим? Приведите доводы в пользу своего мнения.

4. Предскажите кислотно-основные свойства оксидов ванадия VO , V_2O_3 , VO_2 , V_2O_5 .

5. Наиболее распространены на Земле вода H_2O и оксид кремния SiO_2 , являющийся основой многих горных пород и камней-самоцветов: кварц, горный хрусталь, аметист, халцедон, кремень, опал, агат, сердолик, хризопраз, гелиотроп, оникс, яшма. Среди камней-самоцветов известны также корунд (рубин, сапфир) Al_2O_3 , гематит Fe_2O_3 , бадделейт ZrO_2 , анатаз TiO_2 , рутил TiO_2 . Большинство природных бинарных соединений именно оксиды. Чем это обусловлено?

6. «Крестики — нолики» (табл. 5.8).

А) Укажите единственное направление, в котором расположены формулы веществ, с которыми взаимодействует оксид калия.

Б) Укажите единственное направление, в котором расположены формулы веществ, с которыми взаимодействует оксид фосфора(V).

ТАБЛИЦА 5.8. «КРЕСТИКИ — НОЛИКИ»

K_2O	SO_3	LiOH	H_2O
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	H_2SO_4	CO_2	KNO_3
NaCl	O_2	H_2O	HCl
H_2O	NaOH	CaO	P_2O_5

7. Подготовьте сообщение об одном из оксидов. Форма сообщения может быть разной: рассказ, стихотворение, синквейн, реклама, презентация в PowerPoint.

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ**6.1. Скорость химических реакций**

Цель. Познакомить обучающихся с понятием «скорость химической реакции» и способом вычисления средней скорости гомогенной реакции. Рассмотреть влияние различных факторов на скорость химической реакции.

Оборудование. Демонстрационные и лабораторные пробирки; кристаллизаторы; колба с кислородом; ложечка для сжигания веществ; секундомер или метроном; бюретка; стаканчики вместимостью 50 мл; тигельные щипцы; фарфоровая чаша; керамическая пластина; пипетка; колба вместимостью 50 мл с газотводной трубкой; лабораторный штатив; ступка; пестик; коллкция катализаторов.

Реактивы. Растворы солей и кислот: Na_2SO_4 , BaCl_2 , FeCl_3 , CuSO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, KCNS , HCl , CH_3COOH , H_2SO_4 . Гранулы и пудра алюминия; кристаллы хлорида натрия; сырой картофель; морковный сок; гранулы и порошок цинка; магний; железо (скрепки для степлера); иод; сера; кусочек сахара; пепел сигарет; железные гвозди (или стружка); кусочки мрамора; формалин; 3%-й раствор пероксида водорода.

Ключевой вопрос. Что понимают под скоростью химической реакции? От каких факторов зависит скорость химической реакции?

Понятие скорости химической реакции

В природе и повседневной жизни мы встречаемся с различными явлениями и процессами, протекающими с разной скоростью. Часто бывает важно знать, насколько быстро или медленно протекает химический процесс. Студенты формируют тему занятия, ключевой вопрос и обсуждают следующие вопросы.

1. Зачем химикам нужны знания о скорости химических реакций?
2. Какие примеры подтверждают, что химические реакции протекают с разными скоростями?

3. Как определяют скорость механического движения? Какова единица измерения этой скорости?

4. Как определить скорость химической реакции?

В ходе обсуждения выясняется, что знания о скорости химических реакций помогают химикам определять экономическую эффективность производства тех или иных веществ, находить способы управления технологическими процессами (ускорять или замедлять их), прогнозировать условия протекания важных реакций и т. д.

Такие процессы, как коррозия металлов, прокисание молока, гниение и разложение органических веществ, протекают очень медленно.

Другие процессы: горение спирта, взаимодействие металлов (цинка, железа и др.) с кислотами, вулканизация каучука, получение углекислого газа из мрамора и соляной кислоты — протекают быстрее. А вот реакции ионного обмена в растворах электролитов, сгорание топлива в цилиндре двигателя автомобиля, взрыв смеси метана с кислородом или смеси водорода с кислородом происходят с очень большой скоростью, мгновенно.

Студенты без труда вспоминают определение скорости механического движения и единицы ее измерения, но затрудняются с определением скорости химической реакции. Преподаватель помогает: обращает внимание на сущность химических реакций, признаки, по которым судят о скорости реакции (по скорости изменения интенсивности окраски, выделения газа, появления осадка и др.), и в итоге подводит их к выводу: *в процессе реакции изменяются количества веществ как реагентов, так и продуктов.*

А по скорости изменения количества вещества определяют *скорость химической реакции*. Учение о скоростях химических реакций, или *химическая кинетика*, является очень важной областью химии.

Далее преподаватель приводит определение и математическое выражение для расчета скорости реакции, которая протекает во всем объеме гомогенной системы, а также обращает внимание, что по приведенной формуле можно рассчитать лишь некоторую среднюю скорость данной реакции в выбранном интервале времени (ведь для большинства реакций скорость уменьшается по мере их протекания).

Для закрепления понятия о скорости химической реакции в группах технологического и естественно-научного профилей студенты решают расчетную задачу.

Задача 1. Химическая реакция протекает в растворе согласно уравнению: $A + B = C$. Исходная концентрация вещества А —

0,80 моль/л, вещества В — 1,00 моль/л. Через 20 мин концентрация вещества А снизилась до 0,74 моль/л. Определите: а) среднюю скорость реакции за этот промежуток времени; б) концентрацию вещества В через 20 мин.

Дано:

$$C_{A1} = 0,80 \text{ моль/л}$$

$$C_{B1} = 1,00 \text{ моль/л}$$

$$C_{A2} = 0,74 \text{ моль/л}$$

$$\Delta t = 20 \text{ мин}$$

Найти:

а) $v_{\text{гом}}$ — ?

б) C_{B2} — ?

Решение:

а) среднюю скорость реакции в растворе рассчитывают по формуле

$$v_{\text{гом}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{0,80 - 0,74}{20} = \frac{0,06}{20} = 0,003 \text{ моль/(л} \cdot \text{мин)};$$

б) определяют количества веществ А и В, вступивших в реакцию:



по уравнению: 1 моль 1 моль

по условию: 0,06 моль 0,06 моль

Согласно данным условия прореагировало 0,06 моль вещества А, значит, и 0,06 моль вещества В; следовательно,

$$C_{B2} = C_{B1} - \Delta C = 1,00 - 0,06 = 0,94 \text{ моль/л.}$$

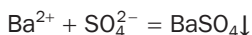
Ответ: $v_{\text{гом}} = 0,003 \text{ моль/(л} \cdot \text{мин)}$; $C_{B2} = 0,94 \text{ моль/л}$.

Влияние различных факторов на скорость реакции

Преподаватель предлагает подробнее рассмотреть влияние различных факторов на скорость химической реакции и объяснить это влияние, используя простую теорию — теорию столкновений. Ее основная идея такова: реакции происходят при столкновении частиц реагентов, которые обладают определенной энергией.

Природа реагирующих веществ. Преподаватель объясняет, что под *природой реагирующих веществ* понимают состав веществ, их строение, взаимное влияние атомов в молекулах. Далее можно продемонстрировать или провести лабораторные опыты, иллюстрирующие зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ.

Опыт 1. В демонстрационную пробирку (бокал) наливают растворы сульфата натрия и хлорида бария. Наблюдают мгновенное появление белого осадка. В реакции участвуют разноименно заряженные ионы, практически любое их столкновение приводит к химической реакции:



Опыт 2. В три пробирки наливают по 2 мл раствора соляной кислоты. В первую пробирку опускают гранулу цинка, во вторую — кусочек магния, в третью — кусочек железа. Важно, чтобы количество металлов и площадь их

поверхности были примерно одинаковыми. Эксперимент показывает, что с наибольшей скоростью реагирует с соляной кислотой магний, потом — цинк и медленнее всего — железо. На скорость химической реакции оказывает влияние природа металла.

Опыт 3. Помещают в две пробирки по одной грануле цинка и приливают в первую пробирку 2 мл уксусной кислоты, во вторую 2 мл соляной кислоты одинаковой молярной концентрации. Нетрудно заметить, что скорость реакции цинка с соляной кислотой выше, чем скорость цинка с уксусной кислотой. Значит, на скорость реакции в этом случае влияет природа кислоты.

Температура. Студенты знают, что при повышении температуры скорость реакции увеличивается. Преподаватель отмечает, что при увеличении температуры на каждые 10°C общее число столкновений увеличивается только на $\sim 1,6\%$, а скорость реакции увеличивается в 2—4 раза (на 100—300%)! Этот вывод на основе экспериментальных исследований сделал голландский физикохимик Я. Вант-Гофф (первый Нобелевский лауреат по химии):

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{(T_2 - T_1)/10},$$

где v_1, v_2 — скорость реакции при температуре T_1 и T_2 соответственно; γ — температурный коэффициент реакции (коэффициент Вант-Гоффа).

Рассмотрев математическое выражение правила Вант-Гоффа, преподаватель замечает, что оно используется для ориентировочной оценки влияния температуры на скорость реакции, и предлагает решить задачу на данную тему.

Задача 2. Определите, как изменится скорость некоторой реакции: а) при повышении температуры от 10 до 50°C ; б) при понижении температуры от 10 до 0°C . Температурный коэффициент реакции равен 3.

Дано:

$$\gamma = 3$$

$$\text{а) } T_1 = 10^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 50^\circ\text{C}$$

$$\text{б) } T_1 = 10^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 0^\circ\text{C}$$

Найти:

$$\frac{v_2}{v_1} = ?$$

Решение. С п о с о б 1. Если студенты запомнили приведенную ранее формулу и хорошо владеют математическим аппаратом, то остается лишь подставить данные в формулу:

$$\text{а) } \frac{v_2}{v_1} = 3^{\frac{50-10}{10}} = 3^4 = 81,$$

скорость реакции увеличится в 81 раз;

$$\text{б) } \frac{v_2}{v_1} = 3^{\frac{0-10}{10}} = 3^{-1} = \frac{1}{3},$$

скорость реакции уменьшится в 3 раза.

С п о с о б 2. Если расчеты по формуле вызывают затруднения, поступают таким образом:

Температура, °С	0	10	20	30	40	50
Скорость реакции	$v : 3$	v	$3 \cdot v$	$3 \cdot 3 \cdot v$	$3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot v$	$3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot v$
	↖ ↗		↖ ↗		↖ ↗	
	: 3 · 3		· 3		· 3	
Скорость реакции	$v : 3$				$81 \cdot v$	

Ответ: скорость реакции: а) увеличится в 81 раз; б) уменьшится в 3 раза.

Преподаватель демонстрирует опыт, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от температуры.

Опыт 4. Помещают равные по размеру гранулы цинка в две демонстрационные пробирки с соляной кислотой, одну из которых предварительно нагревают. По интенсивности выделения водорода судят о скорости химической реакции.

Концентрации реагирующих веществ. Студенты знают, что чем больше концентрации реагирующих веществ, тем больше скорость химической реакции. Преподаватель уточняет, что термин «концентрация» обычно используют по отношению к растворам, но его можно применить и к газам. В этом случае о концентрации судят по давлению газов. Преподаватель демонстрирует горение серы в воздухе и в кислороде и предлагает обучающимся объяснить наблюдения.

Опыт 5. В металлическую ложечку для сжигания насыпают серу, помещают ее в пламя спиртовки. Сера сначала плавится, а затем загорается еле заметным голубоватым пламенем. Горящую в воздухе серу вносят в колбу с заранее собранным кислородом; наблюдают, что в кислороде сера горит очень ярким голубым пламенем.

Далее преподаватель знакомит студентов технологического и естественно-научного профилей с законом действующих масс, поясняя, что в конце XIX в. понятие «концентрация» еще не было введено и химики вместо него использовали термин «действующие массы».

После этого обобщенную формулу для определения скорости реакции конкретизируют. По закону действующих масс скорость реакции $A + B = C$ может быть вычислена по формуле

$$v_1 = k_1 C_A C_B,$$

скорость реакции $A + 2B = D$ может быть вычислена по формуле

$$v_2 = k_2 C_A C_B^2,$$

где C_A , C_B — концентрации веществ А и В, моль/л; k_1 , k_2 — коэффициенты пропорциональности, называемые константами скоростей реакций.

Закон действующих масс учитывает лишь концентрации газообразных или растворенных веществ и не учитывает концентрации твердых веществ (так как они считаются постоянными). В подтверждение закона действующих масс преподаватель демонстрирует взаимодействие тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой H_2SO_4 .

Опыт 6. В три демонстрационные пробирки наливают разбавленный (1 : 200) раствор тиосульфата натрия: в первую — 5 мл, во вторую — 10 мл, в третью — 15 мл. К содержимому первой пробирки добавляют 10 мл воды, второй — 5 мл воды. Таким образом, концентрации тиосульфата натрия в трех пробирках будут находиться в соотношении 1 : 2 : 3. В три другие пробирки наливают по 5 мл разбавленной серной кислоты. Затем в каждую пробирку с тиосульфатом натрия при помешивании приливают по 5 мл раствора (1 : 200) серной кислоты и определяют время (по секундомеру или метроному) до начала помутнения раствора в каждой пробирке (рис. 6.1).

Опыт должен показать, что время до начала помутнения для смеси *в* (см. рис. 6.1) будет наименьшим.

Действие катализаторов. Сначала преподаватель предлагает ответить на ряд вопросов и выполнить задания.

1. Что такое катализатор и какие реакции называют каталитическими?

2. Приведите примеры известных вам каталитических реакций из органической и неорганической химии. Укажите названия веществ-катализаторов.

3. Выскажите предположение о механизме действия катализаторов (на основе теории столкновений).

4. Какова роль каталитических реакций?

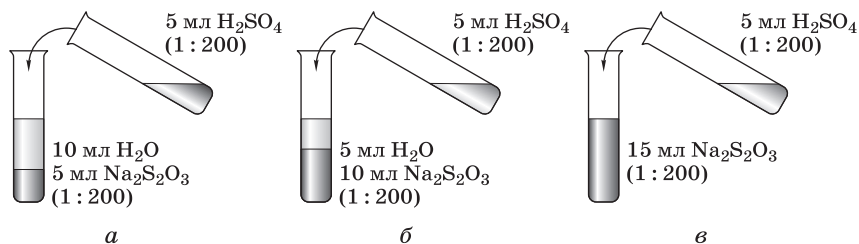
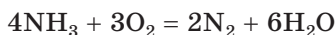


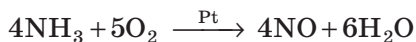
Рис. 6.1. Схема проведения опыта, демонстрирующего зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ: а — в — реакционные смеси с разной концентрацией $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

В ходе обсуждения второго задания преподаватель обращает внимание на то, что реагенты и катализатор могут находиться в одном агрегатном состоянии, тогда речь идет о *гомогенном катализе*. Например, ферментативно-каталитические реакции в клетках организма проходят в водном растворе. Напротив, во многих важных промышленных процессах используют *гетерогенный катализ*, при котором реагент(ы) и катализатор находятся в разных агрегатных состояниях. Преподаватель может продемонстрировать разнообразие катализаторов, подготовив их коллекцию (активированный уголь, различные металлы (Fe, Cu), оксиды металлов (MnO_2 , Cr_2O_3), соли (AlCl_3 , CuSO_4), вода, дрожжи и др.).

В поисках ответа на третье задание обучающиеся предполагают, что катализатор доставляет реагирующим частицам необходимую энергию для эффективных соударений. Однако в этом случае (разъясняет преподаватель) тепловые эффекты катализируемой реакции и той же реакции без участия катализатора отличались бы, а они одинаковые. Вероятно, будет высказано и другое мнение (или его предложит преподаватель) — катализатор предоставляет реагентам альтернативный путь разрушения и образования связей. Катализатор действует как опытный проводник, направляющий группу туристов не через высокий горный перевал (его преодоление потребует много сил, времени и не всем доступен), а по известным ему обходным тропам, по которым можно преодолеть гору гораздо легче и быстрее. Правда, по обходному пути можно попасть совсем не туда, куда ведет главный перевал. Но иногда именно это и требуется! Так действуют катализаторы, которые называют *селективными*. Например, при горении аммиака NH_3 без катализатора реакция идет с образованием азота:

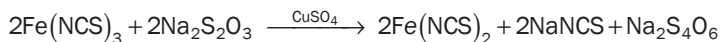


А в присутствии катализатора скорость реакции увеличивается и образуется оксид азота(II), который используют в производстве азотной кислоты HNO_3 :



Опыт 7. В стаканчик с 20 мл воды добавляют по 1 капле растворов роданида калия и хлорида железа(III). Образующийся раствор роданида железа(III) красного цвета наливают в две демонстрационные пробирки, заполняя их поровну. В две другие пробирки наливают по 5 мл тиосульфата натрия и в одну из них добавляют 2—3 капли раствора сульфата меди(II) — катализатора. Далее преподаватель параллельно проводит две реакции: а) раствор роданида железа(III) + раствор тиосульфата натрия; б) раствор роданида железа(III) + раствор тиосульфата натрия + 2—3 капли сульфата меди(II).

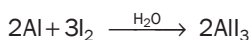
Реакция протекает согласно уравнению



Студенты наблюдают, что исчезновение красной окраски в пробирках происходит с разной скоростью.

Опыт 8. С помощью тигельных щипцов вносят в пламя кусочек сахара. Сахар плавится, но не горит. Посыпают кусочек сахара пеплом от сигарет и снова вносят его в пламя. Сахар загорается синим пламенем. Катализируют этот процесс соли лития, содержащиеся в пепле.

Опыт 9. Смешивают 1 г алюминиевой пудры и 4 г тонко растертого иода в фарфоровой чашке и насыпают полученную смесь горкой на керамическую пластину. В центр горки пипеткой вводят 2—3 капли катализатора — воды. Через некоторое время начинается бурная реакция с выделением света и фиолетовых паров иода:



Опыт рекомендуем проводить в вытяжном шкафу.

Опыт 10. Наливают в две пробирки по 2 мл раствора сульфата меди(II) и помещают в каждую по грануле алюминия. Еле заметно идет всем известная реакция замещения. В одну из пробирок добавляют несколько кристаллов катализатора — поваренной соли. Скорость реакции сразу увеличивается, что легко видеть по обильному выделению меди на поверхности гранулы алюминия.

Далее преподаватель кратко обсуждает такие понятия, как «каталитические яды», «отравление катализаторов».

Особое внимание преподаватель обращает на катализаторы — ферменты. Преподаватель предлагает сравнить эффективность фермента каталазы с другими катализаторами в процессе разложения пероксида водорода в водном растворе по следующим данным:

<i>Катализатор</i>	<i>Относительная скорость реакции при температуре 300 К</i>
В отсутствие катализатора	1
Платина (гетерогенный катализ)	$2 \cdot 10^4$
Ионы Fe^{2+} (гомогенный катализ).....	$8 \cdot 10^4$
Фермент каталаза	$9 \cdot 10^{10}$

Преподаватель сообщает, что фермент каталаза содержится во многих сырых продуктах: мясе, картофеле, морковном соке. В вареных продуктах он отсутствует, так как при термической обработке происходит процесс денатурации фермента каталаза, имеющего белковую природу.

В действии фермента каталазы обучающиеся убеждаются, выполняя лабораторный опыт разложения пероксида водорода.

Опыт 11. Для лабораторного опыта удобно использовать чашки Петри. Студенты капают на кусочки сырого и вареного мяса (картофеля), помещенные в чашки Петри, раствор пероксида водорода и наблюдают разницу в скорости протекания процесса разложения пероксида водорода по выделению кислорода.

Преподаватель отмечает, что именно такой процесс происходит при обработке ран пероксидом водорода, что способствует дезинфекции и останавливает кровотечение.

Кроме катализаторов, ускоряющих реакции (сообщает преподаватель), существуют вещества противоположного действия. Это *ингибиторы*; они реагируют с активными частицами с образованием малоактивных соединений, а потому замедляют реакции.

Опыт 12. В два цилиндра с соляной кислотой (1:2) помещают очищенные от ржавчины железные гвозди или стружку. Когда выделение пузырьков водорода станет хорошо заметным, добавляют в один из цилиндров 1—2 мл 40%-го раствора формальдегида — формалина (или уротропин). Скорость выделения газа в этом цилиндре заметно уменьшается. (Формалин и уротропин — ингибиторы реакции металлов с кислотами.)

Поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Преподаватель спрашивает обучающихся: в каком случае следует обсуждать влияние на скорость реакции площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Получает ответ: этот фактор, очевидно, связан с гетерогенными реакциями, которые протекают на поверхности соприкосновения реагирующих веществ при условии, что они не растворимы друг в друге. Затем студенты приводят примеры гетерогенных реакций.

Преподаватель предлагает на опыте (демонстрационном или лабораторном) убедиться, что количество вещества продукта реакции, полученного в единицу времени в гетерогенной реакции, зависит от площади соприкосновения реагирующих веществ (хотя количество вещества продукта реакции, образующегося на единице поверхности соприкосновения веществ, не изменяется).

Опыт 13. Берут два одинакового размера небольших кусочка мрамора; один раскалывают на несколько частей, другой растирают в порошок. В два стаканчика наливают по 20 мл соляной кислоты и одновременно в один бросают кусочки мрамора, в другой насыпают порошок. Наблюдают, в каком случае реакция проходит быстрее.

Далее преподаватель указывает и на другие факторы, способствующие изменению скоростей гетерогенных реакций (помимо площади соприкосновения реагентов):

- бóльшая реакционная способность частиц на поверхности образующихся при измельчении кристаллов;
- подвод реагентов и отвод продуктов из зоны реакции (свинец практически не взаимодействует с серной кислотой, так как этому мешает продукт реакции — нерастворимый сульфат свинца(II); костер горит интенсивнее, если дует ветер).

Как же в промышленности создают оптимальные условия для проведения гетерогенных реакций? Возможно, студенты назовут способ «кипящего слоя» (обжиг колчедана в производстве серной кислоты). Преподаватель может добавить, что в целях увеличения поверхности твердых катализаторов их применяют только измельченными либо в виде тонких проволочных каркасов (если катализатор — металл) или наносят на пористую основу. Последний способ, например, реализован в каталитических конвертерах для очистки выхлопных газов автомобилей.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Знаете ли вы, что из известных на сегодняшний день реакций скорость самой быстрой в 10^{40} раз превышает скорость самой медленной.
- При проведении некоторых операций на сердце и нейрохирургических операций пациентов подвергают охлаждению, чтобы снизить скорость протекающих в организме метаболических процессов.
- В январе 1967 г. погибли три американских астронавта во время пожара в ходе предполетной подготовки в космическом корабле. В те годы атмосфера в американских космических кораблях на 100 % состояла из кислорода. Пламя быстро распространилось из-за высокой концентрации кислорода. Более поздние модели космических кораблей стали рассчитывать на атмосферу из 60 % кислорода и 40 % азота.
- В газе при нормальных условиях каждая из молекул испытывает 10^{10} столкновений в секунду. Если бы все столкновения приводили к реакции, то любая реакция между газами проходила бы мгновенно!

6.2. Обратимость химических реакций.

Химическое равновесие

Цель. Рассмотреть условия протекания необратимых реакций. Дать представление об обратимых реакциях, о состоянии химического равновесия, условиях его смещения.

Оборудование. Бутылочка с газированной водой. Прибор для получения газов; демонстрационные пробирки; два сообщаю-

щихся сосуда (круглодонные колбы), наполненных оксидом азота(IV) NO_2 ; стакан с кипятком; стакан со смесью воды и льда; спиртовка; держатель пробирок; стакан; пластмассовая ложечка (или шпатель).

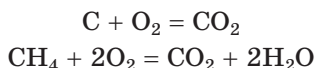
Реактивы. Растворы кислот, щелочей и солей: HCl , HNO_3 , NaOH , CuSO_4 , Na_2CO_3 ; фенолфталеин; лакмус; мрамор; негустой свежеприготовленный крахмальный клейстер; раствор иода (с добавлением небольшого количества иодида калия KI); концентрированные растворы солей FeCl_3 , KNCS ; кристаллический хлорид калия.

Ключевой вопрос. Обратимые реакции протекают одновременно в обоих направлениях, поэтому выход продукта в таких реакциях не может составлять 100 %. Как увеличить выход продукта?

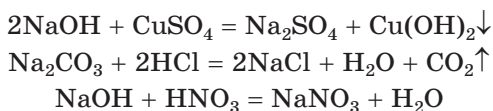
Обратимые и необратимые реакции

Преподаватель предлагает привести примеры реакций, которые протекают только в одном направлении — в сторону образования конечных продуктов.

Студентам хорошо знакомы, во-первых, реакции горения простых и сложных веществ:



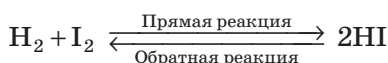
во-вторых, реакции между растворами электролитов, т. е. реакции ионного обмена с образованием осадка, выделением газа, образованием очень слабого электролита (например, воды):



(Все реакции можно сопровождать их демонстрацией.)

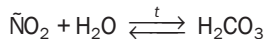
Преподаватель подчеркивает, что необратимые реакции идут только в одном направлении и сопровождаются образованием веществ, удаляющихся из зоны реакции. Однако необратимых реакций не так уж много. Большинство реакций обратимы.

Обратимыми называют реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлениях; например:



Обратимый химический процесс можно продемонстрировать на примере получения угольной кислоты.

Опыт 1. В пробирку наливают соляную или азотную кислоту и в кислоту помещают кусочек мрамора (мел не желательно — он слишком пенится). Пробирку с реагентами закрывают пробкой, снабженной газоотводной трубкой. Конец трубки опускают в другую пробирку, заполненную водой; в воду был добавлен лакмус. Через некоторое время вода в пробирке краснеет из-за образовавшейся угольной кислоты:



Однако если нагреть полученный раствор для быстрого эффекта или просто оставить его, не нагревая, то он снова станет фиолетовым — кислота распадется на исходные вещества.

Прямая реакция — реакция соединения, гетерогенная, экзотермическая (последнее относится ко всем реакциям соединения, за редким исключением). Обратная реакция — реакция разложения, эндотермическая (почти все реакции разложения протекают с поглощением теплоты).

Химическое равновесие

Преподаватель предлагает подробнее рассмотреть процессы, протекающие в обратимых реакциях, на примере системы



с учетом, что все вещества находятся в зоне реакции.

Студенты обсуждают, как с течением времени изменяется скорость прямой реакции $\bar{v} = kC^2(\text{SO}_2)C(\text{O}_2)$ и обратной реакции $\bar{v} = kC^2(\text{SO}_3)$, анализируя зависимости скоростей от концентраций реагирующих веществ.

Преподаватель сообщает, что состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют *химическим равновесием*.

Химическое равновесие имеет характерную особенность — оно динамическое (подвижное). Это означает, что прямая и обратная реакции продолжают протекать, но так как их скорости равны, то концентрации всех реагирующих веществ в системе остаются постоянными — *равновесными* — при сохранении постоянных внешних условий.

Преподаватель рассказывает, что системы, находящиеся в динамическом равновесии, широко распространены, демонстрирует плотно закрытую бутылочку с газированной водой и предлагает рассмотреть происходящие в ней обратимые процессы. В этой системе можно обнаружить три обратимых процесса, которые при постоянных внешних условиях достигают динамического равновесия:

- обратимые физические процессы

ную азотную кислоту. Одну из колб прибора опускают в стакан с горячей водой, другую — в стакан со смесью воды и льда (рис. 6.2). Через некоторое время (примерно через 2 мин) наблюдают усиление окраски при нагревании (сдвиг равновесия влево — в сторону эндотермической реакции) и ослабление окраски при охлаждении (сдвиг равновесия вправо — в сторону экзотермической реакции).

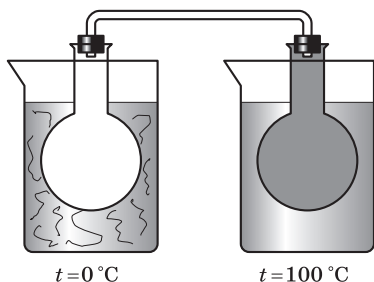


Рис. 6.2. Прибор для демонстрации влияния температуры на смещение равновесия реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 + Q$

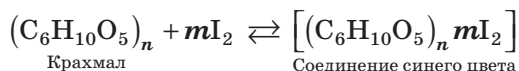
Преподаватель поясняет: поскольку при химическом равновесии протекают две противоположно направленные реакции, одна из которых экзотермическая, другая — эндотермическая, то изменение температуры влияет на скорости обеих реакций, но по-разному. Каждая реакция (напоминает преподаватель) характеризуется своим температурным коэффициентом. При повышении температуры сильнее увеличивается скоростью эндотермической реакции. При понижении температуры быстрее протекает экзотермическая реакция (рис. 6.3).

Можно сказать так: принцип Ле Шателье — это принцип «наоборот».



Рис. 6.3. Смещение равновесия в системе при изменении температур

Преподаватель предлагает провести лабораторный опыт по смещению равновесия при изменении температуры следующей обратимой реакции:



Опыт 3. В две пробирки с негустым свежеприготовленным крахмальным клейстером добавляют 2—3 капли раствора иода, содержащего небольшое количество иодида калия. Раствор окрашивается в синий цвет. Одну из пробирок нагревают: синяя окраска исчезает. При охлаждении нагретой пробирки (можно опустить в стаканчик с холодной водой) окраска вновь появляется.

Студенты на основе наблюдений и принципа Ле Шателье указывают тепловые эффекты прямой и обратной реакций в этой равновесной системе.

Изменение концентраций веществ. Для изучения влияния изменения концентраций веществ на химическое равновесие обучающиеся выполняют следующий опыт.

Опыт 4. В стакан с 30 мл воды добавляют по 1—2 капли концентрированных растворов роданида калия и хлорида железа(III). Полученный раствор должен иметь светло-красную окраску. (Желательно составить уравнение обратной реакции.) Наливают равные объемы растворов в четыре пробирки и добавляют:

- 1) в пробирку № 1 — 2—3 капли концентрированного раствора FeCl_3 ;
- 2) в пробирку № 2 — 1—2 капли концентрированного раствора KCN ;
- 3) в пробирку № 3 — кристаллический хлорид калия (на ложечке или шпатель);
- 4) в пробирку № 4 ничего не добавляют.

После этого содержимое пробирок сильно взбалтывают. Сравнивают интенсивность окраски в пробирках № 1—3 с окраской раствора в пробирке № 4.

В какую сторону сместилось равновесие в каждом случае? Дайте объяснение наблюдениям. Сделайте выводы: как нужно изменять концентрации веществ в обратимой реакции, чтобы сместить равновесие в прямом и обратном направлениях.

На основании проведенных опытов студенты убеждаются в следующем:

- изменение концентрации одного вещества приводит к изменению концентраций остальных веществ;
- при добавлении исходных реагентов в пробирки № 1, 2 увеличивается скорость прямой реакции, в которой расходуются добавляемые вещества, поэтому продукта этой реакции $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ становится больше (интенсивность окраски увеличивается);
- при добавлении продукта реакции в пробирку № 3 увеличивается скорость обратной реакции, в которой расходуется добавляемое вещество (интенсивность окраски уменьшается).

В общем случае выводы, сделанные в соответствии с принципом Ле Шателье, демонстрирует рис. 6.4; конкретно для случая изменения концентрации исходного реагента — рис. 6.5.



Рис. 6.4. Смещение равновесия в системе при изменении концентрации вещества (общий случай)



Рис. 6.5. Смещение равновесия в системе при изменении концентрации исходного реагента

Изменение давления. Преподаватель открывает плотно закрытую бутылочку с газированной водой. Студенты наблюдают шипение, выделение газа, пены. Преподаватель спрашивает: что изменилось в равновесных системах содержимого данной бутылочки. Обучающиеся отмечают: понижение давления, в связи с чем углекислый газ и выделяется, равновесие смещается в сторону большего объема.

Схематично зависимость равновесия в обратимой системе от давления демонстрирует рис. 6.6.



Рис. 6.6. Смещение равновесия в системе при изменении давления

Преподаватель акцентирует внимание на том, что состояние химического равновесия реакции, в которой не участвуют газы, не зависит от давления.

Для закрепления материала о способах смещения равновесия студенты заполняют табл. 6.1, в которой указан характер воздействий на обратимую реакцию (здесь представлен возможный вариант заполненной таблицы).

ТАБЛИЦА 6.1. ВЛИЯНИЕ ИЗМЕНЕНИЯ УСЛОВИЙ ОБРАТИМОЙ РЕАКЦИИ НА РАВНОВЕСИЕ В СИСТЕМЕ СОГЛАСНО ПРИНЦИПУ ЛЕ ШАТЕЛЬЕ

Характер воздействия	Соотношение скоростей прямой \bar{v} и обратной \bar{v} реакций	Направление смещения равновесия
$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + \text{Q}$		
Увеличение концентрации азота и (или) водорода	$\bar{v} > \bar{v}$	В сторону реакции, в которой азот и водород расходуются
Уменьшение концентрации азота и (или) водорода	$\bar{v} < \bar{v}$	В сторону реакции, в которой азот и водород образуются
Увеличение температуры	$\bar{v} < \bar{v}$	В сторону эндотермической реакции
Уменьшение температуры	$\bar{v} > \bar{v}$	В сторону экзотермической реакции
Увеличение давления	$\bar{v} > \bar{v}$	В сторону реакции, протекающей с уменьшением объема (с уменьшением числа молей газов)
Уменьшение давления	$\bar{v} < \bar{v}$	В сторону реакции, протекающей с увеличением объема (с увеличением числа молей газов)
$\text{C}_2\text{H}_6 \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$		
Увеличение давления	$\bar{v} < \bar{v}$	В сторону реакции, протекающей с уменьшением объема (с уменьшением числа молей газов)

Характер воздействия	Соотношение скоростей прямой \vec{v} и обратной \vec{v} реакций	Направление смещения равновесия
Уменьшение давления	$\vec{v} > \vec{v}$	В сторону реакции, протекающей с увеличением объема (с увеличением числа молей газов)
$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$		
Увеличение или уменьшение давления	$\vec{v} = \vec{v}$	Равновесие не смещается, так как объем газов не изменяется

Далее преподаватель отмечает тот факт, что среди возможных воздействий на равновесную систему не упоминались катализаторы. Почему? Потому что катализаторы в равной степени ускоряют и прямую, и обратную реакцию, изменяя энергию активации и той, и другой на одно и то же значение. Преподаватель дополняет, что результатом влияния катализатора на равновесную систему является лишь уменьшение времени установления равновесия.

В заключение преподаватель может привести любопытный факт: принцип Ле Шателье работает и в такой далекой от химии науке, как экономика. Существует равновесие между деньгами, находящимися в обращении, и товаром, который можно купить на эти деньги. Если правительство выпускает лишние деньги («концентрация» денег повышается), то в действие вступают механизмы, стремящиеся компенсировать это воздействие на систему, цены на товары растут, пока система не придет к новому равновесию.

6.3. Окислительно-восстановительные реакции

Цель. Закрепить, обобщить и углубить знания об окислительно-восстановительных реакциях. Совершенствовать умение составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций (с участием неорганических и органических веществ) методом электронного баланса.

Оборудование. Пробирки лабораторные; спиртовка; пробиркодержатель.

Реактивы. Растворы кислот, щелочей, солей: H_2SO_4 , NaOH (концентрированный и разбавленный), KMnO_4 , Na_2SO_3 , FeSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S ; 3% -й раствор H_2O_2 .

Ключевой вопрос. В чем сущность окислительно-восстановительных процессов и какова их роль в природе и технике?

Основные понятия

Преподаватель организует беседу, направленную на актуализацию основных понятий теории окислительно-восстановительных реакций, используя ряд вопросов.

1. В чем заключается процесс восстановления?
2. Как изменяется степень окисления элемента при восстановлении?
3. В чем заключается процесс окисления?
4. Как изменяется степень окисления элемента при окислении?
5. Дайте определение понятия «восстановитель».
6. Дайте определение понятия «окислитель».
7. Как предсказать функцию (окислитель или восстановитель) вещества по степени окисления элемента?
8. Приведите примеры важнейших восстановителей и окислителей.

В результате беседы формулируют основные понятия теории окислительно-восстановительных реакций. Для успешной работы над 7-м и 8-м вопросами преподаватель может предложить выполнить следующее задание.

Задание. Какие из перечисленных процессов представляют окисление, какие — восстановление? Определите число отданных или принятых электронов.

Вариант I

- 1) $\overset{0}{\text{Cl}}_2 \rightarrow \overset{-1}{2\text{Cl}}$;
- 2) $\overset{-2}{\text{S}} \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$;
- 3) $\overset{0}{\text{Cs}} \rightarrow \overset{+1}{\text{Cs}}$;
- 4) $\overset{+2}{\text{Sn}} \rightarrow \overset{+4}{\text{Sn}}$;
- 5) $\overset{+3}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}$;
- 6) $\overset{0}{\text{Ni}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Ni}}$.

Вариант II

- 1) $\overset{0}{\text{Se}} \rightarrow \overset{-2}{\text{Se}}$;
- 2) $\overset{+2}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$;
- 3) $\overset{0}{\text{Cr}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Cr}}$;
- 4) $\overset{0}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{+1}{2\text{H}}$;
- 5) $\overset{-2}{2\text{O}} \rightarrow \overset{0}{\text{O}_2}$;
- 6) $\overset{+6}{\text{Cr}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Cr}}$.

Вариант III

- 1) $\overset{+1}{2\text{H}} \rightarrow \overset{0}{\text{H}_2}$;
- 2) $\overset{0}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Fe}}$;
- 3) $\overset{+2}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}$;
- 4) $\overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$;
- 5) $\overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{+6}{\text{S}}$;
- 6) $\overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}$.

В а р и а н т IV

- 1) $\overset{0}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}$;
 2) $\overset{+5}{\text{N}} \rightarrow \overset{+3}{\text{N}}$;
 3) $\overset{+3}{\text{N}} \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}$;
 4) $\overset{+2}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$;
 5) $\overset{+4}{\text{Sn}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Sn}}$;
 6) $\overset{0}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{+1}{2\text{H}}$.

В а р и а н т V

- 1) $\overset{-2}{\text{S}} \rightarrow \overset{+6}{\text{S}}$;
 2) $\overset{0}{\text{N}_2} \rightarrow \overset{-3}{2\text{N}}$;
 3) $\overset{-3}{\text{N}} \rightarrow \overset{+3}{\text{N}}$;
 4) $\overset{+6}{\text{Cr}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Cr}}$;
 5) $\overset{+7}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Mn}}$;
 6) $\overset{0}{\text{I}_2} \rightarrow \overset{-1}{2\text{I}}$.

Данное задание может быть использовано для устного фронтального опроса.

В ходе выполнения задания студенты формулируют *правила определения функции соединения* (окислитель или восстановитель) в окислительно-восстановительной реакции.

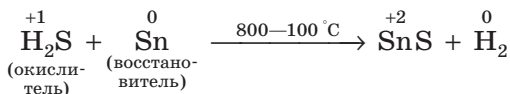
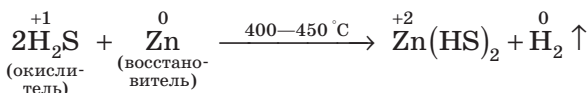
1. Если элемент проявляет в соединении высшую степень окисления, то это соединение может выполнять функцию окислителя (например, концентрированная серная кислота $\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$).

2. Если элемент проявляет в соединении низшую степень окисления, то это соединение может выполнять функцию восстановителя (например, $\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$).

3. Если элемент проявляет в соединении промежуточную степень окисления, то это соединение может выполнять функцию и восстановителя, и окислителя (например, $\overset{0}{\text{S}}$, $\overset{+4}{\text{SO}_2}$).

Преподаватель обращает внимание, что в приведенных примерах функция соединения установлена по элементу сере.

Если определять функцию сероводорода H_2S по элементу водороду, имеющему степень окисления +1, то это соединение — окислитель:



Обучающимся можно предложить проанализировать данные табл. 6.2 — 6.6 и назвать важнейшие окислители и восстановители. (В табл. 6.2, 6.4, 6.6 буквой М обозначен катион металла(I).)

ТАБЛИЦА 6.2. СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ

↑ Процесс окисления [+7 +6 +5 +4 +3 +2 +1 0 -1] ↓ Процесс восстановления	+7	Cl ₂ O ₇ , HClO ₄		H ₅ IO ₆ (HIO ₄)	
	+6	Cl ₂ O ₆			
	+5	HClO ₃ , MClO ₃	HBrO ₃	I ₂ O ₅ , HIO ₃	
	+4	ClO ₂	BrO ₂	IO ₂	
	+3	HClO ₂			
	+2				
	+1	ClO ₂ , HClO, MClO	Br ₂ O, HBrO	HIO	
0	Cl ₂	Br ₂	I ₂		
-1	HCl, MCl	HBr, MBr	HI, MI		

ТАБЛИЦА 6.3. СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ МАРГАНЦА

↑ Процесс окисления [+7 +6 +5 +4 +3 +2 +1 0] ↓ Процесс восстановления	+7	Mn ₂ O ₇ ,	MnO ₄ ⁻
	+6		MnO ₄ ²⁻
	+5		
	+4	MnO ₂	
	+3	MnO ₃ ,	Mn ³⁺
	+2		Mn ²⁺
	0	Mn	

ТАБЛИЦА 6.4. СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ СЕРЫ

↑ Процесс окисления [+6 +4 +2 0 -2] ↓ Процесс восстановления	+6	SO ₃ ,	H ₂ SO ₄
	+4	SO ₂ ,	H ₂ SO ₃ , M ₂ SO ₃
	+2	SCL ₂	
	0	S ₂ , S ₄ , S ₆ , S ₈ , S _∞	
	-2	H ₂ S, M ₂ S	

ТАБЛИЦА 6.5. СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ХРОМА

↑ Процесс окисления [+6 +3 +2 0] ↓ Процесс восстановления	+6	CrO ₃ ,	Cr ₂ O ₇ ²⁻ ,	CrO ₄ ²⁻
	+3	Cr ₂ O ₃ ,	Cr ³⁺	
	+2	Cr ²⁺		
	0	Cr		

ТАБЛИЦА 6.6. СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ АЗОТА

↑ Процесс окисления	+ 5	↓ Процесс восстановления	N ₂ O ₅ ,	HNO ₃ ,	MNO ₃
	+ 4		NO ₂ ,	N ₂ O ₄	
	+ 3		N ₂ O ₃ ,	HNO ₂ ,	MNO ₂
	+ 2		NO		
	+ 1		N ₂ O,	H ₂ N ₂ O ₂	
	0		N ₂		
	- 1		NH ₂ OH		
	- 2		N ₂ H ₄		
	- 3		NH ₃ ,	NH ₄ ⁺	

В качестве примера преподаватель приводит формулы важнейших окислителей: HClO₄⁺⁷, KMnO₄⁺⁷, K₂MnO₄⁺⁶, H₂SO₄⁺⁶ (конц.), K₂CrO₄⁺⁶, HNO₃⁺⁵ — и важнейших восстановителей: HCl⁻¹, HBr⁻¹, MnSO₄⁺², H₂S⁻², Cr₂(SO₄)₃⁺³, NH₃⁻³ и др.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

Метод электронного баланса основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции и на балансировании числа электронов, переданных от восстановителя к окислителю. Метод применяют для составления уравнений реакций, протекающих в любых фазах; в этом его универсальность. Недостаток метода — при составлении уравнений реакций, протекающих в растворах, не удается отразить реально существующие частицы.

Преподаватель объясняет алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, а для совершенствования умений обучающихся применять теоретический материал предлагает выполнить самостоятельно ряд заданий.

Окислительно-восстановительные реакции в природе и технике

Для того чтобы подчеркнуть практическую значимость окислительно-восстановительных реакций, преподаватель может привести примеры нескольких реакций, играющих важную роль для человека.

Очень сильной окислительной способностью (даже большей, чем кислород) обладает озон. Он обесцвечивает многие красящие вещества, окисляет металлы (за исключением золота, пла-

теризующих окислительные и восстановительные свойства простого вещества серы, методом электронного баланса.

Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций

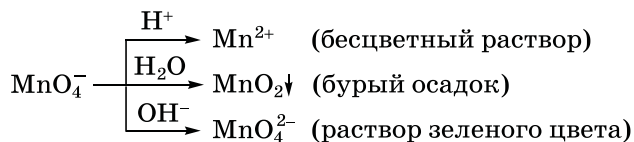
Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций рекомендуем рассмотреть на основании результатов лабораторного химического эксперимента.

Опыт 2. В три пробирки наливают по 1—2 мл раствора перманганата калия KMnO_4 и немного разбавленной серной кислоты. В первую пробирку добавляют раствор сульфата натрия, во вторую — раствор сульфата железа(II). (Что наблюдаете? Обратите внимание на изменение цвета раствора. Составьте уравнения реакций методом электронного баланса.)

Опыт 3. К 1—2 мл раствора KMnO_4 добавляют воду и затем раствор сульфата натрия. (Что наблюдаете? Как изменился цвет раствора? Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции.)

Опыт 4. В пробирку наливают 1—2 мл раствора KMnO_4 , добавляют к нему концентрированный раствор щелочи, затем раствор сульфита натрия и взбалтывают. (Обратите внимание на изменение цвета раствора. Составьте уравнение реакции методом электронного баланса.)

На основании результатов эксперимента делают вывод, что окислительная способность перманганат-ионов MnO_4^- зависит от среды раствора:



Наибольшую окислительную активность перманганат-ионы MnO_4^- проявляют в кислотной среде, меньшую — в нейтральной и щелочной.

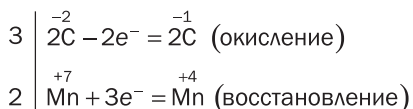
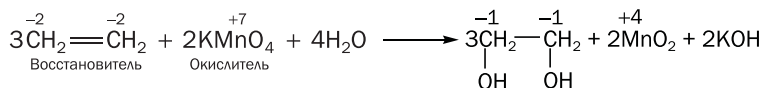
Окислительно-восстановительные реакции в органической химии

Производство строительных материалов, пластических масс, волокон, каучуков, удобрений, медикаментов, а также процессы дыхания, усвоения углекислого газа растениями с выделением кислорода, обмен веществ и ряд биологических процессов в своей основе являются окислительно-восстановительными реакциями с участием органических веществ. Преподаватель в качестве

примера может предложить рассмотреть процессы, протекающие при окислении алкенов, алкинов, спиртов перманганатом калия.

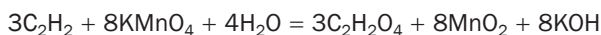
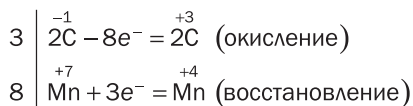
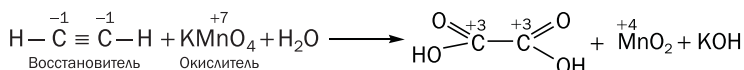
Пример 1. Составьте методом электронного баланса уравнение реакции окисления этилена водным раствором перманганата калия до этиленгликоля на холоде.

Решение. В нейтральной среде окисление ионов MnO_4^- происходит до оксида марганца(IV):



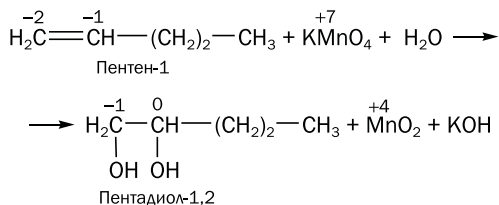
Пример 2. Составьте методом электронного баланса уравнение реакции окисления ацетилена водным раствором перманганата калия до щавелевой кислоты.

Решение. Окисление ацетилена происходит по уравнению реакции



Пример 3. Составьте методом электронного баланса уравнение реакции окисления пентена-1 водным раствором перманганата калия до пентадиола-1,2.

Решение. Окисление пентена-1 происходит согласно уравнению

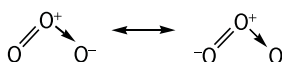


Преподаватель может предложить студентам составить уравнение реакции окисления этанола до уксусной кислоты под действием дихромата калия в кислотной среде.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Степень окисления, являясь формальной величиной, имеет мало общего с реальным зарядом атома. Так, в молекуле хлороводорода HCl реальные заряды атомов H и Cl равны +0,2 и -0,2 соответственно, а степени окисления +1 и -1. Связь P—H в молекуле фосфина PH₃ практически неполярная, так как электроотрицательности атомов фосфора и водорода почти одинаковые, а вот степени окисления атомов фосфора и водорода в этом соединении -3 и +1 соответственно. Тем не менее использование понятия «степень окисления» настолько удобно, что химики закрывают глаза на подобные «мелочи».
- Ни один элемент не может проявлять лишь единственную степень окисления. Даже фтор, являясь самым электроотрицательным элементом, в соединениях всегда проявляет степень окисления -1, а в простом веществе его степень окисления равна нулю.
- К сожалению, не только формальный, но и иногда физико-химический подход к определению степеней окисления не отражает реального распределения зарядов в веществе. Хороший пример — молекула озона, имеющая строение:



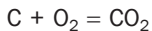
Это полярная молекула, на среднем атоме кислорода которой недостаток электронной плотности, а на концевых — избыток. Тем не менее оба указанных выше подхода для всех атомов кислорода дают степень окисления, равную нулю.

- Существуют реакции, для которых в принципе невозможно правильно составить уравнение, не пользуясь методом электронного баланса. Это, например, реакции окисления пероксида водорода. Так, для реакции пероксида водорода H₂O₂ и перманганата калия KMnO₄ в кислотной среде можно составить бесконечное множество уравнений, каждое из которых будет удовлетворять материальному балансу (число всех видов атомов слева и справа одинаково):

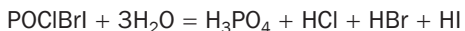


Однако электронный баланс выполняется только для первого уравнения, которое и является истинным уравнением данной реакции.

Окислительно-восстановительные реакции не обязательно имеют громоздкий вид, а громоздкие реакции не обязательно являются окислительно-восстановительными. Например, реакция, уравнение которой



является окислительно-восстановительной. А реакция, уравнение которой



не является окислительно-восстановительной. (Убедитесь в этом. Определите степени окисления всех атомов.)

7.1. Общая характеристика металлов¹

Цель. Обобщить, систематизировать, дополнить знания обучающихся о строении, свойствах металлов и их важнейших соединений (оксидов и гидроксидов).

Оборудование. Модели кристаллических решеток; кодоскоп; пробирки; чашка Петри; ложечка для сжигания веществ; фарфоровый тигель; штатив с кольцом и керамическим треугольником; спиртовка. Таблица «Классификации металлов по физическим свойствам».

Реактивы. Металлы магний, цинк, медь, алюминий, галлий, натрий, литий; растворы сульфата меди(II), сульфата железа(II), гидроксида натрия, соляной кислоты; фенолфталеин; гвоздь или канцелярская скрепка; швейная иглолка или булавка.

Ключевой вопрос. Почему, несмотря на использование новых материалов (пластиков, композитов и т. д.), металлы по сей день остаются основными конструкционными материалами? Какое значение имеют металлы для цивилизации? Почему?

Роль металлов в природе и технике

В начале занятия преподаватель акцентирует внимание на роли металлов в природе и во всех сферах деятельности человека. Затем преподаватель подчеркивает, что исключительное значение металлов для развития общества обусловлено, конечно, их уникальными свойствами, и просит обучающихся назвать эти свойства.

Студенты называют такие свойства металлов, как электропроводность и теплопроводность, характерный металлический блеск, ковкость, пластичность, твердость (кроме ртути) и др. Преподаватель задает вопрос: чем обусловлены эти свойства.

¹ Занятие можно провести в форме лекции с элементами беседы.

Элементы-металлы

Особенности электронного строения атомов металлов. *Металлы* — это химические элементы, атомы которых отдают электроны внешнего (а иногда и предвнешнего) электронного слоя, превращаясь в положительные ионы. Металлы-восстановители. Это обусловлено небольшим, как правило, числом электронов на внешнем слое, большими по сравнению с неметаллами радиусами атомов, вследствие чего электроны внешнего слоя (иногда и предвнешнего слоя) — валентные электроны — слабо удерживаются ядром.

Положение металлов в Периодической системе химических элементов. Преподаватель задает вопрос: какое положение в Периодической системе занимают элементы-металлы, учитывая строение их атомов. Студенты отвечают, что элементы-металлы расположены ниже диагонали бор — астат в длиннопериодном варианте Периодической таблицы, даже те, у которых на внешнем слое 4 электрона (Ge, Sn, Pb), 5 электронов (Sb, Bi), 6 электронов (Po), так как они отличаются большими радиусами атомов.

Далее преподаватель формулирует вопрос, углубляющий представления обучающихся о строении атомов металлов: к каким электронным семействам относятся элементы-металлы. В ходе обсуждения выясняется, что среди металлов есть *s*- и *p*-элементы — металлы главных подгрупп, а также *d*- и *f*-металлы, образующие побочные подгруппы.

Закономерности в изменении свойств элементов-металлов. Преподаватель просит сравнить восстановительную способность металлов, принадлежащих одному периоду и одной подгруппе. Студенты отмечают, что прочность связи валентных электронов с ядром зависит от двух основных факторов: заряда ядра и радиуса атома. А затем называют известные им закономерности в изменении восстановительных (металлических) свойств элементов, принадлежащих одному периоду и одной подгруппе — главной.

В случае металлов побочных подгрупп (это элементы 4—7-го периодов) с увеличением порядкового номера элемента радиус атома изменяется мало, а заряд ядра увеличивается значительно, поэтому прочность связи валентных электронов с ядром усиливается, восстановительные свойства ослабевают.

Металлы — простые вещества

Металлическая связь и металлическая кристаллическая решетка. В ходе обсуждения строения простых веществ-металлов преподаватель демонстрирует модели кристаллических реше-

ток металлов и обращает внимание на особенности металлической связи:

- сравнительно небольшое число электронов (это валентные *s*-электроны) одновременно связывает множество атомных ядер, связь делокализована;
- валентные электроны свободно перемещаются по всему образцу металла (или металлическому изделию), который в целом электронейтрален, поэтому эти электроны часто называют свободными;
- металлическая связь не обладает ни направленностью, ни насыщенностью.

Обучающиеся делают вывод, что именно такое строение металлов определяет их общие физические свойства.

Физические свойства металлов. Преподаватель демонстрирует образцы металлов, подчеркивая и общие, и различные их физические свойства, а также приводит возможные классификации (табл. 7.1).

Сопоставляя металлы по температурам плавления, преподаватель демонстрирует плавление галлия на ладони (температура плавления галлия 29,8 °С).

ТАБЛИЦА 7.1. КЛАССИФИКАЦИЯ МЕТАЛЛОВ ПО ФИЗИЧЕСКИМ СВОЙСТВАМ

Признак классификации	Класс металлов	Примеры
Электропроводность	С высокой электропроводностью	Ag ($6 \cdot 10^7 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$)
	С низкой электропроводностью	Mn ($5 \cdot 10^5 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$)
Температура плавления $T_{\text{пл}}$	Легкоплавкие	Hg, Ga, Cs, In, Bi ($T_{\text{пл}}(\text{Hg}) = -38,9 \text{ }^\circ\text{C}$)
	Тугоплавкие	W, Mo, V, Cr ($T_{\text{пл}}(\text{W}) = 3\,420 \text{ }^\circ\text{C}$)
Плотность ρ	Легкие	Li, K, Na, Mg ($\rho(\text{Li}) = 530 \text{ кг/м}^3$)
	Тяжелые	Os, Ir, Pb ($\rho(\text{Os}) = 22\,610 \text{ кг/м}^3$)
Твердость	Мягкие	In, Na, K, Rb (режутся ножом)
	Твердые	Mo, Cr (царапают стекло)

Преподаватель, обсуждая различные классификации, просит назвать возможные области применения металлов, а в завершение предлагает студентам технологического и естественно-научного профилей высказать суждения о причинах, обуславливающих различные физические свойства металлов. Суммируя сказанное студентами и дополняя их, преподаватель отмечает ряд факторов, определяющих различие физических свойств металлов.

1. Атомы металлов образуют разные типы (формы) кристаллических решеток (рис. 7.1):

- 1) кубическая гранецентрированная (Cu, Ni, Fe, Ag, Co, Au и др.);
- 2) кубическая объемно-центрированная (Na, K, Rb, Cs, V, Nb, W, Cr и др.);
- 3) гексагональная (Mg, Ti, Sr, Zn, Cd и др.).

Преподаватель может отметить, что некоторые металлы кристаллизуются в зависимости от условий в двух (или более) кристаллических формах (это свойство называют *полиморфизмом (аллотропией)*) и приводит примеры.

2. Атомы металлов имеют разное число (1 или 2) валентных s -электронов, участвующих в образовании металлической связи.

3. Атомы (ионы) металлов имеют разные радиусы.

4. Атомы металлов побочных подгрупп помимо металлической связи могут образовывать и ковалентную связь с помощью неспаренных d -электронов валентных орбиталей. Именно такие металлы (W, Mo, Cr, Os) и тугоплавкие, и тяжелые, и твердые.

Преподаватель акцентирует внимание также на том, что в современной технике обычно используют не чистые металлы, а сплавы. Сплавы позволяют сочетать в одном материале полезные свойства сразу нескольких металлов и других веществ. Спла-

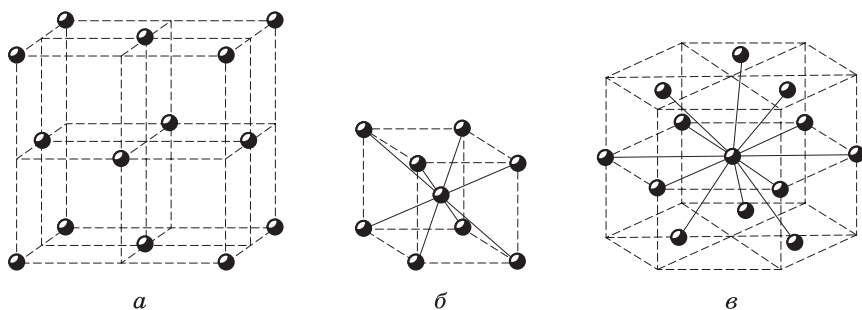


Рис. 7.1. Модели кристаллических решеток металлов:

a — кубическая гранецентрированная; b — кубическая объемно-центрированная; c — гексагональная

вы обладают иными, нередко более полезными свойствами, чем составляющие их чистые металлы. Далее преподаватель приводит примеры, демонстрируя образцы сплавов (дюралюминий, мельхиор, сталь, чугун), и просит обучающихся охарактеризовать их свойства на основании известного состава.

Химические свойства металлов. Поскольку студенты уже имеют определенный запас знаний о химических свойствах металлов, преподаватель предлагает сначала обсудить ряд общих вопросов.

1. Какую роль выполняют металлы в химических реакциях?
2. Как оценить активность металлов в реакциях?
3. Какую информацию о свойствах металлов можно получить на основании их положения в электрохимическом ряду напряжений металлов?

Преподаватель подводит итоги обсуждения.

1. Металлы (М) в химических реакциях являются восстановителями:



В ходе реакции металлы окисляются.

2. Химическую активность металлов можно оценить на основании их положения в Периодической системе элементов: с увеличением порядкового номера в периодах активность металлов ослабевает, в главных подгруппах усиливается, в побочных (чаще всего) уменьшается. Это связано с затратами энергии на отрыв валентных электронов.

Восстановительную активность металлов в химических реакциях, протекающих в водных растворах (электрохимическую активность), определяют на основании положения металла в электрохимическом ряду напряжений. В этом ряду металлы расположены с учетом затрат энергии на отрыв валентных электронов и разрушение кристаллической решетки, а также с учетом энергии, выделяемой при гидратации ионов металла.

3. Информацию о свойствах металлов на основании их положения в электрохимическом ряду напряжений можно обобщить следующим образом:

- металлы в электрохимическом ряду напряжений расположены в порядке убывания восстановительных свойств, проявляемых в реакциях в водных растворах в стандартных условиях (температура 25 °С; давление 1 атм);
- металл M_1 , расположенный в электрохимическом ряду напряжений левее металла M_2 , вытесняет металл M_2 из его солей в растворе;
- металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из кислот в растворе (кроме азотной кислоты и концентрированной

серной кислоты); причем тем активнее, чем левее расположен этот металл;

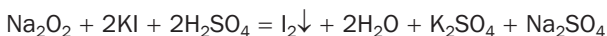
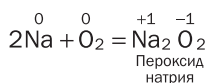
- металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений до алюминия, взаимодействуют с водой с образованием щелочей и выделением водорода; другие металлы до водорода могут взаимодействовать с водой в жестких условиях (раскаленный металл, пар воды) с образованием оксидов и выделением водорода; металлы, расположенные после водорода, с водой не взаимодействуют.

При анализе химических свойств металлов уже были названы некоторые их окислители (вода, кислоты, соли в растворе), кроме них студентам известны и такие окислители, как неметаллы и органические вещества. Преподаватель предлагает выполнить ряд лабораторных опытов и сравнить восстановительные свойства разных металлов.

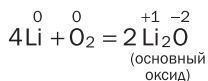
Задание 1. Сравните взаимодействие натрия, лития, меди и серебра с кислородом. Сделайте вывод о восстановительной способности этих металлов. Приведите уравнения реакций, охарактеризуйте продукты реакций.

Опыт 1. Преподаватель демонстрирует горение натрия. Для этого вынимает пинцетом натрий из банки с керосином, отрезает от него кусочек размером с полгорошины, осушает его фильтровальной бумагой и помещает в фарфоровый тигель. Тигель устанавливает в керамический треугольник на кольце штатива и осторожно нагревает до воспламенения натрия.

При выполнении данного опыта можно провести эксперимент, доказывающий наличие пероксида водорода в продуктах реакции. Для этого в тигель добавляют несколько капель раствора иодида калия и раствора серной кислоты, а также одну каплю крахмального клейстера. Наблюдают изменение окраски. Составляют уравнения реакций

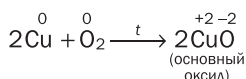


Опыт 2. Для демонстрации горения лития кусочек металла помещают в железную ложечку для сжигания и вносят ее в пламя горелки. Сначала происходит плавление, а затем — сгорание металла. Обращают внимание на цвет пламени; затем растворяют полученное соединение в небольшом количестве воды и испытывают раствор индикатором. Составляют уравнение реакции



Далее преподаватель проводит хорошо знакомый всем опыт — прокаливание медной проволоки с целью получения черного оксида меди(II), а также

напоминает факт устойчивости серебра к кислороду, известный из повседневной жизни. Составляют уравнение реакции

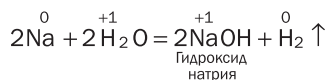


$\text{Ag} + \text{O}_2 \not\rightarrow$ реакция не идет

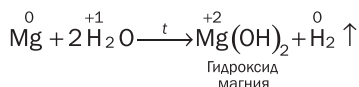
Таким образом, восстановительные свойства металлов ослабевают в ряду: $\text{Na} > \text{Li} > \text{Cu} > \text{Ag}$.

Задание 2. Сравните взаимодействие натрия, магния, железа и серебра с водой. Сделайте вывод о восстановительной способности этих металлов. Приведите уравнения реакций, назовите продукты реакций.

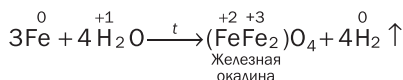
Опыт 3. Преподаватель демонстрирует взаимодействие натрия с водой. Для этого отрезает кусочек натрия размером с четверть горошины, осушает его фильтровальной бумагой и помещает в установленную на кодоскоп чашку Петри с водой. Обучающиеся наблюдают за выделением газа, испытывают полученный раствор индикатором, составляют уравнение реакции



Опыт 4. Обучающиеся проводят лабораторный опыт: взаимодействие магния с водой. Немного порошка магния вносят в пробирку и наливают в нее 2—3 мл воды. (Происходит ли реакция?) Добавляют в эту пробирку капельку раствора фенолфталеина. (Наблюдаются ли изменения?) Нагревают пробирку до кипения воды. Появляется характерное окрашивание. Составляют уравнение реакции



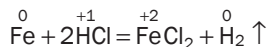
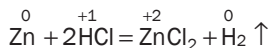
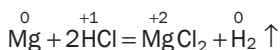
Преподаватель сообщает обучающимся, что взаимодействие железа с водой происходит по уравнению



Из повседневной жизни известно, что серебро не взаимодействует с водой. Это следует также из положения серебра в электрохимическом ряду напряжений. Таким образом, восстановительные свойства металлов ослабевают в ряду: $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Fe} > \text{Ag}$.

Задание 3. Сравните активность магния, цинка, железа и меди в реакции с раствором соляной кислоты (или раствором уксусной кислоты). Сделайте вывод об активности этих металлов. Составьте уравнения реакций. Сопоставьте свой вывод с положением металлов в электрохимическом ряду напряжений.

Опыт 5. В четыре пробирки, содержащие по 1 мл раствора соляной кислоты, помещают небольшие кусочки магния, цинка, железную скрепку (или булавку), медную проволочку соответственно. Наблюдают за протеканием реакций. Составляют уравнения реакций



$\text{Cu} + \text{HCl} \nrightarrow$ реакция не идет

и располагают металлы в ряд по снижению их активности: $\text{Mg} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Cu}$.

Задание 4. Основываясь на положении металлов в электрохимическом ряду напряжений, сделайте вывод, какая из двух реакций осуществима:

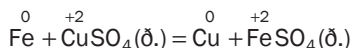


или



Подтвердите свой вывод экспериментально. (Символ (p.) означает состояние вещества в растворе.)

Опыт 6. Для опыта используют железный гвоздь или канцелярскую скрепку, привязанную на нити, и медную проволоку. Образцы железа и меди помещают в пробирки, содержащие по 2 мл раствора соответствующей соли, и наблюдают. На основе опыта студенты делают вывод, что железо активнее меди, об этом свидетельствует реакция



Таким образом, результаты опыта согласуются с положением металлов в электрохимическом ряду напряжений.

Преподаватель сообщает, что такого типа реакции лежат в основе действия *гальванического элемента* — химического источника электрического тока.

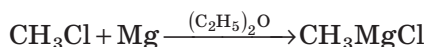
Далее преподаватель напоминает об особом свойстве тех металлов, которым соответствуют амфотерные оксиды и гидроксиды. Это проявление восстановительных свойств в реакциях с щелочами в растворе.

Задание 5. Докажите экспериментально, что алюминий (или цинк) взаимодействует с щелочью в растворе.

Опыт 7. Небольшой кусочек (стружку) алюминия (или цинка) помещают в пробирку, содержащую 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Наблюдают выделение газа и медленное растворение металла (для ускорения процесса

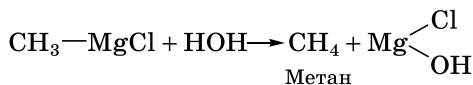
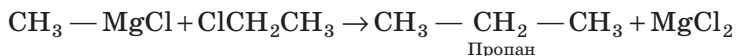
можно пробирку нагреть или использовать концентрированный раствор щелочи). Доказывают выделение водорода, записывают уравнение реакции.

В завершение занятия рассматривают реакции с участием металлов, в которых окислителями являются органические вещества. Обучающиеся приводят примеры хорошо известных им реакций, например: взаимодействие натрия со спиртами и фенолами, реакцию Вюрца и др. Преподаватель может рассказать, что в органической химии очень распространен синтез металлоорганических соединений из металлов и галогенопроизводных. Особое значение имеют магниорганические соединения. Их можно получить действием галогенопроизводных на магний в среде абсолютного диэтилового эфира:



Такие соединения называют *реактивами Гриньяра* в честь В. Гриньяра — французского химика-органика, использовавшего их для синтеза других органических соединений (углеводородов, спиртов, органических кислот и др.).

Преподаватель приводит примеры:



Оксиды и гидроксиды металлов

Поскольку обучающимся хорошо известны состав и свойства многих оксидов и гидроксидов металлов, которые зависят от свойств и степени окисления образующих их металлов, преподаватель предлагает обобщить информацию о важнейших соединениях металлов в виде табл. 7.2.

ТАБЛИЦА 7.2. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

Степень окисления металла (М)	Оксиды	Свойства оксидов	Гидроксиды		Примеры
			Основания	Кислоты	
+1	M_2O	Основ-ные	МОН	—	В случае щелочных и щелочноземель-

Степень окисления металла (М)	Оксиды	Свойства оксидов	Гидроксиды		Примеры
			Основания	Кислоты	
+2	MO		M(OH) ₂		ных металлов основания являются щелочами
+2	MO	Амфотерные	M(OH) ₂	H ₂ MO ₂	Соединения Be, Zn, Pb, Sn, Ge; преобладают основные свойства
+3	M ₂ O ₃		M(OH) ₃	HMO ₂	Al(OH) ₃ или HAlO ₂
+4	MO ₂	Кислотные	M(OH) ₄	H ₂ MO ₃	[H ₂ SnO ₃], точнее SnO ₂ · nH ₂ O (n = 1, 2)
+5	M ₂ O ₅			HMO ₃	HVO ₃
+6	MO ₃			H ₂ MO ₄	H ₂ CrO ₄
+7	M ₂ O ₇			HMO ₄	HMnO ₄

7.2. Коррозия металлов

Цель. Расширить представления обучающихся о коррозии, ее видах и способах защиты.

Оборудование. Изделия, подвергшиеся коррозии; два стаканчика вместимостью 50 мл; чашки Петри (при использовании кодоскопа); пробирки. Таблица «Методы защиты металлов от коррозии». Образцы окрашенных, никелированных, хромированных изделий.

Реактивы. Цинк; разбавленный раствор соляной кислоты; медь (провода); медный купорос; красная кровяная соль K₃[Fe(CN)₆]; жель; оцинкованная железная пластина.

Ключевой вопрос. Почему происходит коррозия железа и других металлов? Какое влияние оказывают внешние условия (температура воздуха, влажность и др.) на скорость коррозии? Какими способами можно продлить «жизнь» металла, защитив его от коррозии?

Понятие о коррозии металлов

В беседе со студентами преподаватель повторяет материал о химических свойствах металлов; представляет коррозию как проявление восстановительных свойств металлов, обусловленное влиянием окружающей среды; подчеркивает необходимость знания сути процесса, чтобы защитить металл от коррозии. С учетом профиля обучения студентов преподаватель отбирает материал для обобщения и расширения более ранних их представлений о сути и видах коррозии.

Очевидно, что коррозионная стойкость металлов зависит от самих металлов и в значительной мере от условий, в которых они находятся. Преподаватель приводит примеры, доказывающие первостепенную роль металлов в жизни общества, и подчеркивает, что в современной промышленности и технике эксплуатируют изделия из металлов часто при высоких температурах, давлениях, в агрессивных средах, да и воздух не отличается чистотой, особенно в крупных промышленных зонах. Поэтому борьба за сохранение металла от разрушения, борьба со злейшим его врагом — коррозией — имеет особое значение. Преподаватель может продемонстрировать «образцы» изделий, которые подверглись коррозии в кабинете химии.

Виды коррозии. Процессы, протекающие при коррозии

Преподаватель отмечает, что химическая природа коррозии очевидна — это окислительно-восстановительный процесс. Но этот процесс может протекать в разных средах. Если средой является сухой газ или жидкость-неэлектролит (бензин, керосин), то металл подвергается *химической коррозии*. Преподаватель обращает внимание на то, что протекающие при химической коррозии окислительно-восстановительные реакции осуществляются путем непосредственного перехода электронов от атомов металлов к частицам (молекулам, атомам, ионам) окислителя, входящего в состав среды. Примеры химической коррозии: быстрое окисление натрия и кальция на воздухе, разрушение арматуры печей, газовых турбин, сопел ракетных двигателей и т. д. Однако в естественных условиях (говорит преподаватель) коррозия преимущественно протекает по другому типу.

Большинство изделий из металла в той или иной мере соприкасается с электролитами, т. е. водными растворами солей, кислот и щелочей, обладающими свойством проводить электрический ток. Коррозию, протекающую в токопроводящей среде, называют *электрохимической*. Для коррозии данного типа следует отметить два важных аспекта.

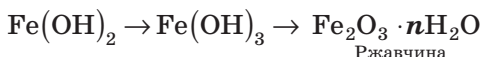
1. В водной среде присутствует как минимум два потенциальных окислителя металлов — это ионы водорода H^+ (H_3O^+), образующиеся при частичной диссоциации воды, и растворенный атмосферный кислород O_2 . Отбирая у металлов электроны, т. е. окисляя их, ионы водорода восстанавливаются до молекулярного водорода:



а кислород участвует в образовании гидроксид-ионов:



В случае железа далее процесс идет по цепочке:



Какой именно из этих процессов будет преобладать, зависит, очевидно, от характера среды: в кислотной среде окислителем металла будут ионы H^+ (реакция (7.1)), в нейтральной и щелочной — растворенный кислород (реакция (7.2)).

2. Само название «электрохимическая коррозия» говорит о том, что помимо химической реакции в системе возникает электрический ток. Решающее значение для этого имеет наличие в металлах примесей, а технический металл всегда неоднороден. Другой случай — использование в конструкции нескольких металлов, находящихся в контакте.

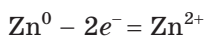
Далее преподаватель демонстрирует опыты (или один из них).

Опыт 1. Помещают цинк (гранулу или пластину) в разбавленную соляную кислоту. Наблюдают еле заметное выделение пузырьков водорода. Прикасаются к цинку медной проволокой: водород начинает выделяться на медной проволоке, а растворение цинка значительно ускоряется. Демонстрацию проводят в чашке Петри.

Опыт 2. Помещают цинк в разбавленную соляную кислоту. Наблюдают еле заметное выделение пузырьков водорода. Добавляют несколько капель раствора медного купороса: скорость растворения цинка значительно увеличивается.

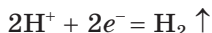
Объяснение наблюдаемых явлений — следующая задача, которую решают преподаватель и обучающиеся в ходе обсуждения.

В случае опыта 1 на цинке как более активном металле при соприкосновении с электролитом происходит процесс окисления (растворения) металла и перехода его катионов в раствор:



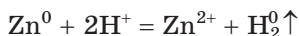
Таким образом, на цинке появляется положительный заряд, цинк выполняет роль анода. Электроны перемещаются к меди —

менее активному металлу; на меди возникает отрицательный заряд. Накопление на меди избытка электронов определяет возможность процесса восстановления на ней ионов водорода:



Таким образом, медь выполняет роль катода.

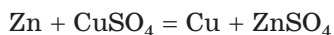
Суммарное уравнение процесса:



Преподаватель обращает особое внимание на то, что цинк (восстановитель) отдает электроны ионам водорода (окислителю) через посредника — медь, т. е. имеет место направленное движение электронов — электрический ток.

В случае опыта 2 происходят следующие процессы:

- на поверхности цинка оседает медь:



- участки меди, на которых восстанавливается водород, будут выполнять роль катода; цинк (анод) будет быстро растворяться.

Далее преподаватель подводит итоги рассмотрения процессов, происходящих при коррозии.

1. При протекании коррозии самопроизвольно происходит окислительно-восстановительная реакция.

2. Электрохимическая коррозия происходит в средах, проводящих электрический ток (в отличие от химической коррозии).

3. Процесс электрохимической коррозии происходит при контакте двух металлов или на поверхности металла, содержащего включения (это может быть и неметалл).

4. При электрохимической коррозии разрушается металл с более сильными восстановительными свойствами. Он становится «жертвой» коррозии — окисляется.

5. Скорость коррозии будет тем больше, чем сильнее отличаются по восстановительным свойствам металлы (металл и включения).

Коррозионные свойства металлов

Используя Периодическую систему химических элементов, преподаватель привлекает обучающихся к анализу коррозионных свойств металлов.

I группа. Металлы главной подгруппы (щелочные металлы) характеризуются наименьшей коррозионной стойкостью; блестящая поверхность среза этих металлов на воздухе быстро покрывается толстой рыхлой пленкой оксидов, пероксидов, а также

их соединений с углекислым газом и водой. Поэтому щелочные металлы хранят под слоем керосина. В побочной подгруппе находятся весьма стойкие к коррозии металлы: медь, серебро, золото. С увеличением порядкового номера их коррозионная стойкость повышается.

II группа. Металлы главной подгруппы крайне малоустойчивы, и с увеличением порядкового номера устойчивость к коррозии несколько снижается. Более устойчивы металлы побочной подгруппы: цинк, кадмий, ртуть. На их поверхности в присутствии кислорода образуются тонкие, довольно прочные пленки оксидов.

III группа. В техническом плане важен алюминий. Он легко соединяется с кислородом, вследствие чего образуется тонкая, обладающая высокими защитными свойствами оксидная пленка. Но она разрушается в растворах кислот и щелочей. А еще алюминий пассивируется в концентрированных азотной и серной кислотах.

IV группа. Олово и свинец — стойкие к коррозии металлы благодаря прочным оксидным пленкам.

V—VIII группы. Металлы побочных подгрупп V, Cr, Co, Mo, Ru, Pd, W, Os, Ir, Pt обладают высокой способностью к пассивации, а следовательно, большой коррозионной стойкостью. Железо — наиболее известный и распространенный металл; пассивируется концентрированной азотной кислотой и холодной концентрированной серной кислотой.

Методы защиты металлов от коррозии

Преподаватель сначала выясняет, какие способы защиты металлов от коррозии известны обучающимся, затем вносит дополнения и обобщает материал (табл. 7.3).

ТАБЛИЦА 7.3. МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

Метод защиты	Суть метода	Примечание
Шлифование поверхностей изделий	Устранение неоднородностей на поверхности, задерживающих влагу	Поверхностный слой (с разрушенными кристаллами) однороднее, более активно взаимодействует с кислородом с образованием защитной оксидной пленки
Применение легированных сплавов	Пассивация металла	Введение в состав стали в процессе ее плавки легирующих элементов: Cr, Ni, Al, Mn, Mo, V, W, образующих защитные оксидные пленки

Метод защиты	Суть метода	Примечание
Нанесение покрытий	Изоляция металла от внешней среды	<i>Неметаллические покрытия:</i> лаки, краски, эмали, смолы, масла, полимеры. <i>Металлические покрытия</i> наносят, проводя цинкование, алюминирование, меднение, хромирование, никелирование, золочение, серебрение и др. <i>Химические покрытия</i> получают путем оксидирования, азотирования, цементации (или науглероживания) и др.
Электрохимическая защита	Превращение металлического изделия в катод	<i>Протекторная (анодная) защита:</i> к металлической конструкции присоединяют более активный металл (анод) — протектор. <i>Катодная защита:</i> защищаемое изделие присоединяют к катоду внешнего источника тока
Обработка среды	Внесение веществ, замедляющих коррозию	Такие вещества называют ингибиторами коррозии
	Удаление веществ, вызывающих коррозию	Деаэрация — удаление растворенного в воде кислорода



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Потери металла во всем мире от коррозии составляют до 30 % мирового производства металлов.
- Примерно половина производимого в мире олова расходуется на «белую жезь» — для покрытия консервных банок.
- До 40 % мирового производства цинка идет на защиту стали.
- Издревле применялись ингибиторы коррозии, хотя, конечно, таких терминов еще не существовало. На Урале оружейные изделия выдерживали в так называемом травильном супе — растворе серной кислоты с мучными отрубями. Для различных ингибирующих составов широко применяли крахмалсодержащие продукты и дрожжи.
- Норвежское судно «Анатина» затонуло по вине коррозии, спровоцированной собственным, казалось бы безобидным, грузом — медным

концентратом. Коррозия разъела обшивку стального корпуса судна: при контакте двух металлов (железа и меди) в токопроводящей среде (испарения морской воды) разрушался более активный металл.

7.3. Способы получения металлов¹

Цель. Обсудить и сравнить различные способы получения металлов из природного сырья.

Оборудование. Коллекция «Минералы и горные породы»; две U-образные трубки; графитовые электроды; источник постоянного тока (или выпрямитель); штатив; фарфоровый тигель. Таблица «Пирометаллургические способы получения железа».

Реактивы. Растворы лакмуса, сульфата меди(II); термитная смесь; магниевая лента.

Ключевой вопрос. Какие существуют способы промышленного получения металлов? Какие свойства металлов обуславливают возможность их получения тем или иным способом?

Металлы в природе

Преподаватель предлагает ответить на ряд вопросов.

1. В каком виде металлы встречаются в природе?
2. Какие металлы встречаются в природе в самородном состоянии? Какое положение в электрохимическом ряду напряжений металлов они занимают?
3. Какие металлы встречаются в природе только в виде соединений? Чем это обусловлено? Какое положение в электрохимическом ряду напряжений металлов они занимают?
4. В составе каких соединений металлы могут встречаться в природе?

Обобщая ответы, преподаватель подводит итоги.

- Большинство металлов в природе встречается в виде соединений. Это обусловлено тем, что, например, оксиды металлов, в которых металлы находятся в окисленной форме, — более устойчивые вещества, чем металлы — простые вещества.
- В самородном состоянии могут находиться в природе только те металлы, которые находятся в самом конце ряда напряжений. Это золото, платина; реже — серебро; иногда встречаются самородки меди и ртути.
- Важнейшие природные соединения металлов, расположенных в ряду напряжений до алюминия, — это соли:

¹ Эта тема изучается в группах технологического и естественно-научного профилей.

галогениды, чаще хлориды (NaCl, MgCl₂, KCl); карбонаты (CaCO₃, MgCO₃); сульфаты (Na₂SO₄, MgSO₄); нитраты (NaNO₃); фосфаты (Ca₃(PO₄)₂).

- Природные соединения других металлов — это в основном оксиды (Al₂O₃, CuO, SnO₂, Fe₂O₃, Cr₂O₃) и сульфиды (ZnS, PbS, MoS₂, CuS₂).

Преподаватель в ходе перечисления различных природных соединений металлов демонстрирует коллекцию минералов и горных пород, затем отмечает, что те минералы и горные породы, которые используют для получения металлов, называют *рудами*. Преподаватель спрашивает: каким образом можно получить металл из руды. Ответ очевиден — провести восстановление металла. Преподаватель приводит схему, отражающую суть этого процесса:



Пиromеталлургия. Гидрометаллургия

Преподаватель просит назвать восстановители металлов. Студенты называют водород H₂, активные металлы, углерод C, оксид углерода(II) CO, известные из курса неорганической химии.

Преподаватель предлагает обучающимся попробовать себя в роли инженеров-технологов, принимающих решение о целесообразности использования указанных восстановителей для получения железа (в больших количествах), например из его оксида железа(II) FeO. Решить эту проблему поможет табл. 7.4.

ТАБЛИЦА 7.4. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ЖЕЛЕЗА

Способ (суть процесса)	Достоинства	Недостатки
Водородотермия FeO + H ₂ = Fe + H ₂ O(ж.) + + 21 кДж	Получают очень чи- стое железо	Способ применим только в лабора- торной практи- ке; водо- род — дорогостоя- щий восстановитель
Алюминотермия* 3FeO + 2Al = 3Fe + Al ₂ O ₃ + + 882 кДж	Применяют при сварке рельсов	Алюминий — доро- гостоящий восстано- витель
2FeO + C = 2Fe + CO ₂ – – 137 кДж	—	Способ используют редко; реакция про- текает заметно лишь при температуре бо- лее 1 500 °С

Способ (суть процесса)	Достоинства	Недостатки
$\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2 + 19 \text{ кДж}$	Дешевый способ, широко применяется	Экологически «грязный» способ; получаемое железо содержит много примесей

* Аллюминотермию наряду с магниотермией называют металлотермией.

Преподаватель демонстрирует аллюминотермическое восстановление оксида железа(III).

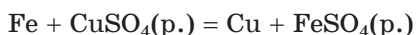
Опыт 1. В маленький фарфоровый тигель (под тягой!) насыпают примерно 4 г термита (смеси 1 г Al и 3 г Fe_2O_3) и помещают в него кусочек магниевой ленты длиной примерно 3 см. Тигель устанавливают на керамическую плитку, магниевую ленту поджигают длинной лучиной. Горящий магний воспламеняет термитную смесь. Реакция идет очень бурно. После ее окончания из тигля вынимают полученный металл.

Затем рассматривают производство чугуна в доменных печах.

Пирометаллургия может быть использована для получения металлов, расположенных в ряду напряжений после алюминия.

Преподаватель обращает внимание, что в процессе водородотермии (см. табл. 7.4) водород вытесняет железо из его оксида, что, казалось бы, «противоречит» положению этих элементов в ряду напряжений металлов. Преподаватель подчеркивает, что ряд напряжений металлов можно использовать только для определения восстановительной активности металлов в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водных растворах.

Преподаватель напоминает хорошо известную реакцию



Преподаватель сообщает, что такой способ получения металлов называют *гидрометаллургическим*, его используют для получения малоактивных металлов.

Опыт 2. Канцелярскую скрепку или железный гвоздь привязывают на нить и опускают на некоторое время в пробирку с медным купоросом. Поверхность железного предмета покрывается налетом меди характерного цвета.

Электрометаллургия. Электролиз

После того как рассмотрены способы получения малоактивных металлов и металлов средней активности (расположенных в ряду напряжений после алюминия), преподаватель спрашивает: как получить самые активные металлы. Эту задачу решают

с помощью электрического тока, восстановительное (окислительное) действие которого значительно сильнее, чем любых химических веществ. Способ получения металлов, в основе которого лежит использование электрического тока (электролиз), называют *электрометаллургией*.

Преподаватель предлагает обучающимся сначала рассмотреть самостоятельно, а затем обсудить процессы, протекающие на угольных электродах, помещенных в расплав бромида кальция при пропускании через последний постоянного электрического тока.

При обсуждении предлагается ответить на ряд вопросов.

1. Какие частицы имеются в расплаве электролита?
2. Что происходит в электролите под действием электрического тока?
3. Что происходит на электродах?
4. Каков результат окислительно-восстановительной реакции, протекающей на электродах?

В результате диссоциации расплавленного электролита бромида кальция: $\text{CaBr}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{Br}^-$ в расплаве появляются ионы, которые находятся в беспорядочном движении.

Под действием электрического тока ионы Ca^{2+} и Br^- приобретают направленное движение к электродам: к катоду (-) — ионы Ca^{2+} ; к аноду (+) — ионы Br^- .

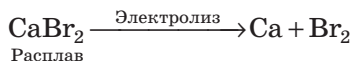
На электродах ионы разряжаются:



Преподаватель напоминает, что такую окислительно-восстановительную реакцию, протекающую под действием электрического тока, и называют *электролизом*:



или



Затем преподаватель предлагает выяснить, что произойдет, если постоянный электрический ток пропустить через раствор соли, например сульфата меди(II), и демонстрирует опыт.

Опыт 3. В U-образную трубку наливают раствор сульфата меди(II), опускают в него графитовые электроды и присоединяют их к источнику постоянного тока. Через некоторое время на катоде появляется слой меди характерной

ТАБЛИЦА 7.5. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

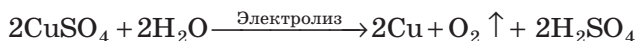
Способ	Процесс	Примеры	Получаемые металлы и сплавы
Пирометаллургия (греч. <i>pyr</i> — огонь)	Восстановление металлов из их соединений при высоких температурах	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{C} \xrightarrow{t} 2\text{Cu} + \text{CO} \uparrow$ $\text{ZnS} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{ZnO} \xrightarrow{\text{C}} \text{Zn}$	Cu, Zn, Cd, Ge, Sn, Pb и др.
		$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \xrightarrow{t} 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2 \uparrow$	Чугун, феррохром и др.
		Алюминотермия $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t} 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$	Cr, Co, Mn
Гидрометаллургия	Получение металлов из руды с помощью реагентов — соединений металлов, растворимых в воде	Магнийтермия $\text{TiCl}_4 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Ti} + 2\text{MgCl}_2$	Ti, W, Cr
		Водородотермия $\text{MoO}_3 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Mo} + 3\text{H}_2\text{O}$	Металлы высокой чистоты: W, Mo, Cr, Cu
		$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	Cu, Cd, Au, Ag, Mo, V и др.

Окончание табл. 7.5

Способ	Процесс	Примеры	Получаемые металлы и сплавы
	Восстановление металла путем выгеснения его более активным металлом из соли в растворе	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	
	Восстановление электрическим током — электролиз раствора соли	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{Cu} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	
Электрометаллургия (электролиз)	Восстановление активных металлов с помощью электрического тока из расплаво солей, оксидов или гидроксидов	$2\text{NaCl} \longrightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2\uparrow$ Катод $\ominus \overset{+1}{\text{Na}} + 1e^- = \overset{0}{\text{Na}}$ Восстановление Анод $\oplus \overset{-1}{2\text{Cl}} - 2e^- = \overset{0}{\text{Cl}_2}$ Окисление	Активные металлы: Na, K, Ca, Al, Li, Mg и др.

окраски, на аноде при этом выделяется газ. С помощью индикатора обнаруживают в анодном пространстве кислотную среду и с помощью тлеющей лучины — кислород.

Суммарное молекулярное уравнение электролиза раствора сульфата меди(II):



Одним из продуктов электролиза является медь — неактивный металл.

Таким образом, электролиз применяют для получения активных металлов (щелочных, щелочноземельных металлов, магния, алюминия) из расплавов их соединений, а также для получения малоактивных металлов из растворов их солей.

Обобщить материал о способах получения металлов можно с помощью табл. 7.5.

В завершение работы по данной теме преподаватель предлагает ответить на ключевой вопрос и выполнить ряд заданий.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Предложите способы получения хрома.
2. Приведите примеры двух-трех уравнений реакций, иллюстрирующих получение металлов из водных растворов их солей.
3. Предложите методы получения металлов из природных соединений:
 - а) кальция из известняка CaCO_3 ;
 - б) свинца из свинцового блеска PbS ;
 - в) алюминия из глинозема Al_2O_3 .
4. Для определения полюсов генератора можно воспользоваться полоской бумаги, смоченной раствором поваренной соли, содержащим фенолфталеин. Объясните этот способ.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Критерии оценки качества руды меняются не только от металла к металлу, но и во времени. Когда добыча меди только начиналась, медная руда считалась богатой, если содержание меди достигало 35 — 80 %. Сейчас даже при содержании меди 1 % разработка руды экономически целесообразна.
- В пробе лунного грунта, взятой автоматической станцией «Луна-20», впервые был обнаружен самородный алюминий. Позже самородный алюминий был найден в Сибири. Ученые считают, что алюминий выделяется в свободном виде в результате разрыва химических связей

в минерале под воздействием космических лучей. На Луне, лишенной атмосферы и подвергающейся интенсивному воздействию космической радиации, вероятность таких процессов гораздо выше, чем на Земле.

- Технология металлургического производства в старину держалась в секрете. Англичанин Бенджамен Гентсман в 1740 г. изобрел тигельную плавку (выплавление чистой и однородной стали под слоем флюса в специальных горшках — тиглях, которые помещали в печь, отапливаемую коксом). Он строго-настрого запрещал пускать в цех посторонних, боясь, что конкуренты раскроют его тайну. Но однажды рабочие сжалились над замерзшим нищим-оборванцем и пустили его погреться у горна. А вскоре шеффилдский заводчик Самюэль Уокер (успешно сыгравший роль нищего) начал плавить тигельную сталь.
- Способ производства алюминия электролизом раствора боксита в расплавленном криолите был разработан почти одновременно в 1886 г. Чарльзом Мартином Холлом и Полем Луи Туссенем Эру. Это не единственное совпадение такого рода, известное науке, и оно не вызывало бы удивления, но... оба изобретателя родились в 1863 г. и скончались, словно сговорившись, в 1914 г.

7.4. Неметаллы

Цель. Систематизировать и развить представления обучающихся о неметаллах и их соединениях (водородных соединениях, оксидах и гидроксидах).

Оборудование. Приборы для получения водорода, аммиака, хлороводорода; аппарат для проведения химических реакций в замкнутой системе (АПХР), позволяющей демонстрировать вытеснение галогенов из солей в растворе; фарфоровая ступка; стеклянная палочка; спиртовка; металлические ложечки для сжигания веществ; наковальня (кирпич); молоток; пробирки. Кодопленки с фрагментами опорного конспекта. Модели (или плакаты) кристаллических решеток иода, алмаза, графита.

Реактивы. Образцы неметаллов: красный фосфор, кристаллическая сера (графит, кокс), кремний, бром, иод, колба с кислородом, две колбы с хлором. Пластмассовая бутылка с углекислым газом. Порошок цинка (или алюминия); железные стружки; металлический натрий; кристаллические соли $KClO_3$, $NaCl$, NH_4Cl ; гидроксид $Ca(OH)_2$; порошок CuO . Растворы солей KBr , KI ; концентрированный раствор $NaOH$; бромная вода; хлорная вода; фенолфталеин, лакмус.

Ключевой вопрос. Какие элементы относят к неметаллам? Каковы отличительные признаки неметаллов?

Опорный конспект¹

Элементы-неметаллы

Для атомов элементов-неметаллов (табл. 7.6) характерна способность удерживать «свои» электроны и принимать «чужие» до завершения внешнего слоя, так как атомы имеют сравнительно малые радиусы, а число электронов на внешнем слое ≥ 4 (кроме атомов водорода и бора).

ТАБЛИЦА 7.6. КОНФИГУРАЦИЯ ВНЕШНЕГО ЭЛЕКТРОННОГО СЛОЯ АТОМОВ НЕМЕТАЛЛОВ

n	$1s^1$	$2s^2 2p^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$
1	H					
2		<u>B</u>	<u>C</u> *	N	O*	F
3			<u>Si</u> *	P*	S*	Cl
4				As*	<u>Se</u> *	Br
5					<u>Te</u> *	I
6						At

Примечание. Подчеркнуты элементы, образующие только атомные кристаллические решетки. Символом * обозначены элементы, образующие несколько простых веществ (аллотропных модификаций).

В периоде слева направо свойства атомов элементов-неметаллов изменяются следующим образом:

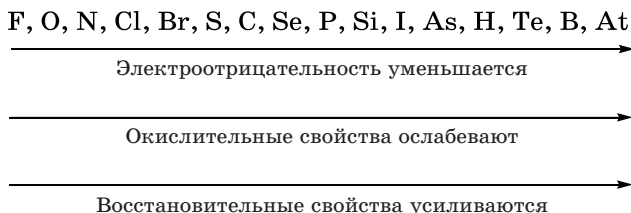
- заряд ядра увеличивается;
- радиус атома уменьшается;
- число электронов на внешнем слое увеличивается;
- электроотрицательность увеличивается;
- окислительные свойства усиливаются;
- неметаллические свойства усиливаются.

В главной подгруппе снизу вверх свойства атомов элементов-неметаллов изменяются таким образом:

- заряд ядра уменьшается;
- радиус атома уменьшается;
- число электронов на внешнем слое не изменяется;
- электроотрицательность увеличивается;
- окислительные свойства усиливаются;
- неметаллические свойства усиливаются.

¹ При изучении неметаллов и их соединений рекомендуем опираться на соответствующие главы учебника.

В общем виде свойства элементов-неметаллов описывает схема:



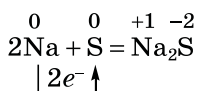
Неметаллы — простые вещества

Строение. Простые вещества-неметаллы образованы за счет ковалентных неполярных связей и имеют:

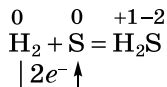
- *молекулярное строение* — газы H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , O_3 ; твердые вещества I_2 , P_4 , S_8 ; жидкость Br_2 (в твердом состоянии легкоплавкие; обладают летучестью);
- *атомное строение* — твердые вещества C, B, Si, Se и др. (характерны высокие температуры кипения и плавления).

Химические свойства. Простые вещества-неметаллы проявляют *окислительные свойства* в реакциях:

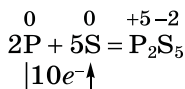
1) с металлами:



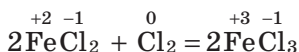
2) с водородом с образованием летучего водородного соединения, например:



3) с менее электроотрицательным неметаллом (электроотрицательность фосфора меньше, чем серы):

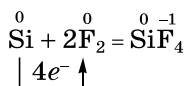


4) со сложными веществами:

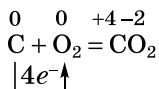


Простые вещества-неметаллы проявляют *восстановительные свойства* в реакциях:

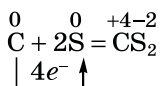
1) с фтором



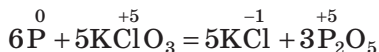
2) с кислородом (с образованием кислотного оксида):



3) с более электроотрицательным неметаллом (электроотрицательность серы больше, чем углерода):



4) со сложными веществами:



Водородные соединения неметаллов

Все водородные соединения неметаллов (табл. 7.7), кроме воды H_2O , находятся в газообразном состоянии при обычных условиях.

В периоде слева направо основные свойства водородных соединений неметаллов ослабевают, а кислотные — усиливаются.

В главной подгруппе сверху вниз кислотные свойства водородных соединений неметаллов усиливаются, основные свойства ослабевают.

ТАБЛИЦА 7.7. ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

Период	Группа				
	III	IV	V	VI	VII
2	BH_3^* Боран	CH_4^{**} Метан	NH_3 Аммиак	H_2O^{***} Вода	HF Фтороводород

Период	Группа				
	III	IV	V	VI	VII
3		SiH ₄ ** Силан	PH ₃ Фосфин	H ₂ S Сероводород	HCl Хлороводород
4			AsH ₃ * Арсин	H ₂ Se Селеноводород	HBr Бромоводород
5				H ₂ Te Теллуридоводород	HI Иодоводород

* Неустойчивое.

** Безразличное.

*** Амфотерное.

■ Проявляет основные свойства.

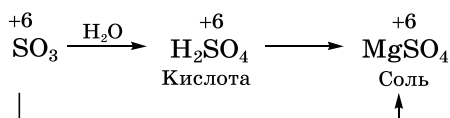
■ Проявляет кислотные свойства.

Оксиды и гидроксиды неметаллов

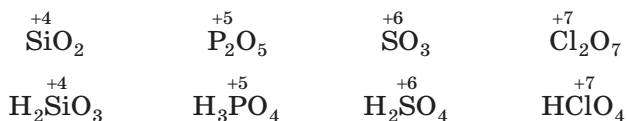
Оксиды неметаллов делят на два подкласса.

1. *Несолеобразующие оксиды* — SiO, N₂O, NO, CO.

2. *Солеобразующие (кислотные) оксиды* — все остальные оксиды; например:

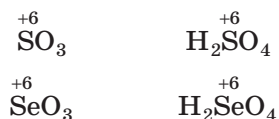


Для высших кислотных оксидов и гидроксидов:



характерно усиление кислотных свойств в периоде слева направо.

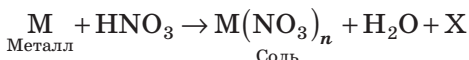
В главной подгруппе:



сверху вниз кислотные свойства ослабевают.

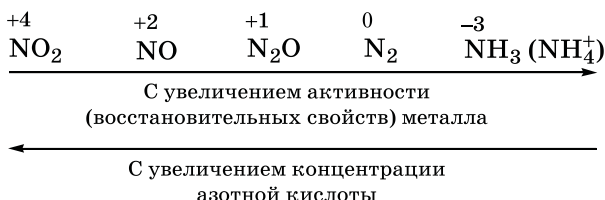
Оксиды SO_3 , N_2O_5 и соответствующие им кислоты H_2SO_4 (концентрированный раствор), HNO_3 являются сильными окислителями.

Азотная кислота взаимодействует с металлами (М) различной природы:



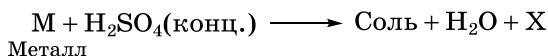
Состав продукта X определяется активностью металла и концентрацией раствора HNO_3 .

В качестве X может образоваться одно из соединений ряда:

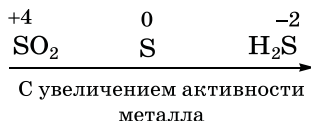


Концентрированная азотная кислота не реагирует с Au, Pt, Ir, Ta, Rh; при обычных условиях пассивирует Al, Cr, Fe, Co, Ni.

Состав продукта X взаимодействия концентрированной серной кислоты с металлами:

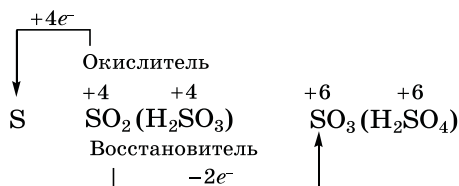


зависит от природы металла:



Концентрированная серная кислота не реагирует с Au и Pt; при обычных условиях пассивирует Cr, Fe, Co.

Для элементов-неметаллов характерно образование оксидов и гидроксидов промежуточной степени окисления, которые могут проявлять и окислительные, и восстановительные свойства:



Демонстрационный эксперимент

Физические свойства неметаллов

При рассмотрении физических свойств неметаллов преподаватель демонстрирует образцы неметаллов, студенты характеризуют их свойства. При этом необходимо обратить внимание на общие и отличительные свойства неметаллов, обусловленные разным типом кристаллических решеток.

Химические свойства неметаллов

Окислительные свойства неметаллов. Для иллюстрации взаимодействия неметаллов с металлами преподаватель демонстрирует один из предложенных далее опытов.

Опыт 1. Порошок цинка (3 г) смешивают с порошком серы (1,5 г). Полученную смесь насыпают горкой на перевернутую вверх дном фарфоровую ступку. Затем дотрагиваются до смеси кончиком длинной стеклянной палочки, нагретой в пламени спиртовки. Происходит эффектная вспышка. Для поджигания смеси можно также использовать длинную зажженную лучину.

Возможен другой вариант опыта: смешивают порошок алюминия (2 г) и порошок серы (3,5 г). Далее действуют аналогично описанному выше.

Примечание. Нельзя наклоняться над реакционной смесью! Желательно проводить опыт в вытяжном шкафу.

Опыт 2. Сильно нагретые в металлической ложечке тонкие железные стружки вносят в цилиндр или коническую колбу, заполненную хлором. Железо загорается красноватым пламенем с образованием рыжего дыма.

Возможен другой вариант опыта: небольшой кусочек натрия (размером с полгорошины) обсушивают фильтровальной бумагой для удаления следов керосина, расплавляют в ложечке и вносят в сосуд с хлором. Наблюдают горение натрия в хлоре.

Примечание. На дно сосудов с хлором насыпают небольшой слой песка. Хлор получают, используя концентрированную соляную кислоту и кристаллический дихромат калия, или оксид марганца(IV), или кристаллический перманганат калия. В первом и во втором случае требуется слабое нагревание.

Окислительные свойства неметаллов по отношению к другим неметаллам с меньшей электроотрицательностью можно продемонстрировать, сжигая красный фосфор в хлоре.

Опыт 3. Помещают в ложечку для сжигания немного сухого красного фосфора и вносят его в сосуд с хлором. Наблюдают образование искр и густого дыма.

Студенты объясняют роль каждого неметалла в этой реакции, составляют ее уравнение, дают название продукту реакции.

Окислительные свойства неметаллов в реакциях со сложными веществами можно продемонстрировать на примере реакции вытеснения галогенов из их солей в растворе более активными галогенами в специальном приборе АПХР. При отсутствии такого прибора можно провести следующий опыт.

Опыт 4. В первую пробирку наливают бесцветный раствор бромида калия, во вторую и третью пробирки — бесцветный раствор иодида калия. Затем в первую и во вторую пробирки добавляют хлорную воду, а в третью пробирку — бромную воду.

Студенты наблюдают изменение окраски растворов, составляют уравнения реакций, характеризуют окислительные свойства галогенов.

Восстановительные свойства неметаллов. Обсуждая восстановительные свойства неметаллов, преподаватель должен подчеркнуть следующее:

- по отношению к фтору все неметаллы (даже кислород) проявляют восстановительные свойства;
- все неметаллы (кроме фтора) будут восстановителями в реакциях с кислородом.

Преподаватель напоминает известные обучающимся реакции горения угля, серы, фосфора на воздухе и в чистом кислороде. Один из этих опытов преподаватель демонстрирует, обращая внимание на продукты таких реакций — оксиды.

Для демонстрации восстановительных свойств неметаллов при взаимодействии со сложными веществами можно провести реакцию водорода с оксидом меди(II).

Опыт 5. Реакцию водорода с оксидом меди(II) проводят в заранее собранном приборе (рис. 7.2). Пробирку с оксидом меди(II) нагревают в том месте,

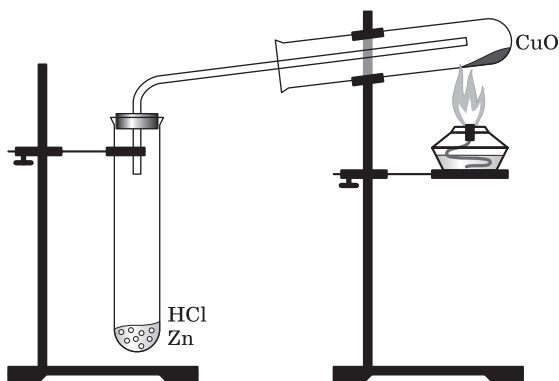
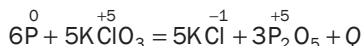


Рис. 7.2. Прибор для восстановления оксида меди(II) водородом

где находится вещество. Водород предварительно необходимо проверить на чистоту. На поверхности оксида меди(II) появляется красный налет меди, а на стенках пробирки — капельки воды.

Более эффектно выглядит опыт, демонстрирующий восстановительные свойства фосфора в реакции с бертолетовой солью (хлоратом калия).

Опыт 6. Небольшое количество хлората калия (на кончике шпателя) и вдвое меньшее количество сухого красного фосфора помещают в пакетик из бумаги или алюминиевой фольги. (*Смесь не растирать!*) Пакетик кладут на наковальню (кирпич) и ударяют по нему молоточком. Раздается сильный взрыв — выделение энергии в результате окислительно-восстановительной реакции



Оксиды и гидроксиды неметаллов. Для характеристики свойств оксидов и гидроксидов неметаллов можно провести ряд опытов.

Опыт 7. Сжигают в кислороде серу (или фосфор), добавляют в сосуд воду, хорошо встряхивают плотно закрытый сосуд и испытывают полученный раствор индикатором.

Опыт 8. В пластмассовую бутылку, заранее наполненную углекислым газом, наливают немного концентрированного раствора гидроксида натрия, быстро закрывают пробкой и встряхивают бутылку с содержимым. Студенты наблюдают, как сильно деформируется, со скрежетом сжимается пластмассовая бутылка.

Преподаватель просит дать объяснение наблюдаемым явлениям, составить уравнения химических реакций и сделать выводы о свойствах солеобразующих оксидов неметаллов.

Водородные соединения неметаллов. Преподаватель может продемонстрировать лабораторные способы получения водородных соединений неметаллов: хлороводорода и аммиака с последующим исследованием их растворимости в воде и кислотно-основных свойств.

Опыт 9. Для получения раствора хлороводорода в воде — соляной кислоты используют прибор, показанный на рис. 7.3. В пробирку насыпают 2—3 г хлорида натрия и приливают столько концентрированной (2:1) серной кислоты, чтобы она смочила всю соль. Закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опускают в другую пробирку с водой так, чтобы он был на расстоянии примерно 0,5—1,0 см от поверхности воды (см. рис. 7.3). Затем смесь в первой пробирке осторожно нагревают в течение 3—4 мин. (*Следите, чтобы кислоту не перебросило во вторую пробирку с водой!*) Если задача — собрать сухой хлороводород (для опыта 11), нагревание прекращают, когда над ватой, которой закрыто отверстие сосуда, появится туман.

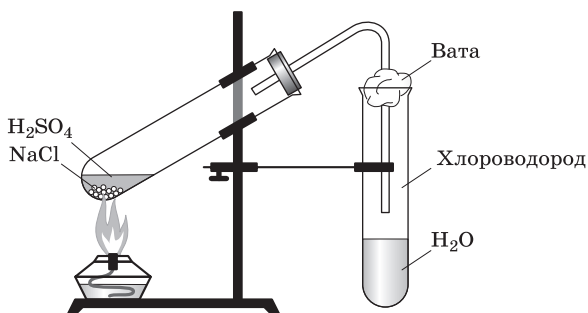


Рис. 7.3. Прибор для получения соляной кислоты

Опыт 10. Для получения аммиака используют прибор, приведенный на рис. 7.4. На лист бумаги или в небольшую фарфоровую чашку (можно ступку) насыпают по одной ложечке (ложечка для сжигания веществ) хлорида аммония и гидроксида кальция. Смесь перемешивают стеклянной палочкой и высыпают в сухую пробирку. Закрывают ее пробкой с газоотводной трубкой и укрепляют в лапке штатива. (*Закрепляя прибор в лапке штатива, обратите внимание на наклон пробирки относительно ее отверстия!*) На газоотводную трубку надевают сухую пробирку, в которую будет собираться аммиак (см. рис. 7.4).

Смесь хлорида аммония и гидроксида кальция нагревают. Для обнаружения аммиака подносят к отверстию перевернутой вверх дном пробирки влажную фенолфталеиновую бумажку. Прекращают нагревание смеси. Пробирку, в которой собран аммиак, осторожно снимают с газоотводной трубки, держат ее при этом вверх дном (конец газоотводной трубки сразу же после удаления пробирки с аммиаком закрывают кусочком мокрой ваты). Немедленно закры-

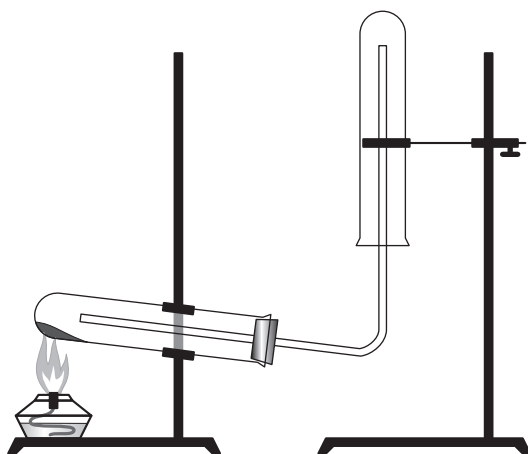


Рис. 7.4. Прибор для получения аммиака

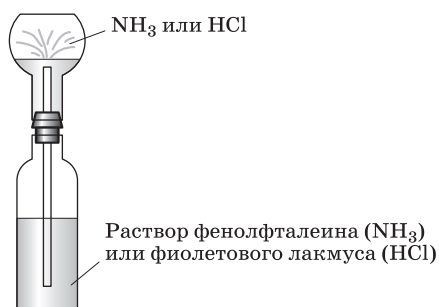


Рис. 7.5. Прибор для демонстрации растворимости хлороводорода или аммиака в воде

вают отверстие снятой пробирки большим пальцем и опускают в сосуд с водой. Палец убирают только под водой. Вода поднимается в пробирке вверх. Снова закрывают отверстие пробирки под водой и вынимают из сосуда.

Опыт 11. Хорошую растворимость в воде хлороводорода и аммиака можно эффектно показать, используя прибор, изображенный на рис. 7.5. Большую колбу, наполненную газом (NH_3 или HCl), закрывают пробкой со вставленной в нее стеклянной трубкой. Переворачивают колбу вверх дном, погружают трубку в пластмассовый сосуд с водой и соответствующим индикатором, укрепляют колбу, используя вторую пробку. Затем в колбу с газом вводят несколько капель воды (слегка сжимают пластмассовый сосуд). Наблюдают красивый, окрашенный в соответствующий цвет «фонтан».



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Химических элементов-неметаллов всего 16. Причем в отличие от металлов число неметаллов не будет увеличиваться с открытием новых элементов. Вновь открываемые тяжелые элементы из-за огромных размеров атома будут металлами.
- Самый распространенный во Вселенной элемент является неметаллом! Это водород (75 мас. % или 90 мол. %). В земной коре первое место по распространенности также занимает неметалл — кислород (49 мас. %), на втором месте находится кремний (27 мас. %). Живые организмы состоят на 97—98 % из неметаллических элементов.
- Французский химик, директор Парижского музея науки, Пилатр де Розье (1756—1785) однажды решил проверить, что будет, если вдохнуть водород. Он сделал вдох и не заметил никакого эффекта. Однако в легких водород смешался с кислородом воздуха и образовал гремучую смесь. Когда ученый выдохнул газ на огонь свечи, произошел сильный взрыв. «Я думал, что у меня вылетели все зубы вместе с корнями», — с восторгом делился экспериментатор впечатлениями от опыта.

- Хлор прочно утвердился в сознании человечества как отравляющее вещество с 22 апреля 1915 г., когда немцы провели против англо-французских войск первую в истории войн газовую атаку. На участке фронта к северо-востоку от Ипра были одновременно открыты 6 000 баллонов хлора. Хлор поразил 15 000 человек, причем примерно 5 000 насмерть. А через два года, 12 июля 1917 г., тоже в районе Ипра было впервые применено производное хлора — дихлордиэтилсульфид, названный впоследствии ипритом.
- Реакция самопроизвольного окисления белого фосфора не только описывается в известном произведении А. Конан Дойла «Собака Баскервиллей», но и лежит в основе кое-каких «чудес», эксплуатируемых жрецами и священниками. Это, например, свеча, загорающаяся сама (на фитиль наносят раствор фосфора в сероуглероде; когда растворитель испарится, крупинки фосфора в контакте с воздухом воспламеняются), или священные надписи, вспыхивающие на стенах (принцип тот же).
- Оксид азота(I) называют веселящим газом из-за своеобразного физиологического действия. Английский химик Хэмфри Дэви устраивал сеансы вдыхания оксида N₂O. Один из его современников оставил нам красочное описание действия веселящего газа: «Одни джентльмены прыгали по столам и стульям, у других развязывались языки, третьи обнаружили чрезвычайную склонность к потасовке».
- Оксид кремния(IV) многолик. Вот как писал о нем академик А. Е. Ферсман: «Красивый, пестрого рисунка агат, яркой игры многоцветный опал, чистый песок на берегу моря... красиво ограненные груды горного хрусталя, таинственный рисунок фантастической яшмы... грубо обработанный наконечник стрелы древнего человека... — все это одно и то же химическое соединение элементов кремния и кислорода».
- Водородные соединения бора применяют как топливо в воздушно-реактивных двигателях для управляемых снарядов. Этим они обязаны своей «калорийности»: теплота сгорания бороводородов почти вдвое больше, чем углеводородов, традиционно используемых в качестве горючего.

8.1. Предмет органической химии

Цель. Раскрыть сущность предмета органической химии; подчеркнуть особенности органических соединений в сравнении с неорганическими. Показать роль органической химии в жизни современного общества.

Оборудование. Коллекции органических веществ, материалов и изделий из них. Модели кристаллических решеток алмаза, графита; плакаты с изображением фуллерена, карбина. Шаростержневые модели молекул органических соединений. Портреты Й. Я. Берцелиуса, А. М. Бутлерова, Н. Д. Зелинского.

Ключевой вопрос. Каковы особенности органических веществ? Чем они отличаются от неорганических?

Введение в предмет органической химии

Изучение нового раздела химии преподаватель начинает с объяснения самого термина «органическая химия». В конце XVIII — начале XIX в. в науке химии господствовало учение под названием «витализм» (от лат. *vita* — жизнь). Сторонники витализма утверждали, что любые вещества живой природы могут образовываться в живых организмах только под действием особой «жизненной силы». Благодаря этому учению исследования строения и свойств растительных и животных веществ выделились в отдельный раздел химии. Шведский химик Йенс Якоб Берцелиус назвал его *органической химией*, а предмет ее изучения — *органическими веществами*. С развитием и совершенствованием химического эксперимента стало ясно, что органические вещества могут быть синтезированы из неорганических вне живого организма, в колбе или пробирке.

Преподаватель ставит вопрос: что объединяет все органические вещества. Очевидно, обучающиеся вспомнят, что во всех органических веществах обязательно есть атомы углерода. Но известны и неорганические вещества, содержащие углерод. В 70-е гг. XIX в. немецкий химик К. Шорлеммер дал классическое определение органической химии.

Органическая химия — это химия углеводородов и их производных. Это определение подчеркивает специфическую природу органических веществ, оставляя в стороне другие вещества, содержащие углерод и являющиеся предметом изучения неорганической химии. Например, органическими являются вещества состава CH_4 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, а неорганическими — Na_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

На сегодняшний день органическая химия — один из самых крупных и важных разделов химии. Это объясняется такими обстоятельствами.

1. Число известных органических соединений увеличивается в геометрической прогрессии и на сегодняшний день приближается к 27 миллионам, в то время как неорганических веществ известно немногим более 700 тысяч.

2. Большинство современных процессов в химической промышленности направлено на получение органических веществ (лекарств, пластмасс, волокон и т. д.).

3. Большинство процессов, протекающих в живых организмах и обеспечивающих их существование, — это химические реакции органических веществ. Органическая химия — это химия жизни.

4. На помощь органическому синтезу приходит *биотехнология*: «специально обученные» микроорганизмы и клеточные культуры конструируют крупные молекулы из более простых «кирпичиков». На основе достижений органической химии *генная инженерия* нашла способ «пересадки» генов одного живого организма другому, в результате чего последний приобретает новые полезные свойства. Не исключено, что когда-нибудь живая материя будет создана искусственным путем.

Таким образом (подводит итоги преподаватель), органическая химия — это наука об удивительных молекулах, которые мы едим, пьем, носим, сжигаем, которые определяют вкус, цвет и запах, создают комфорт и уют в каждом доме. Эта наука объясняет, что такое черное золото, «невидимое золото», чем отличается жевательная резинка от обычного ластика, что такое полимерные материалы и взрывчатые вещества, мыло и ароматизаторы, из чего делают свечи и как получить мед без участия пчел, и многое-многое другое.

Особенности строения и свойств органических соединений

Преподаватель обращает внимание на специфику органических соединений.

1. Углерод — единственный элемент Периодической системы, который по своим химическим способностям занимает «золотую середину». Имея 4 электрона на внешнем слое, он «охотно» образует 4 химические связи с другими элементами, а главное —

друг с другом! В отличие от неорганических органические молекулы могут иметь огромную молекулярную массу, достигающую нескольких миллионов.

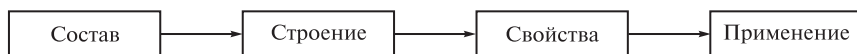
2. Ковалентная связь определяет молекулярный тип кристаллической решетки большинства органических веществ. Молекулярная кристаллическая решетка, в свою очередь, определяет свойства органических веществ. Из-за слабого межмолекулярного взаимодействия они легкоплавкие, летучие, многие нерастворимы в воде, но растворимы в органических растворителях.

3. Еще одной особенностью органических соединений, а также причиной их многообразия является способность к изомерии. Преподаватель рассказывает, что понятие «изомеры» появилось в 30-е гг. XIX в. благодаря Й. Я. Берцелиусу. Понять причину существования таких веществ-изомеров удалось значительно позже благодаря трудам нашего великого соотечественника А. М. Бутлерова. Он стал основоположником главной теории органической химии, сущность которой гениально проста: порядок соединения атомов в молекуле определяет свойства органического вещества.

Изомеры (от греч. *isos* — равный, *meros* — часть) — это вещества, молекулы которых имеют одинаковый состав, но разное строение, а потому и разные свойства.

Например, на основании молекулярной формулы C_4H_{10} нельзя сказать, какому веществу она принадлежит, поскольку такую молекулярную формулу могут иметь два вещества: бутан и изобутан. Преподаватель демонстрирует шаростержневые модели молекул бутана и изобутана и сравнивает их строение и свойства.

Далее преподаватель записывает на доске логическую цепочку:



Это мотивация, причинно-следственная связь, идеология всего курса химии.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Число изомеров (разных веществ), имеющих одну и ту же молекулярную формулу $C_{70}H_{142}$, равно $5 \cdot 10^{226}$.
- Относительная молекулярная масса простейшего органического соединения метана CH_4 равна 16, а белка вируса желтухи шелковичного червя — 916 000 000, длина молекулы белка — почти 1 мм!
- Один атом может существенным образом изменить свойства молекул. Так, органические молекулы голубого пигмента васильков и красного пигмента маков различаются лишь одним атомом водорода.

8.2. Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова

Цель. Познакомить обучающихся с работами предшественников А. М. Бутлерова; дать общее представление об основных положениях теории химического строения органических соединений.

Оборудование. Шаростержневые модели молекул. Портрет А. М. Бутлерова. Таблица «Предпосылки теории химического строения органических соединений».

Ключевой вопрос. Почему началом становления органической химии как науки считают вторую половину XIX в.?

Предпосылки теории химического строения

Преподаватель кратко характеризует ситуацию в химическом мире в начале XIX в. В органической химии царил полный хаос. Ученые умели определять качественный и количественный состав веществ, но не имели представления о том, как атомы соединяются в молекулы, не пользовались привычными для нас формулами, не знали понятия «валентность», химические реакции описывали словами, а не формулами и соответствующими уравнениями. Благодаря Й. Я. Берцелиусу был введен термин «органическая химия». Но до науки органической химии было еще далеко. Любая наука должна иметь определенный фундамент, концепцию, теорию или всеобщий закон. Для неорганической химии таким фундаментом является Периодический закон Д. И. Менделеева. Для органической химии основополагающей стала теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова.

Однако ни одна теория, ни один закон не появляются на пустом месте, им предшествует накопление фактического материала — экспериментального и теоретического.

Экспериментальные предпосылки:

1824 г. — Ф. Вёлер (немецкий химик) получил щавелевую кислоту

1828 г. — Ф. Вёлер получил мочевины

1842 г. — Н. Н. Зинин (русский химик-органик) получил анилин

1845 г. — А. Кольбе (немецкий химик) синтезировал уксусную кислоту

1854 г. — М. Бертло (французский химик) получил жиры

1861 г. — А. М. Бутлеров (русский химик) — получил углеводы

Теоретические предпосылки:

1852 г. — Э. Франкланд (английский химик-органик) ввел понятие о валентности

- 1857 г. — Ф. Кекуле (немецкий химик-органик) развил представления о четырехвалентности атомов углерода в органических соединениях
- 1858 г. — Ф. Кекуле и А. Купер (английский химик) сделали вывод о возможности соединения атомов углерода друг с другом
- 1860 г. — состоялся Международный съезд химиков в г. Карлсруэ, положивший начало атомно-молекулярному учению
- 1861 г. — 19 сентября на съезде немецких врачей и натуралистов в г. Шпейере с докладом «О химическом строении веществ» выступил А. М. Бутлеров

Основные положения теории химического строения органических соединений А. М. Бутлерова

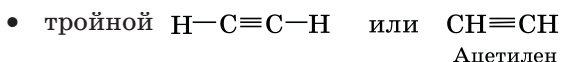
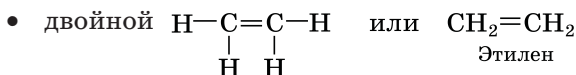
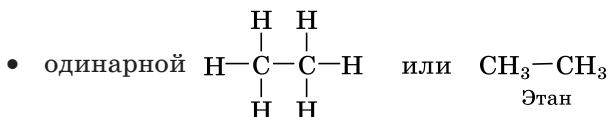
Преподаватель знакомит студентов с положениями теории химического строения и в ходе беседы поясняет каждое положение, подчеркивает новизну идей А. М. Бутлерова.

1. Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенном порядке согласно их валентностям.

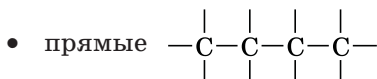
А. М. Бутлеров ввел ключевое понятие — *химическое строение молекулы*, т. е. порядок соединения атомов в молекуле. Следует обратить внимание обучающихся и на понятие *валентность* — способность атомов химических элементов образовывать определенное число связей с другими атомами. Можно предложить изобразить структурные формулы веществ, состав которых CH_4O , CH_5N .

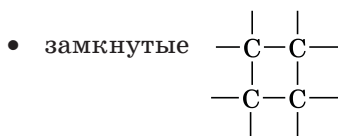
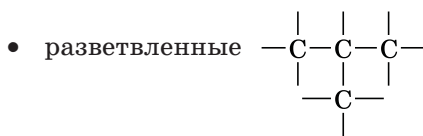
2. Атомы углерода могут соединяться друг с другом:

1) связями разных видов



2) в цепочки разного вида

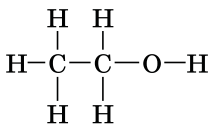




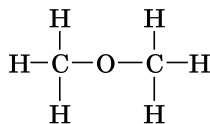
3. Свойства органических веществ определяются:

- 1) качественным и количественным составом молекулы;
- 2) химическим строением, т. е. порядком связей атомов в молекуле с учетом их взаимного влияния.

Первое утверждение очевидно. Второе утверждение преподаватель предлагает рассмотреть подробнее, приводит два разных варианта порядка соединения атомов в молекулах одинакового состава C_2H_6O :



Этиловый спирт —
жидкость; температура
кипения $78,4^\circ\text{C}$;
хорошо растворим в воде



Диметиловый эфир —
газ; температура
кипения $-23,7^\circ\text{C}$;
не растворим в воде

Для наглядности преподаватель демонстрирует шаростержневые модели молекул этилового спирта и диметилового эфира. Далее преподаватель задает вопрос: «Как называют вещества, имеющие одинаковый состав, но разное строение и разные свойства?» После того как будет дан правильный ответ, преподаватель обращает внимание на то, что в молекуле этилового спирта один атом водорода связан не с атомом углерода, а с атомом кислорода; в молекуле диметилового эфира все атомы водорода связаны с атомами углерода. Таким образом (закljučают студенты), абсолютно прав был великий русский химик, когда утверждал, что атомы в молекулах влияют друг на друга и это отражается на свойствах веществ. Для закрепления материала можно выполнить упражнения.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

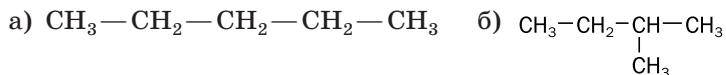
1. Дайте сравнительную характеристику этана C_2H_6 и этилена C_2H_4 .

Ответ: см. табл. 8.1.

ТАБЛИЦА 8.1. СРАВНЕНИЕ СТРОЕНИЯ И СВОЙСТВ ЭТАНА И ЭТИЛЕНА

Характеристика	Этан	Этилен
Молекулярная формула	C_2H_6	C_2H_4
Качественный состав	Атомы углерода и водорода	Атомы углерода и водорода
Количественный состав	Два атома углерода и шесть атомов водорода	Два атома углерода и четыре атома водорода
Полная структурная формула	$ \begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-H \\ & \\ H & H \end{array} $	$ \begin{array}{c} H & & H \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{array} $
Свернутая структурная формула	CH_3-CH_3	$CH_2=CH_2$
Связь между атомами углерода	Одинарная	Двойная
Химические свойства	Характерны реакции разложения: $CH_3-CH_3 \xrightarrow{t} CH_2=CH_2 + H_2$	Характерны реакции присоединения: $CH_2=CH_2 + H_2 \longrightarrow CH_3-CH_3$

2. Определите, сколько изомеров представлено следующими формулами:



Ответ: три изомера.

Значение теории химического строения А. М. Бутлерова, ее развитие

Преподаватель подчеркивает, что А. М. Бутлеров, отстаивая свое учение о химическом строении органических соединений и показывая его практическую значимость, не считал это учение абсолютным и неизменным. Он предсказал его будущее: рано или поздно оно «...падет, как падали прежние химические теории, но, подобно большинству этих теорий, оно падет не для того, чтобы исчезнуть, а для того, чтобы войти в измененном виде в круг новых и более широких воззрений»¹.

Конкретную гипотезу о пространственном (стереохимическом) строении органических соединений выдвинул в 1874 г. Я. Х. Вант-Гофф. Идея заключалась в том, что четыре атома водорода (или его заместителя) располагаются симметрично в углах воображаемого тетраэдра вокруг четырехвалентного атома углерода (рис. 8.1).

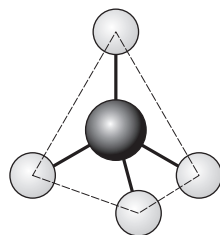
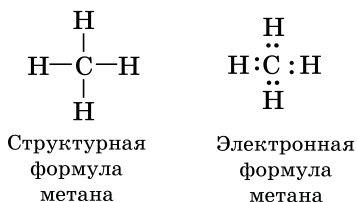


Рис. 8.1. Модель молекулы метана

Действительно, если молекула — реальность, построенная из реальных атомов, то она должна представлять собой определенное физическое тело в трехмерном пространстве. Последующее развитие науки дало этой гипотезе прочную основу — с помощью физических методов стали определять межатомные расстояния (длины связей) и валентные углы, т. е. получать картину реального расположения атомов в молекуле. *Стереохимия* — так назвали это направление развития теории строения.

В связи с научной революцией в физике в конце XIX — начале XX в. атом предстал перед исследователями уже не просто неизменным «шариком», а сложной системой. Это позволило американским физикохимикам Г. Льюису и И. Ленгмюру заложить основы теории валентных связей.

Согласно теории валентных связей валентная черточка классической теории представляет пару электронов(!):



¹ Бутлеров А. М. Сочинения. — М.: Изд-во АН СССР. — 1953. — Т. 1. — С. 383.

Электронная теория, развивающаяся на основе учения о состоянии электронов в атоме, расширила представления о строении молекул, позволила объяснить их пространственное строение, механизмы химических реакций.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Химия была главным увлечением Саши Бутлерова с раннего детства. Будучи учащимся частного пансиона в Казани он пытался изготовить то порох, то «бенгальские огни», но когда один из опытов привел к сильному взрыву, воспитатель его сурово наказал. Три дня подряд Сашу ставили в угол на все время, пока другие обедали, а на шею ему вешали черную доску с надписью «Великий химик». Мог ли воспитатель предположить, что эти слова окажутся пророческими?!
- В студенчестве одним из увлечений А. М. Бутлерова были физические упражнения. Он сгибал кочергу в форме буквы Б и оставлял ее в таком виде вместо визитной карточки своему приятелю, а один раз разогнул массивный металлический крюк, на который закрывали дверь в университете.
- Одно время А. Бутлеров увлекся студенческими песнями и подбирал к ним аккомпанемент. Серьезным увлечением А. Бутлерова была энтомология. Он собрал коллекцию, содержащую 1 133 вида бабочек, которую потом передал в дар Казанскому университету, составил определитель «Дневные бабочки Волго-Уральской фауны», изданный в 1848 г. За эту работу А. М. Бутлерову была присвоена степень кандидата естественных наук.
- В 1864 г. был опубликован учебник А. М. Бутлерова «Введение к полному изучению органической химии» — первое в мире руководство, в котором фактический материал органической химии был рассмотрен на основе теории химического строения. В 1865 г. Ф. Ф. Бельштейн (химик-органик, с 1866 г. академик Петербургской Академии наук) писал: «Нечестивые структурные формулы вызывали во мне раньше всегда тайный страх. Теперь же я счастлив, что как следует понял их смысл... Для химиков открывается новый мир...».
- В 23 года А. М. Бутлеров защитил магистерскую диссертацию «Об окислении органических соединений», в 25 лет — докторскую диссертацию «Об эфирных маслах». Молодому ученому еще не было 30 лет, когда его утвердили в звании профессора Казанского университета.
- Пчеловодство в России своим развитием обязано А. М. Бутлерову не менее, чем химия. А. М. Бутлеров заложил основы научного подхода в этой области сельского хозяйства, выпустив руководство для пчеловодов «Пчела, ее жизнь и главные правила толкового пчеловодства».
- Лучшим отдыхом для А. М. Бутлерова было пребывание в деревне Бутлеровка Казанской губернии, где его ждали любимые занятия: пчеловодство, цветоводство, строительство, лечение больных, охота (но не химия).

9.1. Предельные углеводороды (алканы)

Цель. Познакомить обучающихся с особенностями строения и свойств предельных углеводородов. Дать представление о гомологии веществ. На примере предельных углеводородов проанализировать причинно-следственную связь: состав → → строение → свойства. Рассмотреть важнейшие области применения предельных углеводородов.

Оборудование. Модели (шаростержневые и масштабные) молекул алканов и циклоалканов. Таблицы «Классификация предельных углеводородов», «Алгоритм составления названий алканов». Плакаты (слайды, кодопленка, модели) «Форма и расположение в пространстве *s*- и *p*-орбиталей», «Валентные орбитали атома углерода», «Образование ковалентных связей в молекуле метана», «Физические свойства алканов». Химический стакан вместимостью 250 мл; демонстрационные пробирки; пробиркодержатель; большой поднос с песком; спиртовка; лучинка; спички.

Реактивы. Гексан; раствор перманганата калия; бромная (иодная) вода; плоская парафиновая свеча; известковая вода; «кипелки» (кусочки битого фарфора); парафин.

Ключевой вопрос. Где в природе встречаются метан и его гомологи? Почему алканы в свое время получили название «парафины» (от лат. *parum affinis* — мало родства), а выдающийся химик-органик Н. Д. Зелинский, характеризуя алканы, образно назвал их «химическими мертвецами»? Удалось ли «оживить» алканы?

Строение и номенклатура алканов

В начале занятия преподаватель напоминает, что все органические соединения имеют углеводородный скелет. Поэтому изучение органических соединений логично начать с *углеводородов* — веществ, состоящих из атомов углерода и водорода. Преподаватель предлагает вспомнить основные положения теории химического строения органических соединений А. М. Бут-

лерова и ответить на вопрос: какие особенности строения молекул могут привести к тому, что углеводороды будут отличаться друг от друга. Студенты легко находят ответ: в молекулах углеводородов могут реализовываться разные виды связей (одинарные, двойные, тройные) между атомами углерода и разные виды углеродных цепей (открытые, замкнутые, прямые, разветвленные). Преподаватель отмечает, что углеводороды, в углеродной цепи которых реализуются только одинарные связи, называют *предельными* (или *насыщенными*).

Далее преподаватель вместе со студентами классифицирует предельные углеводороды (табл. 9.1).

ТАБЛИЦА 9.1. КЛАССИФИКАЦИЯ ПРЕДЕЛЬНЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ ПО ХАРАКТЕРУ УГЛЕРОДНОЙ ЦЕПИ

Предельные углеводороды	Углеродная цепь	Общая формула
Алканы (ациклические)	Открытая (прямая, разветвленная)	$C_nH_{2n+2}^*$
Циклоалканы (алициклические)	Замкнутая	C_nH_{2n}

* Эту формулу впервые в органической химии предложил А. М. Бутлеров.

Преподаватель демонстрирует шаростержневые модели молекул этана, пропана, бутана, пентана, записывает их молекулярные и структурные формулы на доске и знакомит обучающихся с номенклатурой предельных углеводородов.

Далее преподаватель подводит обучающихся к понятию «гомологи». *Гомологи* — это органические вещества, сходные по строению и химическим свойствам, но отличающиеся по составу молекул на одну или несколько групп $-CH_2-$. Группу атомов $-CH_2-$ называют *гомологической разностью*. Гомологи образуют *гомологический ряд*; например: C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} , C_5H_{12} . Приведенный гомологический ряд можно продолжить. Студенты получают задание: напишите структурную формулу следующего гомолога данного ряда и дайте название веществу.

Преподаватель подчеркивает, что гомологи имеют сходные химические свойства и более или менее закономерно изменяющиеся физические свойства, что облегчает изучение огромного числа органических соединений. Явление гомологии было обнаружено французским химиком Ш. Жераром в XIX в.

Строение атома углерода. Особенности электронного строения алканов

Материал о строении атома углерода и особенностях электронного строения алканов можно рассмотреть по следующему плану.

1. Гипотеза Я. Х. Вант-Гоффа о пространственном строении органических соединений.

2. Электронное строение атома углерода на основании его положения в Периодической системе: ${}_6\text{C } 2e^-, 4e^-$.

3. Особенности поведения электрона в атоме. Понятие «атомная орбиталь». Электронная формула атома углерода в основном состоянии: ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$. Валентные электроны атома углерода.

4. Понятие о возбужденном состоянии атома углерода: ${}_6\text{C}^* 1s^2 2s^1 2p^3$.

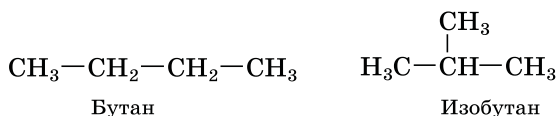
5. Направленность ковалентных связей. Модель гибридизации атомных орбиталей.

6. sp^3 -Гибридизация атома углерода в алканах.

Демонстрируя шаростержневую модель молекулы пентана, преподаватель объясняет, что атомы в молекуле могут относительно свободно вращаться, поскольку максимумы электронной плотности одинарных связей расположены симметрично относительно оси, соединяющей ядра атомов. При вращении атомов не меняются валентные углы и длины связей. Углеродная цепь может принимать разную зигзагообразную форму, а молекула, соответственно, разное пространственное строение. Для упрощения записи не изображают действительные валентные углы.

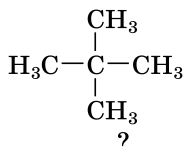
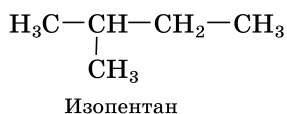
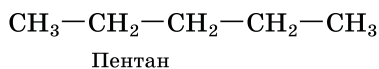
Изомерия алканов. Номенклатура

Преподаватель акцентирует внимание на явлении изомерии: в чем заключается явление изомерии; какие соединения считаются изомерами; возможно ли существование изомеров для таких алканов, как метан, этан, пропан. Выясняется, что начиная с бутана алканы могут иметь *структурные изомеры*, которые отличаются строением углеродной цепи. Например, состав C_4H_{10} имеют два изомера:



Преподаватель демонстрирует шаростержневые модели этих молекул.

Преподаватель предлагает алгоритм составления структурных формул изомеров алканов и демонстрирует его при составлении формул трех изомеров состава C_5H_{12} :



Встает вопрос: как назвать третий изомер. Преподаватель рассказывает, что химики пользуются особой системой названий — *химической номенклатурой*.

Наиболее универсальной системой является международная номенклатура. Основные принципы современной международной (систематической) номенклатуры выработаны специальным комитетом Международного союза теоретической и прикладной химии (International Union of Pure and Applied Chemistry — IUPAC).

В ее основу положены названия неразветвленных (нормальных) алканов (*n*-алканов). Алканы с разветвленной цепью рассматривают как продукт замещения атомов водорода в неразветвленном алкане на *углеводородные радикалы (алкилы)* — частицы, получаемые из молекул алканов при удалении одного атома водорода (табл. 9.2).

Далее преподаватель знакомит обучающихся с основными правилами составления названий алканов с разветвленной углеродной цепью (табл. 9.3).

ТАБЛИЦА 9.2. НАЗВАНИЯ АЛКАНОВ И АЛКИЛЬНЫХ РАДИКАЛОВ

Алкан C_nH_{2n+2}	Название алкана	Радикал C_nH_{2n+1}	Название алкильного радикала
CH_4	Метан	CH_3-	Метил
C_2H_6	Этан	C_2H_5-	Этил
C_3H_8	Пропан	C_3H_7-	Пропил
C_4H_{10}	Бутан	C_4H_9-	Бутил
C_5H_{12}	Пентан	$C_5H_{11}-$	Амил

ТАБЛИЦА 9.3. АЛГОРИТМ СОСТАВЛЕНИЯ НАЗВАНИЙ АЛКАНОВ С РАЗВЕТВЛЕННОЙ ЦЕПЬЮ

Шаг алгоритма	Пример
<p>1. Найдите главную углеродную цепь; это самая длинная цепь атомов углерода; именно она будет определять основу названия алкана</p>	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
<p>2. Пронумеруйте атомы углерода главной цепи начиная с того конца, к которому ближе разветвление</p>	$\begin{array}{cccc} 4 & 3 & 2 & 1 \\ \text{CH}_3 & -\text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_3 \\ & & & \\ & & \text{CH}_3 & \end{array}$
<p>3. Перед основной названия укажите номер атома углерода в главной цепи, у которого есть радикал (заместитель), и дайте название радикалу</p>	<p>2-Метил...</p>
<p>4. Дайте название главной углеродной цепи по числу атомов углерода с суффиксом <i>-ан</i>, определяющим принадлежность к алканам</p>	<p>2-Метилбутан</p>
<p>5. Если радикалов несколько, их перечисляют перед основной названия по алфавиту; при этом цифрой указывают номер атома углерода, с которым они связаны</p>	$\begin{array}{cccccc} 1 & 2 & 3 & 4 & 5 \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & & & & \\ & \text{CH}_3 & \text{C}_2\text{H}_5 & & \end{array}$ <p>2-Метил-3-этилпентан</p>
<p>6. Если радикалы одинаковые, используют приставки: <i>ди-</i>, <i>три-</i>, <i>тетра-</i>; при этом число цифр в названии равно числу радикалов. Обратите внимание на разделительные знаки: все цифры отделяют друг от друга запятыми, буквы от цифр — дефисом; в названии нет пробелов</p>	$\begin{array}{ccc} & \text{CH}_3 & \\ & & \\ 1 & 2 & 3 \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -\text{CH}_3 \\ & & \\ & \text{CH}_3 & \end{array}$ <p>2,2-Диметилпропан</p>

Свойства и получение алканов

Физические свойства алканов. Метан CH_4 — газ без цвета и запаха, почти в два раза легче воздуха. (*Подтвердите расчетом.*) Метан — основной компонент природного газа; образуется в природе в результате разложения без доступа воздуха остатков растительных и животных организмов. Обнаружен в заболоченных водоемах, рудниках, шахтах.

Пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} — легко сжижаемые газы; используются в быту (например, в газовых зажигалках) и в автомобильном транспорте.

Бензин — жидкость с характерным запахом, состоящая в основном из смеси *n*-алканов C_5 — C_{10} .

Парафин — смесь *n*-алканов C_{20} — C_{30} ; твердая, жирная на ощупь, легко плавится.

Преподаватель дает задание: используя справочники, найдите общее в свойствах алканов и выявите закономерности в зависимости физических свойств алканов (агрегатного состояния, температуры кипения и плавления, растворимости в воде) от их состава и структуры. Итогом работы должны стать выводы.

- С увеличением числа атомов углерода (т.е. относительной молекулярной массы) в гомологическом ряду алканов увеличиваются их температуры кипения и плавления.
- Температуры кипения и плавления *n*-алканов выше, чем их разветвленных изомеров, так как молекулы *n*-алканов упакованы плотнее, что приводит к усилению межмолекулярного взаимодействия.
- Алканы не растворимы в воде, легче воды (плотность менее 1 г/см^3). Однако алканы могут растворяться друг в друге, «подобное растворяется в подобном».

Химические свойства алканов. Важно подчеркнуть, что состав и строение молекул вещества определяют его химические свойства. Поэтому преподаватель предлагает сначала предположить, какова будет реакционная способность алканов, и определить, какие типы реакций наиболее характерны для этих углеводородов. Студенты вспоминают важнейшее положение теории А. М. Бутлерова: свойства веществ зависят от их состава, строения и взаимного влияния атомов. В алканах атомы водорода и углерода полностью используют свои валентные возможности; значит, в реакции присоединения они вступать не могут. Для того чтобы из алканов получить новые вещества, нужно разорвать связь $\text{C}—\text{H}$ и заменить атом водорода другим атомом или группой атомов. Значит, для алканов характерны *реакции замещения*.

Очевидно, могут протекать и реакции с разрушением углеродной цепи, с разрывом связи $\text{C}—\text{C}$; такие реакции называют *ре-*

акциями крекинга. Как и большинство органических веществ, алканы могут окисляться: гореть с образованием воды и углекислого газа (*полное окисление*) или частично окисляться в присутствии катализаторов. Однако, подчеркивает преподаватель, алканы — малоактивные соединения. При обычных условиях они не взаимодействуют ни с концентрированными кислотами, ни с щелочами, ни с сильными окислителями (например, перманганатом калия KMnO_4 и галогенами).

Опыт 1. К 1—2 мл гексана добавляют примерно 0,5 мл разбавленного раствора перманганата калия. Наблюдают, что раствор перманганата калия не обесцвечивается, гексан не растворяется в воде и образует верхний слой. Можно для этого опыта использовать бензин, заранее убедившись, что в нем не содержатся непредельные соединения.

Опыт 2. К 1—2 мл гексана добавляют примерно 0,5 мл бромной (или йодной) воды. Несмотря на то что при встряхивании смеси гексана с бромной водой происходит некоторое обесцвечивание водного раствора, никакой реакции с участием гексана не происходит. Просто бром растворяется в гексане с образованием розоватого раствора, который после отстаивания собирается сверху (бром лучше растворяется в гексане, чем в воде).

Далее рассматривают реакции с участием алканов, обращают особое внимание на условия их проведения, практическую значимость реакций и получаемых продуктов. Степень глубины изучения материала определяется профилем учебной группы.

Предлагаем выполнить еще два опыта.

Опыт 3. В широкий химический стакан помещают небольшой кусочек парафиновой свечи и поджигают его с помощью горячей лучинки. Обращают внимание на стенки стакана — на них появляются капельки воды. (*О наличии какого химического элемента в составе парафина они свидетельствуют?*) Гасят свечу и вынимают ее из стакана. Затем наливают немного прозрачной известковой воды и осторожно взбалтывают. Наблюдают помутнение известковой воды. (*О наличии какого химического элемента свидетельствует наблюдаемое изменение?*)

Опыт 4. На $\frac{1}{3}$ пробирку заполняют кусочками парафина, добавляют 2—3 кусочка битого фарфора. Закрепляют пробирку в пробиркодержателе и нагревают ее содержимое до кипения парафина. Кипящий парафин тонкой струйкой выливают на большой поднос с песком с высоты около 20 см. Парафин вспыхивает и сгорает ярким пламенем. Обращают внимание и на появление обильной копоти.

Подводя итоги, преподаватель задает вопрос: каким образом химикам удалось «оживить» алканы; приведите примеры.

Получение алканов. Преподаватель, опираясь на знания обучающихся из курса неорганической химии, напоминает, что способы получения алканов, как и любых других практически

значимых веществ, можно разделить на промышленные и лабораторные.

Промышленные способы. 1. Природными источниками предельных углеводородов являются природный газ и нефть (подробнее см. подразд. 7.7).

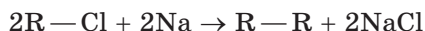
2. *Крекинг алканов* — процесс, позволяющий получать алканы с меньшим числом атомов углерода.

3. Гидрирование непредельных углеводородов.

4. Синтез метана из простых веществ (реакция интересна в теоретическом отношении, так как она демонстрирует возможность получения органического соединения из неорганических веществ).

5. *Изомеризация* — получение алканов разветвленного строения из *n*-алканов.

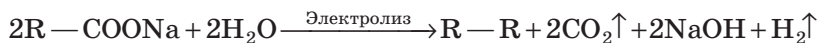
Лабораторные способы. 1. *Синтез Вюрца* — реакция, позволяющая получать алканы с большим числом атомов углерода; в общем случае:



2. Сплавление безводных солей карбоновых кислот с щелочами; в общем случае:



3. Электролиз концентрированных водных растворов натриевых или калиевых солей карбоновых кислот (электролиз — разложение с помощью электрического тока); в общем случае:



4. Гидролиз карбида алюминия используют для получения метана:



Задания для закрепления материала могут включать составление уравнений реакций и цепочек превращений. Важно обратить внимание обучающихся, что необходимо указывать условия протекания реакций в цепочках превращений.

Циклоалканы

Материал о циклоалканах предназначен для самостоятельного изучения в группах технологического профиля и в зависимости от числа отведенных часов может рассматриваться более или менее детально.

Преподаватель рассказывает, что существование углеводородов циклического строения было предсказано А. М. Бутлеровым.

В дальнейшем они были обнаружены в природных продуктах и получены синтетически. Циклическое строение имеют молекулы таких сложных органических веществ, как скипидар, камфара, каротин, холестерин, желчные кислоты, витамины, гормоны. Впервые циклоалканы были обнаружены русским химиком, учеником А. М. Бутлерова В. В. Марковниковым в 1883 г. в бакинской нефти и поэтому получили название *нафтенy*.

Что же представляют собой простейшие циклические углеводороды — циклоалканы? Студенты дают определение. *Циклоалканы* — предельные углеводороды с замкнутой цепью атомов углерода (циклом). Далее, используя шаростержневые модели, преподаватель знакомит обучающихся с циклоалканами, имеющими малый цикл, записывает структурные формулы на доске и обращает внимание на то, что циклы атомов углерода часто изображают упрощенно соответствующим многоугольником, подразумевая наличие в каждой вершине атома углерода и связанных с ним атомов водорода. Студенты приводят общую формулу циклоалканов. Затем на простейших примерах рассматривают номенклатуру и структурную изомерию циклоалканов, которая может быть связана: 1) с размером цикла; 2) с взаимным расположением заместителей в цикле и их составом.

Со свойствами циклоалканов можно познакомиться в такой последовательности.

1. Физические свойства циклоалканов и основные закономерности их изменения (аналогичны физическим свойствам алканов).

2. Химические свойства циклоалканов (их реакционная способность в значительной степени зависит от размера цикла).

Далее преподаватель формулирует вопрос, ответ на который поможет завершить эту часть занятия. Циклоалканы, как и алканы, — предельные углеводороды. Однако почему они менее распространены в природе? Почему химические свойства циклопропана и пропана существенно отличаются, а химические свойства циклогексана и гексана во многом похожи?

Применение предельных углеводородов

Несмотря на сравнительно малую активность, предельные углеводороды широко применяют в быту и особенно в промышленности в качестве топлива и сырья. Рекомендуем заранее предложить обучающимся изготовить плакаты или слайды «Применение алканов в качестве топлива», «Машины на газообразном топливе», «Применение метана», «Применение вазелина и парафина», «Применение циклогексана». И в завершение изуче-

ния темы «Предельные углеводороды» провести презентацию творческих работ.

Преподаватель может также предложить тему для обсуждения или написания эссе «Представляет ли опасность для окружающей среды использование предельных углеводородов?»



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Очень длинные молекулы алканов в результате практически свободных вращений фрагментов молекулы скручиваются в клубки. Наиболее устойчивой конформацией такого клубка оказывается «боб» с отношением осей 6:2,3:1.
- Качественный состав метана установлен в 1785 г. знаменитым французским химиком Клодом Луи Бертолле. Он также определил состав аммиака, синильной кислоты, сероводорода, открыл многие взрывчатые вещества. Его именем названа соль состава KClO_3 — бертолле-това соль (именно К.Л.Бертолле получил эту соль и изучил ее свойства).
- Пишут (New Scientist), что в межзвездном пространстве обнаружено уже более 50 видов органических молекул.
- Ископаемые смеси, похожие на воск, — озонерит и церезин — состоят из предельных углеводородов состава $\text{C}_{37}\text{H}_{76}$ — $\text{C}_{53}\text{H}_{108}$.
- Алканы обнаружены в метеоритах, а метан — в атмосфере Юпитера, Сатурна и его спутника Титана.
- Из лаврового листа можно выделить масло, в котором содержится углеводород лауран, его формула $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$; это изомер эйкозана (*n*-алкана).
- В 1985 г. английские химики И.Бидд и М.К.Уайтинг синтезировали алкан с самой длинной цепью — нонаконтатриктан $\text{C}_{390}\text{H}_{782}$.
- Владимир Григорьевич Шухов прославился не только разработкой промышленного процесса крекинга нефтепродуктов. Он создал в Саратове речные наливные баржи для перевозки нефти, изобрел первый трубопровод для перекачки нефти с подогревом, чтобы не образовывались на стенках труб парафиновые пробки, придумал и построил гиперболоидные башни для радиотрансляции. Известны шуховская радио- и телевышки в Москве на Шабаловке.
- Знаете ли вы, что...
 - один газобаллонный автомобиль «ЗИЛ-130» экономит за год 100 т бензина;
 - автобус, двигатель которого работает на сжатом газе, на 100 км пробега экономит 25 л бензина;
 - самой легкой органической жидкостью при комнатной температуре и высоком давлении является этан, плотность которого около $0,5 \text{ г/см}^3$;
 - запах газа, почувствовав который нужно звонить по телефону 04, определяется запахом меркаптанов — соединений, содержащих

серу, специально добавляемых в бытовой газ для обнаружения его утечки;

- уникальная эффективность нафталанской нефти в лечении болезней суставов и тканей опорно-двигательного аппарата, а также кожных, нервных и гинекологических заболеваний обусловлена наличием в ней нафтеновых углеводородов, по строению отличающихся от компонентов нефти из других источников.

9.2. Этиленовые углеводороды (алкены)

Цель. Познакомить обучающихся с гомологическим рядом этиленовых углеводородов, строением, изомерией и номенклатурой алкенов. Рассмотреть способы получения алкенов и области их применения. Дать начальные сведения о реакции полимеризации и полимерах.

Оборудование. Шаростержневые и масштабные модели молекул. Кодопленки (или плакаты) «Характеристика этилена», «Сравнение σ - и π -связей», «Свойства геометрических изомеров бутена-2», «Способы получения алкенов». Выставка веществ и материалов, полученных из этилена. Прибор для получения этилена. Пробирки, спиртовка.

Реактивы. Этиловый спирт; концентрированная серная кислота; бромная (иодная) вода; раствор перманганата калия.

Ключевой вопрос. Углеводороды какого состава более разнообразны: C_nH_{2n+2} или C_nH_{2n} ? Почему алкены мало распространены в природе? Почему с алкенами связывают возникновение токсичного смога в промышленных зонах? Почему алкены не используют в качестве горючего?

Гомологический ряд алкенов. Изомерия и номенклатура

Преподаватель начинает занятие с пояснения, что к *непредельным* относят углеводороды, в углеродной цепи которых имеются кратные связи: двойная $C=C$ или тройная $C\equiv C$. Термин «непредельные» объясняется способностью этих углеводородов вступать в реакции присоединения с разрывом кратных связей, превращаясь при этом в предельные соединения.

Простейшими непредельными углеводородами являются алкены.

Алкены — это непредельные углеводороды с открытой углеродной цепью и одной двойной связью в цепи. Общая формула алкенов — C_nH_{2n} .

Первый и важнейший представитель алкенов — этен; его исторически сложившееся название — *этилен*.

В группах технологического профиля предлагаем провести занятие по следующему плану:

1) характеристика этилена;
2) особенности двойной связи;
3) гомологический ряд алкенов, структурная изомерия и номенклатура;

4) пространственная изомерия;

5) получение алкенов;

6) химические свойства алкенов.

Характеристика этилена. Предлагаем опорную схему этой части занятия.

1. Этилен (этен) — бесцветный газ со слабым сладковатым запахом; плохо растворим в воде. Получен немецким химиком Иоганном Бехером в 1669 г.

2. Молекулярная формула этилена — C_2H_4 установлена итальянским физикохимиком Амодео Авогадро в 1821 г.

3. Структурная формула $CH_2=CH_2$ предложена А. М. Бутлеровым в 1860 г.

4. Геометрия молекулы этилена объясняется sp^2 -гибридизацией атома углерода:

- три гибридные орбитали каждого атома углерода участвуют в образовании σ -связей, лежащих в одной плоскости под углом 120° (рис. 9.1, а);
- негибридизованные p -орбитали ориентированы перпендикулярно плоскости, в которой лежат σ -связи, и образуют π -связь (рис. 9.1, б).

Особенности двойной связи. При рассмотрении sp^2 -гибридизации преподаватель делает акцент на вопросах образования σ - и π -связей, на различиях между ними. Для наглядности можно использовать табл. 9.4.

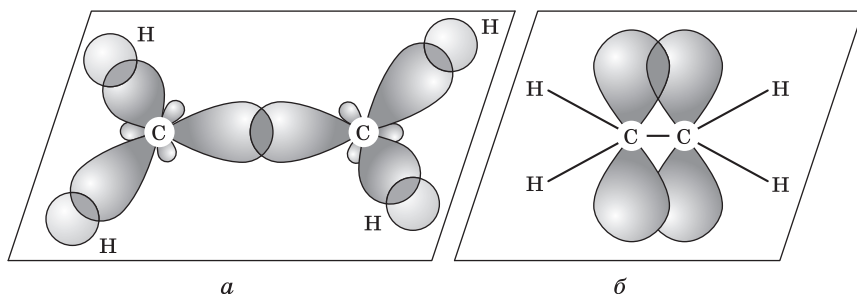


Рис. 9.1. Схема образования σ -связей (а) и π -связи (б) в молекуле этилена

ТАБЛИЦА 9.4. СРАВНЕНИЕ σ - и π -СВЯЗЕЙ

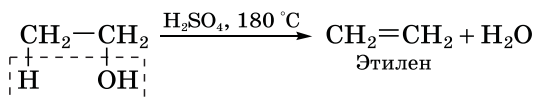
Признак сравнения	σ -Связь	π -Связь
<i>Образование связи</i>		
Вид перекрывания электронных орбиталей	Осевое перекрывание — вдоль линии, соединяющей ядра атомов	Боковое перекрывание — две симметричные области относительно линии, соединяющей ядра атомов
Степень перекрывания	Значительная	Незначительная
Орбитали, участвующие в образовании связи	Гибридизованные	Негибридизованные <i>p</i> -орбитали
Положение связи	В плоскости молекулы	Перпендикулярно плоскости σ -связей
<i>Особенности связи</i>		
Прочность (энергия связи)	Высокая (350 кДж/моль)	Невысокая (270 кДж/моль)
Способность вращения атомов относительно связи	Свободное вращение	Отсутствие свободного вращения
Способность к химическим реакциям	Низкая	Высокая

Гомологический ряд алкенов, структурная изомерия. Рассмотрение состава и строения других алкенов следует начать с повторения известных понятий: гомологи, гомологический ряд, изомеры. Затем студенты составляют структурные формулы ближайших гомологов этилена и их изомеры. Преподаватель подчеркивает, что для алкенов характерны два вида структурной изомерии:

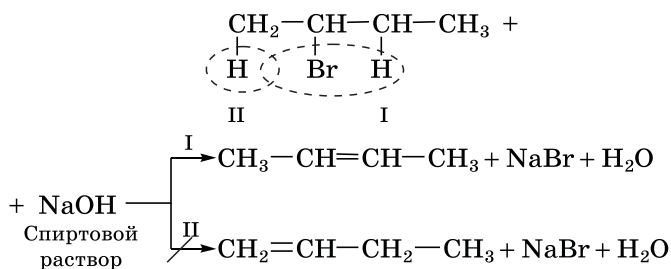
- 1) изомерия строения углеродной цепи (как у алканов);
 - 2) изомерия положения двойной связи (в отличие от алканов).
- Одновременно преподаватель рассматривает номенклатуру.

Пространственная (геометрическая) изомерия. Лучше понять *цис-транс*-изомерию алкенов помогут шаростержневые модели общего вида (с шариками разного цвета) и модели *цис*- и *транс*-

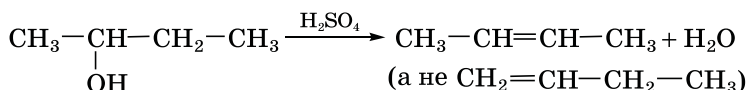
Для реакции дегидратации спиртов с целью получения алкенов также важны условия ее проведения: температура не ниже 180 °С и каталитическое действие концентрированной серной кислоты; например, реакция получения этилена:



В группах технологического профиля преподаватель знакомит с получением других алкенов. Если существует возможность отщепления галогеноводорода несколькими способами, преимущественно реализуется тот, при котором атом водорода отщепляется от наименее гидрированного (с меньшим числом атомов водорода) атома углерода:



Аналогично для реакции дегидратации спиртов:



Эта закономерность открыта в 1875 г. выдающимся русским химиком, учеником и тезкой А. М. Бутлерова — Александром Михайловичем Зайцевым и носит название *правило Зайцева*.

Химические свойства алкенов. Следуя логической цепочке:



преподаватель акцентирует внимание на том, что свойства алкенов коренным образом отличаются от свойств алканов. Если для алканов наиболее типичны процессы замещения, то алкены склонны к реакциям присоединения, окисления и полимеризации.

Далее преподаватель демонстрирует опыт: получает этилен дегидратацией этилового спирта, показывает обесцвечивание

бромной воды (иодной воды), водного раствора перманганата калия и горение этилена.

Опыт 1. В демонстрационную пробирку (колбу) наливают 5 мл смеси этилового спирта и серной кислоты (на 1 объем спирта 2—3 объема серной кислоты), также помещают немного прокаленного песка или пемзы для равномерного кипения при нагревании. Закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой, укрепляют в штативе. Осторожно нагревают смесь. Выделяющийся газ пропускают через подкисленный раствор перманганата калия, а также через бромную (или иодную) воду. В обоих случаях наблюдают обесцвечивание растворов. Затем вынимают газоотводную трубку из раствора, повернув ее отверстием вверх, поджигают выделяющийся газ. Наблюдают, что этилен горит светящимся желтым пламенем. Тушат спиртовку, выделение этилена постепенно прекращается.

При проведении опыта необходимо следить, чтобы нагревание смеси не прекращалось, иначе жидкость из пробирки с раствором перебросится в нагреваемую пробирку со смесью этилового спирта и серной кислоты.

Преподаватель предлагает обсудить химизм рассмотренных процессов и другие свойства на примере этилена.

1. Для алкенов характерны реакции присоединения, при которых разрушается π -связь и образуются две новые связи, в результате чего изменяется гибридное состояние атома углерода. Сначала рассматривают присоединение простых веществ — водорода, брома, затем сложных веществ — галогеноводородов, воды. Одновременно характеризуют применение получаемых веществ и акцентируют внимание на качественных реакциях, с помощью которых распознают непредельные соединения.

2. Алкены в отличие от алканов легче окисляются:

- а) окисление алкенов водным раствором перманганата калия приводит к обесцвечиванию последнего; это также качественная реакция на непредельные соединения;
- б) горение — полное окисление; в отличие от голубоватого пламени метана, этана, пропана (пламя зажигалки) этилен горит светящимся желтым пламенем; это обусловлено тем, что массовая доля углерода в алкенах несколько выше, чем в соответствующих алканах.

3. Алкены вступают в реакции полимеризации. Фактически это реакции присоединения; учитывая их особенности и большую роль, процессы полимеризации будут рассмотрены отдельно (см. подразд. 9.4).

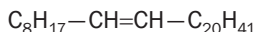
Для усиления практической направленности занятия преподаватель демонстрирует выставку веществ и материалов, полученных на основе этилена.

В группах технологического профиля преподаватель отмечает, что реакции гидрогалогенирования и гидратации несимметричных гомологов этилена протекают легче по сравнению с этиленом и основные продукты реакции определяются правилом Марковникова.

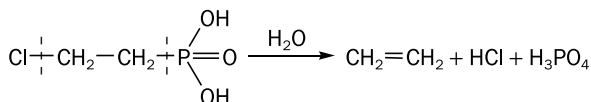


ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Некоторые феромоны содержат алкены. Например, в феромоне мух обнаружен алкен такого строения:



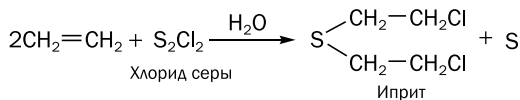
- Алкены действуют на организм по типу наркотических средств. Вышие алкены вызывают судороги, раздражают оболочку дыхательных путей, нарушают кровообращение, вызывают невроты, сонливость.
- Алкены, попадая в атмосферу, взаимодействуют с кислородом воздуха, оксидами азота и серы и являются одной из причин токсичного смога в промышленных зонах.
- Этилен используют в качестве регулятора роста растений. Ученые установили, что в растениях этилен образуется из аминокислоты — метионина. Это наблюдение привело к мысли о синтезе такого вещества, которое попадая в растение, разлагалось бы с образованием этилена. Такое вещество было синтезировано в 1946 г. советскими учеными М. И. Кабачником и П. А. Российской и получило название «этрел». Этрел легко проникает в растения и разлагается с образованием этилена:



- Правила Марковникова и Зайцева:

Найдешь ли справедливость тут,
Где действуют двойные связи:
Где много — там еще дадут,
Где мало — так отнимут сразу!

- Этилен и его производные находят широкое применение в военном деле. Этилен применяют для синтеза иприта — отравляющего вещества кожно-нарывного и общееядовитого действия:



- Впервые иприт был применен Германией как отравляющее вещество в 1917 г. вблизи бельгийского города Ипр (отсюда название) против наступающих англо-французских войск.

9.3. Диеновые углеводороды (алкадиены). Каучуки

Цель. Дать понятие о диеновых углеводородах, их классификации, особенностях строения сопряженных диенов. Рассмотреть способы получения и химические свойства алкадиенов на примере реакций присоединения. Познакомить обучающихся с реакциями полимеризации, синтетическими и натуральными каучуками.

Оборудование. Таблицы и слайды, демонстрирующие электронное и пространственное строение сопряженных диенов. Образцы натурального и синтетического каучуков; образцы изделий из резины; эбонит; клей резиновый или клей «Момент». Прибор для получения газов.

Реактивы. Бромная вода (иодная вода) и (или) раствор перманганата калия; органический растворитель (бензол, тетрагидрофуран).

Ключевой вопрос. Какая связь существует между растениями одуванчиком и фикусом, с одной стороны, жевательной резинкой и шинами для автомобилей, с другой стороны?

Понятие об алкадиенах

Преподаватель предлагает по названию еще одного класса углеводородов — *диеновые углеводороды, алкадиены*, или просто *диены*, — установить их отличительную особенность (диены — две двойные связи) и вывести общую молекулярную формулу. Далее преподаватель рассматривает классификацию алкадиенов в зависимости от расположения двойных связей в молекуле (с кумулированными, сопряженными, изолированными двойными связями), одновременно обсуждает номенклатуру этих углеводородов.

Химические свойства алкадиенов

На основании строения диеновых углеводородов обучающиеся без труда делают вывод, что по химическим свойствам алкадиены (особенно с изолированными двойными связями) во многом сходны с алкенами. Для них характерны реакции присоединения, они обесцвечивают бромную воду и раствор перманганата калия, вступают в реакции полимеризации.

Данная тема предназначена в основном для самостоятельного изучения, поэтому можно ограничиться рассмотрением реакции полимеризации алкадиенов с сопряженными двойными связями с образованием эластичных высокомолекулярных соединений — *синтетических каучуков*:



Впервые промышленный синтез бутадиенового каучука осуществлен в 1932 г. по методу русского химика Сергея Васильевича Лебедева. Преподаватель сообщает, что каучук существует в природе, его называют природным (или натуральным), и предлагает рассмотреть строение, свойства и применение натурального каучука.

При наличии аудиторных часов на данную тему в группах технологического профиля подробно рассматривают особенности химических свойств алкадиенов, обусловленные их электронным строением, на примере бутадиена-1,3, в молекуле которого все атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Особенности реакций присоединения и полимеризации алкадиенов с сопряженными связями состоит в том, что образующая π -электронная система ведет себя как единое целое. Далее рассматривают реакции гидрирования и галогенирования с образованием продуктов 1,2-присоединения и 1,4-присоединения, соотношение которых зависит от условий и способа проведения реакций. Затем изучают реакцию полимеризации алкадиенов с сопряженными связями и на ее основе дают представление о каучуках.

Натуральный каучук

Родина каучука — Центральная и Южная Америка. По берегам реки Амазонки во влажных жарких тропиках растет необычное дерево, которое называется *бразильская гевея* (*Hevea brasiliensis*). Если на коре дерева сделать надрез, то из ранки вытекает сок молочно-белого цвета, называемый *латексом*. На воздухе сок постепенно темнеет и затвердевает, превращаясь в резиноподобную смолу. Латекс содержит примерно 30 % натурального полимера, крохотные частички которого находятся во взвешенном состоянии в воде, образуя таким образом эмульсию. Сок дерева гевеи туземцы называли *каучук* (название образовано от индейских слов: *cao* — дерево, *o-Chu* — течь, плакать), что можно перевести как «слезы дерева». Уже в XV в. индейцы придумали, как использовать каучук. Они пропитывали млечным соком лодки, корзины, одежду, чтобы те не пропускали воду. Из каучука стали изготавливать факелы, которые долго и равномерно сгорали, распространяя приятный запах. Если в лаборатории есть

кусочек натурального каучука, преподаватель демонстрирует его разложение с образованием изопрена. Эксперимент можно проделать с обыкновенным резиновым клеем или клеем «Момент». В их состав входит натуральный каучук.

Опыт 1. В пробирку с газоотводной трубкой помещают несколько кусочков полимера. Газоотводную трубку опускают в пустую пробирку, охлаждаемую водой (рис. 9.2). При нагревании каучука происходит его деполимеризация, выделяющийся изопрен конденсируется в охлаждаемой пробирке (температура кипения изопрена 34 °С). Для эксперимента достаточно нескольких капель конденсата. Его растворяют в 1—2 мл органического растворителя (лучше тетрахлорметана), добавляют 1 мл бромной воды. При энергичном встряхивании водный слой обесцвечивается, указывая на непредельный характер продуктов деполимеризации каучука.

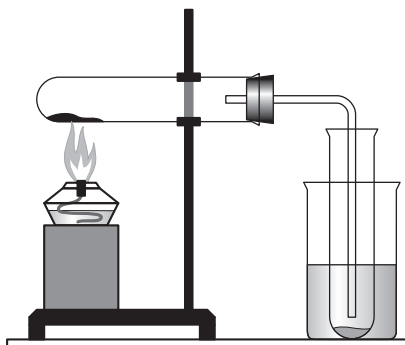
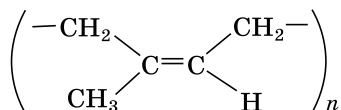


Рис. 9.2. Прибор для деполимеризации натурального каучука

Опыт 2. На дно пробирки помещают каплю резинового клея или клея «Момент», добавляют 1—2 мл органического растворителя и 1 мл бромной воды (или каплю раствора иода). Смесь энергично встряхивают и наблюдают за исчезновением окраски.

Уже установлены состав и строение натурального каучука.

1. Состав — $(C_5H_8)_n$. Натуральный каучук — углеводород.
2. Относительная молекулярная масса — 150 000—500 000. Натуральный каучук — природный полимер.
3. Строение каучука:



цис-Полиизопрен
(стереорегулярный¹ полимер)

¹ Полимер, все структурные звенья которого находятся либо в *цис*-, либо в *транс*-форме, относят к *стереорегулярным*.

4. Форма молекул — молекулы изогнуты, свернуты в клубки.

Природа дает и *транс*-изомер полиизопрена — это гуттаперча. Этим материалом покрывают мячи для игры в гольф. Студенты могут самостоятельно составить структурную формулу этого изомера.

Переработка и применение каучуков

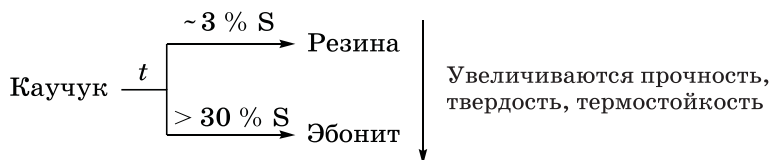
Важнейшим процессом превращения каучука в технический продукт — *резину* — является вулканизация.

Вулканизация — это процесс нагревания и формования смеси каучука с серой, наполнителями (например, сажей) и другими веществами.

Преподаватель объясняет суть процесса вулканизации, рассказывает о свойствах резины и ее применении. Желательно продемонстрировать заранее подготовленную выставку изделий из резины. Интересным для обучающихся может стать выполнение и обсуждение следующего задания.

Задание. Наверное, каждый студент группы знает, что такое жевательная резинка. Изучите состав жевательных резинок, указанный на их обертках. Какой компонент определяет их основные свойства? Полезно ли употреблять жевательные резинки с вашей точки зрения? Каково мнение по этому поводу стоматологов?

Свойства вулканизированного каучука сильно зависят от количества серы:



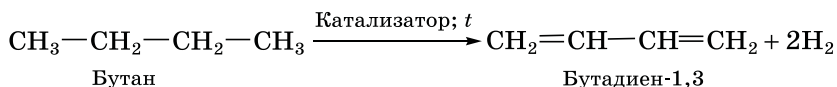
Эбонит — один из лучших электроизоляторов. Для демонстрации этого материала можно использовать эбонитовые палочки из кабинета физики.

О масштабах производства каучуков можно судить по следующим данным: на изготовление комплекта покрышек для малолитражного автомобиля нужно приблизительно 20 кг каучука, как правило, разных сортов и марок, а для 40-тонного самосвала — около 2 т каучука.

Получение алкадиенов

Самый распространенный способ получения алкадиенов, необходимых для производства синтетических каучуков, — это

дегидрирование алканов, содержащихся в нефтяных газах и продуктах переработки нефти:



Чтобы вызвать интерес обучающихся к данной теме, преподаватель может рассказать о создании синтетического каучука отечественными химиками во главе с С. В. Лебедевым.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Известно много растений и кустарников, которые выделяют латекс (от лат. *latex* — жидкость), представляющий собой эмульсию каучука в разбавленном водном растворе белков, жиров, углеводов, солей и др. Это одуванчики, логан, фикусы.
- Знаете ли вы, что...
 - в английском языке, по предложению химика Джозефа Пристли, каучук называют *rubber*, так как он хорошо стирает (*rub out*) записи, сделанные карандашом;
 - каучук в Европу привез испанский адмирал Христофор Колумб, который во время своего путешествия (1493 г.) наблюдал, как используют мячи из необычного материала в играх и обрядах туземцы Центральной Америки.
- В 1823 г. английский химик и изобретатель, член Лондонского королевского общества Чарлз Макинтош запатентовал свое изобретение. Он придумал непромокаемый материал, состоящий из двух слоев ткани, соединенных раствором каучука в специальном растворителе. Изобретатель наладил производство плащей из нового материала, которые получили название «макинтош». Примерно в то же время было налажено производство галош из каучука, а в Санкт-Петербурге в 1832 г. была построена первая фабрика по производству обуви с каучуковым покрытием.
- Счастливый случай помог американскому изобретателю Чарлзу Гудьiru открыть способ преобразования каучука в новый материал, более устойчивый к температурным изменениям. Однажды он уронил пластинку каучука, на которую был нанесен слой серы (чтобы пластинки не слипались), на горячую печь. Каково же было его удивление, когда он обнаружил, что остывшая пластинка не только не липла, но и стала упругой и эластичной. Так в 1839 г. была открыта вулканизация каучука. Независимо от Ч. Гудьира англичанин Т. Гэнкок в 1843 г. открыл аналогичный способ, который именно он назвал вулканизацией (по имени Вулкана — древнеримского бога подземного огня), а новый продукт — резиной (от лат. *resina* — смола).
- Известно, что многие сотни лет тому назад восточные народы использовали каучук в качестве сакиза, т. е. жевательной резинки.

9.4. Основные понятия химии высокомолекулярных соединений

Цель. Познакомить с классификацией полимеров; рассмотреть зависимость свойств полимеров от их состава и строения; акцентировать внимание на применении и утилизации синтетических полимеров.

Оборудование. Коллекция изделий из полиэтилена, полипропилена, тефлона, полихлорвинила. Схемы, таблицы, рисунки, демонстрирующие различные классификации, особенности строения и физические свойства полимеров. Образец полиэтилена для демонстрации его термопластичности; тигельные щипцы; спиртовка.

Ключевой вопрос. В чем уникальность свойств полимеров? Могут ли полимеры конкурировать с традиционными материалами?

Понятие о полимерах. Классификация полимеров по происхождению

На этом занятии обучающиеся познакомятся с общими понятиями химии полимеров, узнают об истории их открытия, свойствах, экологической безопасности распространения и утилизации полимеров. Далее представления о полимерах будут развиваться при изучении производных углеводов и в курсе общей химии.

Сначала преподаватель поясняет, что к *высокомолекулярным соединениям* (ВМС) принято относить те, которые имеют относительную молекулярную массу M_r более 5 000. Если $M_r < 500$, то такие вещества называют *низкомолекулярными*; вещества, относительная молекулярная масса которых $500 < M_r < 5000$, — *олигомерными*.

Полимеры — это высокомолекулярные соединения, которые состоят из множества повторяющихся структурных фрагментов.

Полимеры классифицируют по разным признакам. Например, по составу различают полимеры органические, неорганические и элементоорганические. В свою очередь, органические полимеры по происхождению делят: 1) на *природные* (натуральный каучук); 2) *синтетические* (полиэтилен, полипропилен, синтетические каучуки); 3) *искусственные* (резина, эбонит).

Синтетические полимеры получают химическими методами из веществ, которые в природе не существуют. Искусственные полимеры получают из природных, используя химические методы, которые не затрагивают главную цепь.

Получение синтетических полимеров

Синтетические полимеры получают из низкомолекулярных веществ с помощью реакций полимеризации.

Полимеризация — это химический процесс соединения множества исходных молекул низкомолекулярного вещества (мономера) в крупные молекулы (макромолекулы) полимера.

На примере известных обучающимся реакций полимеризации (рис. 9.3) закрепляют понятия: полимер, мономер, структурное звено, степень полимеризации.

Первые синтетические полимеры были получены случайно. По мере изучения процесса полимеризации и свойств продуктов эти исследования стали все более систематическими и принесли результаты: были получены и исследованы свойства первого синтетического каучука, полиэтилена и полипропилена. Преподаватель демонстрирует образцы изделий из них.

Не меньшее значение имеют полимеры на основе галогенопроизводных этиленовых углеводородов. Открытию этих соединений человечество также обязано Его Величеству Случаю (хотя «случайные» открытия удаются только тому, кто много и упорно работает, самоотверженно стремится к достижению поставленной цели).

В 1938 г. американский ученый Р. Планкетт проводил опыты с тетрафторэтиленом $\text{CF}_2=\text{CF}_2$. Для удобства он наполнил этим газообразным веществом металлический баллон под давлением. На следующий день газа в баллоне не оказалось, а внутри лежал

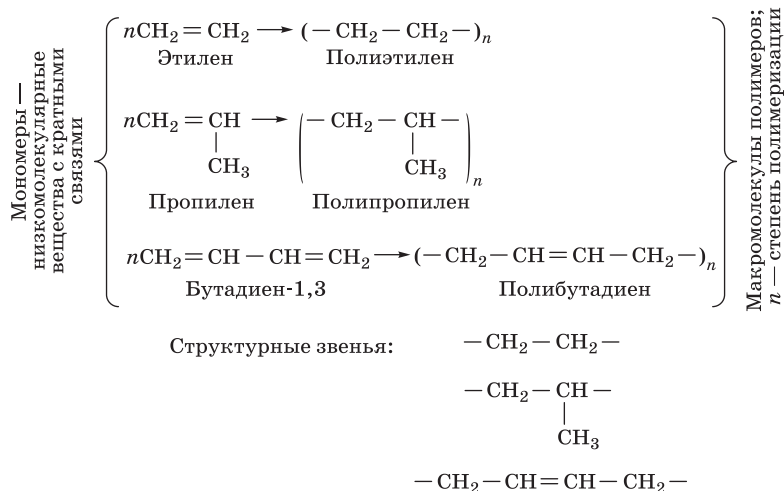
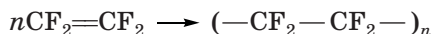
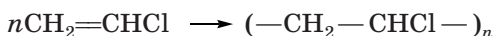


Рис. 9.3. Уравнения реакций полимеризации этилена, пропилена, бутадиена-1,3

порошок молочно-белого цвета. Это и был политетрафторэтилен, или тефлон:



Тефлон имеет высокую относительную молекулярную массу $(0,5-2) \cdot 10^6$ и обладает исключительной химической устойчивостью. На него не действуют ни расплавленные щелочи, ни концентрированные кислоты, ни даже «царская водка», растворяющая золото. Тефлон не набухает в воде, устойчив в интервале температуры от -250 до $+200$ °С, не хрупок даже при сильном охлаждении. Тефлон обладает очень низким коэффициентом трения. Из него изготавливают подшипники и втулки, детали химических аппаратов и машин, оболочки высоковольтных кабелей и пленки. Однако при температуре более 400 °С тефлон разлагается, поэтому из него невозможно отливать изделия обычным способом. Этому недостатка лишены другие полимеры на основе галогеналкенов. Из хлорэтилена, который чаще называют винилхлоридом (или хлорвинилом), получают ценный полимер — поливинилхлорид (ПВХ):



Этот полимер ($M_r = (10 - 15) \cdot 10^4$) гибок, эластичен, обладает прекрасными электроизоляционными свойствами. Из него изготавливают трубки, изоляцию электропроводов, изоленту, пленки, искусственную кожу.

Особенности состава и строения полимеров

Для того чтобы у обучающихся сложилась определенная система взаимосвязанных понятий о ВМС, далее следует раскрыть зависимость особых свойств полимеров от их состава и строения.

Несмотря на молекулярное строение, полимеры не имеют постоянного состава, т. е. макромолекулы одного полимера могут иметь разную длину, а следовательно, и разную молекулярную массу. Это обусловлено тем, что степень полимеризации n молекул данного полимера может отличаться. Обычно указываемая для полимерного вещества молекулярная масса — это лишь ее среднее значение, рассчитанное для среднего значения степени полимеризации $n_{\text{ср}}$:

$$M_r(\text{полимер}) = M_r(\text{структурное звено})n_{\text{ср}}$$

Для закрепления полученной информации можно решить расчетную задачу.

Задача. Вычислите степень полимеризации полиэтилена, если его относительная молекулярная масса равна $80\,000$.

Особенности физических свойств ВМС определяются в основном размером их молекул и силами межмолекулярного взаимодействия. Чем больше молекулярная масса, тем лучше физико-механические свойства. Высокая молекулярная масса обуславливает нелетучесть полимеров, определяет температурные интервалы плавления и др.

Плавление. Полимеры не имеют определенной температуры плавления, так как состоят из молекул разной длины. Более крупные молекулы, чтобы приобрести подвижность, требуют большей энергии, мелкие молекулы — меньшей энергии. Поэтому полимеры плавятся в некотором интервале температуры. Например, полиэтилен низкого давления плавится в интервале 120—130 °С. Однако не всякий полимер удастся расплавить. Полимеры с пространственной структурой при нагревании разлагаются, не переходя в вязкотекучее состояние. Такие полимеры относят к *терморективным* в отличие от молекулярных полимеров, являющихся *термопластичными*. Последние могут многократно размягчаться, а при охлаждении затвердевают, сохраняя приданную им форму.

Преподаватель демонстрирует термопластичность полимеров на примере полиэтилена, нагревая полиэтилен, зажатый в тигельных щипцах над спиртовкой, до размягчения, после чего придает образцу другую форму.

Механические свойства. По механическим свойствам полимеры и полимерные материалы обычно делят на три основные группы: эластомеры, пластмассы и волокна.

Мягкие и упругие полимеры, способные изменять обратимо свою форму и размеры, называют *эластомерами*. Эластомерами являются каучуки и резины.

Полимеры, способные изменять свою форму и затем ее сохранять, называют *пластическими массами (пластмассами или пластиками)*. Как правило, пластмасса содержит несколько компонентов, которые придают материалу определенные качества, а полимер — самый важный из них — выполняет роль связующего.

Особо прочные полимеры с высокой упорядоченностью линейных молекул, которые с трудом подвергаются деформации, образуют *волокна*, из которых изготавливают нити, жгуты, текстильные материалы. Чем выше кристалличность полимера, тем плотнее упаковка его молекул, сильнее межмолекулярное взаимодействие и прочнее полимер.

Плотность. Сравните плотности железа 8,7 г/см³, «легкого» алюминия 2,7 г/см³, «плотного» полиэтилена 0,97 г/см³. Полимеры имеют малую плотность и во многих случаях востребованы именно благодаря этому свойству.

Растворимость. Полимеры с трехмерной структурой не растворяются в воде и других растворителях, но могут набухать. Например, резина может набухать в бензине. Полимеры молекулярного строения могут при определенных условиях растворяться в некоторых растворителях, образуя вязкие растворы. Например, каучук растворяется в бензине; это используют для изготовления резинового клея и клея «Момент». Преподаватель демонстрирует тубики с этими видами клея.

Диэлектрические свойства. Большинство полимеров — отличные электроизоляторы, в этом нетрудно убедиться на примере электроизоляции различных проводов в кабинете химии.

Далее подводят итоги рассмотрения физических свойств полимеров. Затем преподаватель обращает внимание на химические свойства ВМС, которые, как и в случае низкомолекулярных веществ, можно предсказать на основании знаний об их составе и строении.

Химические свойства. Преподаватель предлагает обсудить, например, химическую активность полиэтилена и каучука. Студенты характеризуют полиэтилен как малоактивное вещество, так как по строению это фактически предельный углеводород. А каучук является непредельным углеводородом и благодаря двойным связям вступает в реакции присоединения. Обучающиеся приводят в качестве примера процесс вулканизации серой, в результате которого получают резину или эбонит.

Эту часть занятия можно завершить замечательными пророческими словами Джозелио Ната (1957 г.): «Химик, собирающийся построить гигантскую молекулу, находится в таком же положении, как и архитектор, проектирующий здание. В его распоряжении имеется ряд строительных блоков определенных форм и размеров, и он должен соединить их вместе в структуру, которая будет служить определенной цели...».

Экологические аспекты использования полимеров

Преподаватель отмечает, что большинство синтетических полимеров химически инертны, устойчивы к воздействию окружающей среды. В связи с этим отходы полимерных материалов накапливаются в окружающей среде в геометрической прогрессии. Преподаватель обсуждает с обучающимися сложившуюся неблагоприятную ситуацию. Каковы пути решения проблем, связанных с полимерным мусором? Желательно, чтобы студенты заранее подготовили сообщения, фотоматериалы, презентации в PowerPoint.

В заключение занятия преподаватель обязательно скажет студентам, что их знакомство с полимерами и полимерными мате-

риалами будет расширяться и углубляться при дальнейшем изучении органических веществ.

Обобщение этого материала представлено в главе 12 учебника и может быть рассмотрено на уроке именно в таком контексте.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Термин «полимерия» введен в науку Й.Я.Берцелиусом в 1833 г. для обозначения веществ одинакового состава, но различной молекулярной массы. Например, этилен (этен) C_2H_4 и бутилен (бутен) C_4H_8 , кислород O_2 и озон O_3 .
- В США главным образом в строительстве ежегодно используют приблизительно 2,7 млн т поливинилхлорида (ПВХ). Около 11,3 тыс. т ПВХ расходуют на изготовление кредитных карточек.
- Разработана технология, позволяющая вводить в пластмассы гранулы крахмала и целлюлозы. Полученные изделия сохраняют все товарные свойства, но, попав на свалку, они разрушаются бактериями, которые внедряются в гранулы крахмала или целлюлозы.

9.5. Ацетиленовые углеводороды (алкины)

Цель. Рассмотреть особенности алкинов, их строение, свойства, получение, области применения на основе логической связи понятий: состав → строение → свойства → применение.

Оборудование. Модели молекул ацетилена и его гомологов. Плакат «Электронное и пространственное строение ацетилена». Образцы изделий из поливинилхлорида. Прибор для получения газов; пробирки; спички; фильтровальная бумага.

Реактивы. Карбид кальция; бромная (иодная) вода; растворы перманганата калия, нитрата серебра, аммиака.

Ключевой вопрос. В конце XIX в. некий газ использовали в небольших фонариках велосипедов, мотоциклов, конных экипажей. О каком газе идет речь? Как этот газ используют в настоящее время? Почему?

Понятие об алкинах. Особенности строения ацетилена

В начале занятия преподаватель выясняет у студентов, как они понимают термин «непредельные углеводороды», какие непредельные углеводороды им известны.

Алкины — это непредельные углеводороды с одной тройной связью в открытой углеродной цепи.

Далее обучающиеся выводят общую формулу соединений этого ряда: C_nH_{2n-2} .

Наиболее ярким представителем алкинов является родона-
чальник этого ряда — этин, который многим известен под на-
званием ацетилен C_2H_2 .

Впервые об ацетиле узнали в 1836 г., когда он был получен
английским химиком Э. Дэви действием воды на карбид каль-
ция CaC_2 . В 1860 г. французский химик Марселен Бертло опре-
делил его состав — C_2H_2 — и дал название этому веществу. Он
же в 1868 г. получил ацетилен пиролизом метана.

Преподаватель напоминает, что *пиролиз* — это нагревание
без доступа воздуха. В результате пиролиза метана образуют-
ся простые вещества (углерод в виде сажи и водород), но одним
из промежуточных продуктов является ацетилен. Студенты со-
ставляют уравнение пиролиза метана, в результате которого об-
разуется ацетилен.

Далее преподаватель рассказывает, что ацетилен — это газ
без цвета и запаха, практически не растворим в воде. Многим он
может быть известен по ослепляющему пламени при автогенной
сварке или резке металлов — это горение ацетилена в кислоро-
де. Ацетилен с этой целью начали использовать уже в 1906 г.
в США. Преподаватель демонстрирует шаростержневую и мас-
штабную модели молекулы ацетилена, на доске записывает пол-
ную структурную формулу ацетилена.

В группах технологического профиля преподаватель рассма-
тривает *sp*-гибридизацию атома углерода с использованием ап-
пликаций, моделей, плакатов, кодопленок. Студенты сравнива-
ют молекулы этана, этена и этина по разным признакам: длина
связи между атомами углерода; энергия связи (прочность угле-
род-углеродной связи); тип гибридизации атомов углерода; ва-
лентные углы; пространственное строение (геометрия молекулы).

Результаты сравнения можно оформить в виде таблицы, про-
анализировать их и обсудить ряд вопросов.

- Почему длина тройной связи меньше длины двойной,
а длина двойной связи меньше длины одинарной?
- Как от кратности связи зависит ее прочность?
- Какие изменения происходят в строении молекул при пере-
ходе от этана к этену, от этена к этину?
- Как объяснить разную геометрию молекул этана, этена
и этина?

Гомология и номенклатура алкинов. Изомерия алкинов

Преподаватель отмечает, что ацетилен — первый представи-
тель гомологического ряда алкинов. Общая формула алкинов,
 C_nH_{2n-2} , такая же, как у алкадиенов. Таким образом, ацетиле-
новые и диеновые углеводороды являются межклассовыми изо-

мерами. Для алкинов характерны изомерия углеродного скелета и изомерия положения тройной связи. Преподаватель, демонстрируя модели различных алкинов, легко доказывает, что геометрическая (*цис*-, *транс*-) изомерия у алкинов отсутствует.

Названия алкинов согласно международной номенклатуре строят аналогично названиям алкенов. Самая длинная цепь должна включать тройную связь. Нумеруют цепь начиная с того конца, ближе к которому расположена тройная связь. Основой служит название алкана с тем же числом атомов углерода, что и в пронумерованной цепи; при этом суффикс *-ан*- изменяют на *-ин*-.

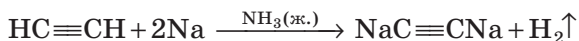
Свойства алкинов

Физические свойства. Преподаватель рассматривает физические свойства алкинов и анализирует изменение физических свойств в гомологических рядах углеводородов.

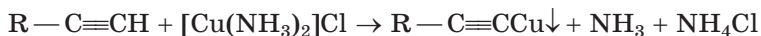
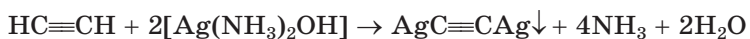
Химические свойства. На основании особенностей строения легко составить прогноз реакционной способности алкинов. Наличие тройной связи и неопределенный характер соединений определяют типичные реакции для алкинов — реакции присоединения (в том числе полимеризации) и реакции окисления. Однако в большинстве случаев алкины по активности уступают алкенам. В группах технологического профиля в рамках внеаудиторной работы и проектной деятельности обучающихся знакомят также с особым свойством алкинов с концевой тройной связью — реакциями замещения атома водорода на металл.

Реакции присоединения. Для алкинов присоединение протекает последовательно, при этом атом углерода меняет свое гибридное состояние, а молекула — свое пространственное строение. Преподаватель рассматривает реакции гидрирования, галогенирования, гидрогалогенирования, полимеризации на примере ацетилена, реакции гидратации с образованием альдегидов и кетонов (реакция Кучерова) и условия их протекания.

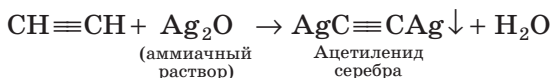
Реакции замещения. Алкины с концевой тройной связью проявляют слабые кислотные свойства. Преподаватель напоминает характерное свойство кислот — замещение атомов водорода на атомы металлов. Аналогичные свойства проявляют и алкины при осуществлении реакции в жидком аммиаке:



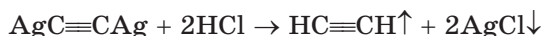
Образующиеся вещества называют *ацетиленидами*. Нерастворимые ацетилениды серебра и меди легко получают при пропускании ацетилена через аммиачный раствор оксида серебра или хлорида меди(II):



Эти уравнения реакций часто записывают в упрощенном виде, например:



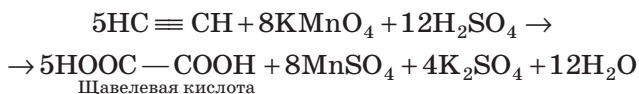
Ацетиленид серебра — белое (темнеющее на свету) малорастворимое вещество; ацетиленид меди — красно-бурое малорастворимое вещество. Образование ацетиленидов — качественные реакции на алкины с концевой тройной связью. Ацетилениды тяжелых металлов — взрывоопасные вещества, они взрываются при ударе. Ацетилениды легко разлагаются при действии сильных кислот:



Почему ни алканы, ни алкены не проявляют таких свойств? Оказывается, *sp*-гибридизованный атом углерода более электроотрицателен, чем атом углерода в *sp*²- и *sp*³-гибридизованных состояниях. Это связано с большим вкладом в гибридное облако энергетически более выгодной для электрона *s*-орбитали. Связь C—H становится настолько полярной, что облегчается ее разрыв и происходит замещение атома водорода на металл.

Реакции окисления. Преподаватель предлагает студентам самим написать уравнение реакции горения ацетилена в кислороде. На воздухе ацетилен горит сильно коптящим пламенем. (*Почему? Какое пламя имеет более высокую температуру: бледно-голубое или коптящее?*)

Преподаватель напоминает о реакции окисления непредельных углеводородов водным раствором перманганата калия. При этом происходит обесцвечивание раствора. Такая реакция возможна и для алкинов. Продукты окисления ацетилена перманганатом калия в значительной степени зависят от кислотности среды и других условий. Например, ацетилен может окисляться с образованием щавелевой кислоты:



Получение алкинов

Лабораторный способ. В лаборатории ацетилен можно получить карбидным способом. Именно так в 1836 г. впервые полу-

чил ацетилен английский химик Э. Дэви. Преподаватель обращает внимание на формулу карбида кальция CaC_2 и продукты его гидролиза:



Эксперимент, позволяющий изучить также свойства ацетилена, можно разбить на две части.

1. Получение ацетилена, действие его на перманганат калия в растворе или бромную воду, горение на воздухе.

2. Получение ацетилена и ацетиленида серебра.

Опыт 1. В сухой прибор для получения газов помещают два небольших кусочка карбида кальция, завернутых в фильтровальную бумагу. Фильтровальную бумагу с помощью пипетки смачивают водой. Закрывают прибор пробкой с газоотводной трубкой. Образующийся газ пропускают через подкисленный раствор перманганата калия или бромную воду. Наблюдают обесцвечивание растворов. Газоотводную трубку поднимают вверх и поджигают газ. Наблюдают горение ацетилена на воздухе с образованием сильной копоти. После того как перестанет выделяться ацетилен, вынимают пробку с газоотводной трубкой и добавляют в пробирку каплю раствора фенолфталеина. Наблюдают изменение окраски индикатора.

Чтобы обеспечить спокойное протекание реакции вместо воды к карбиду кальция можно добавить насыщенный раствор поваренной соли или раствор серной кислоты.

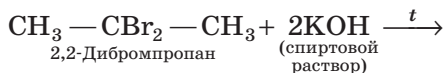
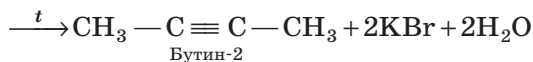
Опыт 2. Полученный карбидным способом ацетилен пропускают через аммиачный раствор оксида серебра. Наблюдают выделение сероватого осадка ацетиленида серебра. Его отфильтровывают и с осторожностью высушивают на воздухе. Небольшое количество ацетиленида серебра помещают в фарфоровую чашку и поджигают длинной лучиной. Раздается взрыв.

Аммиачный раствор оксида серебра готовят так: к 3—4 мл 10%-го раствора нитрата серебра добавляют понемногу 10%-й раствор аммиака до полного растворения образующегося сначала серого осадка оксида серебра. Нитрат серебра можно заменить измельченным ляписным карандашом, который продают в аптеках.

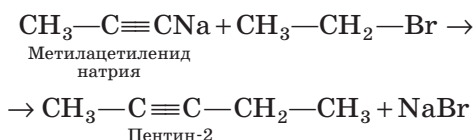
Необходимо рассказать обучающимся о получении карбида кальция в электропечах прокаливанием кокса с негашеной известью CaO при $2\ 500\text{ }^\circ\text{C}$. В свою очередь, негашеную известь получают при прокаливании известняка CaCO_3 .

Промышленные способы. В промышленности основным способом получения ацетилена в настоящее время является пиролиз метана. Другие алкины получают из дигалогеналканов действием на них спиртового раствора щелочи.

Направление дегидрогалогенирования определяют по правилу Зайцева:



Синтез алкинов можно также осуществлять взаимодействием ацетиленидов с первичными бром- или иодалканами:



Применение ацетилена

Ацетилен применяют в автогенной сварке. Но главное! Ацетилен — важнейшее сырье для химической промышленности.

Из ацетилена получают:

- полихлорвинил (поливинилхлорид) $(-\text{CH}_2 - \text{CHCl} -)_n$ — основу различных пластмасс и волокон;
- уксусный альдегид CH_3CHO — сырье для получения уксусной кислоты и т. д.;
- 2-хлорбутадиен-1,3 (хлоропрен) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CCl} = \text{CH}_2$ — сырье для получения хлоропренового каучука;
- 1,2-дихлорэтан $\text{ClCH}_2 - \text{CH}_2\text{Cl}$ — растворитель;
- этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — растворитель, антисептик, топливо, сырье для получения других органических веществ;
- винилацетат $\text{CH}_3\text{COO} - \text{CH} = \text{CH}_2$ — клей ПВА.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- К концу XIX в. широкое распространение получили очень яркие ацетиленовые лампы. Их использовали в качестве светильников на маяках, указывающих путь кораблям.
- Поливинилхлорид используют и в военном деле:
 - в сочетании с тонкой нейлоновой тканью он служит хорошим покрытием для взлетно-посадочных вертолетных площадок;
 - на подводных лодках из него изготавливают трубопроводы.
- М. Г. Кучеров обладал тонким музыкальным слухом и приятным баритоном. Любил романсы. По словам современников, Михаил Григорье-

вич, прослушав в первый раз оперу, мог повторить всю ее чуть ли не с начала до конца.

- Полиины обнаружены в растениях семейства сложноцветных, семейства зонтичных, грибах Basidiomycetes. Полиины содержат от двух до пяти углерод-углеродных тройных связей, сопряженных друг с другом или с двойными связями. В полииновых природных соединениях могут содержаться также различные функциональные группы ($-\text{OH}$, $-\text{COOH}$, $-\text{CONH}_2$ и др.).
- Если кислород заменить другим окислителем, например оксидом азота(I) N_2O , температуру горения ацетилена можно повысить до 3500°C .

9.6. Ароматические углеводороды (арены)

Цель. Расширить знания обучающихся об углеводородах; познакомить с их многообразием; развить представления о характере химической связи и ее влиянии на свойства веществ; распространить ранее изученные понятия о гомологии и изомерии на новую область; познакомить с применением ароматических углеводородов и способами их получения.

Оборудование. Модели молекулы бензола (шаростержневая и маштабная). Плакаты (слайды) «Электронное и пространственное строение молекулы бензола». Демонстрационные пробирки; тигельные щипцы; фильтровальная бумага; спички.

Реактивы. Бензол; настойка иода; раствор KMnO_4 .

Ключевой вопрос. В чем заключается особый смысл термина «ароматический»? Почему для химика «ароматический» не означает «ароматный»?

Бензол — простейший ароматический углеводород

История развития органического синтеза сложилась так, что первым видом сырья, оказавшегося в распоряжении технологов, стали углеводороды, получившие название *ароматические углеводороды*. Их выделяли из каменноугольной смолы, образующейся при коксовании угля.

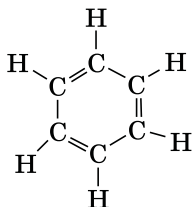
История изучения ароматических соединений началась с исследования простейшего из них — бензола.

Бензол — бесцветная, нерастворимая в воде жидкость со своеобразным запахом; температура кипения $80,1^\circ\text{C}$; температура плавления $5,4^\circ\text{C}$; плотность $0,88\text{ г/см}^3$. Бензол — ценное сырье для химической промышленности.

Краткая «биография» бензола:

- в 1649 г. немецкий химик Иоганн Глосубер получил бензол перегонкой каменноугольной смолы;

- в 1825 г. английский физик Майкл Фарадей выделил бензол из сжигающейся части светильного газа;
- в 1834 г. немецкий химик Эйльгард Митчерлих определил состав (молекулярную формулу) бензола — C_6H_6 ;
- в 1865 г. немецкий химик Август Кекуле предложил вариант строения (структурную формулу) молекулы бензола:

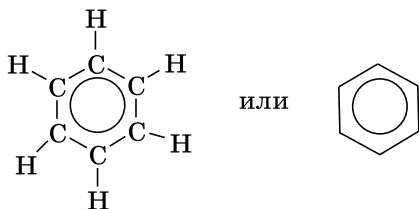


Обратите внимание на приведенные даты: первое рождение бензола — 1649 г., второе — 1825 г., установление состава — 1834 г., а далее — долгая история установления его строения, важной вехой в которой является предложенная в 1865 г. А. Кекуле формула бензола с чередующимися двойными и одинарными связями в шестичленном цикле. Судя по формуле Кекуле, в которой три двойные связи (продолжает преподаватель), бензол должен участвовать в реакциях, характерных для непредельных соединений. (С помощью каких качественных реакций можно обнаружить двойные связи в молекулах вещества?) После обсуждения преподаватель демонстрирует действие бензола на раствор перманганата калия. (*Осторожно! опыты с ароматическими углеводородами следует проводить в вытяжном шкафу!*)

Опыт 1. В пробирку помещают 2—3 мл разбавленного раствора перманганата калия и добавляют примерно 1 мл бензола, встряхивают. Наблюдают образование эмульсии, которая расслаивается, бензол всплывает наверх: он легче воды. Водный раствор оказывается снизу, причем окраска его не изменяется.

Бензол вопреки ожиданиям не обесцвечивает раствор перманганата калия. Этот факт привел химиков к единственно правильной версии: в молекуле бензола какие-то особенные связи. В строении молекулы бензола помогли разобраться современные методы исследования. Оказывается, молекула бензола имеет форму плоского правильного шестиугольника, и все шесть атомов углерода и шесть атомов водорода лежат в одной плоскости. Все связи между атомами углерода равноценны и имеют одинаковую длину. Это означает, что в молекуле бензола нет простого чередования одинарных и двойных связей, а существует особая связь, как бы промежуточная между одинарной и двойной свя-

зью. На основании этого структурную формулу бензола условно изображают так:



Замкнутую цепочку из шести атомов углерода с особой, как говорят, ароматической связью между ними называют *бензольным кольцом*.

Гомологи бензола. Изомерия аренов

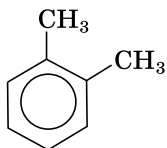
Углеводороды, в молекулах которых содержится одно или несколько бензольных колец, называют *ароматическими* или *аренами*. Арены ряда бензола, т. е. ароматические углеводороды с одним бензольным кольцом, имеют общую формулу C_nH_{2n-6} .

Ближайшие гомологи бензола: метилбензол (толуол), этилбензол, пропилбензол. Все следующие за толуолом гомологи бензола имеют изомеры. Изомерия может быть обусловлена:

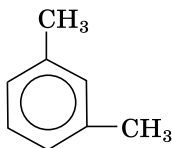
- 1) числом и строением заместителей;
- 2) положением заместителей в бензольном кольце.

Изомерию аренов можно рассмотреть на примере углеводородов состава C_8H_{10} . Для обозначения взаимного положения двух заместителей в бензольном кольце введены особые термины, заимствованные из греческого языка. Для расположенных рядом заместителей используют приставку *орто-* (*orthos* — прямой); для заместителей, находящихся через один атом углерода, — *мета-* (*meta* — после); для заместителей, находящихся напротив, — *пара-* (*para* — напротив).

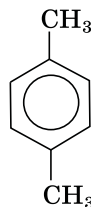
Тривиальное название изомерных диметилбензолов — *ксилолы*:



орто-Ксилол
(*о*-ксилол)



мета-Ксилол
(*м*-ксилол)



пара-Ксилол
(*п*-ксилол)

Преподаватель обращает внимание на особенности номенклатуры аренов:

- 1) главной цепью является бензольное кольцо;
- 2) номер 1 получает атом углерода бензольного кольца, имеющий старший заместитель (если он не один), а направление нумерации выбирают так, чтобы сумма цифр в названии была наименьшей.

Свойства бензола и его гомологов

Физические свойства. Первые члены гомологического ряда бензола — бесцветные жидкости с характерным запахом, легче воды и в воде практически нерастворимы. Однако они хорошо растворяются в органических растворителях и сами прекрасные растворители неполярных и малополярных веществ.

Опыт 2. В пробирку помещают 2—3 мл разбавленного раствора иодной воды и добавляют примерно 1 мл бензола, встряхивают пробирку. Наблюдают образование эмульсии, которая расслаивается. Бесцветный водный раствор оказывается снизу, бензольный слой окрашен в красивый красный цвет. Иод гораздо лучше растворяется в бензоле, чем в воде.

Арены весьма токсичны, а некоторые проявляют канцерогенное действие, поэтому работа с ними требует строгого соблюдения мер безопасности. С увеличением относительной молекулярной массы аренов растут их температуры кипения и плавления, а также плотность.

Химические свойства. Для аренов более характерны реакции замещения, чем реакции присоединения, как следовало ожидать в связи с большой ненасыщенностью аренов.

При составлении уравнений реакций (галогенирования, нитрования) используют структурные формулы соединений. При написании уравнения реакции нитрования формулу азотной кислоты лучше представлять следующим образом: $\text{HO} - \text{NO}_2$.

Реакции присоединения с участием бензола протекают с трудом, в жестких условиях. Это связано с большой устойчивостью связей в бензольном кольце. В качестве примера приводят уравнение реакции гидрирования, которая протекает при повышенной температуре, повышенном давлении, в присутствии катализаторов (Ni, Pt, Pd).

В группах технологического профиля рассмотрение химических свойств аренов преподаватель начинает с того, что формулирует вопрос: в чем причины особого химического поведения ароматических углеводородов (участвуют ли они в реакциях замещения и присоединения)?

Студенты, как правило, легко связывают особое химическое поведение аренов с характером связей в бензольном кольце: сочетанием шести σ -связей и единой замкнутой системы π -связей для всех атомов углерода, которая более энергетически выгодна, а потому более устойчива, чем двухэлектронные π -связи (как, например, в алкенах).

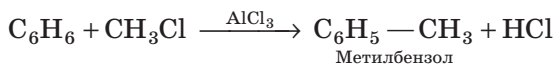
Для аренов более характерны реакции замещения атомов водорода в молекулах с сохранением ароматической системы.

Реакции замещения. 1. Галогенирование (замещение атомов водорода при взаимодействии с хлором или бромом, но не с иодом и не с фтором!).

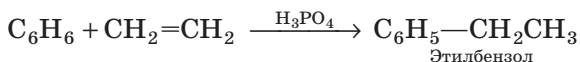
2. Нитрование (замещение атомов водорода на нитрогруппу под действием нитрующей смеси — смеси концентрированных азотной и серной кислот).

3. Сульфирование (замещение атомов водорода на сульфогруппу — SO_3H под действием концентрированной серной кислоты).

4. Алкилирование (замещение атомов водорода на алкильный радикал при взаимодействии с галогеналканами или алкенами):



В честь первооткрывателей она носит название *реакция Фриделя — Крафтса*. Катализаторы данной реакции — галогениды алюминия, железа(III). Эти же катализаторы, а также оксид алюминия, фосфорная кислота катализируют алкилирование с участием алкенов:



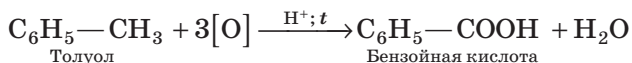
Этилбензол (рассказывает преподаватель) — промежуточный продукт в синтезе стирола (винилбензола). Полимеризацией стирола получают полистирол, известный всем по одноразовым стаканчикам, упаковке для йогуртов, контейнерам для маргарина, корпусам оргтехники, «пенопласту» и др. Студенты составляют уравнения реакций получения: 1) стирола каталитическим дегидрированием этилбензола; 2) полистирола полимеризацией стирола.

Реакции присоединения. Для аренов не характерны реакции присоединения, приводящие к разрушению ароматической системы; они протекают в жестких условиях. Преподаватель приводит уравнения реакций гидрирования (при повышенной температуре, повышенном давлении, в присутствии катализаторов Ni, Pt или Pd) и хлорирования бензола (на свету). Последняя реакция специфична для бензола, но не для его гомологов.

Особенности химических свойств гомологов бензола. Оказывается, что гомологи бензола химически более активны, чем бензол, так как углеводородный радикал боковой цепи нарушает равномерность распределения электронной плотности в бензольном кольце. В кольце появляются участки с относительно повышенной или пониженной электронной плотностью. Это приводит к тому, что определенные атомы водорода замещаются легче. Например, при нитровании толуола избытком нитрующей смеси образуется 2,4,6-тринитротолуол (тротил, тол). При хлорировании толуола в присутствии катализатора Фриделя — Крафтса образуется смесь 2-хлортолуола и 4-хлортолуола (*орто*- и *пара*-хлортолуола). Преподаватель предлагает студентам самостоятельно написать соответствующие уравнения реакций.

Возникает вопрос: оказывает ли влияние бензольное кольцо на алкильный радикал в молекуле гомолога бензола. Конечно, и это можно подтвердить. Гомологи бензола на свету галогенируются как алканы, причем только по ближайшему к кольцу атому углерода в α -положении боковой цепи независимо от ее длины. Преподаватель записывает примеры уравнений реакций. При избытке хлора на свету образуются дихлорпроизводные и в случае толуола — трихлорпроизводное.

Любой гомолог бензола при нагревании обесцвечивает раствор перманганата калия. Однако окисляется при этом боковая цепь, причем опять по атому углерода боковой цепи в α -положении. Ароматическое кольцо устойчиво к действию окислителей. Независимо от длины боковой цепи арена в качестве основного продукта образуется бензойная кислота:



Как и все углеводороды, арены горят. (*Осторожно! Опыты с ароматическими углеводородами следует проводить в вытяжном шкафу!*)

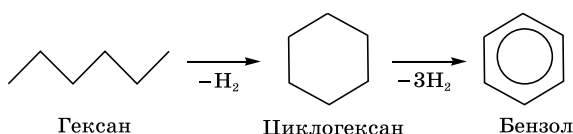
Опыт 3. Несколько капель бензола или толуола наносят на фильтровальную бумагу, зажатую в тигельные щипцы, и поджигают. Углеводород на воздухе быстро сгорает сильно коптящим пламенем, затем уже продолжает гореть бумага.

Преподаватель просит обучающихся провести аналогию с ацетиленом, ведь он тоже на воздухе горит сильно коптящим пламенем. Глядя на формулы бензола и ацетилена (C_6H_6 и C_2H_2), математически хорошо подготовленные студенты могут утверждать, что массовые доли элементов в них равны.

Применение и получение аренов. Первоначально студентов знакомят с применением бензола и сообщают, что в промышленности арены получают переработкой нефти и каменного угля.

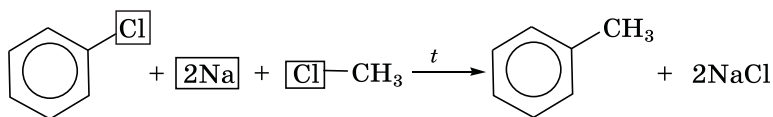
В группах технологического профиля преподаватель обсуждает области применения бензола, толуола и этилбензола. При характеристике способов получения аренов особое внимание уделяют химизму процессов.

Промышленным способом получения аренов является переработка нефти; этот процесс называют *риформингом* или *ароматизацией*. При ароматизации нефти происходит каталитическое (Pt, Pd, Re) дегидрирование алканов и циклоалканов при температуре примерно 500 °С и давлении 3—4 МПа:



При коксовании каменного угля образуется каменноугольная смола, из которой перегонкой выделяют арены.

Для получения гомологов бензола в лабораторных условиях можно использовать реакцию алкилирования бензола, рассмотренную ранее, или реакцию, аналогичную реакции Вюрца:



Помимо этого преподаватель, конечно, напомним еще об одной известной всем реакции — *реакции Зелинского* (реакции тримеризации ацетилена и его гомологов).

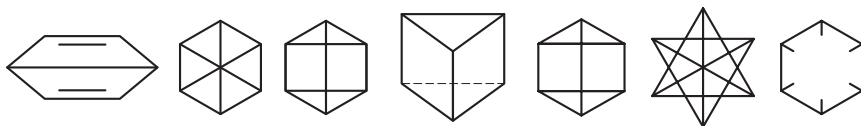


ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- В начале XIX в. в Лондоне, как и в других больших городах — Санкт-Петербурге, Берлине, появилось газовое освещение. В специальных фонарях горел светильный газ, получаемый из каменного угля нагреванием без доступа воздуха. Газ хранили в железных баллонах под давлением. В летние ночи освещение было ярким, а зимой в сильные холода тускнело, а в баллонах образовывался конденсат в виде прозрачной жидкости со своеобразным запахом. Майкл Фарадей установил, что в этом веществе на один атом водорода приходится один

атом углерода, и назвал его «карбюрированный водород». Это был хорошо известный теперь бензол.

- Майкл Фарадей получил бензол при нагревании китового жира без доступа воздуха.
- Название «бензол» для вещества состава C_6H_6 предложил Юстус Либих. Оно образовано от арабских слов *ben* — аромат, *zou* — сок и латинского слова *oleum* — масло.
- До формулы А. Кекуле ученые так представляли себе строение бензола:



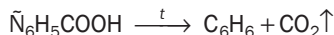
- Бензольное кольцо шутили изображали в виде танцующих обезьян:



Посмотрите как забавно сцепились обезьянки, образуя кольцо, в котором чередуются «одинарные» и «двойные» связи.

- С давних времен в Юго-Восточной Азии, на Аравийском полуострове и на островах Малайского архипелага разводят деревья со странным названием «стиракс». Из их сока получают белое, быстро затвердевающее и постепенно темнеющее на воздухе вещество с ванильным и чуть пряным запахом — бензойную смолу. В России в старину ее называли росным ладаном. При сухой перегонке бензойной смолы можно получить бесцветные кристаллы бензойной кислоты C_6H_5COOH . В 1832 г. эту формулу установили немецкие химики Фридрих Велер

и Юстус Либих. А в 1834 г. профессор Берлинского университета Эйльгарт Митчерлих разложением бензойной кислоты получил бензол, названный им бензином:



- Немецкий химик А. Кекуле долго размышлял над структурой бензола. Как-то раз он участвовал в качестве свидетеля в судебном процессе по делу об убийстве одной графини. На процессе демонстрировали ее кольцо в виде двух переплетенных змеек, которое похитил преступник. Эти змейки врезались в память ученого.

Однажды А. Кекуле долго работал, затем сел перед камином и задремал. «Атомы углерода и водорода принялись танцевать перед моими глазами... Длинные нити очень часто сближались и свертывались в трубку, напоминая двух зверей. Но что это? Одна из них вцепилась в собственный хвост, продолжая насмешливо кружиться перед моими глазами. Я внезапно пробудился и провел остаток ночи, чтобы изучить следствие моей гипотезы». Сон оказался в руку. А. Кекуле «сцепил» все атомы углерода в шестиугольник с чередующимися двойными и одинарными связями.

9.7. Природные источники углеводов

Цель. Познакомить обучающихся с составом нефти, природного и попутного нефтяного газов, каменного угля и способами их переработки.

Оборудование. Образцы нефти, каменного угля; баллон с бытовым газом. Коллекции «Нефть», «Каменный уголь». Плакаты (кодопленки, слайды) с таблицами и схемами, в том числе производственных установок по переработке природных источников углеводов.

Ключевой вопрос. Какие особые свойства природных источников углеводов привлекают к ним внимание ученых, энергетиков, химиков-технологов, экологов?

Организация занятий. Изучение данной темы направлено на развитие представлений о главных отраслях производства, о технологическом применении химической науки. Рассмотрению этой темы предшествовали изучение общих понятий и теорий органической химии, характеристика строения и свойств углеводов, что придает занятию обобщающий характер и позволяет повторить пройденное в новых взаимосвязях. Некоторую сложность представляет фактологический материал, иногда обучающиеся путают названия различных процессов переработки природных источников углеводов. Эти аспекты, а также производственное окружение образовательного учреждения следует учесть преподавателю при планировании изучения данной темы.

Возможны разные формы проведения занятий. Назовем два варианта.

1. Каждое занятие посвящают новому разделу темы. На заключительном занятии проводят обобщение материала.

2. Вступительная лекция преподавателя, раскрывающая содержание темы, далее — самостоятельная проработка материала обучающимися. В завершение проводят обобщающее занятие.

Заключительное обобщающее занятие можно провести в форме конференции, круглого стола или ролевой игры.

Опорный конспект

Важнейшие природные источники углеводородов — это газ, нефть, каменный уголь. Они образовались в результате длительного распада органических веществ. Теорию органического происхождения нефти сформулировал еще М. В. Ломоносов. Огромный научный вклад в развитие этой теории внес советский геолог Иван Михайлович Губкин. Его имя носит Российский государственный университет нефти и газа.

Невозможность полезных ископаемых обязывает человечество рачительно ими распоряжаться. Используют полезные ископаемые с целью получения энергии, а также в качестве химического сырья.

Природный и попутный нефтяной газы

Газ — удобное, экономичное, достаточно чистое в экологическом отношении топливо и химическое сырье для получения пластмасс, волокон, удобрений, фреонов, лекарств, каучуков и др. (табл. 9.6).

В качестве энергетического сырья используют 90 % добываемого природного газа и 10 % для химического синтеза. Преподаватель предлагает проанализировать данные табл. 9.6 и ответить на ряд вопросов:

- Какова общая формула углеводородов, входящих в состав природных газов?
- Какой углеводород является основным компонентом природных газов?
- Как с увеличением молекулярной массы изменяется доля углеводородов в составе природных газов?
- Чем отличаются составы природного и попутного нефтяного газов?
- Почему попутный нефтяной газ более перспективен для использования в качестве химического сырья?

Далее рассматривают схему переработки природного газа:

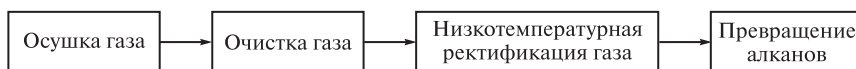
ТАБЛИЦА 9.6. СОСТАВ* ПРИРОДНОГО И ПОПУТНОГО НЕФТЯНОГО ГАЗОВ, %

Компонент	Попутный нефтяной газ	Природный газ
«Сухой газ»:		
CH ₄	40 — 65	75 — 98
C ₂ H ₆	12 — 20	0,5 — 4,0
Пропан-бутановая смесь**:		
C ₃ H ₈	12 — 18	0,2 — 1,5
C ₄ H ₁₀	4 — 15	0,1 — 1,0
Газовый бензин***:		
C ₅ H ₁₂ (и выше)	1,5 — 6,5	0 — 1,0

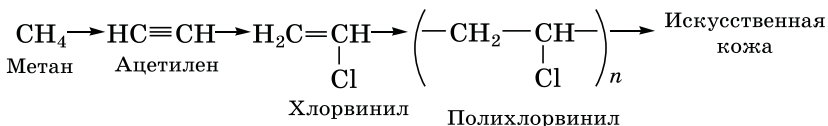
* Неорганические компоненты: N₂, CO₂, часто H₂S, иногда He.

** Применяется как горючее в быту и на транспорте.

*** Применяется как добавка к бензинам для лучшего воспламенения.



Дальнейшее превращение алканов может происходить, например, следующим образом:



Нефть

Трудно переоценить значение нефти для человека. Нефть неслучайно называют черным золотом. Новые полимеры, строительные материалы, продукты бытовой химии, лекарственные препараты, взрывчатые вещества, красители — это результат быстрого развития нефтехимии. А если учесть, что почти весь транспорт (наземный, воздушный, водный), значительная часть теплоэлектростанций используют нефтепродукты как источник энергии, что экономика и даже политика государств зависят от нефти больше, чем от любого другого продукта, — то нефти следует уделить особое внимание.

Нефть — маслянистая жидкость со своеобразным запахом, обычно темного цвета, немного легче воды и нерастворима в ней. Нефть — природная смесь сотен различных соединений. В со-

ставе любой нефти присутствует три вида углеводородов: неразветвленные алканы, циклоалканы, арены. Сырую нефть не используют, ее перерабатывают.

Первичная переработка нефти. *Перегонка* — разделение на фракции, т. е. смеси веществ с близкими температурами кипения. Промышленная установка для перегонки нефти состоит из трубчатой печи и перегонной (ректификационной) колонны (рис. 9.4).

В трубчатой печи нефть нагревается за счет горения мазута или газа до температуры 300—350 °С, поступает в нижнюю часть перегонной колонны, которая внутри имеет несколько десятков перегородок с отверстиями (тарелок). Пары нефти поднимаются вверх, охлаждаются и сжижаются на определенных тарелках в зависимости от температуры кипения углеводородов. Менее летучие углеводороды сжижаются уже в нижней части колонны, более летучие поднимаются и сжижаются выше. Наиболее летучие пары бензина охлаждаются еще и в холодильнике, а часть их возвращается в колонну для орошения, что способствует конденсации поднимающихся паров. Фракции, образующиеся на определенных уровнях, выводят из колонны. Все полученные нефтепродукты используют в основном в качестве горючего.

Мазут — это ценная смесь тяжелых углеводородов, которую также можно разделить в аналогичных ректификационных колоннах, но вакуумных. Пониженное давление позволяет снизить температуру кипения углеводородов и избежать их разложения. Проводя перегонку (ректификацию) мазута под вакуумом (обычно используют атмосферно-вакуумные установки), получают смазочные масла (цилиндровое, веретенное, машинное и др.) и гудрон (в остатке), который используют при производстве асфальта. Из мазута некоторых сортов выделяют вазелин и парафин.

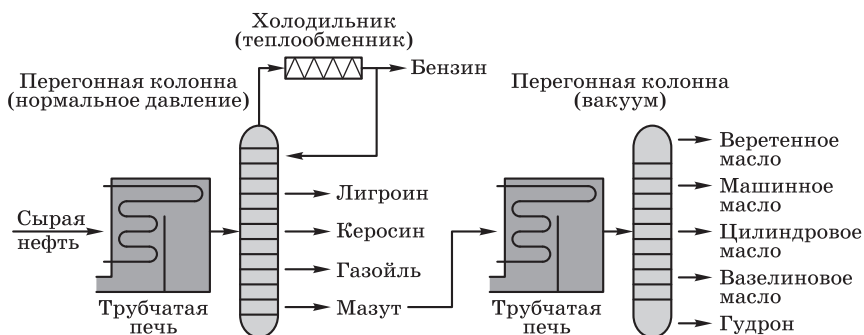
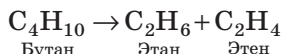


Рис. 9.4. Продукты переработки нефти и мазута

Вторичная переработка нефти. Крекинг, риформинг, пиролиз — это процессы вторичной переработки нефти.

Крекинг — это процесс разложения больших молекул углеводородов на меньшие. Впервые в мире промышленный крекинг осуществил русский инженер В. Г. Шухов в 1891 г. Суть крекинга — термическое или каталитическое разрушение связей С — С:



Обратите внимание! При крекинге тяжелых фракций нефти образуется смесь углеводородов с меньшей молекулярной массой, соответствующая бензину, а также газообразные углеводороды, в том числе и непредельные.

Цель крекинга:

- получение дополнительного количества бензина;
- получение крекинг-газов, содержащих алкены — ценное химическое сырье.

Крекинг-бензин превосходит по качеству бензин термического крекинга, и бензин прямой перегонки. Он характеризуется более высоким октановым числом благодаря алканам разветвленного строения, алкенам и повышенной доле аренов (табл. 9.7).

Октановое число определяет детонационную стойкость бензина, т. е. устойчивость к взрывному сгоранию при сжатии в цилиндре двигателя. Наименьшей стойкостью к детонации обладают неразветвленные алканы. Более устойчивы разветвленные алканы, алкены, арены. Для количественной характеристики стойкости к детонации используют октановую шкалу. (Заранее группа студентов готовит сообщение по данному вопросу.)

Риформинг (ароматизация) — это процесс каталитического дегидрирования алканов и циклоалканов с образованием аренов. Риформинг осуществляют при температуре примерно 500 °С, давлении 3—4 МПа, в присутствии катализаторов (Pt, Pd, Re):

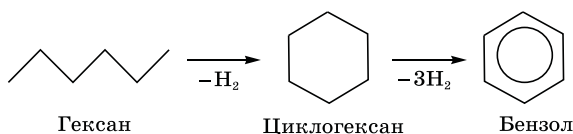


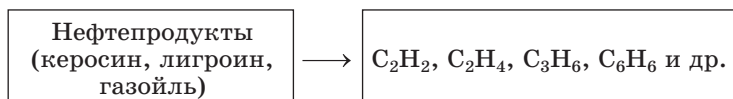
ТАБЛИЦА 9.7. ПОЛУЧЕНИЕ БЕНЗИНА
ПУТЕМ ТЕРМИЧЕСКОГО И КАТАЛИТИЧЕСКОГО КРЕКИНГА

Характеристика процесса	Термический крекинг	Каталитический крекинг
Температура, °С	470—550	450—500
Давление, МПа	4,0—6,0	0,05—0,1
Катализатор	—	Алюмосиликаты $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2$
Скорость	Низкая	Высокая
Побочные процессы	Образование большого количества алкенов	Образование незначительного количества алкенов. Изомеризация <i>n</i> -алканов. Ароматизация циклоалканов
Выход бензина, %	30—35	< 70
Качество бензина	Устойчив к детонации. Не устойчив при хранении (окисление и полимеризация алкенов)	Устойчив к детонации. Устойчив при хранении (мало алкенов)

Цель риформинга:

- повышение октанового числа бензина;
- получение индивидуальных аренов из бензиновой фракции нефти.

Пиролиз — это процесс разложения органических соединений при высоких температурах. Пиролиз протекает при температуре 700—1 000 °С (это фактически глубокий крекинг):



Далее преподаватель предлагает обобщить рассмотренный материал (рис. 9.5).

В качестве домашнего задания преподаватель предлагает написать небольшой рассказ (эссе) на одну из тем:

- «Нефть часто называют черным золотом. Почему? Что так отличает нефть от других полезных ископаемых (например, алюминиевой, железной, медной руды)?»
- «Как, на ваш взгляд, будет выглядеть мир без использования нефти в качестве топлива?»

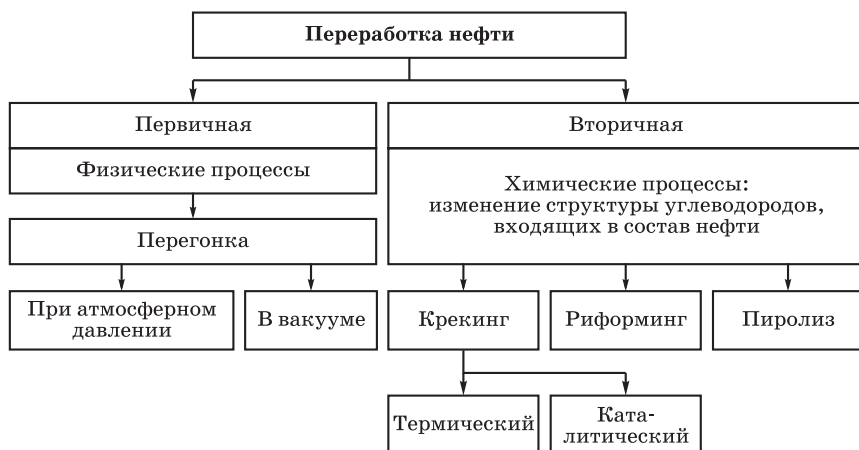


Рис. 9.5. Методы переработки нефти

Уголь

Из 3,5 трлн т органического топлива, которое можно извлечь из земных недр, более 80 % составляет уголь. В нашей стране находится значительная часть всех мировых запасов угля.

Уголь — прекрасное топливо, а также источник ароматических углеводородов, других органических и неорганических веществ.

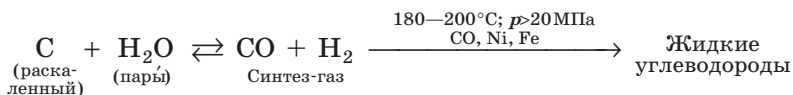
Основные методы переработки угля — коксование (полукоксование), газификация, гидрирование.

Коксование, полукоксование. Это нагревание угля в закрытых реакторах (коксовых печах) без доступа воздуха при температуре 500—1 000 °С в течение 14 ч.

Продукты коксования находят широкое применение:

<i>Продукты коксования</i>	<i>Применение</i>
Кокс.....	Топливо; восстановитель металлов из руд в металлургии
Каменноугольная смола.....	Источник бензола и его гомологов, антрацена, нафталина, фенолов, пиридиновых оснований, технических масел и др.
Аммиачная вода	Получают соли аммония, являющиеся азотными удобрениями
Коксовый газ: H ₂ (до 60 %), CH ₄ , CO, N ₂ , CO ₂ , C ₂ H ₄	Горючее, источник водорода H ₂

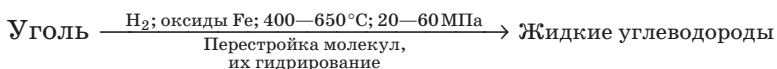
Газификация. Данный процесс протекает по схеме:



Синтез-газ — искусственное газообразное топливо; сырье для получения алкенов, метанола CH_3OH , формальдегида CH_2O , уксусной кислоты CH_3COOH и др.

Газификация угля была предложена еще Д. И. Менделеевым; ее можно осуществлять непосредственно в месте залегания угля.

Гидрирование. Схема процесса гидрирования:



Гидрированию обычно подвергают низкосортный дешевый бурый уголь. Образующиеся углеводороды могут быть использованы как моторное топливо.

После рассмотрения способов переработки угля преподаватель предлагает обсудить вопрос: может ли уголь полностью заменить нефть.

Энергетическая проблема

Несмотря на огромные запасы органического топлива (3,5 трлн т), его ежегодный расход весьма велик. По разным оценкам, оно иссякнет в ближайшие десятилетия. Если учесть экологические проблемы, возникающие при добыче, транспортировке, сжигании углеводородного сырья, особенно жидкого и твердого, картина становится угрожающей. Преподаватель дает домашнее задание подготовить эссе на тему «Каковы возможные пути решения энергетической проблемы?»



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- В различных странах нефть называли по-разному: древние славяне — ропанка или ропа, древние греки — петролиум. Русское слово «нефть», вероятно, произошло от арабского «нафта», что означает «вытекать», «просачиваться».
- Нефть — это «сгусток энергии». С помощью всего лишь 1 мл нефти можно нагреть на один градус целое ведро воды. По концентрации энергии в единице объема нефть занимает первое место среди природных веществ.

- В каждой капле нефти содержится более 900 различных химических соединений, более половины химических элементов Периодической системы.
- Дерево ханга на Филиппинах содержит почти чистую нефть.
- Нефть — это также сырье для добычи серы и редких элементов (стронция, ванадия, урана и др.).
- Из нефти получают даже продукты питания — искусственные масла, синтетический белок, которым подкармливают животных и птиц. Эксперты Всемирной организации здравоохранения предполагают, что в XXI в. рацион каждого человека на 25—30 % будет состоять из заменителей мяса и молока.
- На каждого жителя Земли добывается в год приблизительно 400 м³ природного газа, по 0,5 т нефти и ископаемых углей.
- Цвет нефти зависит от количества и характера смолистых веществ, содержащихся в ней и имеющих интенсивную окраску. Нефть бывает «белая», «красная», «зеленая», «голубая».
- Нефть бывает чрезвычайно вязкой, плотной, очень неудобной для добычи. Например, из омской нефти можно вырезать кубик, который сохраняет свою форму несколько дней; мангышлакская нефть не вытекает даже из перевернутого сосуда.
- Искусственное жидкое топливо из угля стали получать в Германии, первый завод был построен в 1927 г. После того как задымилась трубы в Германии, возможностью получения искусственного жидкого топлива заинтересовались промышленники Великобритании, Франции; там появились опытно-промышленные установки. В 1940 г. в разных странах насчитывалось 20 заводов по получению жидкого топлива гидрированием угля.



МЕТОДИКА ПРОВЕДЕНИЯ ЗАКЛЮЧИТЕЛЬНОГО ЗАНЯТИЯ В ФОРМЕ КРУГЛОГО СТОЛА

Студенты заранее (в начале изучения темы) делятся на экспертные группы по 4—5 человек в зависимости от численности учебной группы.

1. «Экономисты» — анализируют объемы потребления и запасов газа, нефти, каменного угля.

2. «Химики» — изучают использование природных источников углеводородов в качестве химического сырья, его перспективы.

3. «Энергетики I» — рассматривают использование природных источников углеводородов в качестве топлива, его перспективы.

4. «Энергетики II» — анализируют возможности применения альтернативных источников энергии.

5. «Технологи» — изучают внедрение новых технологий и способов переработки, а также добычи газа, нефти, угля.

6. «Экологи» — характеризуют влияние добычи, переработки, использования углеводородов на окружающую среду.

Экспертные группы выбирают руководителя (или его назначает преподаватель), готовят материал и ключевые вопросы по определенной тематике.

Требования к представлению материала:

- краткость, сжатость сообщения, продолжительность до 5 мин;
- наглядность (графики, схемы, таблицы, рисунки, модели и др.);
- четкость изложения, включение интересных фактов.

Требования к ключевым вопросам:

- число вопросов 4—5 (это определяется числом обучающихся в учебной группе);
- каждый вопрос записывают на отдельной карточке;
- все карточки с вопросами одной экспертной группы должны иметь один и тот же цвет и отличаться по цвету от карточек другой группы.

Преподавателю следует предварительно ознакомиться с вопросами и при необходимости их подкорректировать.

В конце занятия преподаватель раскладывает карточки с вопросами. Каждый обучающийся выбирает одну из карточек (цвет которой отличается от цвета карточек его группы) и письменно отвечает на поставленный вопрос. Итоговая отметка обучающегося по данной теме определяется на основании его оценки за работу в круглом столе и ответа на вопрос.

ПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОРОДОВ

10.1. Спирты

Цель. Дать понятие о производных углеводов. Познакомить с особенностями состава, строения, свойств, номенклатуры и классификации спиртов. Рассмотреть применение спиртов и способы их получения.

Оборудование. Шаростержневые модели молекул спиртов. Схема «Классификация спиртов». Чашки Петри. Прибор для получения галогеналканов (или круглодонная колба, резиновая пробка с длинной газоотводной трубкой, коническая колба). Демонстрационный лабораторный штатив; спиртовка; спички; лед с холодной водой; демонстрационные пробирки.

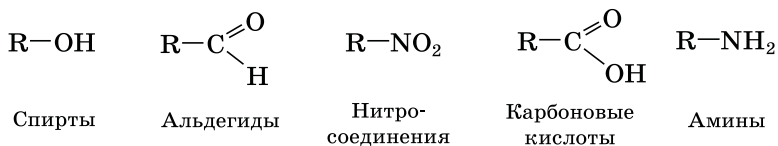
Реактивы. Образцы одноатомных и многоатомных спиртов; вода; натрий; кристаллический бромид калия; концентрированная серная кислота; медная проволока; раствор сульфата меди(II), гидроксида натрия.

Ключевой вопрос. Какие соединения называют ксенобиотиками? На какие три группы можно разделить ксенобиотики? К какой (к каким) из этих групп можно отнести этиловый спирт? Почему?

Понятие о производных углеводов

Производные углеводов — это продукты замещения атомов водорода в молекулах углеводов на другие атомы или на группы атомов, которые называются функциональными группами.

Функциональная группа (рассказывает преподаватель) определяет наиболее характерные химические свойства (функции) вещества и его принадлежность к определенному классу производных углеводов. Органические соединения, содержащие одну функциональную группу, называют *монофункциональными*. Часто монофункциональные производные углеводов представляют общей формулой: $R-X$, где R — углеводородный радикал; X — функциональная группа. Например:



Производные углеводородов, содержащие кроме атомов углерода и водорода еще и атомы кислорода, называют *кислородсодержащими органическими соединениями*. Простейшими из них являются спирты.

Спирты: классификация, изомерия, номенклатура

Классификация спиртов. Преподаватель четко выделяет признаки, по которым проводят классификацию спиртов:

- тип углеводородного радикала;
- число гидроксильных групп;
- тип атома углерода, связанного с гидроксилом.

Рассматриваются особенности каждой классификации и приводятся примеры.

Изомерия и номенклатура спиртов. Преподаватель подчеркивает, что для спиртов характерен новый тип изомерии — *изомерия положения функциональной группы*. Приводит примеры.

Далее выводят общую формулу предельных одноатомных спиртов: $C_nH_{2n+1}OH$, или $C_nH_{2n+2}O$.

Затем преподаватель рассматривает номенклатуру многоатомных и непредельных спиртов, обращая внимание на распространенные тривиальные названия этих веществ.

Физические свойства спиртов

Одноатомные спирты. Преподаватель демонстрирует образцы различных спиртов и рассказывает, что низшие одноатомные спирты метанол и этанол — бесцветные жидкости со специфическим запахом, неограниченно растворимые в воде. (*Метанол очень ядовит!*)

Затем анализируют следующие данные:

Вещество	Температура кипения, °С
Метан CH_4	-162
Метанол CH_3OH	64,7
Этан C_2H_6	-89
Этанол C_2H_5OH	78,3

На основе приведенных данных делают вывод: температуры кипения спиртов значительно выше, чем соответствующих

углеводородов. Почему? Студенты предполагают, что это объясняется образованием водородных связей между молекулами спиртов. Преподаватель, используя шаростержневые модели молекул метанола, демонстрирует «ассоциацию молекул» за счет водородных связей. Эти связи возникают также между молекулами этилового спирта и воды в водных растворах. При этом образуются устойчивые гидраты $C_2H_5OH \cdot H_2O$, $C_2H_5OH \cdot 3H_2O$ и др. Водородные связи по сравнению с ионными или ковалентными гораздо более слабые, при каких-либо воздействиях на вещество (например, при нагревании) они разрываются в первую очередь.

Далее обсуждают ряд вопросов.

- Почему при увеличении длины углеводородного радикала растут температуры кипения и плавления спиртов, а растворимость в воде уменьшается?
- Какими должны быть физические свойства высших спиртов?
- Почему при смешении спирта и воды объем полученного раствора становится меньше суммарного объема¹ двух исходных жидкостей?

На занятии может быть упомянута гидратная теория растворов Д. И. Менделеева или заслушано сообщение на эту тему.

Многоатомные спирты. Преподаватель демонстрирует модели молекул этиленгликоля и глицерина, образец глицерина и вместе со студентами характеризует его физические свойства. Подчеркивает, что этиленгликоль ядовит, глицерин безвреден. Кроме того, глицерин очень гигроскопичен.

Химические свойства спиртов

Одноатомные спирты. При химических реакциях самая полярная связь O—H молекулы спирта может гетеролитически разрываться с отщеплением протона, т. е. спирты проявляют *слабые кислотные свойства*. Разрыв другой полярной связи C—O и уход группы OH позволяет рассматривать спирты как *слабые основания*. Таким образом, спирты являются *амфотерными соединениями*. Кроме того, спирты могут подвергаться дегидратации и окислению.

Дальнейшее изучение материала, сопровождающееся демонстрационным экспериментом, проводят в соответствии со следующим планом:

- 1) слабокислотные свойства;
- 2) слабоосновные свойства;
- 3) дегидратация с образованием алкенов или простых эфиров;

¹ При решении расчетных задач на эту тему нельзя находить общий объем раствора суммированием объемов его компонентов.

4) окисление (горение с образованием воды и углекислого газа, а также окисление в мягких условиях до альдегида или кетона).

Приведем методику демонстрационного эксперимента по данной теме и некоторые комментарии.

Опыт 1. В две чашки Петри наливают несколько миллилитров воды и этилового спирта. В них помещают примерно одинаковые по размеру (со спичечную головку) кусочки натрия и наблюдают за протеканием химических реакций. Оказывается, что скорости этих реакций сильно отличаются: натрий значительно активнее взаимодействует с водой.

Спирт — настолько слабая кислота, что не вызывает изменения окраски индикатора и не реагирует с щелочами.

Далее обсуждают ряд вопросов:

- Как будут изменяться кислотные свойства спиртов с увеличением длины углеводородного радикала?
- Почему кислотные свойства спиртов ослабевают в ряду: первичный > вторичный > третичный спирт?

Опыт 2. Для проведения опыта используют прибор для получения галогеналканов. Если такого прибора нет, то собирают установку, как показано на рис. 10.1. В круглодонную колбу (или колбу Вюрца) помещают 8—10 мл заранее приготовленной смеси этилового спирта с серной кислотой (1:1) и 5 г бромида калия или бромида натрия. Закрывают колбу пробкой с длинной газоотводной трубкой, служащей воздушным холодильником. Конiec воздушного холодильника опускают в коническую колбу с холодной водой и льдом. Осторожно нагревают смесь и наблюдают за образованием тяжелых маслянистых капель жидкости — бромэтана, которые собираются на дне конической колбы.

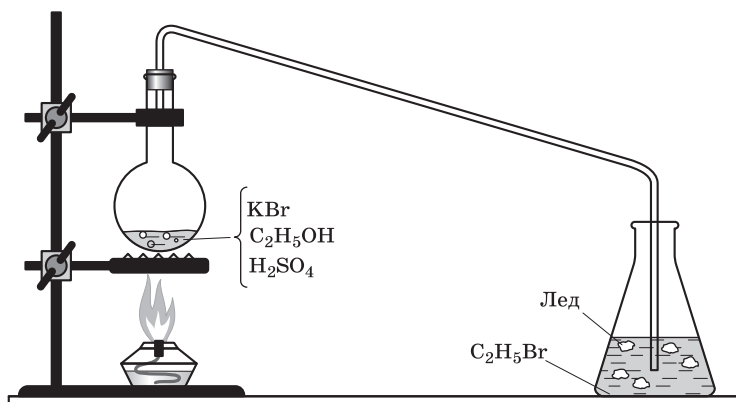


Рис. 10.1. Прибор для получения бромэтана из этанола

Реакция дегидратации уже демонстрировалась при изучении алкенов (см. подразд. 9.2). Здесь важно подчеркнуть, какое существенное значение в органической химии имеют условия проведения реакции: более сложная по сравнению с этиленом молекула диэтилового эфира образуется при более низкой температуре. Внутримолекулярное отщепление воды от вторичных и третичных спиртов протекает согласно *правилу Зайцева*: протон в основном отщепляется от соседнего, менее гидрированного атома углерода.

После обсуждения реакций горения спиртов на воздухе или в кислороде (в спиртовках и двигателях внутреннего сгорания, при метаболизме этанола в организме) обучающиеся знакомятся с окислением спиртов в мягких условиях до альдегидов или кетонов.

Опыт 3. Прокаливают медную проволоку в пламени спиртовки, на ее поверхности образуется черный оксид меди(II). Опускают проволоку в пробирку с этиловым спиртом. Наблюдают исчезновение черного оксида меди(II) и образование меди характерного красного цвета. Кроме того, после нескольких подобных действий появляется слабый фруктовый запах нового органического вещества (укусного альдегида).

При окислении первичных спиртов образуются альдегиды, при окислении вторичных — кетоны. Третичные спирты не вступают в такую реакцию. (*Почему?*)

Многоатомные спирты. Как и одноатомные, многоатомные спирты проявляют слабые кислотные свойства, взаимодействуют с галогеноводородными кислотами. В реакции может участвовать одна или несколько гидроксильных групп. Кислотные свойства многоатомных спиртов выражены сильнее, чем одноатомных. Это объясняется взаимным влиянием гидроксильных групп, находящихся у соседних атомов углерода.

Многоатомные спирты могут взаимодействовать со свежеприготовленным гидроксидом меди(II) в избытке щелочи с образованием соединения ярко-синего цвета. Это качественная реакция на многоатомные спирты.

Опыт 4. К 2—3 мл раствора щелочи в пробирке добавляют несколько капель сульфата меди(II). К образовавшемуся осадку гидроксида меди(II) приливают 2—3 мл глицерина, смесь взбалтывают. Наблюдают растворение осадка и образование ярко-синего раствора глицерата меди(II).

Применение спиртов

Материал о применении спиртов может быть подготовлен обучающимися в виде отдельных сообщений с использованием выполненных ими плакатов, слайдов, демонстрацией соответ-

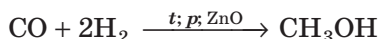
ствующих товаров и веществ, отражающих области применения наиболее широко используемых спиртов. Преподаватель обращается внимание на влияние этих веществ на организм человека.

Способы получения спиртов

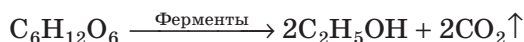
Одноатомные спирты. 1. *Гидратация алкенов* позволяет получить единственный первичный спирт — этиловый. Все остальные алкены при гидратации превращаются во вторичные или третичные спирты. Эта реакция катализируется неорганическими кислотами (серной, фосфорной) и протекает по правилу Марковникова.

2. *Гидролиз галогеналканов* проводят в водном растворе щелочи для смещения равновесия в сторону продукта реакции, так как бромоводород в присутствии щелочи превращается в соль и обратная реакция становится невозможной. Этим способом можно получать спирты любого строения — первичные, вторичные и третичные.

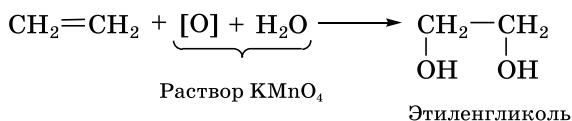
3. Метанол в промышленности получают из *синтез-газа* — смеси газообразных оксида углерода(II) и водорода:



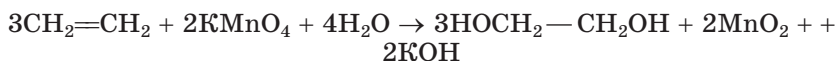
4. Этанол, используемый в медицине и в производстве алкогольных напитков, получают *спиртовым брожением глюкозы* — разложением глюкозы под воздействием ферментов:



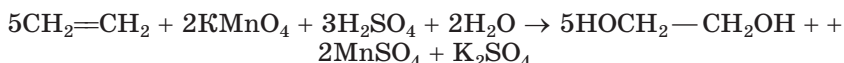
Многоатомные спирты. 1. *Гликоли* образуются при окислении алкенов водным раствором перманганата калия. Упрощенно процесс получения этиленгликоля можно записать так:



Уравнение этой реакции в нейтральной среде:

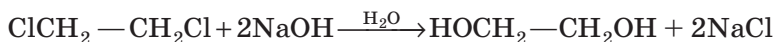


Уравнение реакции в слабокислотной среде:



Раствор перманганата калия в результате реакции окисления обесцвечивается. Это — качественная реакция на непредельные соединения.

2. *Щелочной гидролиз полигалогенпроизводных алканов* — общий способ получения многоатомных спиртов:

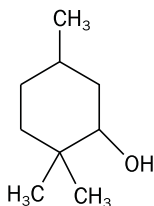


Глицерин в промышленности получают гидролизом жиров (см. подразд. 10.5).



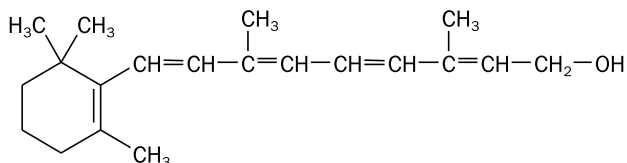
ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Метанол содержится в древесном дыме, в следовых количествах — в молодом вине. В переводе с греческого *methy* — опьянять. Нельзя забывать, что метанол — яд! Прием внутрь 5—10 мл метанола приводит к тяжелому отравлению, а прием более 30 мл — к смерти.
- Этанол (этиловый спирт) еще называют винным спиртом, алкоголем, медицинским спиртом и, наконец, когда говорят просто «спирт», зачастую имеют в виду именно этанол.
- Под воздействием особых грибков в некоторых сортах винограда образуется глицерин. Полученные из такого винограда вина отличаются чрезвычайно сладким и мягким вкусом.
- В косметических целях часто используют изопропанол (или пропанол-2). По токсическому действию он превосходит этиловый спирт, поэтому его применение в пищевых целях недопустимо.
- Циклический спирт ментол входит в состав мятного масла:



Он вызывает прохладное ощущение, поэтому его часто добавляют в леденцы, жевательные резинки, в препараты от кашля и другие лекарства, применяемые при воспалении слизистых горла и носа.

- Непредельным одноатомным спиртом является витамин А, важнейшая биологическая функция которого — участие в зрительном процессе. Формула витамина А:



- В бактериях в ходе распада глюкозы образуются многоатомные спирты: пропиленгликоль $\text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{OH}$ и диметилэтиленгликоль



$\text{CH}_3\text{-CH-CH-CH}_3$. Последний спирт образуется также из ржаного со-



лода. Предполагают, что эти многоатомные спирты играют роль природных антифризов и помогают растениям переносить сильные морозы.

- Любопытно отметить, что метанол и этанол — биохимические антагонисты. Они оба окисляются по одному механизму, поэтому этанол препятствует биотрансформации метанола и применяется как лечебное средство при отравлении метанолом. Пожалуй, это единственный пример полезного применения этилового спирта в токсикологии.
- Глицерин был открыт выдающимся шведским химиком Карлом Шееле в 1779 г. Нагревая оливковое масло с кислотой, он выделил маслянистую жидкость, сладкую на вкус. Строение глицерина установил П. Бертло в 1854 г. Глицерин получил название от греческого слова *glykeros* — сладкий.
- Этиловый спирт относится к ксенобиотикам. *Ксенобиотики* (от греч. *xenos* — чужой, *bios* — жизнь) — чужеродные для организма соединения, воздействующие на его жизнедеятельность.

10.2. Фенол

Цель. Продемонстрировать одно из положений теории химического строения о взаимном влиянии атомов на примере молекулы фенола. На основе этого рассмотреть свойства фенола и области его применения. Познакомить обучающихся со способами получения фенола.

Оборудование. Модели молекулы фенола. Образцы изделий из материалов на основе фенолоформальдегидной смолы. Слайды (кодопленки, плакаты) «Многоатомные фенолы», «Схема процесса поликонденсации». Демонстрационные пробирки; водяная баня; прибор для получения углекислого газа; заваренный чай; яблоко.

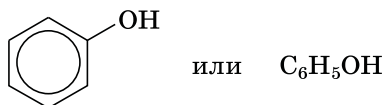
Реактивы. Фенол; бромная (иодная) вода; растворы гидроксида натрия, соляной кислоты, хлорида железа(III); кусочки мрамора.

Ключевой вопрос. Каким образом свойства фенола определили область его применения?

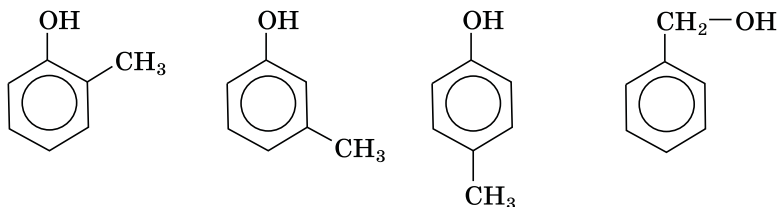
Понятие о фенолах. Простейший фенол и его гомологи

Фенолы — производные аренов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода бензольного кольца замещены на гидроксильные группы.

Простейший из них — одноатомный фенол:



Преподаватель демонстрирует модель молекулы фенола. Студенты рассматривают структурную изомерию фенолов. Для следующего представителя гомологического ряда одноатомных фенолов студенты сами могут указать три *внутриклассовых изомера*, различающихся положением заместителей в кольце:



2-Метилфенол
(*орто*-крезол)

3-Метилфенол
(*мета*-крезол)

4-Метилфенол
(*пара*-крезол)

Гидроксиметилбензол

Гидроксиметилбензол является *межклассовым изомером* по отношению к крезолам; относится к ароматическим спиртам. Далее преподаватель знакомит с номенклатурой фенолов.

Физические свойства фенола

Преподаватель демонстрирует образец фенола, характеризует его физические свойства, обращая внимание на его высокую ядовитость. Фенол — кристаллическое легкоплавкое бесцветное вещество; на воздухе розовеет в результате окисления; имеет сильный характерный запах — запах гуаши. Среднесуточная предельно допустимая концентрация фенола в воздухе — $0,003 \text{ мг/м}^3$. Фенол умеренно растворяется в холодной воде, но неограниченно растворяется при температуре выше 66°C .

Для иллюстрации растворимости фенола в воде преподаватель может провести демонстрационный эксперимент.

Опыт 1. В пробирку помещают 2 г фенола и 5 мл воды. Интенсивно встряхивают пробирку. Образуется мутная, непрозрачная эмульсия. Нагревают пробирку на водяной бане — смесь становится абсолютно прозрачной. При температуре выше 70°C образовался истинный раствор! Снова охлаждают пробирку, и смесь снова расслаивается, становится мутной и вскоре разделяется на два прозрачных слоя: верхний слой — насыщенный раствор фенола в воде, нижний слой — фенольный, имеет розоватую окраску за счет окисления

вещества (фенол способен растворять некоторое количество воды, превращаясь в жидкость — раствор воды в феноле).

Пробирку с фенолом и водой можно запаять — превратить в ампулу и много раз использовать для демонстрационного эксперимента. Перед занятием пробирку следует нагреть до 50—60 °С и вновь охладить.

В завершение этой части занятия преподаватель предлагает выполнить задание.

Задание. Каждый когда-нибудь рисовал акварельными красками, гуашью и помнит их характерный запах — это запах фенола. С какой целью в краски и гуашь добавляют фенол? Следует ли применять какие-либо меры предосторожности, занимаясь рисованием?

Химические свойства фенола

При характеристике химических свойств фенола обучающиеся должны понимать, что эти свойства обусловлены не только наличием гидроксильной группы и бензольного кольца, но и их взаимным влиянием. Поэтому всякий раз следует проводить параллели со спиртами и бензолом.

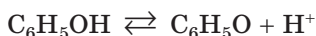
Студенты анализируют строение молекулы фенола и следующие данные:

Соединение	Энергия связи, кДж/моль
C_6H_5-OH	431
CH_3-OH	383
C_6H_5O-H	356
CH_3O-H	427

Под руководством преподавателя студенты формулируют выводы.

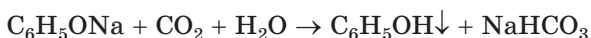
- Кислотность фенола по сравнению с одноатомными спиртами значительно сильнее.
- Основные свойства фенола по сравнению с одноатомными спиртами гораздо слабее, поэтому он не взаимодействует даже с сильными галогеноводородными кислотами.
- Фенол как ароматическое соединение способен к реакциям замещения в бензольном кольце. Причем под влиянием группы $-OH$ происходит не только увеличение общей электронной плотности в бензольном кольце, но и ее перераспределение: наибольшая электронная плотность наблюдается в *орто*- и *пара*-положении цикла.
- Фенол не дегидратируется.

Кислотные свойства. В водном растворе фенол, хотя и незначительно, диссоциирует:



В отличие от спиртов фенолы взаимодействуют не только с щелочными металлами, но и с щелочами; последняя реакция обратима.

Водный раствор фенола называют *карболовой кислотой* (или *карболкой*). Однако эта кислота очень слабая. Она не изменяет окраску индикаторов, и ее кислотные свойства гораздо ниже, чем некоторых слабых неорганических кислот; даже угольная кислота вытесняет фенол из растворов его солей — фенолятов:



Все упомянутые свойства демонстрирует следующий эксперимент.

Опыт 2. В пробирку помещают 0,5 г фенола и добавляют 3—4 мл воды. После интенсивного встряхивания демонстрируют плохую растворимость фенола при комнатной температуре. По каплям добавляют в пробирку 10%-й раствор гидроксида натрия. После полного растворения фенола (следует избегать избытка щелочи!) универсальная бумага окрашивается раствором в синий цвет.

Через образовавшийся раствор фенолята натрия с помощью стеклянной трубочки пропускают углекислый газ из прибора для получения газов, в который предварительно помещают кусочек мрамора и приливают раствор соляной кислоты. Наблюдают помутнение раствора за счет выделения малорастворимого фенола. Еще проще выделить фенол из фенолята натрия, добавив в раствор несколько капель соляной кислоты.

Реакции замещения. Легкость протекания реакций замещения с участием фенола можно показать на примере двух реакций.

1. *Галогенирование.* Бромирование, например, протекает без катализатора под действием бромной воды (сравните с условиями бромирования бензола) и приводит к образованию не моно-, а трибромфенола. Как и ожидалось, атомы брома замещают водород в *орто*- и *пара*-положении цикла.

Опыт 3. К насыщенному раствору фенола по каплям добавляют бромную (иодную) воду. Сначала наблюдают обесцвечивание каждой капли реагента, затем появляется помутнение, которое усиливается при дальнейшем добавлении бромной (иодной) воды за счет образования нерастворимого в воде 2,4,6-трибромфенола.

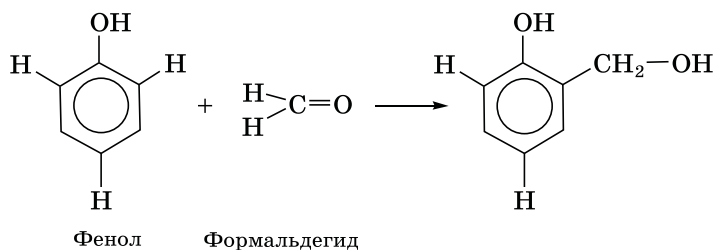
Образование белого осадка 2,4,6-трибромфенола может служить качественной реакцией на фенол. Студенты составляют соответствующее уравнение реакции.

2. *Нитрование.* При использовании концентрированной азотной кислоты наблюдается аналогичная закономерность — образуется 2,4,6-тринитрофенол, вещество с интенсивно-желтой

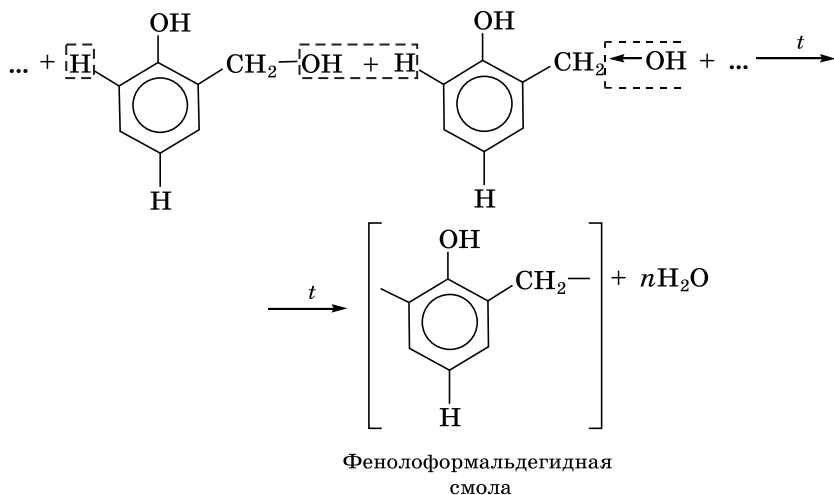
окраской, которое можно использовать в качестве красителя волокон и тканей.

Студенты составляют соответствующее уравнение реакции. 2,4,6-Тринитрофенол примерно в миллиард раз сильнее фенола по кислотным свойствам; его еще называют *пикриновой кислотой* из-за горького вкуса (от греч. *pykros* — горький).

Реакции поликонденсации. При нагревании фенола с формальдегидом в присутствии кислотных или основных катализаторов происходит *реакция поликонденсации* — это реакция образования полимера с выделением побочного низкомолекулярного продукта. Полезно сравнить реакции полимеризации и поликонденсации. Используя слайд (кодопленку, плакат) преподаватель поясняет схему процесса поликонденсации, протекающего в кислотной или щелочной среде (присоединение происходит в *орто*- или *пара*-положение):



В результате поликонденсации



образуется пространственный полимер — фенолоформальдегидная смола, имеющая уникальные свойства: твердость, устойчи-

вость к нагреванию, высокие диэлектрические показатели, химическая инертность. Фенолоформальдегидные смолы используют для производства древесно-стружечных плит (ДСП), фанеры, при изготовлении электротехнических приборов, бытовых предметов и др.

Реакция фенола с раствором хлорида железа(III). Качественной реакцией на фенол и его гомологи является образование окрашенных комплексов с водным раствором хлорида железа(III).

Опыт 4. В пробирку с 2—3 мл раствора фенола добавляют 2—3 капли раствора хлорида железа(III). Появляется интенсивное фиолетовое окрашивание.

Опыт 5. В пробирку наливают 2—3 мл холодного заваренного чая светло-желтого цвета и добавляют 2—3 капли раствора хлорида железа(III). Жидкость приобретает чернильный цвет. В чайных листьях содержится большое количество танинов (полифенолов), придающих напитку терпкий вяжущий привкус.

Применение фенолов

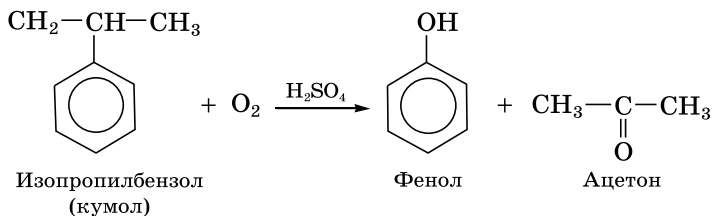
Студенты вспоминают области применения фенола, которые уже обсуждались в связи с изучением свойств фенола, затем обращаются к соответствующему материалу учебника.

Получение фенола

В зависимости от профиля учебных групп определяют перечень изучаемых способов получения фенола.

1. *Выделение из каменноугольной смолы:* каменноугольную смолу, образующуюся при коксовании угля, перегонкой разделяют на фракции, одной из которых является так называемое карболовое масло; из него и выделяют фенол и его гомологи.

2. *Кумольный способ* — окисление изопропилбензола (кумола). Это довольно сложный многоступенчатый процесс. Преподаватель приводит лишь начальные и конечные продукты этого процесса:



Конечно, следует обратить внимание на образование в этом процессе еще одного ценного продукта — ацетона.

3. *Получение из хлорбензола*: реакцию проводят под давлением при нагревании в присутствии катализаторов, используют разбавленный раствор щелочи:



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- В 1834 г. немецкий химик-органик Ф. Рунге обнаружил в продуктах перегонки каменноугольной смолы белое кристаллическое вещество с характерным запахом. Это вещество обладало выраженными кислотными свойствами и являлось производным бензола. Данное вещество получило название «фенол», так как его считали еще и спиртом.
- Впервые водный раствор фенола в качестве антисептика ввел в хирургическую практику шотландский хирург Джозеф Листер в 1867 г. В том же году фенол в хирургических операциях стал применять выдающийся русский хирург Николай Иванович Пирогов. Запах карболки был типичным запахом больниц и госпиталей.
- Впервые смолообразный продукт из фенола и формальдегида получил А. Байер в 1872 г. Но не придал ему должного значения, а просто выбросил трудно отмываемую колбу. Однако американский химик Лео Хендрик Бакеланд, получив аналогичный продукт, тщательно исследовал его. В результате многочисленных экспериментов ученый получил полимер, пригодный к техническому применению. С 1908 г. этот продукт стали широко использовать под названием *бакелит*.
- Фенол присутствует в небольшом количестве в моче человека и животных благодаря белковым аминокислотам, содержащим бензольное кольцо и расщепляющимся в организме.
- Учитывая пионерскую роль фенола как антисептика, действие даже самых новых антисептических средств до сих пор измеряют *фенольным коэффициентом*, показывающим во сколько раз данный антисептик действует сильнее фенола.
- Пикриновая кислота была получена в 1771 г. немецким химиком Питером Вульфом при действии на синий краситель (индиго) азотной кислотой. Химическое строение ее установил в 1841 г. О. Лоран. Текстильщики использовали пикриновую кислоту для окрашивания тканей. И только спустя 100 лет со дня открытия этой кислоты оказалось, что она... взрывается! Обнаружили это в 1871 г., а в 1887 г. как бы в подтверждение этого произошел сильный взрыв на одной из красильных фабрик около г. Манчестера.
- Представляют интерес соединения, носящие общее название *таннины*. Их молекулы состоят из двух и более бензольных колец, к каждому из которых присоединены по две группы OH, поэтому их иногда называют *полифенолами*. Соединяясь с веществами, содержащимися в шкурах животных, полифенолы делают шкуры более крепкими. Танины шкуры, как принято говорить, дубленые, превращаются в кожу.

- Танины (полифенолы) придают чаю и кофе горьковатый вкус. Молоко или сливки, добавленные к чаю или кофе, связывают часть танинов, делая эти напитки менее горькими.
- В состав верхнего слоя ламината входит фенолоформальдегидная смола, которая, так же как ДСП, выделяет в атмосферу некоторое количество фенола.

10.3. Альдегиды и кетоны

Цель. Рассмотреть особенности строения альдегидов и кетонов и на основе этого выявить общие и специфические свойства карбонильных соединений. Познакомить обучающихся с важнейшими представителями альдегидов и кетонов, их способами получения, применением в промышленности и повседневной жизни человека.

Оборудование. Модели молекул. Плакаты (слайды, кодопленки) «Повторите пройденное», «Простейшие предельные альдегиды и кетоны», «Схема процесса поликонденсации фенола и формальдегида». Демонстрационные пробирки; спиртовка; водяная баня. Изделия на основе фенолоформальдегидной смолы; аптечные препараты (уротропин, кальцекс, лизоформ, формидрон); сухое горючее. Биологический образец, законсервированный в формалине. Любое чистящее или моющее средство с лимонной отдушкой.

Реактивы. Формалин; ацетон; растворы аммиака, глюкозы, нитрата серебра, сульфата меди, гидроксида натрия.

Ключевой вопрос. Формальдегид является очень токсичным веществом, однако его промышленное производство составляет несколько миллионов тонн в год! С какой целью в таких количествах производят формальдегид?

Строение, изомерия, номенклатура карбонильных соединений

Альдегиды и кетоны называют *карбонильными соединениями*; их молекулы содержат карбонильную группу >C=O . Преподаватель знакомит обучающихся с общими формулами альдегидов и кетонов.

Связывая новый материал с ранее изученным, преподаватель напоминает обучающимся, что они уже встречались с альдегидами и кетонами. С помощью кодопленки демонстрирует уравнения реакций образования альдегидов и кетонов при гидратации алкинов (реакция Кучерова), а также при мягком окислении спиртов.

Преподаватель обсуждает классификацию карбонильных соединений в зависимости от характера углеводородного радикала:

ТАБЛИЦА 10.1. ПРОСТЕЙШИЕ ПРЕДЕЛЬНЫЕ АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ $C_nH_{2n}O$

n	Альдегиды			Кетоны	
	Молекулярная формула	Структурная формула	Название	Структурная формула	Название
1	CH_2O	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ H-C-H \end{array}$	Метаналь (формальдегид, муравьиный альдегид)	—	—
2	C_2H_4O	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ CH_3-C-H \end{array}$	Этаналь (ацетальдегид, уксусный альдегид)	—	—
3	C_3H_6O	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ CH_3-CH_2-C-H \end{array}$	Пропаналь (пропионовый альдегид)	$\begin{array}{c} CH_3-C-CH_3 \\ \parallel \\ O \end{array}$	Пропанон (диметилкетон, ацетон)
4	C_4H_8O	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ CH_3-CH_2-CH_2-C-H \\ \\ CH_3 \end{array}$	Бутаналь (масляный альдегид) 2-Метилпропаналь (изомасляный альдегид)	$\begin{array}{c} CH_3-C-CH_2-CH_3 \\ \parallel \\ O \end{array}$	Бутанон (метилэтилкетон)

предельные, непредельные и ароматические. Далее исходя из общей формулы предельных одноатомных спиртов $C_nH_{2n+2}O$ студенты выводят общую молекулярную формулу предельных альдегидов и кетонов $C_nH_{2n}O$ и знакомятся с простейшими представителями этих соединений (табл. 10.1).

С помощью табл. 10.1 рассматривают особенности номенклатуры альдегидов и кетонов, повторяют понятие «гомологи», находят изомеры, указывают виды структурной изомерии, возможные для альдегидов и кетонов.

Электронное строение молекул альдегидов и кетонов

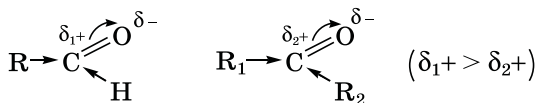
В группах технологического профиля студенты с помощью преподавателя характеризуют электронное строение карбонильных соединений.

1. Атом углерода карбонильной группы находится в sp^2 -гибризованном состоянии.

2. Двойная связь $C=O$ в отличие от двойной связи $C=C$ имеет высокую полярность. Электронная плотность π -связи как наиболее подвижной сильно смещена к более электроотрицательному атому кислорода (полярность связи $C=O$ больше, чем полярность связи $C-O$ в спиртах). Поэтому на атоме углерода образуется частичный положительный заряд $\delta+$.

3. В альдегидах связь $C-H$ более полярная, чем в углеводородах.

4. Алкильные радикалы, отталкивая электронную плотность связи с карбонильным атомом углерода, уменьшают его частичный положительный заряд $\delta+$. Очевидно, что в альдегидах частичный положительный заряд $\delta+$ на карбонильном атоме углерода больше, чем в кетонах, а в формальдегиде, который не содержит углеводородных радикалов, атом углерода карбонильной группы имеет наибольший частичный положительный заряд:



Физические свойства альдегидов и кетонов

Рассмотрение электронного строения карбонильных соединений позволяет обучающимся понять, что молекулы альдегидов и кетонов полярные. Однако температуры кипения их ниже, чем соответствующих спиртов. Преподаватель спрашивает, чем это можно объяснить.

С увеличением молекулярной массы температуры кипения карбонильных соединений растут, а растворимость в воде падает. Низшие альдегиды и кетоны имеют резкие, часто неприятные запахи, но с усложнением углеводородного радикала запах становится приятным; такие соединения используют в парфюмерии.

Далее демонстрируют модели молекул и образцы формальдегида (в растворе), ацетальдегида, ацетона и характеризуют их физические свойства.

В заключение этой части занятия интересно будет обсудить такую проблему.

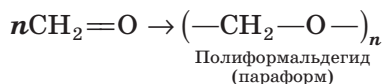
Задание. Экологи бьют тревогу в связи с повышенным содержанием формальдегида в воздухе застроенных городских районов (особенно в часы пик или в условиях фотохимического смога), а производители косметики добавляют формальдегид или вещества, его выделяющие, в свою продукцию. Зачем?!

Химические свойства альдегидов и кетонов

В группах технологического профиля на основании анализа электронного строения карбонильных соединений делают вывод, что для них наиболее характерны реакции присоединения. Активность альдегидов и кетонов в реакциях присоединения определяется частичным положительным зарядом на атоме углерода карбонильной группы, поэтому способность к реакциям присоединения увеличивается в ряду: кетоны < альдегиды < формальдегид.

Реакции присоединения. 1. *Гидрирование* — это общее свойство альдегидов и кетонов, обусловленное наличием карбонильной группы. Приводят соответствующие уравнения реакций, указывают — альдегиды восстанавливаются до первичных спиртов, кетоны — до вторичных спиртов.

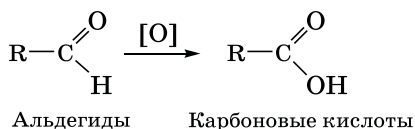
2. *Полимеризация формальдегида:*



Параформ представляет собой белый порошок, который при нагревании разлагается с образованием формальдегида.

3. *Поликонденсация формальдегида с фенолом* — с этим процессом студенты познакомились при изучении фенола, поэтому можно попросить их написать уравнение реакции самостоятельно или продемонстрировать соответствующую схему.

Реакции окисления. Альдегиды в отличие от кетонов легко окисляются. Эти реакции используют как в целях органического синтеза, так и для качественного обнаружения альдегидов:



Альдегиды окисляются в кислоты разными окислителями: кислородом воздуха, перманганатом калия в нейтральной и щелочной средах, дихроматом калия в кислотной среде, оксидом хрома(VI) и такими специфическими слабыми окислителями, как аммиачный раствор оксида серебра или гидроксид меди(II).

Опыт 1. Реакция «серебряного зеркала». В тщательно вымытой пробирке готовят аммиачный раствор оксида серебра: к 3—4 мл 1%-го раствора нитрата серебра добавляют понемногу 10%-й раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале серого осадка оксида серебра Ag_2O . К полученному бесцветному раствору прибавляют 1 мл 5%-го раствора формальдегида и помещают пробирку со смесью в горячую водяную баню. На стенках пробирки постепенно образуется слой серебра — красивый зеркальный налет.

Записывая в уравнении реакции окислитель в виде оксида серебра Ag_2O , преподаватель обращает внимание, что на самом деле аммиачный раствор оксида серебра — это комплексное соединение состава $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$:



Еще один важный момент: в отличие от других альдегидов формальдегид окисляется до угольной кислоты, которая разлагается на углекислый газ и воду.

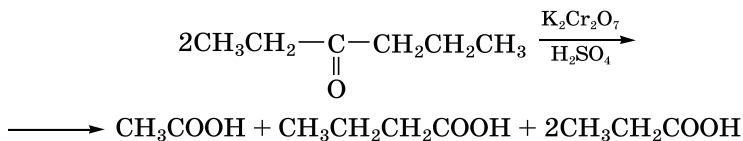
Опыт 2. Окисление альдегидов свежеприготовленным гидроксидом меди(II). В пробирку наливают 3—4 мл 5%-го раствора формальдегида (или глюкозы), 2—3 мл 10%-го раствора гидроксида натрия и при встряхивании по каплям добавляют 2%-й раствор сульфата меди(II) до появления нерастворимой взвеси. Содержимое пробирки равномерно нагревают. Наблюдают постепенное изменение окраски смеси с образованием в итоге кирпично-красного осадка оксида меди(I). Составляют уравнение реакции.

Обсуждают следующие вопросы:

- почему реакции окисления альдегидов аммиачным раствором оксида серебра и гидроксидом меди(II) называют качественными;
- почему кетоны не вступают в аналогичные реакции;
- как с помощью только одного реактива распознать три вещества в растворе: ацетон, формальдегид, этиленгликоль.

В группах технологического профиля можно рассказать об окислении кетонов, которое протекает в жестких условиях.

Разрушение углеродного скелета происходит в местах соединения карбонильной группы с алкильными радикалами, при этом каждый остаток образует молекулу карбоновой кислоты:



Применение альдегидов и кетонов

Изучение областей использования карбонильных соединений — это еще одна возможность повторить их физические и химические свойства. Следует упомянуть и о высших альдегидах и кетонах, особенно непредельных и ароматических. Они входят в состав эфирных масел и содержатся во многих цветах, фруктах, плодах, душистых и пряных растениях. Получается, что мы сталкиваемся с альдегидами и кетонами практически ежедневно! Демонстрация каких-либо экспонатов оживит эту часть занятия.

Получение альдегидов и кетонов

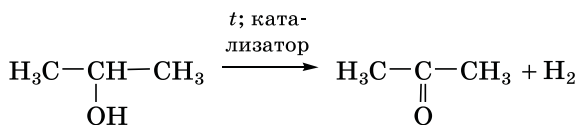
Некоторые способы получения альдегидов и кетонов обучающимся уже известны. Эту часть занятия лучше провести в форме беседы с элементами самостоятельной работы.

Окисление спиртов. Это общий способ получения альдегидов и кетонов. В промышленности в качестве окислителя используют кислород воздуха в присутствии катализаторов. Преподаватель спрашивает:

- какой известный вам окислитель применяют для этой цели в лаборатории;
- каковы признаки этой реакции;
- напишите уравнение реакции окисления пропанола-1 в лабораторных условиях.

В группах технологического профиля преподаватель сообщает, что при окислении спиртов может происходить дегидрирование

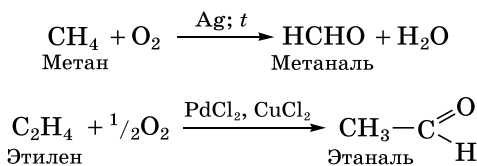
спирта. Осуществляют это, пропуская пар спирта над нагретым катализатором (Cu, Ag, ZnO):



Гидратация алкинов. При гидратации ацетилена образующийся в результате присоединения виниловый спирт изомеризуется в уксусный альдегид. Преподаватель дает задание:

- охарактеризуйте эту реакцию;
- назовите продукты гидратации других алкинов;
- напишите уравнение реакции гидратации этина и бутина-1.

Окисление углеводов. В промышленности окисление углеводов осуществляют с помощью кислорода воздуха:



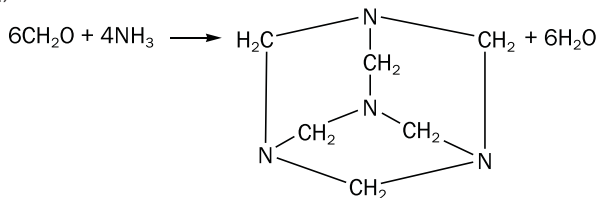
Ацетон в промышленности получают *кумольным методом*. Кумол (изопропилбензол) окисляют кислородом воздуха в присутствии серной кислоты. Преподаватель предлагает обучающимся написать уравнение этой реакции и спрашивает, какой еще очень важный продукт при этом образуется.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

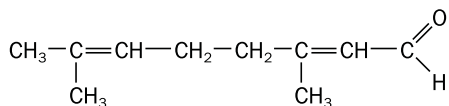
- Формальдегид HCHO содержится в древесном дыме и является одним из агентов, обеспечивающих консервирующее действие в ходе копчения продуктов.
- Уксусный альдегид CH₃CHO является промежуточным продуктом расщепления в организме сахаридов и первичным продуктом метаболизма этилового спирта в печени. Именно он является одной из причин состояния опьянения.
- Из корицы выделяют коричный альдегид C₆H₅—CH=CH—CHO, из горького миндаля — бензальдегид C₆H₅—CHO. Эти альдегиды используют как пищевые добавки для придания запаха продуктам питания.
- Метилгептилкетон, метилоктилкетон образуются при прогоркании жиров и содержатся в сыре рокфор, кокосовом масле как продукты бактериального разложения жирных кислот.

- Некоторое количество формальдегида естественного происхождения содержится в сырых продуктах (мясо, фрукты, овощи). Содержание его может увеличиваться при обработке (в частности, при копчении). Большая часть формальдегида в продуктах питания находится в связанной и недоступной для усвоения форме.
- Знаете ли вы, что формальдегид содержится в сигаретном дыме?
- Формальдегид вызывает головные боли, головокружение, сонливость, тошноту, раздражение слизистой оболочки глаз, дыхательных путей. В больших количествах формальдегид вызывает приступы астмы. Доказана связь формальдегида, применяемого в производстве смол, пластиков, красок, текстиля, в качестве дезинфицирующего и консервирующего средства, с повышенным риском развития раковых опухолей носоглотки.
- Города России характеризуются очень высокими концентрациями формальдегида в воздухе. Средняя концентрация формальдегида в воздухе по всем городам составляет 8 мкг/м^3 , что почти в 3 раза выше предельно допустимых концентраций.
- Драцена очень полезное растение, она впитывает формальдегид, выделяемый изделиями из ДСП.
- В 1860 г. А. М. Бутлеров обнаружил, что взаимодействие водных растворов аммиака и формальдегида приводит к образованию белого кристаллического вещества — уротропина (гексаметиленetetрамина $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_4$):



Это вещество используют как «сухое горючее» (так называемый твердый спирт). Также оно входит в состав некоторых лекарств в качестве антисептического средства.

- Запах лимона чистящим и моющим средствам придает синтетический цитраль, по химической структуре являющийся диеновым альдегидом:



10.4. Карбоновые кислоты

Цель. Расширить представление обучающихся о карбоновых кислотах, дать их классификацию, обсудить особенности строения и свойств. Выявить общие свойства карбоновых кислот и неорганических кислот, показать их особенные свойства. Рассмо-

треть способы получения карбоновых кислот, их роль в природе и жизни человека.

Оборудование. Модели молекул карбоновых кислот; спиртовка; спички.

Реактивы. Образцы карбоновых кислот: муравьиная, уксусная, бутановая, пальмитиновая, стеариновая, бензойная и др. Стеариновая свеча. Образцы твердого и жидкого мыла. Медицинские препараты, содержащие муравьиную кислоту. Бутылочки с пищевой уксусной кислотой или эссенцией. Растворы соединений HCOOH , CH_3COOH , HCl , CuSO_4 , NaOH , Na_2CO_3 , HCl , KMnO_4 ; цинк; оксид магния; универсальный индикатор; раствор мыла; растительное масло.

Ключевой вопрос. Как карбоновые кислоты способствуют поддержанию вашего здоровья и красоты, помогают приготовить вкусную пищу и создать уют в доме? Какие полезные вещества можно синтезировать на их основе?

Классификация, изомерия и номенклатура карбоновых кислот

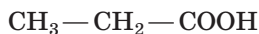
Карбоновые кислоты — производные углеводородов, в молекулах которых содержатся карбоксильные группы, связанные с углеводородным радикалом:



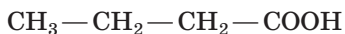
Преподаватель приводит классификацию карбоновых кислот по разным признакам.

1. По природе углеводородного радикала R:

- *предельные*

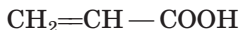


Пропановая
(пропионовая)
кислота



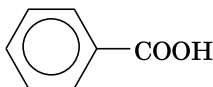
Бутановая
(масляная)
кислота

- *непредельные*



Пропеновая (акриловая) кислота

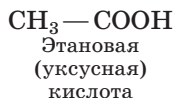
- *ароматические*



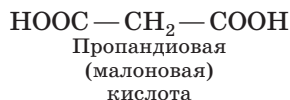
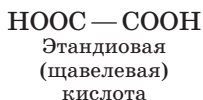
Бензойная кислота

2. По числу карбоксильных групп —COOH:

- *одноосновные*



- *двухосновные*

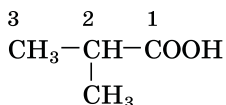


Далее студенты записывают общую формулу одноосновных кислот $\text{R} - \text{COOH}$ и выводят общую формулу *предельных одноосновных карбоновых кислот*: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$. Преподаватель обращает внимание на то, что при $n = 0$ карбоксильная группа будет связана не с углеводородным радикалом, а с атомом водорода. Это метановая кислота HCOOH .

Первые три члена гомологического ряда предельных одноосновных карбоновых кислот не имеют изомеров внутри класса, для других возможна изомерия углеродной цепи. Например, для кислот состава $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ возможны два изомера:



Бутановая (масляная) кислота



Метилпропановая
(изомасляная) кислота

Возможна ли для одноосновных карбоновых кислот изомерия положения функциональной группы? Очевидно, нет, поскольку карбоксильная группа может располагаться только на конце углеродной цепи.

Далее преподаватель уделяет внимание номенклатуре карбоновых кислот (табл. 10.2) и подчеркивает, что для них часто используют тривиальные названия, которые указывают скорее на их природные источники, чем на химическую структуру. Например, жжение при укусе муравья вызывает *муравьиная кислота* (от лат. *formica* — муравей). Карбоновые кислоты с длинной алифатической цепью называют *жирными кислотами*, так как они входят в состав жиров и могут быть выделены из них.

ТАБЛИЦА 10.2. ФОРМУЛЫ И НАЗВАНИЯ НЕКОТОРЫХ ВАЖНЕЙШИХ
КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ

Формула	Тривиальное название	Международное название	Название радикала RCOO—
НСООН	Муравьиная	Метановая	Формиат
CH ₃ COOH	Уксусная	Этановая	Ацетат
CH ₃ CH ₂ COOH	Пропионо- вая	Пропановая	Пропионат
CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH	Масляная	Бутановая	Бутират
CH ₃ CH(CH ₃)COOH	Изомасля- ная	2-Метил- пропановая	Изобутират
CH ₃ —(CH ₂) ₃ —COOH	Валериано- вая	Пентановая	Валерат
CH ₃ —(CH ₂) ₄ —COOH	Капроновая	Гексановая	Капрат
CH ₃ —(CH ₂) ₁₄ —COOH	Пальмити- новая	Гексадека- новая	Пальмитат
CH ₃ —(CH ₂) ₁₆ —COOH	Стеарино- вая	Октадекано- вая	Стеарат
CH ₂ =CH—COOH	Акриловая	Пропенная	Акрилат
CH ₂ =C(CH ₃)—COOH	Метакрило- вая	2-Метил- пропенная	Метакрилат
C ₁₇ H ₃₃ —COOH	Олеиновая	<i>цис</i> -9- Деценная	Олеат
C ₆ H ₅ —COOH	Бензойная	Бензойная	Бензоат
HOOC—COOH	Щавелевая	Этандиовая	Оксалат
HOOC—CH ₂ —COOH	Малоновая	Пропандио- вая	Малонат
HOOC—(CH ₂) ₂ —COOH	Янтарная	Бугандио- вая	Сукцинат

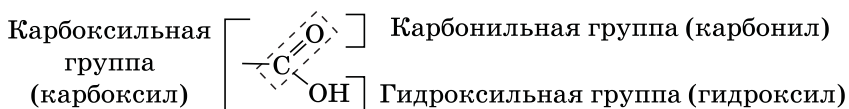
Мини-исследованием для обучающихся, интересующихся химией, может быть следующее задание.

Задание. Напишите формулу терефталевой кислоты, если известно, что она: 1) ароматическая и без боковых цепей; 2) двух-

основная; 3) является *para*-изомером. Каким образом используют эту кислоту?

Электронное строение молекул карбоновых кислот

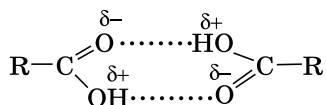
Карбоксильная группа еще один пример взаимного влияния атомов в молекулах органических соединений. Преподаватель напоминает студентам, что они уже изучили свойства карбонильных и гидроксилсодержащих веществ. И спрашивает: могут ли две группы — карбонильная и гидроксильная — находиться в одной молекуле? Конечно, могут. Если они отделены друг от друга несколькими атомами углерода, то вещество проявляет свойства как альдегидов (или кетонов), так и спиртов. В карбоксильной группе карбонил и гидроксил соединены друг с другом:



Преподаватель поясняет этимологию термина «карбоксильная группа» и рассказывает в группах технологического профиля о распределении электронной плотности в молекулах карбоновых кислот и о его влиянии на свойства кислот.

Физические свойства карбоновых кислот

Молекулы карбоновых кислот полярные. Подобно спиртам, фенолу они образуют друг с другом и с молекулами воды прочные водородные связи. В твердом и жидком (а иногда газообразном) состоянии образуются димеры:

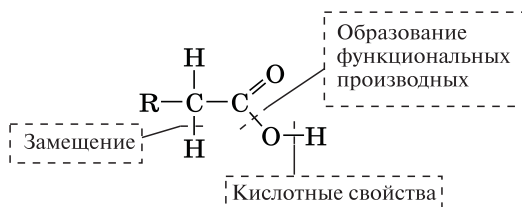


Димеры разрушаются при сильном разбавлении или при высоких температурах. Это в значительной степени определяет физические свойства карбоновых кислот. Преподаватель демонстрирует образцы предельных одноосновных карбоновых кислот (муравьиную, уксусную, масляную, пальмитиновую, стеариновую) и вместе со студентами характеризует их физические свойства, выявляет и объясняет общие закономерности в изменении физических свойств предельных одноосновных карбоновых кислот:

- кислоты от HCOOH до $\text{C}_9\text{H}_{19}\text{COOH}$ — жидкости с характерным запахом, хорошо растворимые в воде, причем кислоты HCOOH и CH_3COOH неограниченно растворимы в воде;
- кислоты начиная с $\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{COOH}$ и далее — твердые вещества, легкоплавкие, без запаха, нерастворимые в воде.

Химические свойства карбоновых кислот

На основании электронного строения молекул карбоновых кислот можно выделить реакционные центры, которые обуславливают важнейшие свойства этих веществ:



Реакции присоединения с участием карбонильной группы для карбоновых кислот не характерны, так как двойная связь в молекулах карбоновых кислот прочнее, чем в альдегидах.

Кислотные свойства. Целесообразно рассматривать кислотные свойства карбоновых кислот в сравнении с неорганическими кислотами, сопровождая объяснение опытами и составлением уравнений реакций.

Опыт 1. Электролитическая диссоциация. Добавляют раствор индикатора к раствору уксусной кислоты, а также капают раствор индикатора на дольки лимона (лимонная кислота), яблока (яблочная кислота), сухого вина (винная кислота), молочной сыворотки (молочная кислота). Наблюдают изменение окраски индикатора.

Карбоновые кислоты являются слабыми электролитами, в водном растворе они диссоциируют обратимо; разрушается связь $\text{O}-\text{H}$. Тем не менее они имеют кислый вкус и изменяют окраску индикаторов. В водном растворе низшие карбоновые кислоты диссоциируют с образованием катиона водорода и аниона кислотного остатка.

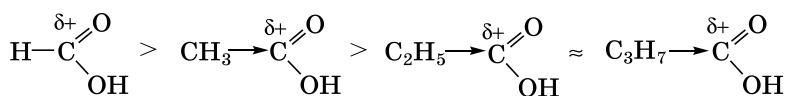
Опыт 2. Взаимодействие с металлами. В пробирку наливают 3—4 мл уксусной кислоты, добавляют 2—3 гранулы цинка. Реакция ускоряется при нагревании.

Опыт 3. Взаимодействие с основными оксидами. Используют оксид кальция или оксид магния, они легко растворяются в уксусной кислоте. При проведении реакции с оксидом меди(II) требуется нагревание. Отмечают появление голубоватой окраски раствора.

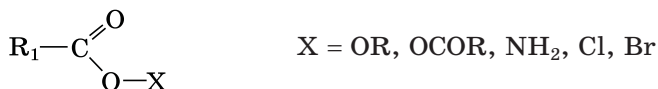
Опыт 4. Взаимодействие кислот с основаниями. Для большей наглядности можно использовать свежееосажденный гидроксид меди(II). Голубой осадок растворяется, образуется раствор голубого цвета.

Опыт 5. Взаимодействие кислот с солями более слабых кислот. Это могут быть, например, соли угольной кислоты.

В группах технологического профиля преподаватель обязательно рассматривает влияние углеводородного радикала на силу карбоновой кислоты:



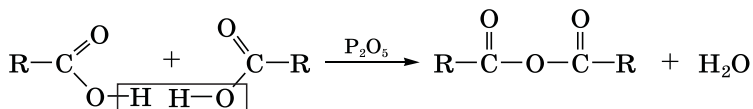
Получение функциональных производных карбоновых кислот. *Функциональные производные карбоновых кислот* — это соединения, в которых группа —OH замещена на какую-либо иную группу или атом:



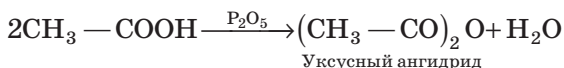
Общим свойством всех функциональных производных карбоновых кислот является то, что они гидролизуются с образованием исходной кислоты.

Образование сложных эфиров (реакция этерификации; от греч. *aither* — эфир) — это межмолекулярная дегидратация при взаимодействии карбоновых кислот и спиртов с образованием сложных эфиров (разрушаются связь С—О в карбоновых кислотах и связь О—Н в спиртах). Преподаватель записывает уравнение реакции и объясняет условия ее проведения.

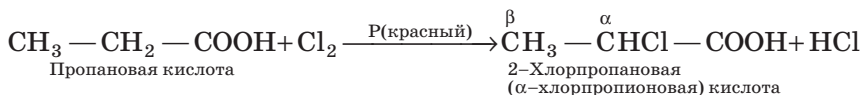
Образование ангидридов — при действии водоотнимающих соединений карбоновые кислоты претерпевают межмолекулярную дегидратацию с образованием *ангидридов* (от греч. *an* — отрицательная частица; *hydor* — вода):



Упрощенно уравнение такой реакции, например для уксусной кислоты, записывают следующим образом:



Реакции замещения по углеводородному радикалу. На примере реакции галогенирования преподаватель закрепляет понятие о взаимном влиянии атомов в молекулах органических соединений:



Если галоген взят в избытке, происходит последовательное замещение всех атомов водорода, связанных с атомом углерода в α -положении молекулы кислоты.

Отдельные представители карбоновых кислот

Муравьиную и уксусную, а также щавелевую и бензойную кислоты рассматривают по плану: структурная формула, особые физические и химические свойства, применение и роль в природе и жизни человека. Желательно, чтобы с сообщениями по указанному плану выступили обучающиеся.

Высшие предельные карбоновые кислоты с числом атомов углерода $n > 10$ широко распространены в природе; обычно они имеют четное число атомов углерода и неразветвленную цепь. Высшие карбоновые кислоты встречаются в виде сложных эфиров с низшими спиртами — в эфирных маслах, в виде сложных эфиров с высшими спиртами — в воске, в виде эфиров с трехатомным спиртом глицерином — в жирах.

К числу важнейших гомологов относятся пальмитиновая (гексадекановая) $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и стеариновая (октадекановая) $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ кислоты с неразветвленной углеродной цепью¹. Это твердые, легкоплавкие, нерастворимые в воде вещества, не имеющие запаха вследствие малой летучести. Несмотря на нерастворимость этих кислот в воде, их кислотные свойства легко обнаружить в жидком состоянии.

Опыт 6. Расплавленной стеариновой свечей капают на универсальную индикаторную бумагу, она краснеет.

Стеариновую кислоту добавляют в косметический крем в качестве структурообразующего и эмульгирующего компонента

¹ Для облегчения запоминания можно использовать такое *мнемоническое правило*: название кислоты начинается с той же буквы, что и число атомов углерода в радикале ее молекулы (пальмитиновая — пятнадцать атомов, стеариновая — семнадцать атомов).

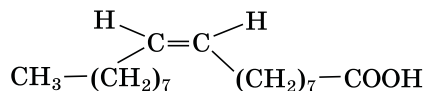
(ради любопытства ознакомьтесь с ингредиентами имеющихся у вас кремов).

Основное количество высших предельных кислот идет на производство мыла.

Мыла — это натриевые и калиевые соли высших предельных карбоновых кислот (пальмитаты, стеараты). Они хорошо растворимы в воде, обладают моющим действием и являются основой твердого и жидкого мыла соответственно. Преподаватель демонстрирует образцы твердого и жидкого мыла.

Опыт 7. К раствору мыла добавляют соляную кислоту. На поверхности жидкости собираются белые хлопья — это смесь высших жирных кислот с преобладанием стеариновой.

Высшие непредельные карбоновые кислоты, содержащие одну, две или три двойных связи, широко распространены в природе и входят в состав большинства масличных семян и, соответственно, растительных масел. Важнейшим представителем этих кислот является *олеиновая кислота* $C_{17}H_{33}COOH$. Это вещество с двойственной функцией: непредельное соединение с одной двойной связью и карбоновая кислота. Олеиновая кислота в отличие от стеариновой является жидкостью с более слабым межмолекулярным взаимодействием, что обусловлено строением ее молекул, которые имеют *цис*-строение:



Олеиновой кислоты больше всего в оливковом масле — по разным данным от 60 до 80 %.

Наряду с олеиновой кислотой известны и другие еще более ненасыщенные кислоты: *линолевая* $C_{17}H_{31}COOH$ и *линоленовая* $C_{17}H_{29}COOH$. Обучающиеся сами по составу определяют, сколько двойных связей в молекулах этих кислот, и подскажут, как доказать непредельность соединений в составе растительного масла.

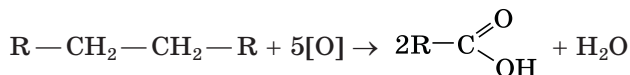
Опыт 8. В пробирку с растительным маслом добавляют разбавленный раствор перманганата калия. Пробирку со смесью закрывают пробкой и сильно встряхивают. Наблюдают обесцвечивание раствора перманганата калия.

Общие способы получения карбоновых кислот

Реакции окисления. Преподаватель напоминает: карбоновые кислоты можно получить окислением альдегидов, альдегиды — окислением спиртов, спирты — окислением углеводов. Таким образом, карбоновые кислоты могут быть получены окислением углеводов, главное — подобрать окислитель и соответствующую

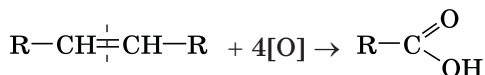
щие условия. В промышленности — это кислород воздуха в присутствии катализаторов.

Окисление алканов. Практическое значение имеет окисление метана до муравьиной кислоты. Другие алканы окисляются с разрывом углеродной цепи, который преимущественно происходит посередине:



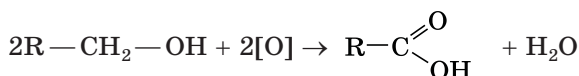
Таким способом получают и уксусную кислоту, и высшие карбоновые кислоты. В схемах реакций часто используют символ [O], которым обозначают окислитель.

Окисление алкенов. Алкены с неразветвленной углеродной цепью окисляются по месту расположения двойной связи до карбоновых кислот:

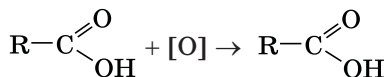


В качестве окислителя помимо кислорода воздуха в присутствии катализаторов можно использовать кипящий раствор перманганата калия.

Окисление первичных спиртов. В качестве окислителя можно использовать растворы перманганата калия или дихромата калия в кислотной среде:



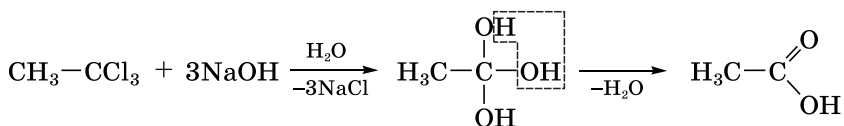
Окисление альдегидов. В лабораторных условиях в качестве окислителей альдегидов используют аммиачный раствор оксида серебра Ag_2O и свежеприготовленный гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$:



В завершение этой части занятия студенты выполняют предложенное преподавателем задание.

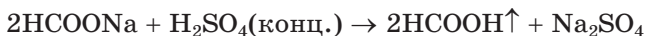
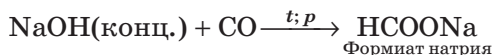
Задание. Напишите уравнения реакций получения уксусной кислоты окислением: а) алкана; б) алкена; в) спирта; г) альдегида.

Реакции гидролиза. Карбоновые кислоты могут быть получены гидролизом их производных. Например, гидролиз тригалогеналканов при условии, что три атома галогена находятся у одного концевого атома углерода, также приводит к получению монокарбоновых кислот:



Другие способы получения карбоновых кислот. Эти способы могут быть рассмотрены в группах технологического профиля.

- Муравьиную кислоту в промышленности получают по реакции



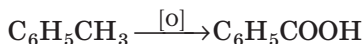
- Уксусную кислоту получают ферментативным окислением этилового спирта:



- Щавелевую кислоту можно получить окислением этиленгликоля:



- Бензойную кислоту получают окислением толуола:



Для развития умений и навыков и закрепления материала преподаватель предлагает выполнить ряд заданий, упражнений и расчетных задач.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Известно, что галогензамещенные кислоты сильнее соответствующих карбоновых кислот, особенно если атом галогена находится в непосредственной близости от карбоксильной группы. Объясните, почему.

2. Укажите, с какими из веществ, формулы которых приведены, может реагировать уксусная кислота: CO_2 , CuO , KOH , Ag , CH_3OH , Na_2SO_4 , Zn , CaCO_3 , Br_2 , CH_4 .

3. Царица Клеопатра по совету придворного медика растворила в уксусе самую крупную из известных ювелирам жемчужину, а затем принимала полученный раствор в течение некоторого времени. Какую химическую реакцию осуществила Клеопатра? Какое соединение она принимала?

4. При выпечке печенья в качестве разрыхлителя теста используют питьевую соду — гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , ко-

торую гасят уксусной кислотой. Проведите домашний опыт: в столовую ложку положите немного питьевой соды и добавьте каплю столового уксуса (9% -го раствора уксусной кислоты). Что наблюдаете? Напишите уравнение происходящей реакции, назовите продукты реакции.

5. Даны вещества: фенол, муравьиная кислота, уксусная кислота, этиловый спирт. Расположите эти вещества в порядке усиления кислотных свойств.

6. Даны кислоты: 3-хлорпропановая, 2-хлорпропановая, 2-бромпропановая, пропановая. Расположите эти кислоты в порядке ослабления кислотных свойств.

7. Соли карбоновых кислот широко используют в пищевой промышленности в качестве пищевых добавок. Они выполняют роль консервантов, стабилизаторов, регуляторов кислотности. Назовите соли, формулы и коды которых: а) C_6H_5COONa (E211); б) $(CH_3COO)_2Ca$ (E263); в) CH_3CH_2COOK (E283); г) $CH_3CH(OH)COOK$ (E325).

8. Определите массу сложного эфира, полученного из 30 г этанола и 30 г уксусной кислоты, если выход продукта 70 %.

9. При взаимодействии 0,6 г бензилового спирта и 0,23 г муравьиной кислоты образовался сложный эфир с запахом жасмина. Вычислите его массу, учитывая, что 20 % его улетучилось.

10. Достаточно ли будет 120 г 20% -го раствора муравьиной кислоты, чтобы растворить 50 г цинка? Ответ подтвердите расчетом.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Муравьиную кислоту содержит желящая жидкость медуз, крапивы.
- Чем только в старину не лечились! Человека, страдающего радикулитом, сажали на потревоженный муравейник. Разъяренные муравьи, вернее, муравьиная кислота быстро приводила его в движение.
- Масляная кислота $CH_3-CH_2-CH_2-COOH$ содержится в виде сложного эфира с глицерином в сливочном (коровьем) масле. В свободном виде она обнаружена в грибах и в потовых выделениях; имеет отвратительный запах. Латинское слово *butyrum* (масло) дало название масляной кислоте.
- Янтарная кислота $HOOC-CH_2-CH_2-COOH$ присутствует в свободном виде как в растениях, так и в организме животных, а также содержится в окаменевшей смоле — янтаре.
- Валериановая кислота $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$ найдена в растении под названием «валериана».
- Еще в XVI в. было обнаружено, что выделяющийся из муравейников «кислый пар» изменяет синий цвет растительных красителей на красный. Неудивительно, что Дж. Рей, впервые получив новую кислоту перегонкой ... муравьев, назвал ее *муравьиной*.

- Бензойная кислота C_6H_5COOH встречается в свободном виде в некоторых смолах, особенно в бензойной смоле и в «драконовой крови». Заметное количество бензойной кислоты содержится в клюкве, бруснике, морознике. Бензойная кислота — прекрасный природный консервант, поэтому эти ягоды можно хранить без особых ухищрений почти целый год.
- Раскрыта еще одна тайна оливы. Ученые выяснили, почему в странах, где традиционно следуют так называемой средиземноморской диете, гораздо реже встречается рак молочной железы. Защитник женщин — все то же оливковое масло, вернее, входящая в его состав олеиновая кислота.
- Муравьиная кислота полезна для крупных млекопитающих. Так, медведи после зимней спячки избавляются от паразитов, ложась на муравейник. Муравьи, кусая его, впрыскивают муравьиную кислоту.
- В XIX в. в Большом театре в Москве в особо торжественных случаях стали зажигать стеариновые свечи вместо обычных масляных ламп.

10.5. Сложные эфиры. Жиры

Цель. Рассмотреть строение, свойства и получение сложных эфиров и жиров. Показать роль сложных эфиров в природе, их применение в быту.

Оборудование. Пчелиные соты. Коллекция природных эфирных масел. Круглодонная колба; длинная газоотводная трубка с пробкой; коническая колба с холодной водой и льдом (или прибор для получения галогеналканов). Схема «Превращение жиров пищи в живом организме». Лабораторный штатив; спиртовка; спички. Изделия из полиэтилентерефталата. Выставка предметов различного назначения, которые содержат сложные эфиры. Демонстрационные образцы: растительное масло, кусочки твердого жира, сливочное масло, маргарин, мыло, пачка стирального порошка.

Реактивы. Образцы сложных эфиров: уксусноэтиловый эфир, уксусноизоамиловый эфир. Этиловый спирт C_2H_5OH ; уксусная кислота CH_3COOH ; концентрированная серная кислота H_2SO_4 ; растительное масло (подсолнечное или оливковое); бензин; растворы соединений $KMnO_4$, $NaOH$, $CuSO_4$, HCl , $NaCl$; индикаторная бумага.

Ключевой вопрос. Где в повседневной жизни мы встречаемся со сложными эфирами? Что представляют собой эфирные масла и есть ли у них что-то общее с обычными растительными маслами? В чем отличие между сливочным маслом и маргарином?

Строение, номенклатура сложных эфиров

Сложные эфиры — производные карбоновых кислот, в которых атом водорода карбоксильной группы замещен на углеводородный радикал.

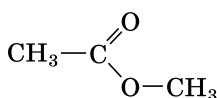
Названия сложным эфирам дают разными способами:

1) по названию радикала спирта и названию карбоновой кислоты, добавляя слово «эфир»;

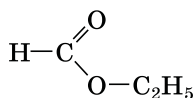
2) по названию радикала спирта и названию кислоты, в котором окончание *-овая* заменяют на *-оат* (подобно названиям солей);

3) по названию радикала спирта и общепринятому названию кислотного остатка.

Например:



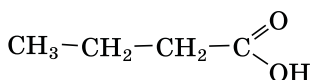
- 1) метиловый эфир уксусной кислоты (уксуснометиловый эфир)
- 2) метилэтанойт
- 3) метилацетат



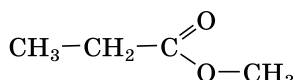
- 1) этиловый эфир муравьиной кислоты (муравьиноэтиловый эфир)
- 2) этилметанойт
- 3) этилформиат

Важно обратить внимание и на прилагательное *сложные* в названии изучаемых эфиров. Это поможет отличить их от соединений, именуемых *простыми эфирами*. Студенты вспоминают общую формулу простых эфиров.

Далее преподаватель подводит к обсуждению изомерии сложных эфиров и предлагает сравнить по составу вещества, формулы которых:



Бутановая (масляная) кислота



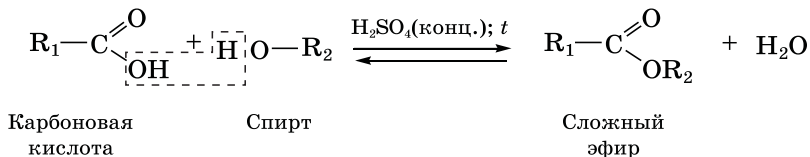
Метиловый эфир пропановой кислоты (метилпропанойт)

Студенты приходят к выводу, что формулы представляют два межклассовых изомера: предельную одноосновную карбоновую кислоту и сложный эфир; их состав — $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ отвечает одной и той же формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

Преподаватель задает вопрос: с какими еще особенностями строения сложных эфиров может быть связана их изомерия. Конечно, с длиной радикалов и со строением углеродного скелета.

Получение сложных эфиров

Поскольку обучающимся известно, что сложные эфиры — это продукты взаимодействия карбоновых кислот и спиртов, т. е. *реакции этерификации*, преподаватель начинает с того, что записывает уравнение этой реакции в общем виде:



С опорой на эту схему студенты выполняют следующее задание.

Задание. Составьте в табл. 10.3 формулы сложных эфиров, образующихся в реакции этерификации между соответствующими спиртами и карбоновыми кислотами. Дайте им названия.

ТАБЛИЦА 10.3. СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

Формула спирта	Формула кислоты	Формула сложного эфира
CH ₃ -CH ₂ -OH	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array} $	
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -OH	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array} $	
CH ₃ -OH	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}=\text{O} \\ \quad \diagdown \\ \text{CH}_3 \quad \text{OH} \end{array} $	
$ \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array} $	

В качестве демонстрационного эксперимента можно показать синтез этилацетата, а при наличии в лаборатории изоамилового спирта — изоамилацетата, обладающего характерным запахом грушевой эссенции.

Опыт 1. В круглодонную колбу наливают равные объемы этилового спирта, уксусной кислоты и концентрированной серной кислоты. Плотно закрывают колбу пробкой с газоотводной трубкой, свободный конец которой направ-

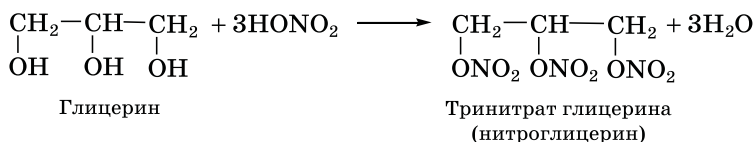
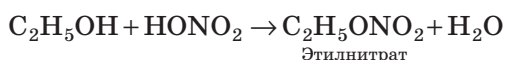
ляют в приемник, помещенный в смесь воды со льдом. Круглодонную колбу с реакционной смесью нагревают на кипящей водяной бане. Наблюдают за конденсацией сложного эфира в газоотводной трубке, служащей холодильником, и сбором конденсата в приемнике. Когда перегонка сложного эфира замедлится, опыт прекращают.

Переливают содержимое приемника в стакан с насыщенным раствором поваренной соли. Эфир «высаливается» и всплывает наверх. Непрореагировавшие кислота и спирт растворяются в воде и образуют нижний слой. Сложный эфир можно отделить с помощью делительной воронки.

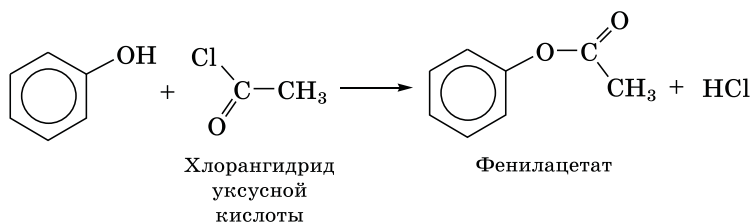
Для синтеза сложного эфира можно использовать прибор для получения галогеналканов.

Обучающиеся обсуждают условия проведения реакции, способствующие увеличению скорости реакции и смещению химического равновесия в обратимой реакции; отмечают физические свойства сложного эфира: летучесть, характерный запах, нерастворимость в воде и плотность, меньшую, чем у воды.

В группах технологического профиля рассматривают реакцию этерификации шире. Спирты вступают в реакции этерификации и с неорганическими кислотами:



Фенолы не образуют сложные эфиры в реакциях с кислотами. Для этого используют более реакционноспособные производные кислот (ангидриды, хлорангидриды):



Обучающимся известно, что карбоновые кислоты бывают многоосновными, а спирты — многоатомными. Если исходная кислота многоосновная, то возможно образование либо полных эфиров, либо кислых эфиров — частичное замещение; например: двухосновная кислота $\text{HOOC}-\text{COOH}$; полный эфир $\text{ROOC}-\text{COOR}$; кислый эфир $\text{ROOC}-\text{COOH}$.

Физические свойства, применение сложных эфиров

Преподаватель демонстрирует образцы сложных эфиров, имеющих в лаборатории, а также пчелиные соты и коллекцию различных природных эфирных масел растений. Затем на основе своих исследований студенты характеризуют физические свойства сложных эфиров и нахождение их в природе.

Низкомолекулярные сложные эфиры — бесцветные летучие жидкости, почти нерастворимые в воде; плотность менее 1 г/см^3 ; многие имеют характерные фруктовые или цветочные запахи. В природе эти вещества являются важными составляющими эфирных масел лаванды, полыни лимонной, шалфея, эвкалипта, розы и др. Их применяют как:

- растворители органических веществ;
- ароматизаторы фруктовых вод, кондитерских изделий, одеколонов, духов, косметических средств, освежителей воздуха и др.;
- лечебные средства для ингаляции и ароматерапевтические препараты.

Желательно к занятию подготовить выставку предметов различного назначения, которые содержат сложные эфиры.

Высшие сложные эфиры образованы высшими карбоновыми кислотами и высшими спиртами; это *воски*. Они легкоплавкие, нерастворимые в воде. Хорошо известны такие природные воски, как пчелиный воск, кашалотовый воск (спермацет) и др.

Области применения: восковые свечи; компоненты полировочных паст, составов для защиты металлов, тканей, кож, дерева; компоненты мазей и косметических средств.

Химические свойства сложных эфиров

Преподаватель отмечает, что сложноэфирная функциональная группа достаточно устойчива к действию различных реагентов. Легко протекают лишь реакции горения и гидролиза сложных эфиров. Многие сложные эфиры — легковоспламеняющиеся жидкости. Преподаватель дает задание самостоятельно написать уравнение реакции горения метилэтаноата.

В присутствии кислот сложные эфиры подвергаются гидролизу. *Гидролиз сложных эфиров* — реакция, обратная реакции этерификации. Студенты записывают уравнение гидролиза этилацетата. Преподаватель рассказывает, что исторически первым примером такой реакции было щелочное расщепление сложных эфиров высших жирных кислот; это привело к получению мыла ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$, $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$). Поэтому щелочной гидролиз слож-

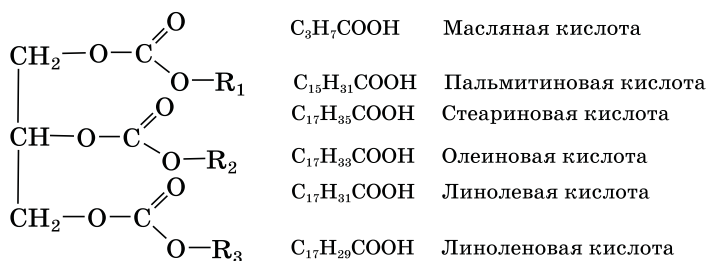
ных эфиров часто называют *омылением*; он необратим, так как образуется соль, не вступающая в реакцию со спиртом:



Состав и строение жиров

Впервые систематически исследовал жиры французский ученый Э. Шеврель. В 1811 г., нагревая жиры с водой в щелочной среде, он получил глицерин и мыло. В 1854 г. французский химик М. Бертло впервые синтезировал жир. Таким образом, к середине XIX в. было выяснено, что *жиры* — это сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот (поэтому последние называют *жирными*).

Молекулы жиров содержат остатки как предельных, так и непредельных кислот, имеющих четное число атомов углерода и неразветвленный углеродный скелет:



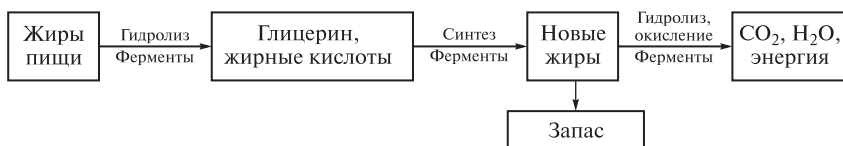
Природные жиры, как правило, являются смешанными сложными эфирами, т. е. их молекулы образованы различными кислотами.

Предельные кислоты (масляная C_3H_7COOH , пальмитиновая $C_{15}H_{31}COOH$, стеариновая $C_{17}H_{35}COOH$) образуют, как правило, твердые жиры. Это жиры животного происхождения. Исключение составляют рыбы жиры.

Непредельные кислоты (олеиновая $C_{17}H_{33}COOH$, линолевая $C_{17}H_{31}COOH$, линоленовая $C_{17}H_{29}COOH$) образуют жидкие жиры — *масла*. Масла — жиры растительного происхождения. Исключение — твердое пальмовое масло.

Свойства жиров, значение и применение

Рассматривая химические свойства жиров, важно не забыть подчеркнуть пищевую ценность этих веществ и, используя упрощенную схему, проследить цепочку превращений жиров пищи в живом организме:



При гидролизе и окислении жиров в организме выделяется значительное количество энергии. В незначительной степени гидролиз протекает и при хранении жира под действием влаги, света и тепла. Жир прогоркает — приобретает неприятный вкус и запах, обусловленный образующимися кислотами.

Остатки непредельных кислот в жирах сохраняют свойства алкенов, в том числе обесцвечивают бромную воду (реакция присоединения) и раствор перманганата калия (реакция окисления).

Опыт 2. В пробирку наливают 2 мл растительного масла и 2 мл раствора перманганата калия. Сильно встряхивают. Происходит обесцвечивание водного слоя, несмотря на то что масло и вода не смешиваются.

Твердые жиры животного происхождения более ценные и дорогостоящие продукты, чем жидкие растительные масла. Преподаватель предлагает выполнить задание.

Задание. Сравните молекулярный состав жиров и масел и предложите химический способ получения твердых жиров из жидких.

Обычно студенты легко находят правильный ответ. Гидрированием двойных связей $C=C$ в остатках непредельных кислот растительные масла превращают в аналог твердых жиров — *саломас*.

В табл. 10.4 охарактеризованы значение жиров и области применения, обусловленные их свойствами.

ТАБЛИЦА 10.4. СВОЙСТВА И ПРИМЕНЕНИЕ ЖИРОВ

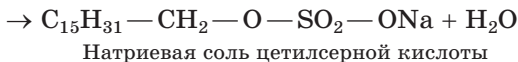
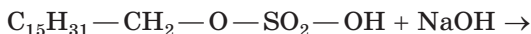
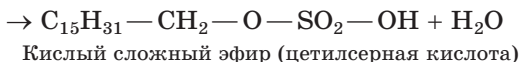
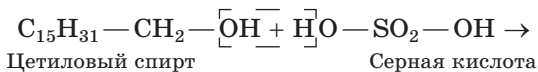
Свойство жиров	Значение и применение жиров
Нерастворимы в воде; плотность менее 1 г/см^3	Накапливаются в живом организме (поскольку не вымываются водой); служат источником энергии
Хорошо растворяют витамины А, D, Е, К, а также пахучие вещества; впитываются кожей	Используются в производстве лекарственных и косметических средств, необходимых для людей и животных
Гидролизуются и затем окисляются в организме с образованием CO_2 , H_2O и энергии	Высококалорийный источник энергии

Свойство жиров	Значение и применение жиров
Жидкие жиры (масла) можно гидрировать (H_2 , Ni)	Продукт гидрирования — саломас используют: <ul style="list-style-type: none"> • в производстве маргарина • для получения стеарина, глицерина, мыла
Масла полимеризуются и окисляются на воздухе	В качестве олифы используются для приготовления масляных красок (масло + пигмент + катализатор)

Дополнительные сведения могут дать студенты, подготовившие небольшие сообщения о маргарине, мылах, механизме действия мыла, синтетических моющих средствах (СМС). Сообщение о СМС преподаватель может сопроводить опытом.

Опыт 3. В пробирку с раствором мыла добавляют 1 мл 5%-го раствора хлорида кальция или хлорида магния. Встряхивают пробирку. Вместо пены образуются хлопья осадка стеарата кальция $(C_{17}H_{35}COO)_2Ca$ или стеарата магния $(C_{17}H_{35}COO)_2Mg$. Мыло расходуется бесполезно.

Недостатков, обнаруженных в опыте, лишены синтетические моющие средства, называемые *детергентами*, на основе солей кислых сложных эфиров высших спиртов и серной кислоты:



Натриевая соль цетилсерной кислоты является составной частью некоторых стиральных порошков.

Далее преподаватель предлагает обучающимся ответить на ключевые вопросы и выполнить ряд заданий.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Почему жиры нерастворимы в воде? В чем растворяются жиры?

2. Какой жир (жиры) содержит один из ваших кремов для лица или для рук?

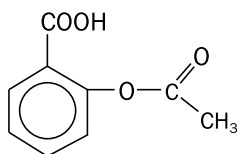
3. Напишите уравнение реакции щелочного гидролиза тристеарата глицерина. Сделайте вывод: какие продукты можно получить в результате этого процесса.

4. Один из жиров сливочного масла образован стеариновой и олеиновой кислотами в отношении 2 : 1. Напишите уравнение реакции его гидрирования.

5. Как называют процесс получения из саломаса глицерина и стеарина? Как из саломаса получают мыло?

6. Почему жидкие жиры (масла) в отличие от твердых полимеризуются?

7. К какому классу (классам) соединений относится ацетилсалициловая кислота



Какое еще название имеет это соединение? Как его применяют?

8. Вы решили заняться производством губной помады. Основу губных помад составляют природные или синтетические воски. Имеющееся у вас сырье позволяет изготовить помаду на основе:

а) пчелиного воска, основной компонент которого эфир пальмитиновой кислоты и мирицилового спирта $C_{30}H_{61}OH$;

б) синтетического эфира пальмитиновой кислоты и лаурилового спирта $C_{12}H_{25}OH$.

Какие факторы вы будете учитывать при выборе рецепта изготовления губной помады? Какой рецепт окажется предпочтительнее, если предполагается основной объем продукции реализовывать в южных районах? Почему?

9. Приходилось ли вам пить рыбий жир, о пользе которого сейчас много спорят? Что вы знаете об этом продукте?

10. Почему пятно от растительного масла, особенно горячего, через несколько дней уже невозможно вывести с одежды с помощью растворителя, а пятно от растопленного сала или сливочного масла можно без труда удалить с помощью того же растворителя даже через много дней?

11. Как отличить растительное масло от веретенного масла? Является ли веретенное масло жиром?

12. Какому моющему средству следует отдать предпочтение: мылу или детергенту?



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Известный американский ученый Ф. Вант подсчитал, что в течение года растения выделяют 175 млн т эфирных масел.
- Горчица — масличное растение и главное ее назначение — давать масло. В длинном стручке прячутся мелкие бурые семена, они-то и богаты маслом; его в них до 35 %. Горчичное масло применяют в парфюмерии для приготовления кремов и лучших сортов туалетного мыла, а фармацевты используют его при изготовлении жидких мазей (линиментов).
- Существует так называемая восковая живопись (*энкаустика*) — техника, в которой связующим краски веществом служит воск. Выполняется расплавленными либо растворенными в летучих маслах красками или эмульсией (*восковая темпера*).
- Существует мнение, что скрипки великого Страдивари обрели свои исключительные качества только благодаря лаку из прополиса, собранного в окрестностях Кремоны.
- Как повествует Библия, пророк Моисей пас овец и однажды увидел, что терновый куст горит огнем, но... не сгорает. Действительно, среди синайских песков растет кустарник диптам, который в тех местах до сих пор называют кустом Моисея. Он выделяет летучие эфирные масла, которые воспламеняются под действием лучей солнца.
- Из семян рапса получают рапсовое масло — источник линолевой кислоты.
- Главная составная часть шоколада — масло, которое выделяют из какао-бобов. Это плоды дерева какао. Они были завезены в Европу из Америки Христофором Колумбом. Ацтеки использовали их для приготовления особого напитка «чокоатль» («горькой воды»), отсюда и название «шоколад».
- Император Наполеон III пообещал крупное вознаграждение тому, кто сумеет найти дешевый заменитель сливочного масла в рационе солдат. В 1869 г. появился на свет маргарин, синтезированный французским химиком Меж-Мурье. Правда, первый маргарин был получен просто смешением твердых и жидких жиров.
- *Транс-жиры*, или частично гидрогенизированные масла, встречаются во многих блюдах заведений быстрого питания, а также в печеных блюдах, полуфабрикатах и закусках. Есть информация, что они резко повышают риск развития сердечных заболеваний, способствуют полноте и развитию диабета.

10.6. Углеводы. Моносахариды

Цель. Дать общее понятие об углеводах. Рассмотреть классификацию углеводов по различным признакам. Познакомить обучающихся с особенностями строения и свойств важнейших моносахаридов, показать их значение.

Оборудование. Плакаты «Классификация углеводов», «Химический состав организма». Глюкоза (кристаллическая и раствор); фруктовые соки; лечебные средства (глюкоза в таблетках, сорбит, глюконат кальция); кондитерские изделия, кисломолочные продукты и др. Образцы для демонстрации областей применения фруктозы. Пробирки; спиртовка; спички; держатель для пробирок.

Реактивы. Растворы глюкозы, сульфата меди(II), гидроксида натрия; аммиачный раствор Ag_2O .

Ключевой вопрос. Какие соединения называют углеводами? Каковы особенности их строения? В чем проявляется двойственность химических свойств глюкозы? Каковы ее специфические свойства? Каково биологическое значение важнейших моносахаридов?

Общее представление об углеводах.

Классификация углеводов

Углеводы, пожалуй, самые распространенные в природе вещества, хорошо известные каждому.

Углеводы — сложные соединения с громоздкими формулами. Их строение рассматривают обзорно в рамках самостоятельной работы или проектной деятельности.

Углеводы — природные соединения, большая часть которых имеет состав $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$, например: состав глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \equiv \text{C}_6(\text{H}_2\text{O})_6$, сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \equiv \text{C}_{12}(\text{H}_2\text{O})_{11}$. Современное понятие углеводов основано не на формальном соответствии состава приведенной выше формуле, а на сходстве химического строения и свойств веществ этого класса. Термин «углеводы» в 1844 г. предложил русский химик К. Шмидт. Данный термин укоренился во многих языках. Однако если состав вещества можно представить в виде формулы $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$, то это не обязательно углевод! Преподаватель приводит известные обучающимся формулы органических веществ, которые к углеводам не относятся, но по составу соответствуют указанной формуле: формальдегид CH_2O , уксусная кислота CH_3COOH (или $\text{C}_2(\text{H}_2\text{O})_2$). Да и состав не всех углеводов соответствует приведенной выше общей формуле, например: дезоксирибоза $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$, рамноза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_5$. Другое название этого класса веществ — сахара или сахариды, поскольку многие из них имеют сладкий вкус.

Классификацию углеводов можно проводить по разным признакам. Первоначально преподаватель предлагает разделить углеводы на три группы: моносахариды, дисахариды и полисахариды. Анализирует приведенную на рис. 10.2 классификацию углеводов и дает соответствующие определения и пояснения.

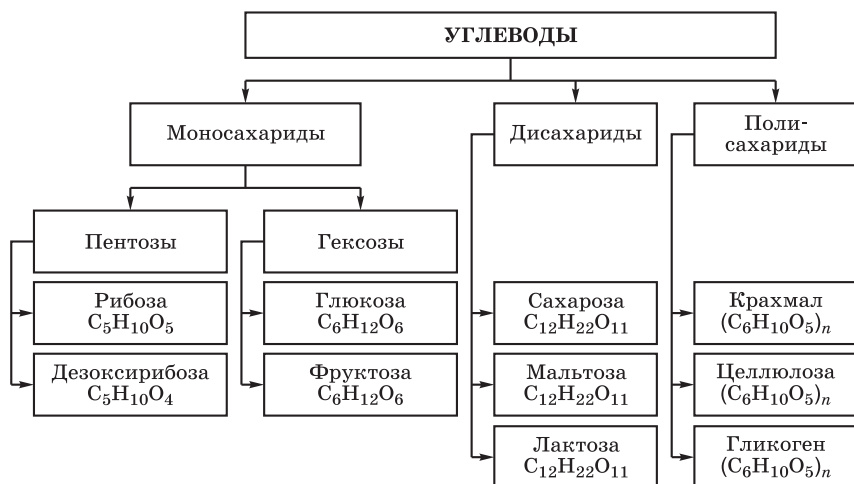
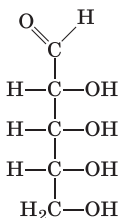


Рис. 10.2. Классификация углеводов

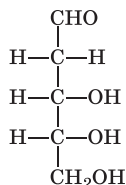
Преподаватель напоминает, что углеводы наряду с белками, жирами, нуклеиновыми кислотами являются необходимой составной частью живой клетки и выполняют важнейшие биологические функции, являются главными поставщиками энергии. Причем нуклеиновые кислоты, сложные белки (протеиды) содержат остатки углеводов. Переработкой углеводов заняты крупные отрасли промышленности — пищевая, целлюлозно-бумажная, текстильная, деревообрабатывающая и др.

Моносахариды: пентозы и гексозы

Строение моносахаридов рассматривают в ознакомительном плане. *Пентозы* содержат пять атомов углерода в молекуле. Преподаватель приводит структурные формулы пентоз:



Рибоза



Дезоксирибоза

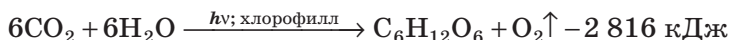
О роли рибозы и дезоксирибозы могут рассказать студенты.

Гексозы содержат шесть атомов углерода в молекуле. *Глюкоза* встречается почти во всех частях растений: плодах, корнях,

листьях, цветах. Особенно много ее в соке винограда (поэтому ее называют виноградным сахаром), в спелых фруктах, ягодах. Глюкоза — обязательный компонент крови животных и человека, поэтому ее называют еще сахаром крови. Это бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде; имеет сладкий вкус.

Содержание глюкозы в крови человека поддерживается на постоянном уровне (около 120 мг в 100 мл крови) при помощи инсулина.

Глюкоза — один из главных продуктов *фотосинтеза*. Упрощенно процесс фотосинтеза можно представить следующим образом:



Строение молекулы глюкозы можно продемонстрировать с помощью плаката или слайда.

Студенты без затруднений определяют, что глюкоза является и многоатомным спиртом, и альдегидом одновременно.

Химические свойства глюкозы

Глюкоза как представитель *альдегидоспиртов* проявляет свойства альдегидов и многоатомных спиртов, а также обладает рядом специфических свойств.

Свойства альдегида. Глюкоза как альдегид окисляется аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала») и гидроксидом меди(II) в щелочной среде при нагревании до глюконовой кислоты (или ее соли).

Опыт 1. Преподаватель демонстрирует реакцию «серебряного зеркала», методика проведения которой дана в подразд. 10.3.

При восстановлении (гидрировании) глюкозы образуется шестиатомный спирт сорбит. Студенты самостоятельно могут написать уравнение реакции. При этом формулу глюкозы изображают в упрощенном виде.

Свойства многоатомного спирта. Преподаватель подчеркивает, что глюкоза — пятиатомный спирт, поэтому может образовывать простые и сложные эфиры. Также глюкоза дает качественную реакцию на многоатомные спирты. (*Какую?*) Химическую двойственность глюкозы легко подтвердить экспериментально.

Опыт 2. В пробирку наливают 2—3 мл раствора сульфата меди(II) и добавляют примерно 2 мл раствора щелочи. К полученному осадку приливают равный объем раствора глюкозы. Взбалтывают полученную смесь. Наблюдают растворение осадка и образование ярко-синего раствора. Это качественная реакция на многоатомные спирты. Затем содержимое пробирки нагревают

на пламени спиртовки и наблюдают постепенное изменение окраски смеси с образованием в итоге кирпично-красного осадка. Это качественная реакция на альдегиды.

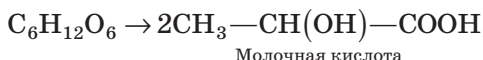
Специфические свойства. К таким свойствам относятся брожение и окисление глюкозы в живом организме.

Брожение — процесс ферментативного разложения глюкозы. Существует несколько типов брожения:

- *спиртовое брожение*



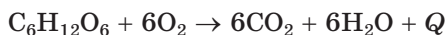
- *молочнокислое брожение*



- *маслянокислое брожение*



Окисление в организме кислородом воздуха происходит постепенно:



Выделяемая энергия необходима для функционирования клетки. При этом энергия выделяется не сразу, а постепенно, накапливаясь в виде своеобразных энергетических «консервов» — в виде аденозинтрифосфорной кислоты (АТФ). Преподаватель может напомнить уравнение реакции, известное обучающимся из курса биологии:



Здесь АДФ — аденозиндифосфорная кислота.

Применение глюкозы

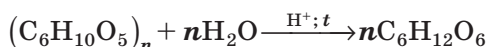
При проведении этой части занятия желательно все называемые области применения глюкозы сопровождать соответствующей демонстрацией.

Глюкоза легко и быстро усваивается организмом, нормализует пищеварение, поэтому применяется в качестве укрепляющего лечебного средства. Глюкозу продают в любой аптеке. Виноградный сок утоляет жажду и восполняет расход глюкозы. Лечебными средствами являются сорбит (заменитель сахара при диабете) и глюконат кальция — соль глюконовой кислоты. В кондитерской промышленности глюкозу в составе патоки используют при изготовлении пряников, карамели, мармелада.

Спиртовое брожение глюкозы применяют для получения пищевого этилового спирта и алкогольных напитков; молочно-кислое — в производстве кисломолочных продуктов, квашении капусты, силосовании зеленых кормов; маслянокислое — для получения масляной кислоты, сложные эфиры которой используют в качестве душистых веществ в парфюмерной и пищевой промышленности, а также в качестве пластификаторов лаков.

Получение глюкозы

Глюкозу получают гидролизом крахмала в присутствии минеральных кислот или ферментов:



Впервые глюкозу гидролизом крахмала получил в 1811 г. русский химик Константин Кирхгоф. Это был первый шаг в понимании родства углеводов.

Изомеры глюкозы

В группах технологического профиля достаточно дать краткие сведения о фруктозе без рассмотрения особенностей строения.

Фруктоза в отличие от глюкозы является *кетоноспиртом* в открытой форме. Фруктоза, как и глюкоза, способна существовать в двух циклических формах. Преподаватель обсуждает со студентами, как экспериментально отличить глюкозу и фруктозу.

Фруктозу называют фруктовым (или плодовым) сахаром, что говорит о ее распространенности в растительном мире. Наряду с глюкозой она содержится в пчелином меде. Фруктоза, как и глюкоза, кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, но значительно слабее глюкозы и сахара.

Далее с обучающимися обсуждают еще один вопрос: чем можно объяснить хорошую растворимость глюкозы и фруктозы в воде.

Фруктозу используют при изготовлении лечебных препаратов, диетических продуктов, хлебобулочных изделий, соков, варенья, десертов, продуктов детского питания.

Манноза содержится в природе в свободном виде в кожуре апельсинов, является структурным фрагментом полисахаридов маннанов.

Галактоза — структурный элемент лактозы, некоторых растительных и животных полисахаридов.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

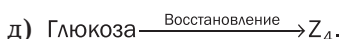
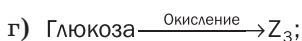
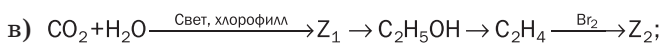
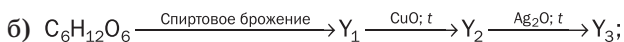
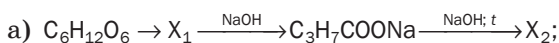
1. Какова роль фотосинтеза в природе? Какие живые организмы способны к фотосинтетической деятельности? Какова роль хлорофилла в этом процессе?

2. Сравните уравнения реакций, отражающих окисление глюкозы в организме и ее образование в процессе фотосинтеза.

Какое количество энергии выделяется при окислении 1 моля глюкозы?

В какой части клетки протекает этот процесс?

3. Укажите, какие вещества обозначены X_1 , X_2 , Y_1 — Y_3 , Z_1 — Z_4 в приведенных цепочках превращений:



Напишите уравнения реакций всех стадий превращений.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Условная шкала сладости:

Вещество	Относительная сладость	Вещество	Относительная сладость
Лактоза	16	Фруктоза.....	173
Мальтоза	32	Аспартам	18000
Глицерин	48	Сахарин	30 000 — 40 000
Глюкоза.....	74	Талин	200 000
Сахароза	100	Малонин	3 300 000

- Русский химик Фальберг как-то забыл вымыть руки перед обедом, и все блюда ему казались сладкими. Как выяснилось позже, синтезированное им вещество — имид орто-сульфобензойной кислоты, названное впоследствии *сахарином*, имело сладкий вкус.
- Значительное количество глюкозы используют для синтеза аскорбиновой кислоты — витамина С. Витамин С синтезируется в больших количествах в некоторых растениях (черная смородина, лимон, шиповник, рябина, капуста, красный перец и др.). В организме человека витамин С не образуется и поступает в организм только с пищей.
- Состав молекулы глюкозы был установлен в 1837 г. Й. Я. Берцелиусом.

- Первый синтез сахаристых веществ осуществил в 1861 г. А. М. Бутлеров. Он получил смесь моносахаридов с общей формулой $C_6H_{12}O_6$, используя в качестве исходного вещества формальдегид CH_2O .
- Содержание углеводов в растениях составляет до 80 % массы сухого вещества, в организме человека и животных — до 20 %. Пища человека состоит примерно на 70 % из углеводов.

10.7. Дисахариды. Полисахариды

Цель. Познакомить обучающихся с представителями дисахаридов. Рассмотреть состав, строение, свойства, применение и роль в природе и для человека важнейших дисахаридов и полисахаридов.

Оборудование. Схемы строения дисахаридов. Схемы строения молекул и структурных звеньев крахмала и целлюлозы. Схемы превращения углеводов пищи в организме. Пробирки; спиртовка; держатель для пробирок; спички; стакан с горячей водой.

Реактивы. Сахароза; крахмал; целлюлоза (хлопчатобумажная медицинская вата). Растворы сахарозы, сульфата меди(II), гидроксида натрия, серной кислоты; иод.

Ключевой вопрос. Что общего между медом, сахаром, хлебом и бумагой? Предложите более полную классификацию углеводов по сравнению с той, в основу которой было положено число моносахаридных звеньев в молекуле (см. рис. 10.2).

Дисахариды

Материал по дисахаридам изучают только в рамках внеаудиторной деятельности. Студенты уже знают, что природные дисахариды — сахароза, мальтоза, лактоза — имеют общую формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$. Далее преподаватель знакомит с особенностями строения молекул дисахаридов. Молекулы всех дисахаридов содержат по два остатка моносахаридов, одинаковых или разных. Эти моносахариды образуются при гидролизе дисахарида.

Сахароза — обычный пищевой сахар; содержится в большом количестве в сахарной свекле и сахарном тростнике (отсюда название — *свекловичный сахар* или *тростниковый сахар*), сахарной пальме, клене, кукурузе и т. д. В промышленности сахарозу получают из сока этих растений.

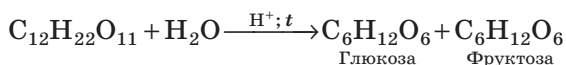
Обучающиеся могут так охарактеризовать сахарозу: кристаллическое вещество, имеет сладкий вкус, хорошо растворяется в воде, с водой не реагирует. Однако это в обычных условиях (замечает преподаватель), просто скорость такой реакции ничтожно мала, но она может быть увеличена в лабораторных условиях — каталити-

ческим действием кислот (H^+) при нагревании, в живом организме гидролиз катализируется соответствующими ферментами. Студенты проводят лабораторные опыты.

Опыт 1. В пробирку наливают 1 мл раствора сахарозы, 1 мл раствора гидроксида натрия, несколько капель раствора сульфата меди(II). Образующийся бледно-голубой осадок гидроксида меди(II) при встряхивании растворяется. Образуется ярко-синий раствор сахарата меди(II). Это качественная реакция на многоатомные спирты. Нагревают полученный раствор в пламени спиртовки до начала кипения. Изменений не наблюдают: сахароза — *невосстанавливающий сахар*, не проявляет свойств альдегида.

Опыт 2. В пробирку наливают 1 мл раствора сахарозы и добавляют 1 каплю раствора серной кислоты. Нагревают полученную смесь в пламени спиртовки до начала кипения. Добавляют в пробирку 1 мл раствора гидроксида натрия и несколько капель раствора сульфата меди(II). Поскольку смесь была горячей, сразу наблюдают изменение окраски с образованием в итоге кирпично-красного осадка. Это качественная реакция на альдегиды. Значит, в продуктах реакции обнаруживается вещество со свойствами альдегида (это, конечно, глюкоза).

Преподаватель поясняет, что при нагревании водного раствора сахарозы в присутствии сильных кислот или фермента инвертазы происходит гидролиз этого дисахарида с образованием равных количеств глюкозы и фруктозы (инвертного сахара):



Следовательно, молекулы сахарозы состоят из двух разных остатков моносахаридов: глюкозы и фруктозы.

Аналогичное превращение осуществляется в организме пчел. Инвертный сахар используют для получения искусственного меда, подслащивания пищевых продуктов, для производства карамели.

Мальтоза — солодовый сахар; содержится в прорастающих зернах злаков (ячменя, ржи, пшеницы, овса), называемых солодом. Образуется мальтоза при частичном гидролизе крахмала. Сама мальтоза гидролизуеться с образованием глюкозы. Следовательно, молекулы мальтозы состоят из двух остатков глюкозы.

Лактоза — молочный сахар; содержится в молоке млекопитающих; является побочным продуктом при производстве сыра. Этот дисахарид образован глюкозой и галактозой, которые образуются при гидролизе лактозы. Используется как наполнитель в драже и таблетках.

Полисахариды

Наиболее важными полисахаридами являются крахмал, гликоген, целлюлоза. Эти природные полимеры состоят из остатков молекул глюкозы.

Крахмал — запасной питательный материал растений; содержится в основном в плодах, семенах, клубнях. *Гликоген* — животный крахмал; обнаружен в печени и мышцах человека и животных. *Целлюлоза* (или *клетчатка*) — обязательная составная часть растительной клетки; выполняет строительную функцию.

Состав полисахаридов. Общая формула полисахаридов (крахмала, гликогена, целлюлозы) — $(C_6H_{10}O_5)_n$. Однако целлюлоза отличается большей молекулярной массой, достигающей нескольких миллионов.

Строение молекул полисахаридов. Используя табл. 10.5 и рис. 10.3, можно представить строение молекул полисахаридов.

Физические свойства полисахаридов. Преподаватель демонстрирует крахмал и целлюлозу (хлопчатобумажную медицинскую вату), а также растворение крахмала в горячей воде.

Опыт 3. В пробирку насыпают крахмал, приливают воду и содержимое энергично взбалтывают. Крахмал не растворяется в воде. Полученную смесь медленно при помешивании вливают в заранее подготовленную горячую воду и доводят до кипения. Образуется крахмальный клейстер.

Студенты характеризуют физические свойства веществ. В результате обсуждения приходят к выводу, что отличия в физических свойствах крахмала и целлюлозы обусловлены особенностями состава и строения молекул, которые определяют силы межмолекулярного взаимодействия. Межмолекулярное взаимо-

ТАБЛИЦА 10.5. СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ ПОЛИСАХАРИДОВ

Полисахарид	Строение молекулы
Крахмал	Различают два вида молекул: <ul style="list-style-type: none">• <i>амилоза</i> (20 %) — линейная, закрученная в спираль (см. рис. 10.3, а)• <i>амилопектин</i> (80 %) — разветвленная, свернутая «в клубочки» (см. рис. 10.3, б)
Гликоген	Структура похожа на амилопектин (см. рис. 10.3, б), но более разветвленная и с меньшим числом звеньев
Целлюлоза	Линейная макромолекула (см. рис. 10.3, в). Макромолекулы образуют пучки. Пучки сплетены подобно веревкам и образуют волокна

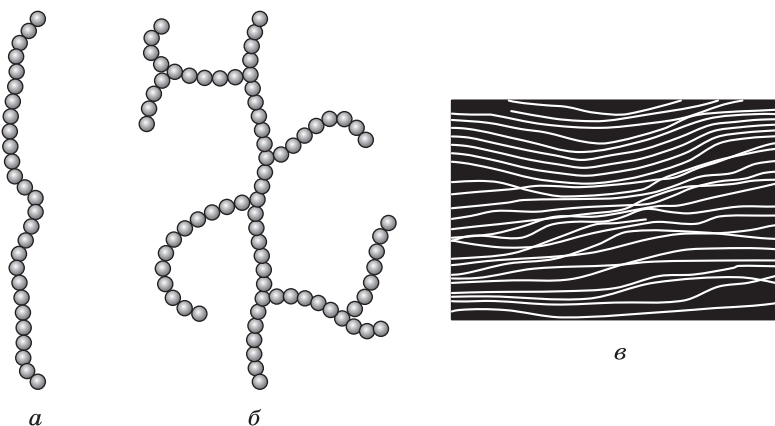
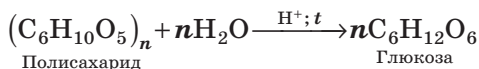


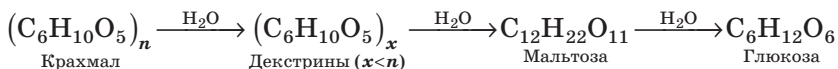
Рис. 10.3. Строение молекул крахмала (а, б) и целлюлозы (в)

действие между линейными вытянутыми и очень длинными молекулами целлюлозы значительно сильнее по сравнению с межмолекулярным взаимодействием преимущественно разветвленных молекул крахмала, длина которых меньше.

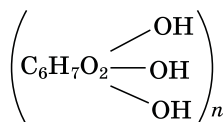
Химические свойства полисахаридов. Г и д р о л и з. В присутствии минеральных кислот происходит гидролиз полисахаридов. Это общее свойство для крахмала и целлюлозы. Процесс гидролиза идет ступенчато, но конечным продуктом является глюкоза:



В отличие от целлюлозы крахмал пищи в организме человека и животных гидролизуется также под действием ферментов:

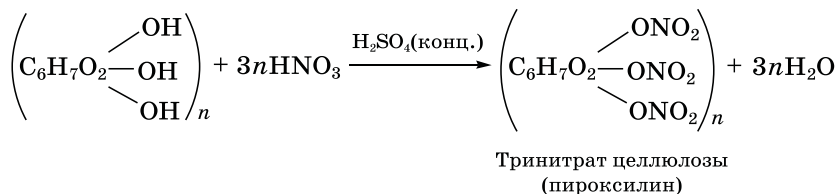


Образование сложных эфиров (этерификация). Полисахариды, так же как моно- и дисахариды, проявляют свойства многоатомных спиртов. Каждое звено крахмала и целлюлозы содержит три «спиртовые» гидроксогруппы, поэтому их общую формулу можно записать так:



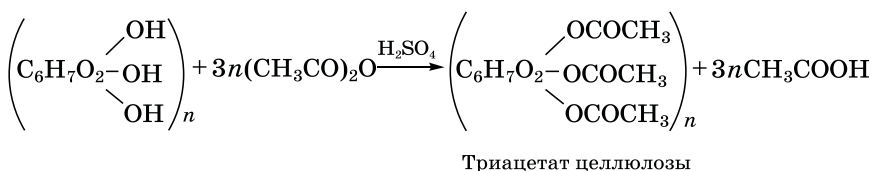
Полисахариды не дают качественной реакции со свежеосажденным гидроксидом меди(II), так как они нерастворимы в воде. Однако полисахариды могут образовывать сложные эфиры. Сложные эфиры крахмала не нашли применения, а сложные эфиры целлюлозы имеют важное промышленное значение.

Нитраты целлюлозы получают обработкой целлюлозы смесью концентрированных азотной и серной кислот:



Пироксилин обладает взрывчатыми свойствами и используется для изготовления бездымного пороха.

Ацетат целлюлозы получают действием на целлюлозу уксусного ангидрида (или уксусной кислоты) в присутствии небольшого количества серной кислоты:



Из триацетата целлюлозы изготавливают *искусственные волокна*. Так называют волокна, полученные из химически модифицированных природных полимеров. Из искусственных волокон (на основе целлюлозы) изготавливают ткани, например ацетатный шелк, вискозный шелк.

Горение целлюлозы. Разложение целлюлозы без доступа воздуха. Из повседневной жизни каждый знает, что целлюлоза хорошо горит. А если целлюлозу (например, в составе древесины) нагревать без доступа воздуха, то она разлагается. При этом образуются вода, ценные летучие органические вещества (в том числе метиловый спирт, уксусная кислота, ацетон) и древесный уголь.

Качественная реакция на крахмал. Эта реакция специфична и применяется как для обнаружения крахмала, так и для обнаружения иода. Преподаватель для демонстрации этой реакции использует ранее полученный крахмальный клейстер.

Опыт 4. К крахмальному клейстеру, разбавленному водой, добавляют каплю спиртового раствора иода. Наблюдают появление темно-синей окраски.

Преподаватель предлагает студентам проделать эту реакцию в домашних условиях. Для этого нужно разбавить в 10 раз водой спиртовой раствор иода из аптечки и полученным раствором испытать белый хлеб, вареный картофель, рис, макароны, пудру, зубной порошок на содержание в них крахмала.

Далее студенты выступают с докладами о биологической роли и применении крахмала, о биологической роли и применении целлюлозы.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Подвергается ли сахароза гидролизу в стакане сладкого чая с лимоном? Как это проверить?

2. Являются ли крахмал, гликоген, целлюлоза изомерами? Объясните свой ответ.

3. Попробуйте подольше пожевать кусочек хлеба во рту. Какой вкус при этом появляется? Напишите соответствующее уравнение реакции.

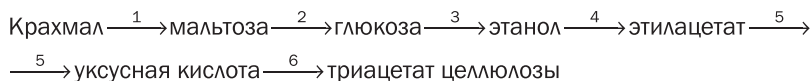
4. Почему из целлюлозы получают волокна, а из крахмала их получить невозможно?

5. Как используют древесный уголь? Что такое активированный уголь и где его применяют?

6. Установите соответствие между двумя группами названий одних и тех же углеводов:

- | | |
|--------------|-----------------------|
| 1. Глюкоза | А. Солодовый сахар |
| 2. Фруктоза | Б. Виноградный сахар |
| 3. Мальтоза | В. Свекловичный сахар |
| 4. Лактоза | Г. Клетчатка |
| 5. Гликоген | Д. Животный крахмал |
| 6. Целлюлоза | Е. Фруктовый сахар |
| 7. Сахароза | Ж. Молочный сахар |

7. Дана цепочка превращений:



Напишите названия реакций на каждой стадии.

8. Прочитайте текст, определите вещества А, Б, В, Г, напишите их формулы и названия.

Белое твердое вещество А полимерного характера, дающее синее окрашивание с иодом, при полном гидролизе образует вещество Б. При окислении вещества Б аммиачным раствором оксида серебра образуется продукт В. Восстановление соединения

В водородом в присутствии катализатора приводит к получению вещества Г.

9. Приготовление пищи связано с частичным гидролизом крахмала и образованием промежуточного продукта. Как он называется? Как это способствует усвоению пищи? Почему?

10. Как вы думаете, почему углеводы усваиваются организмом легче, чем жиры?

11. Какая пища предпочтительнее: с повышенным содержанием углеводов или с повышенным содержанием жиров?

12. Какова роль целлюлозы в питании современного человека, особенно жителя крупного города? Можно ли верить рекламе о полезном действии пищевых добавок, включающих целлюлозу, на организм человека?

13. Напишите эссе на тему «Бумага — важнейший элемент человеческой культуры».



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Сахароза в большом количестве содержится во многих плодах. Например, в абрикосах ее до 10 % (наряду с 3 % глюкозы и 3 % фруктозы), в бананах — до 13,7 %.
- Сладкий сок сахарного тростника был известен народам Америки за много столетий до нашей эры. В Европе он стал известен благодаря походам Александра Македонского в Индию, где тростниковый сахар называли саркарой. Этот корень проник во многие языки мира (украинское *цукор*, немецкое *zucker*, английское *sugar*, французское *sucre*). Первый в России завод по переработке привозного тростникового сахара-сырца был построен в 1719 г. в Санкт-Петербурге.
- На возможность извлекать сахарозу из сахарной свеклы указал в 1747 г. немецкий химик Андреас Маргграф. В 1802 г. в Тульской губернии был построен первый в России завод, производящий сахар из сахарной свеклы.
- В 1953 г. французский химик Р. Лемье впервые в лабораторных условиях осуществил синтез сахарозы, который современники назвали «покорением Эвереста органической химии».
- Солод применяют во многих отраслях пищевой промышленности: хлебопечении, пивоварении, винокурении, дрожжевом производстве. Солод — основа всего пивоваренного производства. Не будет солода — не будет пива. Дело в том, что при прорастании в ячмене (или другом хлебном зерне) образуется диастаза — фермент, который превращает крахмал в мальтозу (солодовый сахар). Под действием этого фермента затор (смесь дробленого солода с водой) осахаривается, превращаясь в сусло, которое, в свою очередь, сбраживается, становясь молодым пивом.

В хлебопечении красный ржаной солод применяют для приготовления различных сортов ржаного хлеба (заварной, бородинский, любительский) и пшеничного хлеба (чайный, карело-финский). Красный ржаной солод придает хлебу аромат, вкус и характерный цвет. Белый солод входит в рецептуру рижского хлеба.

- Бананы — идеальная пища для того, чтобы перекусить. Это здоровая, утоляющая голод еда. Сама природа снабдила их удобной «упаковкой» — кожурой. Незрелые бананы содержат так называемый резистентный (нерастворимый) крахмал. Он называется так потому, что не поддается перевариванию в тонком кишечнике и ферментируется в толстом кишечнике, что часто вызывает газообразование. По мере созревания плода бóльшая часть крахмала превращается в сахар, вот почему зрелые бананы не только более сладкие, но и гораздо легче перевариваются.
- Загляните в любую дамскую сумочку, и вы непременно увидите там пудру. Сегодня пудра — это сложная парфюмерная смесь, которая содержит: витамины, необходимые для сохранения молодости кожи; увлажнители, предотвращающие высыхание кожи; крахмал, устраняющий жирный блеск и придающий коже матовость. Пудра — это незаменимый помощник в макияже.
- В Канаде производят кленовый сахар и сироп. Его добавляют в кондитерские изделия и мороженое.
- В клубнях цикория содержится около 10 % инулина — полисахарида, построенного из остатков β -фруктозы.

11.1. Амины

Цель. Дать понятие об аминах, их классификации, изомерии, номенклатуре и свойствах в сравнении с аммиаком. Рассмотреть способы получения и основные области применения аминов.

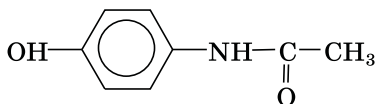
Оборудование. Демонстрационные образцы: анилин, пакетики анилиновых красителей, жаропонижающие лекарственные препараты с парацетамолом. Схема классификации аминов. Таблица «Константы диссоциации некоторых аминов и аммиака в водных растворах».

Ключевой вопрос. Лекарства Парацетамол и Анестезин, волокна нейлон и кевлар, ускорители вулканизации каучука и красители, а также... запах тухлой рыбы, оказывается, имеют родственные корни. Как вы можете это объяснить?

Классификация, изомерия и номенклатура аминов

Преподаватель в начале занятия рассматривает роль аминов в качестве синтетических красителей. Отмечает, что все элементы одежды, вплоть до пуговиц и шнурков, все детали интерьера, включая мебель, шторы, всевозможные изделия из пластмасс, кожаные и резиновые вещи, детские игрушки, окрашены с помощью синтетических красителей. Благодаря этим красителям производят цветные кинофильмы, книги и журналы с яркими иллюстрациями, шариковые ручки и фломастеры всех цветов. Первые синтетические красители были получены из анилина, молекулярная формула которого $C_6H_5NH_2$, поэтому их так и называют — *анилиновые красители*, а отрасль химической промышленности, выпускающую эти красители, — *анилинокрасочной*.

Далее преподаватель сообщает, что из анилина получают также лекарственные средства, например парацетамол:



Студенты знакомятся по упаковкам, выданным преподавателем, с составом популярных жаропонижающих лекарственных препаратов и обнаруживают, что активным веществом этих лекарств является парацетамол.

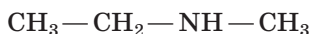
Амины — это органические производные аммиака NH_3 , в молекуле которого один, два или три атома водорода замещены на углеводородные радикалы.

Классификация аминов:

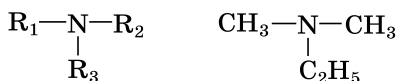
- *первичные амины* $\text{R}-\text{NH}_2$



- *вторичные амины* $\text{R}_1-\text{NH}-\text{R}_2$



- *третичные амины*

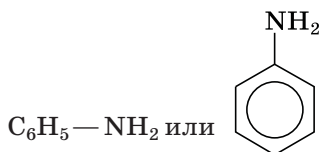


Группу $-\text{NH}_2$ называют *аминогруппой*.

Общая формула предельных аминов с открытой углеродной цепью: $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$; в случае первичных аминов: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_2$.

В группах технологического профиля на примере алифатических аминов состава $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$ рассматривают изомерию строения углеродной цепи, изомерию положения аминогруппы, изомерию между типами аминов и номенклатуру.

Анилин (продолжает преподаватель) является простейшим представителем первичных ароматических аминов. Записывают формулу анилина и обсуждают другие названия анилина — аминобензол, фениламин:



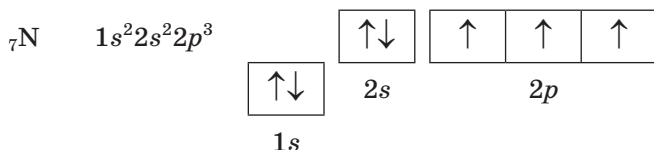
Свойства аминов

Физические свойства. Сначала преподаватель напоминает о зависимости физических свойств от сил межмолекулярного взаимодействия. Молекулы аминов, как и молекулы воды и спиртов, образуют между собой водородные связи благодаря наличию аминогруппы с сильнополярными ковалентными связями: $\text{N}^{\delta-} \leftarrow \text{H}^{\delta+}$. В водных растворах водородные связи возникают также между молекулами аминов и воды.

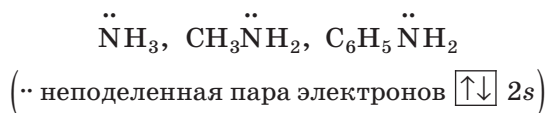
Далее обсуждают физические свойства простейших предельных аминов и анилина. Преподаватель демонстрирует образец анилина, упоминает о его ядовитости.

Химические свойства. Объяснение нового материала преподаватель начинает с констатации факта: свойства всех аминов обусловлены наличием атома азота в функциональной группе. Для ароматических аминов характерны также реакции по бензольному кольцу.

В группах технологического профиля рассматривают свойства аминов в сравнении с аммиаком на основе электронного строения атома азота:



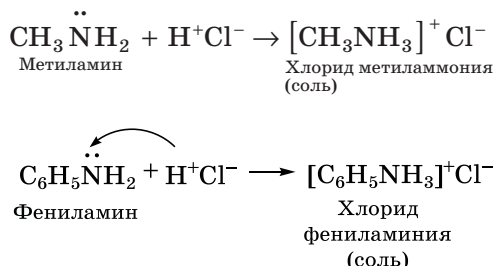
Три непарных p -электрона атома азота участвуют в образовании трех ковалентных связей с атомами водорода в молекуле аммиака или с атомами водорода и углерода в молекулах аминов. Электроны $2s$ атома азота не участвуют в образовании связей ни в молекуле аммиака, ни в молекулах аминов:



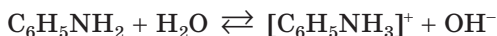
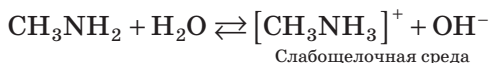
За счет пары $2s$ -электронов аммиак и амины проявляют свойства оснований, присоединяют катион водорода. При этом атом азота образует еще одну ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму:



Основные свойства. Амины проявляют основные свойства при взаимодействии с кислотами:

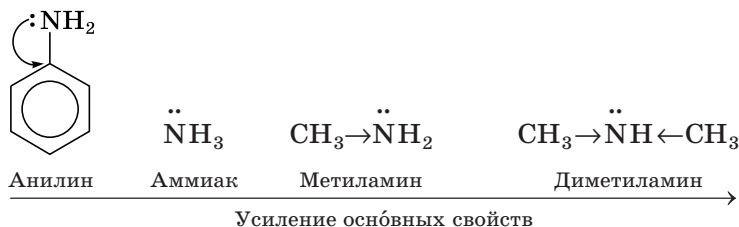


В водных растворах аминов имеют место равновесия (сместенные влево):



Анилин с водой практически не взаимодействует.

В группах технологического профиля преподаватель предлагает сравнить константы диссоциации некоторых аминов и аммиака в водных растворах, т. е. силу основных свойств этих веществ. Нужно пояснить, что константа диссоциации K_d характеризует способность основания, кислоты, воды образовывать в растворе ионы. Чем больше константа диссоциации, тем больше соответствующих ионов образуется в растворе электролита, тем сильнее электролит. Студенты приходят к выводу:

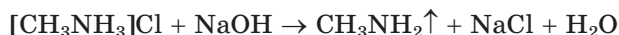


Основные свойства аминов и аммиака выражены по-разному: сказывается влияние углеводородных радикалов.

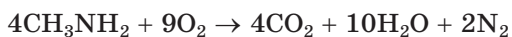
Неподеленная пара электронов атома азота в молекуле анилина притягивается общей π -связью бензольного кольца, в результате снижается электронная плотность на атоме азота по сравнению с молекулой аммиака NH_3 и тем более с предельными аминами, в молекулах которых алкильные радикалы увеличивают электронную плотность на атоме азота.

Основность третичных аминов выше, чем аммиака, но ниже, чем первичных аминов, из-за пространственного экранирования пары электронов атома азота тремя радикалами. В результате неподеленная пара электронов атома азота становится труднодоступной для атаки реагентов.

Щелочи как более сильные основания вытесняют аммиак и амины из их солей:



О к с л е н и е а м и н о в. Газообразные алифатические амины на воздухе горят (в отличие от аммиака):



Остальные амины окисляются кислородом при нагревании с образованием оксида углерода(IV), воды и азота. Наибольший интерес представляют реакции окисления анилина. При этом образуются интенсивно окрашенные вещества, которые можно использовать в качестве красителей для тканей, бумаги и других материалов.

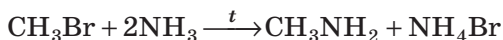
Реакции замещения с участием ароматических аминов. Аминогруппа в молекуле анилина также оказывает влияние на бензольное кольцо, увеличивая в нем электронную плотность у 2, 4 и 6-го атомов углерода (в *орто*- и *пара*-положении). Поэтому анилин легко (при комнатной температуре, без катализаторов) реагирует с бромной водой. Студенты вспоминают, что аналогичное влияние на бензольное кольцо оказывает метильная группа в молекуле толуола, гидроксильная группа — в молекуле фенола, и составляют соответствующее уравнение реакции. Взаимодействие анилина с бромной водой можно рассматривать как качественную реакцию на анилин.

Применение аминов

Метиламины используют для производства инсектицидов, лекарственных соединений, растворителей; этиламины — в производстве пестицидов, лекарственных веществ, репеллентов, ускорителей вулканизации каучука, ингибиторов коррозии; анилин — для производства ускорителей вулканизации каучука, красителей, лекарств, средств защиты растений, фотоматериалов, высокомолекулярных соединений и др.

Получение аминов

1. *Взаимодействие галогенопроизводных углеводов с аммиаком* — основной способ получения алифатических аминов:



Преподаватель обращает внимание, что для связывания выделяющейся при замещении атома галогена на аминогруппу галогеноводородной кислоты используют избыток аммиака.

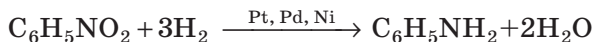
При взаимодействии галогенопроизводных углеводов с первичными аминами образуются вторичные амины, затем третичные амины и четвертичные аммониевые соли.

2. *Восстановление нитросоединений* — это основной способ получения ароматических аминов. Восстановление можно про-

водить железными стружками в присутствии соляной кислоты или алюминием (цинком) в растворе щелочи:



В настоящее время наиболее перспективным является восстановление водородом в присутствии катализаторов:

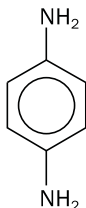


Впервые восстановление нитробензола $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ в анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ осуществил в 1842 г. Николай Николаевич Зинин, эта реакция названа его именем.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Охарактеризуйте соединение, формула которого

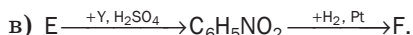
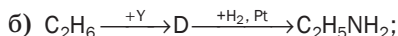
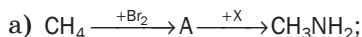


На основе этого соединения изготавливают все разнообразие химических красителей для волос. Впервые это вещество для окраски волос применили в 1922 г. Изобретатель назвал красящий состав, содержащий это соединение, *паракраской*. Как вы думаете, что послужило причиной такого названия? Приведите название этого вещества согласно международной номенклатуре.

2. Как выделить анилин из бензольного раствора?

3. Бутиламин — фунгицид, особенно активный против плесневых грибов. Обычно его применяют для защиты плодов от гнили и плесени при транспортировке. Зная свойства бутиламина, предложите наиболее удобный способ обработки плодов томатов. Если плоды были обработаны бутиламином, как обезопасить себя от попадания этого вещества в организм при употреблении плодов?

4. Определите вещества X, Y, A, D, E, F в приведенных схемах превращений:

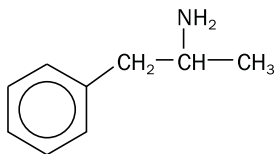


5. Напишите уравнения реакций восстановления нитроэтана и 2-нитропропана, используя разные восстановители.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Открытие реакции восстановления ароматических нитросоединений Н. Н. Зининым (*реакция Н. Н. Зинина*) явилось мощным фактором развития химической промышленности в XIX в. На основе анилина были синтезированы уникальные красители, лекарства, полимеры. «Если бы Зинин не сделал ничего более кроме превращения нитробензола в анилин, то и тогда имя его осталось бы записанным золотыми буквами в историю химии», — сказал выдающийся немецкий химик Август Вильгельм Гофман.
- Один из простейших аминов — триметиламин $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ представляет собой газ с отвратительным запахом. Несвежая рыба пахнет именно триметиламином, образующимся при действии ферментов и микроорганизмов на белки рыб. Этот амин выделяют также койоты (луговые волки) и некоторые домашние собаки.
- Неприятный запах изо рта, запах гниющего мяса, запах некоторых животных в большой степени связан с присутствием таких диаминов, как 1,4-диаминобутан $\text{NH}_2-(\text{CH}_2)_4-\text{NH}_2$ и 1,5-диаминопентан $\text{NH}_2-(\text{CH}_2)_5-\text{NH}_2$.
- Синтетический амин — амфетамин



является психостимулятором, т. е. веществом, которое оказывает возбуждающее действие.

11.2. Аминокислоты

Цель. Дать представление об аминокислотах как органических амфотерных соединениях. Рассмотреть их строение, изомерию, номенклатуру. Познакомить с применением аминокислот, их ролью в природе и для человека.

Оборудование. Таблица «Структура и названия некоторых α -аминокислот». Аптечная упаковка глицина; ткань или изделие из капрона.

Реактивы. Раствор глицина; универсальный индикатор.

Ключевой вопрос. В какое противоречие с прежними представлениями входит понятие амфотерности аминокислот? Какова роль аминокислот для человека?

Состав, строение, классификация и номенклатура аминокислот

Аминокислоты — гетерофункциональные соединения, т. е. соединения, в состав молекул которых входят функциональные группы разной природы. Сам термин «аминокислота» указывает на то, что в молекулах этих соединений содержатся две разные функциональные группы: карбоксильная группа —COOH и аминогруппа —NH₂.

Простейшей аминокислотой является глицин NH₂CH₂COOH (аминоуксусная кислота, или 2-аминоэтановая, или просто аминокислота). Следующий гомолог этого ряда имеет изомеры.

Далее преподаватель напоминает, что означают понятия «гомологи» и «изомеры», и предлагает написать структурные формулы молекул аминокислот с тремя и четырьмя атомами углерода. На примере этих аминокислот рассматривают виды структурной изомерии и номенклатуру аминокислот.

По взаимному расположению карбоксильной группы и аминогруппы в углеродной цепи различают α-, β-, γ-аминокислоты и т. д. Преподаватель разъясняет, что обозначение атомов углерода в молекуле аминокислоты буквами греческого алфавита начинают с ближайшего к карбоксильной группе атома (но не с атома углерода карбоксила!).

Наиболее важными являются α-аминокислоты, поскольку именно они служат «кирпичиками» для построения главных молекул живой природы — белков. Все встречающиеся в природе α-аминокислоты имеют тривиальные названия (табл. 11.1).

Существуют аминокислоты, содержащие две карбоксильные группы и одну аминогруппу (например, аспарагиновая кислота) или наоборот (например, лизин).

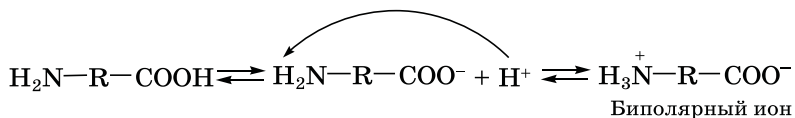
Аминокислоты подразделяют на природные и синтетические. Немногим более 20 природных α-аминокислот входят в состав белков. Примерно половина из них относится к *незаменимым аминокислотам*, они синтезируются только растениями, а в организм человека поступают с пищей.

Свойства аминокислот

Амфотерные свойства. Аминокислоты проявляют и кислотные свойства (—COOH) и основные свойства (—NH₂), т. е. обладают *амфотерностью*.

В водном растворе аминокислоты NH₂—R—COOH карбоксильная группа диссоциирует с отщеплением катиона водорода,

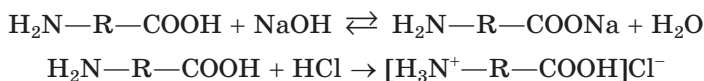
который сразу же присоединяется к неподеленной электронной паре атома азота, смещая равновесие вправо:



Молекула аминокислоты превращается в особую частицу — *биполярный ион*, или *внутреннюю соль*. (Какова среда в растворе такой кислоты?) Преподаватель при помощи индикатора доказывает нейтральность раствора глицина. Преподаватель задает вопрос: какова будет среда водного раствора аспарагиновой кислоты, лизина. Обучающиеся на основе анализа состава этих кислот отвечают, что водный раствор аспарагиновой кислоты имеет кислотную среду, водный раствор лизина — щелочную.

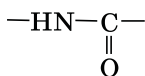
Аминокислоты будучи солями (имеют ионное строение) — кристаллические вещества со сравнительно высокими температурами плавления, хорошо растворимые в воде, плохо растворимые в неполярных растворителях; в зависимости от природы радикала R могут быть сладкими, горькими или безвкусными. Преподаватель демонстрирует таблетки глицина (их продают в аптеке), и студенты легко могут «изучить» вкусовые свойства этой аминокислоты.

Аминокислоты, являясь амфотерными соединениями, с щелочами реагируют как кислоты, с более сильными кислотами — как органические основания-амины. При этом образуются соли:

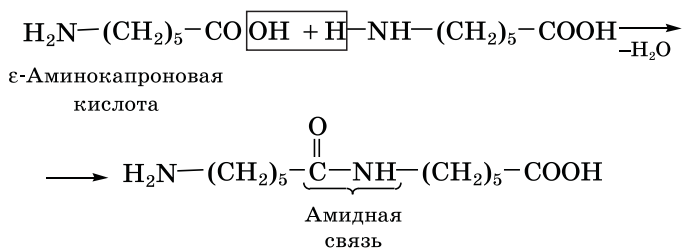


Образование сложных эфиров. Помимо кислотно-основных свойств аминокислоты проявляют многие свойства карбоновых кислот и аминов. Например, они способны к реакции этерификации. Студенты сами могут составить соответствующие уравнения реакций.

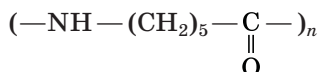
Реакции конденсации. Важнейшее свойство аминокислот — взаимодействие молекул друг с другом с выделением воды (реакция конденсации) и образованием *амидной связи*



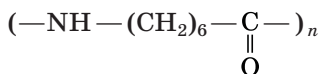
Для примера преподаватель записывает уравнение реакции конденсации ε-аминокапроновой кислоты и вводит новые важные понятия:



Образовавшаяся молекула, имея группы $-\text{NH}_2$ и $-\text{COOH}$, может опять вступать в реакцию конденсации — *поликонденсации*; при этом образуется полимер — *полиамид*. Полиамид, полученный из ε -аминокапроновой кислоты, называют *капроном*



Далее преподаватель предлагает написать формулу аминокислоты, из которой реакцией поликонденсации можно получить полиамид *энант*



Амиды α -аминокислот называют *пептидами*: дипептидами, трипептидами, полипептидами, а связь $-\text{NH}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-$ в таких соединениях называют *пептидной*.

Применение аминокислот

С докладами о применении аминокислот выступают обучающиеся. Темы докладов: «Роль аминокислот в организме человека», «Использование аминокислот в промышленности и сельском хозяйстве».

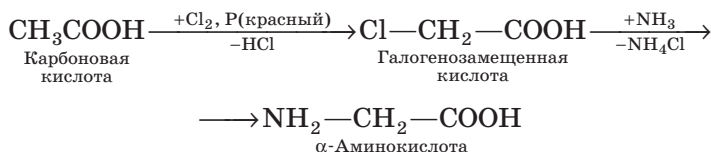
Получение α -аминокислот

Преподаватель рассматривает основные способы получения α -аминокислот.

1. *Гидролиз белков (кислотный)* — реакция, обратная поликонденсации. Именно гидролизом белков впервые были получены аминокислоты. При гидролизе образуется смесь α -аминокислот, которую довольно трудно разделить на индивидуальные компоненты.

2. *Синтетический способ* — взаимодействие α -галогенопроизводных карбоновых кислот с аммиаком. Следует отметить, что синтетический способ получения аминокислот из галогенозамещенных кислот не принадлежит к числу важнейших, но позволяет выявить генетическую связь аминокислот с ранее изученными органическими соединениями.

Преподаватель приводит цепочку превращений получения α -аминокислоты:



Преподаватель обращает внимание на то, что приведенная схема реакций несколько условная, ведь аммиак вступает и в реакцию нейтрализации с кислотой, при этом образуется аммонийная соль. (*Как получить аминокислоту из аммонийной соли аминокислоты?*)



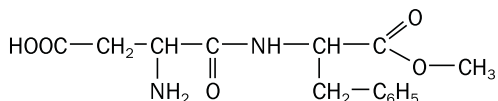
ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Физиологические функции выполняют не только α -аминокислоты. Функционирование нервной системы связано с участием γ -аминомасляной кислоты $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$. В организме она присутствует в виде биполярного иона. Напишите его формулу.

2. Почему аминокислотная кислота плавится при более высокой температуре (262°C), чем уксусная ($16,8^\circ\text{C}$)?

3. Даны вещества, формулы которых: C_2H_4 , CH_3OH , KOH , HCl , CH_3Cl , $\text{NH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$. С какими из них может взаимодействовать при соответствующих условиях аминокислотная кислота. Напишите уравнения реакций.

4. Подсластитель аспартам в 200 раз слаще сахара. Он представляет собой метиловый эфир дипептида:



Остаток какой аминокислоты наряду с аспарагиновой входит в состав аспартама? Назовите напитки или другие продукты, в которых используют аспартам в качестве подсластителя.

5. Предложите схему синтеза важнейшей аминокислоты — глицина из природного сырья. Напишите уравнения реакций.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- В 1820 г. французский химик Анри Браконно проводил опыты с веществами животного происхождения. В результате длительного нагревания кожи, хрящей, сухожилий с раствором серной кислоты он получил некоторое количество белых кристаллов сладкого вкуса. Новое вещество получило название *гликоколл* (от греч. *glykys* — сладкий). В настоящее время это название трансформировалось в глицин.
- В 1806 г. французские химики-органики Луи Никола Воклен и Пьер Жан Робике исследовали состав сока некоторых растений. Из сока спаржи они выделили белое кристаллическое вещество, названное ими *аспарагином* (от греч. *asparagus* — спаржа). Это была первая аминокислота, выделенная из природного объекта.
- Предприимчивые японцы заметили, что добавление в пищу приправы из сушеных водорослей усиливает ее вкус и аромат. Причиной такого действия оказались глутаминовая кислота и ее соли, содержащиеся в водорослях. И теперь во всем мире в качестве пищевых добавок, усиливающих вкус и аромат продукта, используют глутаминовую кислоту (E620), глутаминат натрия (E621), часто называемый глутаматом натрия, и глутаминаты других металлов (E622 — E625). Для этих же целей применяют глицин (E640) и лейцин (E641).
- Наше настроение очень зависит от характера питания. Известно, что хорошее настроение определяется содержанием в головном мозге некоторых нейромедиаторов (серотонина, допамина и норадреналина). Все они синтезируются только из одной аминокислоты — *L*-триптофана, которая доставляется в мозг из потребленного с пищей белка.
- Для белой крысы незаменимыми является 10 α -аминокислот, для молочнокислых бактерий — 16, для взрослого человека — 8, а растения могут самостоятельно синтезировать самые разнообразные аминокислоты.

11.3. Белки

Цель. Познакомить обучающихся с белками, биологически активными веществами, с химической позиции.

Оборудование. Пробирки; спиртовка; спички; пробиркодержатель.

Реактивы. Раствор яичного белка; растворы гидроксида натрия, аммиака, сульфата меди(II); концентрированная азотная кислота; формалин; шерстяная нить; птичье перо.

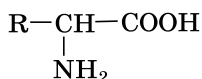
Ключевой вопрос. Как устроены белки? Чем они отличаются от полипептидов? Почему синтезу белков уделяют большое внимание? Какие открытия в области изучения белков сделаны в последние годы?

Понятие о белках

Белки — это высшая ступень развития вещества в природе, обусловившая появление жизни. Усложнение состава и строения вещества привело к новому качеству — проявлению белками многообразных биологических функций.

До изучения органической химии обучающиеся обстоятельно знакомились с белками в курсе общей биологии. Поэтому задача данного занятия — рассмотреть белки с химической точки зрения.

Строение белков. *Белки* — это биополимеры, структурную основу которых составляют полипептидные цепи, построенные из остатков α -аминокислот:

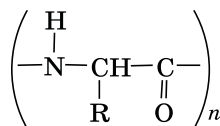


Причем радикал R — это не только атом водорода или углеводородный остаток; он может содержать группы атомов, включающие атомы серы и азота.

Различают четыре уровня структурной организации белковых молекул: первичная структура, вторичная структура, третичная структура, четвертичная структура (присуща не всем белкам).

Первичную структуру белков характеризуют строгая последовательность аминокислотных звеньев и строго определенное число этих звеньев. Поэтому, хотя молекулярные массы различных белков отличаются, для каждого конкретного белка характерна строго постоянная молекулярная масса.

Белки — полимеры; их строение можно описать формулой



Важно отметить, что вторичная, третичная (для некоторых белков и четвертичная) структуры образуются самопроизвольно, как неизбежное следствие первичной структуры.

Свойства белков. Преподаватель с помощью демонстрационного эксперимента знакомит обучающихся со следующими свойствами белков:

- растворимость белков в воде (во многом зависит от структуры белка);
- денатурация (свертываемость) белков;
- гидролиз белков (реакция, обратная поликонденсации);
- амфотерные свойства белков;
- качественные реакции на белки (цветные реакции, горение).

Опыт 1. Для демонстрации денатурации белка используют раствор яичного белка и растворы сульфата меди(II), азотной кислоты, а также формалин, этиловый спирт.

Опыт 2. К 2—3 мл раствора белка в пробирке приливают 2 мл раствора щелочи и затем несколько капель раствора сульфата меди(II). Содержимое окрашивается в красно-фиолетовый цвет. Это качественная реакция на белки; так называемая *биуретовая реакция*.

Опыт 3. К 2—3 мл раствора белка добавляют несколько капель концентрированной азотной кислоты. Белок выпадает в осадок. Смесь нагревают. Наблюдается окрашивание раствора в ярко-желтый цвет. При осторожном добавлении по каплям к охлажденной смеси раствора аммиака окраска изменяется до ярко-оранжевой. Эту реакцию называют *ксантопротеиновой*.

Опыт 4. Поджигают птичье перо или шерстяную нить; появляется характерный запах, сопровождающий горение белков.

Функции белков в организме. Свойства белков своеобразны и характеризуются новым качеством — биологическим значением для организма. Функции белков в организме хорошо известны обучающимся из биологии. Следует только активизировать этот материал.

Проблема синтеза белков. Чтобы синтезировать данный белок, необходимо установить его первичную структуру, а затем воспроизвести ее посредством синтеза. Эти задачи решают благодаря использованию в биохимии компьютерной техники и высокоэффективных автоматических приборов — синтезаторов. За последние десятилетия в изучении первичной структуры белков и их синтезе достигнут значительный прогресс. Известны первичные структуры более двух тысяч белков, получена полная картина строения генома человека!



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Теоретически можно получить 20^n пептидов, содержащих n остатков α -аминокислот. Таким образом, может существовать 400 дипептидов, 8 000 трипептидов. При $n = 62$ число возможных пептидов превосходит число атомов во Вселенной (10^{80}).

- Изучение последовательности аминокислот в белках используют для выяснения вопроса эволюции. Молекула гемоглобина лошади отличается от соответствующего белка человека в 26 местах, свиньи — в 10 местах, а гориллы — всего лишь в одном месте.
- Человеческий волос прочнее меди и может соперничать со специальными видами стали. На женской косе в 200 тысяч волосинок можно поднять груженный КамАЗ массой 20 т!
- В молоке присутствует белок *казеин*. В желудке человека под действием особых ферментов происходит «створаживание казеина». Створоженный казеин медленнее выводится из организма, а потому полнее усваивается. Казеин высоко питателен: в нем есть почти все аминокислоты, необходимые человеку для построения собственных белков. Еще один белок молока — *лактальбумин*. При кипячении молока он превращается в нерастворимую форму и образует на поверхности молока известную вам пенку.
- Знаете ли вы, что ...
 - змеиные яды представляют собой сложные смеси полипептидов и белков и кроме токсинов, вызывающих паралич нервной системы или мышц сердца, содержат ферменты, которые способствуют разрушению белков в организме жертвы;
 - термин «белок» имеет славянское происхождение; после того как в XIX в. было установлено, что белки — главные компоненты живых клеток, все проявления жизни стали связывать только с ними. Символом начала жизни издревле считалось яйцо. Вот почему белок птичьих яиц дал название всему классу веществ.

Обобщающие занятия

Углеводороды

Цель. Обобщить и систематизировать сведения о классах углеводородов. Рассмотреть классификацию углеводородов и выяснить причины их многообразия.

Оборудование. Продукты и материалы на основе углеводородного сырья. Таблицы «Классификация углеводородов», «Геометрия молекул», «Изомерия углеводородов». Таблица для заполнения «Обобщение сведений об углеводородах». Модели молекул метана, этана, этилена, ацетилен, бензола.

Ключевой вопрос. Почему столь многочисленны и разнообразны углеводороды? В какой форме это проявляется? В чем выражается генетическая связь углеводородов различных классов?

Основные термины, понятия, определения

К занятию студенты готовят выставки, стенды и другие наглядные пособия, отражающие роль продуктов и материалов на основе углеводородного сырья в их повседневной жизни и профессии.

Преподаватель разъясняет, что в ходе занятия предстоит выполнить и обсудить ряд упражнений, а также заполнить итоговую таблицу «Обобщение сведений об углеводородах», что позволит составить целостную картину об углеводородах. Таблицу заполнения постепенно по мере повторения, сравнения, сопоставления важнейших классов углеводородов.

Преподаватель предлагает повторить основные понятия, термины, определения, которые рассматривались при изучении органической химии:

- углеводороды;
- предельные углеводороды;
- алканы;
- непредельные углеводороды;
- алкены;

- алкадиены;
- алкины;
- арены;
- изомеры;
- гомологи;
- σ -связь;
- π -связь;
- двойная связь;
- тройная связь;
- бензольное кольцо.

Преподаватель начинает фразу: «Углеводороды — это...», а кто-либо из обучающихся ее продолжает «...органические вещества, молекулы которых состоят из атомов двух элементов: углерода и водорода» и т. д.

Далее повторяют общие формулы различных классов углеводородов, они могут быть написаны на отдельных карточках и последовательно помещены на магнитной доске.

Классификация углеводородов

Сначала следует выделить признаки, по которым можно классифицировать углеводороды. Студенты предлагают два признака:

- 1) вид углеродной цепи;
- 2) характер углерод-углеродных связей.

Желательно, чтобы классификация (рис. ОЗ.1) «рождалась» в ходе обсуждения. В целях экономии времени можно использовать готовую схему-плакат, кодопленку или раздаточный материал. Но и в этом случае лучше, если примеры углеводородов обучающиеся будут приводить самостоятельно. (Не изучавшиеся углеводороды дают для иллюстрации многообразия.)

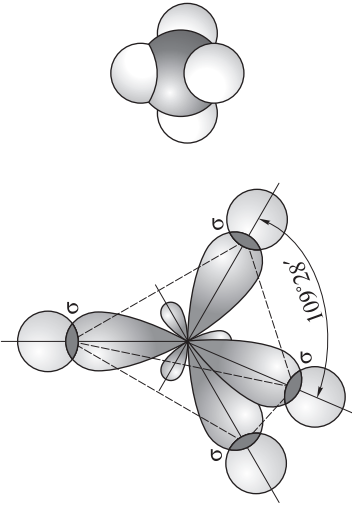
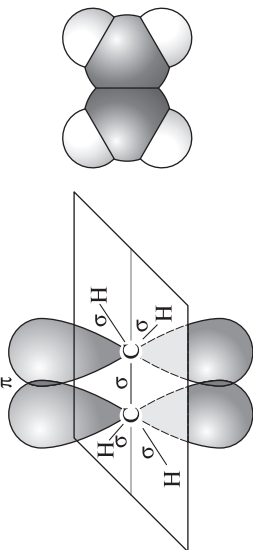
Классификация, представленная на рис. ОЗ.1 (отмечает преподаватель), не дает исчерпывающей информации, мир углеводородов значительно богаче: среди неопределенных углеводородов, например, могут быть соединения, в молекулах которых присутствуют одновременно и двойные, и тройные связи.

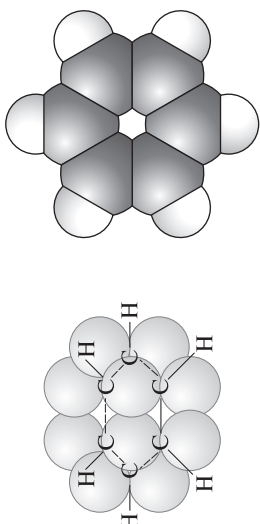
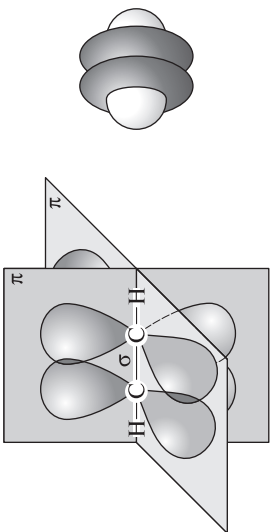
Кратные связи могут встречаться и в углеводородах с замкнутыми углеродными цепями. А в углеродной цепи могут содержаться разные участки: открытые и замкнутые.

Пространственное строение (геометрия) молекул углеводородов

Материал рекомендуем рассматривать обзорно (табл. ОЗ.1) с использованием дидактического материала, плакатов и моделей молекул метана, этана, этилена, ацетилен, бензола.

ТАБЛИЦА 03.1. ГЕОМЕТРИЯ МОЛЕКУЛ УГЛЕВОДОРОДОВ

Углеводороды	Тип гибридизации атома углерода	Строение молекул
CН ₄ (все алканы)	sp^3	<p>Тетраэдрическое</p> 
C ₂ H ₄ (все алкены и алкадиены по месту двойных связей)	sp^2	<p>Плоскостное</p> 

Углеводороды	Тип гибридизации атома углерода	Строение молекул
<p>C_6H_6 (все арены по месту бензольного кольца)</p>	<p>sp^2</p>	<p>Плоскостное</p> 
<p>C_2H_2 (все алкины по месту тройной связи)</p>	<p>sp</p>	<p>Линейное</p> 

Изомерия углеводородов

Обучающимся можно предложить заполнить табл. ОЗ.2.

ТАБЛИЦА ОЗ.2. ВИДЫ ИЗОМЕРИИ УГЛЕВОДОРОДОВ

Вид изомерии	Признак изомерии	Пример
Структурная	Строение углеродной цепи	
	Положение кратных связей для непредельных углеводородов	
	Положение заместителей для аренов	
	Принадлежность к разным классам углеводородов	
Пространственная (геометрическая)	Положение заместителей относительно кратной связи (<i>цис</i> -, <i>транс</i> -изомеры)	

На занятии преподаватель выборочно проверяет работы и кратко комментирует (или это делает кто-либо из обучающихся) свой вариант заполненной таблицы, которая в виде раздаточного материала выдана студентам.

Свойства веществ

Преподаватель начинает с анализа общих позиций теории химического строения органических соединений: свойства веществ определяются их составом и строением с учетом взаимного влияния атомов.

Обучающиеся могут подтвердить это положение известными им примерами (рис. ОЗ.2).

Далее преподаватель предлагает выполнить ряд заданий для повторения и обобщения химических свойств углеводородов и организует групповую или парную форму работы, при этом каждая группа (или пара) получает одно или два задания.

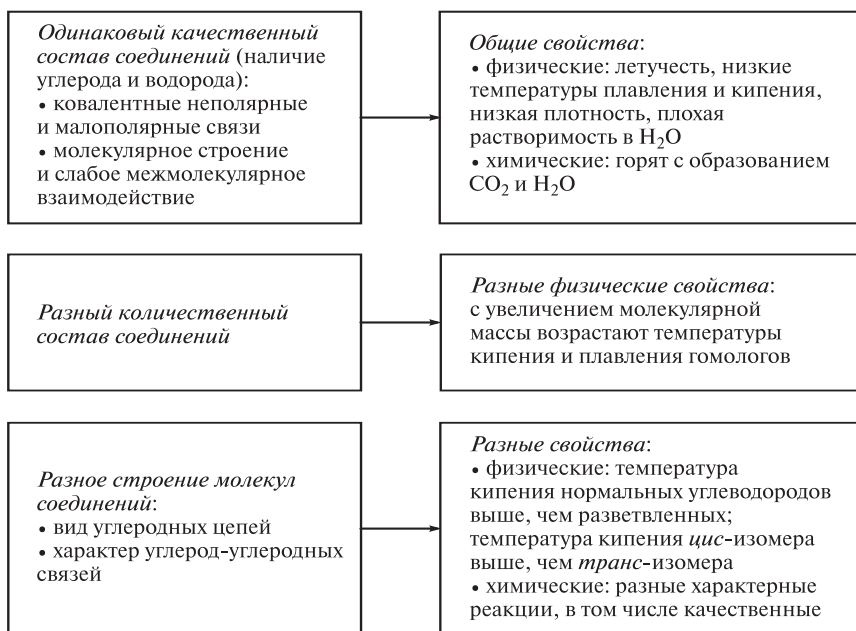


Рис. ОЗ.2. Свойства веществ



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Укажите, какие реакции характерны для каждого класса углеводородов: 1) алканы; 2) алкены; 3) алкины; 4) алкадиены; 5) арены:

- горение;
- присоединение;
- замещение;
- обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия;
- образование осадка с аммиачным раствором Ag_2O .

2. В чем отличие в реакциях:

- замещения у алканов и аренов;
- присоединения у алкенов и аренов?

3. В чем заключается правило Марковникова?

4. Какую реакцию называют реакцией полимеризации? Чем отличаются продукты полимеризации алкенов, алкадиенов, алкинов?

5. Каковы продукты гидратации: а) алкенов; б) алкинов?

6. Составьте план распознавания углеводов: гексана, гексена, гексина-1, бензола.

7. Вспомните еще один тип реакций — разложение. Какие реакции разложения называют крекингом, дегидрированием? Приведите примеры.

8. В чем сущность реакции изомеризации? Приведите пример.

Получение углеводов. Генетические связи

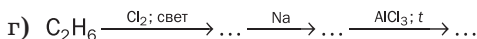
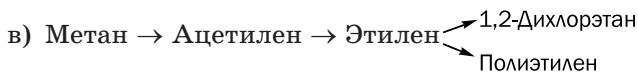
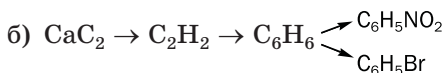
Студенты, конечно, знают, что природными источниками углеводов являются газ, нефть, каменный уголь. Но важно также знать синтетические способы их получения, а также генетические связи углеводов и некоторых их производных, которые лежат в основе применения углеводов.

Студенты получают задания по составлению уравнений реакций по цепочкам превращений разной сложности или по составлению цепочек превращений получения какого-либо продукта из указанного сырья.



ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Составьте уравнения реакций согласно цепочкам превращений:



2. Составьте уравнения реакций, описывающих получение:

а) гексахлорана из метана;

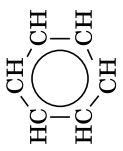
б) 2-хлорпропана из гексана;

в) бутадиена-1,3 из этана.

Работу выполняют в группах, парах или индивидуально.

Итогом занятия будет заполненная табл. ОЗ.3.

ТАБЛИЦА 03.3. ОБОБЩЕНИЕ СВЕДЕНИЙ ОБ УГЛЕВОДОРОДАХ

Признак сравнения	Предельные углеводороды (алканы)	Непредельные углеводороды		Ароматические углеводороды (арены)
		Алкены	Алкины	
Общая формула	$C_n H_{2n+2}$	$C_n H_{2n}$	$C_n H_{2n-2}$	$C_n H_{2n-6}$
Первый представитель	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ Метан	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ Этилен	$\text{CH}\equiv\text{CH}$ Ацетилен	 Бензол
Характерная углерод-углеродная связь	Одинарная (σ -связь) C—C	Одна двойная (σ - и π -связь) C=C	Одна тройная (σ - и две π -связи) C≡C	Бензольное кольцо
Тип гибридизации ключевых атомов углерода	sp^3	sp^2	sp	sp^2
Валентные углы; геометрия молекул	109°28'; тетраэдрическая	120°; плоскостная	180°; линейная	120°; плоскостная
Вид изомерии	Строение углеродной цепи	Строение углеродной цепи. Положение двойной связи. Геометрическая. Межклассовая с циклоалканами	Строение углеродной цепи. Положение тройной связи. Межклассовая с алкадиенами	Положение заместителей

Нерастворимы в воде, летучи, с низкими температурами кипения и плавления, с увеличением молекулярной массы возрастают температуры кипения и плавления гомологов				
Общие физические свойства и закономерности	Малоактивны	Реакционно-способны	Реакционно-способны	Бензол малоактивен
Химическая активность				
Характерные реакции: горение замещение присоединение полимеризация разложение при нагревании	+ + - - +	+ - + + +	+ - + + +	+ + +* - +
Качественные реакции: обесцвечивание бромной воды обесцвечивание раствора $KMnO_4$	- - - -	+ + + +	+ + + +	-** -*** -*** -
Нахождение в природе	+	-	-	+

* В жестких условиях.

** Бензол может растворять бром.

*** В случае бензола.



ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- Необычную методику рекультивации заброшенных свалок придумали российские микробиологи. Оказывается, крупная свалка по количеству выделяемого метана сопоставима с небольшим газовым месторождением: загрязняется атмосфера, создается взрывоопасная ситуация. Российские ученые обнаружили микроорганизмы, единственные на сегодняшний день живые существа, питающиеся только метаном. По утверждению ученых, они могут «съедать» до 100 % метана, выделяемого бывшими помойками. И хотя на этих местах огороды разбивать все равно нельзя, но они становятся безопасными для животных и растений.
- Гвоздика — виновница открытия. Анестезирующие свойства этилена были обнаружены в 1908 г. при следующих любопытных обстоятельствах. Торговец цветами из Чикаго заметил, что гвоздика всегда закрывала соцветия, если ее помещали в один из углов оранжереи. Ботаник Крокер, приглашенный торговцем для выяснения загадочного явления, установил, что «сон» гвоздики вызывал светильный газ, просачивавшийся в углу теплицы. Оказалось, что причиной «засыпания» гвоздики был этилен, в небольшом количестве присутствующий в светильном газе.
- Бета-каротин был открыт ученым Генрихом Вильгельмом Фердинандом Вакенродером, который кристаллизовал его из моркови в 1831 г.
- Углеродород адамантан получил свое название от греческого слова *adamas* — непобедимый. Он поразительно устойчив к таким окислителям, как перманганат калия, оксид хрома(IV) и концентрированная азотная кислота. Его структура похожа на кристаллическую решетку алмаза.

Производные углеводов

Цель. Повторить, обобщить и систематизировать сведения о производных углеводов на основе генетической связи между различными классами органических соединений.

Оборудование. Таблицы «Классификация производных углеводов», «Гетерофункциональные производные углеводов», «Константы диссоциации карбоновых кислот», «Константы диссоциации аминов в водном растворе», «Качественные реакции на органические вещества и функциональные группы». Модели молекул и образцы важнейших представителей различных классов органических веществ. Карточки-формулы для магнитной доски. Прибор для демонстрации возгонки бензойной кислоты (или нафталина).

Ключевой вопрос. Почему производные углеводов еще более разнообразные, чем углеводы? Почему в природе они

не встречаются в больших количествах и во всем своем разнообразии, а большинство из них получают синтетическим путем? На примере каких-либо двух веществ — монофункциональных производных углеводов продемонстрируйте взаимосвязь и взаимообусловленность их состава, строения, свойств, применения и получения.

Классификация производных углеводов

В качестве домашнего задания при подготовке к занятию студенты повторяют материал соответствующих глав учебника. Задача преподавателя и обучающихся не просто повторить материал, а систематизировать его, найти общие черты и различия между веществами с разными функциональными группами, установить генетические связи между ними.

Начать обобщение материала, очевидно, следует с активизации понятий «производные углеводов», «функциональная группа», затем рассмотреть классификацию органических соединений, содержащих функциональные группы (табл. ОЗ.4).

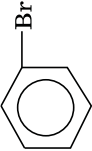
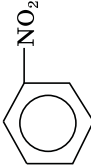
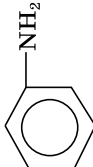
Студенты вспоминают названия функциональных групп, общие формулы и соответствующие им классы органических соединений, дают названия веществам, формулы которых приведены в качестве примера (модели большинства молекул выставлены на демонстрационном столе).

Преподаватель обращает внимание на то, что в зависимости от характера радикала R все указанные классы веществ можно было бы классифицировать на предельные, непредельные, ароматические. Однако согласно программе рассматривают в основном предельные представители этих классов, поэтому в табл. ОЗ.5 именно для них приведены общие молекулярные формулы, отражающие состав. Преподаватель просит обратить внимание еще на одну своеобразную классификацию по составу: кислородсодержащие, азотсодержащие, галогенсодержащие органические соединения.

Соединения всех классов, «попавших» в табл. ОЗ.5, являются *монофункциональными*, т.е. содержат функциональные группы только одного вида. Но студентам известны также соединения, которые содержат несколько разных функциональных групп; такие соединения называют *гетерофункциональными* (см. табл. ОЗ.5).

Эти соединения имеют двойственные функции, что обусловлено наличием двух разных функциональных групп. Студенты вспоминают, что двойственные функции проявляют глюкоза (альдегидоспирт), фруктоза (кетонспирт), муравьиная кислота

ТАБЛИЦА 03.4. КЛАССИФИКАЦИЯ ПРОИЗВОДНЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ

Класс	Функциональ- ная группа	Общая формула	Состав соединений при R = C _n H _{2n+1}	Пример
<i>Галогенсодержащие соединения</i>				
Моногалогено- производные	—Г (Г = F, Cl, Br, I)	R—Г	C _n H _{2n+1} Г	$\text{CH}_3\text{—Br}$ 
<i>Азотсодержащие соединения</i>				
Нитросоедине- ния	—NO ₂	R—NO ₂	C _n H _{2n+1} NO ₂	$\text{C}_2\text{H}_5\text{—NO}_2$ 
Амины (первичные)	—NH ₂	R—NH ₂	C _n H _{2n+3} N	$\text{CH}_3\text{—NH}_2$ 
<i>Кислородсодержащие соединения</i>				

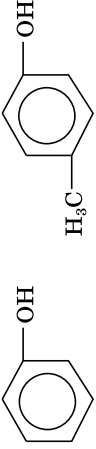


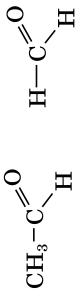

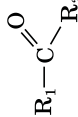

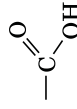
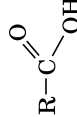


Спирты* (одноатомные)	—OH	R—OH	$C_nH_{2n+2}O$	CH_3OH C_2H_5OH
Фенолы	—OH	Ar—OH**	$C_nH_{2n+6}O$	
Альдегиды			$C_nH_{2n}O$	
Кетоны			$C_nH_{2n}O$	
Карбоновые кислоты			$C_nH_{2n}O_2$	
Простые эфиры	—O—	R_1-O-R_2	$C_nH_{2n+2}O$	

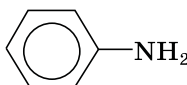
ТАБЛИЦА 03.5. ГЕТЕРОФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Соединения	Общая формула	Пример
Галогензамещенные карбоновые кислоты	$\Gamma - R - COOH$	$Cl - CH_2 - COOH$ Хлоруксусная кислота
Оксикислоты	$HO - R - COOH$	$\begin{array}{c} HO - CH - COOH \\ \\ OH \end{array}$ Молочная кислота
Аминокислоты	$NH_2 - R - COOH$	$NH_2 - CH_2 - COOH$ Аминоуксусная кислота

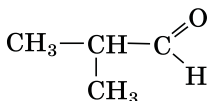
(альдегидокислота); гетерофункциональными соединениями являются и белки.

Преподаватель также отмечает, что белки и углеводы в классификации органических веществ занимают особое место, ведь наиболее важными отличительными признаками этих классов веществ являются сходство происхождения, биологическая роль, принцип организации молекул.

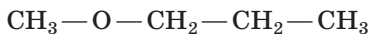
Для закрепления материала по классификации, а заодно и по номенклатуре функциональных производных углеводов преподаватель приводит несколько примеров формул веществ и просит провести их классификацию:



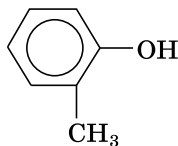
Анилин (ароматический амин)



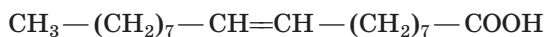
2-Метилпропаналь (предельный альдегид)



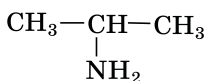
Метилпропиловый эфир (простой эфир)



2-Метилфенол (фенол)



Олеиновая кислота (непредельная одноосновная карбоновая кислота)



2-Аминопропан (предельный первичный амин)

Взаимосвязь строения и свойств органических соединений

Природа функциональной группы оказывает существенное влияние на физические свойства веществ данного класса и во многом определяет их химические свойства.

Физические свойства. Преподаватель напоминает, что физические свойства веществ определяются главным образом силами межмолекулярного взаимодействия. Поскольку силы межмолекулярного взаимодействия, как правило, невелики, для большинства органических соединений характерны низкие температуры плавления и кипения; низкомолекулярные вещества летучи, многие имеют запах. Студенты приводят примеры. Преподаватель демонстрирует опыты.

Опыт 1. Зажигают свечу, наблюдают плавление парафина при низкой температуре.

Опыт 2. Демонстрируют возгонку (летучесть) бензойной кислоты или нафталина. В случае бензойной кислоты используют прибор, изображенный на рис. ОЗ.3. В фарфоровую чашечку насыпают 5—10 г бензойной кислоты. При нагревании она плавится и возгоняется, а ветка покрывается хлопьями «снега». Следует избегать попадания паров бензойной кислоты в помещение.

В случае нафталина используют прибор, показанный на рис. ОЗ.4. На дно стакана насыпают нафталин слоем 0,5—1,0 см. Стакан нагревают на слабом огне. Нафталин возгоняется, его пары охлаждаются и оседают на ветке, напоминая иней.

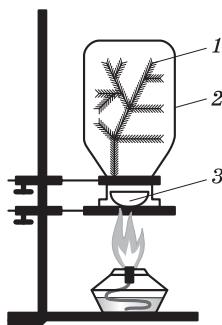
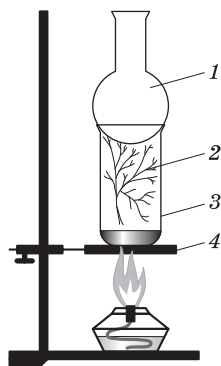


Рис. ОЗ.3. Прибор для демонстрации возгонки бензойной кислоты:

1 — веточка ели или сосны; 2 — трехлитровая банка, закрепленная в кольце; 3 — фарфоровая чашка, установленная на кольцо с керамическим треугольником

Рис. ОЗ.4. Прибор для демонстрации возгонки нафталина:

1 — круглодонная колба с холодной водой; 2 — ветка; 3 — стакан, на дно которого насыпан нафталин слоем 1 см; 4 — кольцо штатива с сеткой из латуни (или с асбестированной сеткой)



Далее студенты перечисляют известные им закономерности для всех классов веществ, обусловленные размером и строением радикала R.

- С увеличением размера R (а значит, и относительной молекулярной массы) температура кипения вещества увеличивается, а растворимость в воде уменьшается.
- Температуры кипения веществ неразветвленного строения выше, чем изомеров разветвленного строения.

В понятие «физические свойства» входит агрегатное состояние вещества. Гомологический ряд альдегидов начинается с двух газообразных при комнатной температуре веществ, а среди одноатомных спиртов и карбоновых кислот газов нет. Преподаватель спрашивает: с чем это связано. Молекулы спиртов и кислот дополнительно связаны друг с другом водородными связями. Образование межмолекулярных водородных связей (амины, спирты, карбоновые кислоты), а также диполь-дипольное взаимодействие (галогенопроизводные, альдегиды, простые эфиры) повышает температуру кипения и способствует росту растворимости веществ в полярных растворителях, в частности в воде.

Химические свойства. Для каждого класса веществ химические свойства подробно были рассмотрены на соответствующих занятиях. Поэтому для обобщения этого материала предлагаем поступить так:

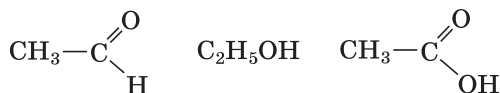
1) проанализировать влияние природы функциональной группы на определенные свойства вещества, влияние радикала на химические свойства веществ одного класса, взаимное влияние радикала и функциональной группы;

2) повторить и закрепить важнейшие свойства на основе генетической связи органических веществ;

3) вспомнить качественные реакции на органические вещества и функциональные группы.

Взаимное влияние атомов

Преподаватель просит расположить вещества: уксусную кислоту, уксусный альдегид, этиловый спирт — в порядке усиления их кислотных свойств:

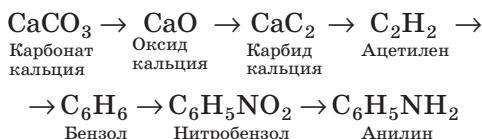


Студенты отмечают, что у альдегида отсутствуют кислотные свойства, этанол и уксусная кислота проявляют кислотные свойства за счет разрыва сильнополярной связи O—H, причем в случае уксусной кислоты этот процесс происходит легче благодаря соответствующему влиянию карбонильной группы.

Влияние радикала на химические свойства веществ одного класса можно рассмотреть, сопоставляя кислотные свойства карбоновых кислот или основные свойства первичных, вторичных и ароматических аминов. Для этого студенты анализируют константы диссоциации K_d , характеризующие способность основания, кислоты, воды образовывать в растворе ионы (табл. ОЗ.6). Чем больше константа диссоциации, тем больше соответствующих ионов образуется в растворе электролита, тем он сильнее.

ТАБЛИЦА ОЗ.6. КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ (K_d) НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	Уравнение диссоциации	K_d
<i>Кислоты</i>		
Муравьиная кислота	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}^+$	$17,7 \cdot 10^{-5}$
Уксусная кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Пропионовая кислота	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^- + \text{H}^+$	$1,34 \cdot 10^{-5}$
<i>Основания</i>		
Диметиламин	$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2]^+ + \text{OH}^-$	$4,2 \cdot 10^{-4}$
Метиламин	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{CH}_3\text{NH}_3]^+ + \text{OH}^-$	$8,5 \cdot 10^{-4}$
Анилин	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3]^+ + \text{OH}^-$	$4,0 \cdot 10^{-10}$



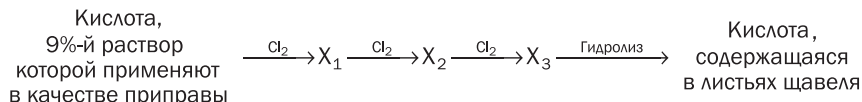
Уравнения реакций по цепочке превращений с указанием типа (или названия) каждой реакции студенты составляют самостоятельно.

В заключение преподаватель может подчеркнуть, что химические реакции с участием органических веществ протекают и в живых организмах; их изучает *биоорганическая химия*. Основным исходным материалом для таких превращений в клетке являются углеводы, которые образуются в природе в процессе фотосинтеза. Они подвергаются химическим превращениям и в самих растениях, и в организме животных и человека, куда поступают в виде пищи.

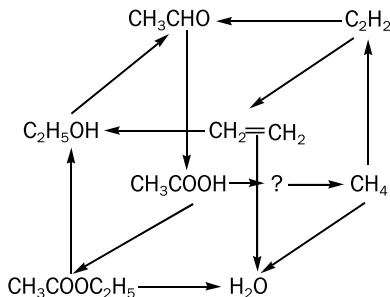


ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Напишите названия всех веществ в данной цепочке превращений:

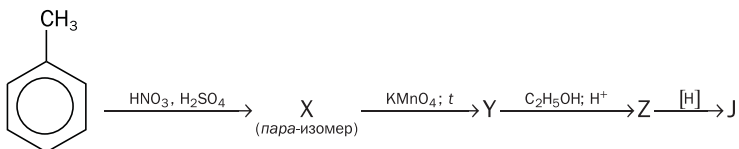


2. Совершите путешествие по увлекательному маршруту:



Напишите уравнения реакций.

3. Для местного обезболевания в медицине применяют *анестезин*, который синтезируют по схеме:



Напишите уравнения реакций. Дайте названия всем веществам согласно систематической номенклатуре.



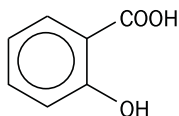
ЭТО ИНТЕРЕСНО!

- О связях в природе:

Все в мире цепью связано нетленной,
Все включено в один круговорот,
Сорвешь цветок, а где-то во Вселенной
В тот миг звезда сорвется и умрет..

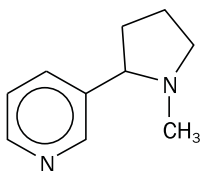
Л. Куклин

- Салициловая (2-гидроксibenзойная) кислота, из которой получают аспирин, впервые была выделена в 1835 г. из растения — таволги вязолистой (*Spiraea ulmaria*):



А ивовый экстракт, также содержащий салициловую кислоту (лат. *salix* — ива), в течение тысячелетий использовали как лечебное средство против жара, для остановки кровотечений, как мочегонное, для удаления перхоти и т.д.

- В 1492 г. матросы Христофора Колумба, высадившись на острове Сан-Сальвадор, увидели, что туземцы свертывают трубочкой листья каких-то растений, поджигают их и втягивают в себя дым. Траву для курения местные жители называли «табаго», а трубочки — «сигаро». От этих названий и произошли современные слова «табак» и «сигарета». Действующее начало табака — никотин:

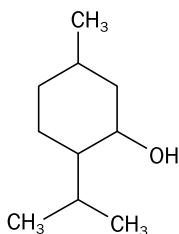


В чистом виде никотин $C_{10}H_{14}N_2$ — бесцветная жидкость с температурой кипения $246\text{ }^\circ\text{C}$, которая быстро темнеет на воздухе, хорошо растворяется в воде и органических растворителях.

Никотин — сильный яд, сравнимый с цианистым калием.

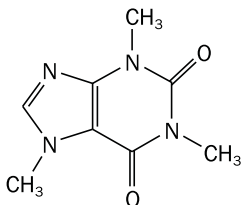
Кроме листьев табака, никотин есть также в хвоще и некоторых видах плаунов. В среднем в табаке содержится около 4 % никотина, и при курении часть его попадает в организм человека. Курение табака вызывает хроническое отравление этим ядом, воспаление слизистых оболочек дыхательных путей, нарушение пищеварения, повышает вероятность сердечно-сосудистых и раковых заболеваний.

- Если в молекуле спирта атом кислорода заменить на атом серы, то получим соединение, которое называют *тиолом* или *меркаптаном*. Последнее означает *mercury capture* (англ.) — связывание ртути. Тиолы действительно способны связывать ионы ртути. Но эти соединения еще знамениты тем, что они имеют отвратительный запах. Анальные мешочки полосатого скунса содержат выделения, сдобренные 3-метилбутантиолом-1. В случае опасности скунс поворачивается к врагу задом, поднимает хвост и выпускает струю отвратительно пахнущей, жгучей жидкости.
- **Ментол** $C_{10}H_{20}O$ (что означает «масло мяты») оставляет во рту характерное охлаждающее ощущение:



Ментол выделяют из японской перечной мяты, обычной мяты и синтезируют из скипидара. Ощущение холодка во рту возникает в силу того, что ментол действует на рецепторы, которые реагируют на пониженную температуру. В присутствии ментола эти рецепторы активизируются при более высокой температуре, чем обычно. Поэтому на теплые предметы в присутствии ментола организм реагирует как на холодные.

- **Кофеин** $C_8H_{10}O_2N_4$ — компонент кофе и чая, возбуждающий кору головного мозга:



Обычно чашка кофе или чая содержит около 0,1 г кофеина. Кофеин содержится также в семенах западно-африканских растений рода кола. Экстракты этих растений используют вместо применявшегося ранее в тех же целях кокаина для улучшения вкусовых качеств напитков типа кока-кола, пепси-кола и придания им стимулирующего эффекта. Кофеину очень близок теобромин, который является стимулирующим агентом шоколада.

Развитие представлений об атомно-молекулярном учении. Строение атома

Вариант 1

Часть А

1. Соединение с простейшей формулой C_3H_4O имеет плотность по водороду, равную 84. Молекулярная формула этого соединения:

- 1) C_3H_4O ;
- 2) $C_9H_{14}O_4$;
- 3) $C_{12}H_{16}O$;
- 4) $C_9H_{12}O_3$.

2. Объем углекислого газа, образовавшегося при горении 10 л этана в избытке кислорода, при нормальных условиях составляет:

- 1) 10 л;
- 2) 20 л;
- 3) 30 л;
- 4) 40 л.

3. Ядро атома криптона-80 содержит:

- 1) 80 протонов и 36 нейтронов;
- 2) 26 протонов и 80 нейтронов;
- 3) 36 протонов и 44 электрона;
- 4) 36 протонов и 44 нейтрона.

4. В состав ядра атома изотопа плутония входит 148 нейтронов. Массовое число этого атома равно:

- 1) 244;
- 2) 242;
- 3) 94;
- 4) 148.

5. Электронная конфигурация внешнего электронного слоя $...2s^22p^1$ соответствует атому:

- 1) лития;
- 2) бериллия;
- 3) бора;
- 4) углерода.

6. Ионы K^+ и S^{2-} имеют такую же электронную конфигурацию, как атом:

- 1) гелия;
- 2) неона;
- 3) хлора;
- 4) аргона.

Часть В

1. Даны элементы: 1) магний; 2) калий; 3) алюминий; 4) кальций; 5) бор. Расположите их в порядке усиления металлических свойств.

2. Укажите характер оксида бериллия и оксида магния.

3. Установите соответствие:

Гидроксид элемента

Характер гидроксида

- 1) алюминия
- 2) калия
- 3) кремния
- 4) магния

- а) основной
- б) кислотный
- в) амфотерный

4. При разложении 42 г карбоната двухвалентного металла выделилось 11,2 л (н. у.) оксида углерода(IV). Напишите название металла.

Часть С

1. На каком основании элементы хлор и марганец помещены в одну группу Периодической системы Д. И. Менделеева? Почему они находятся в разных подгруппах?

2. Какими свойствами должен обладать элемент с порядковым номером 114? Объясните свой ответ.

3. Содержание фосфора в одном из его оксидов составляет 43,66 %. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 9,79. Установите молекулярную формулу оксида фосфора.

Вариант 2

Часть А

1. Средняя молярная масса смеси 10 % озона и 90 % кислорода (по объему) равна:

- 1) 18,8 г/моль;
- 2) 32 г/моль;
- 3) 33,6 г/моль;
- 4) 50,6 г/моль.

2. Объем углекислого газа (н. у.), образовавшегося при полном сгорании 4,6 г этанола, равен:

- 1) 11,2 л;
- 2) 1,12 л;

3) 44,8 л;

4) 4,48 л.

3. Сумма протонов, нейтронов и электронов в атоме кальция-40 равна:

1) 20;

2) 4;

3) 60;

4) 80.

4. Массовое число атома равно 90. Число нейтронов равно 52.

Это атом:

1) рубидия;

2) стронция;

3) теллура;

4) циркония.

5. Электронная конфигурация внешнего слоя $...2s^22p^2$ соответствует атому:

1) углерода;

2) азота;

3) кислорода;

4) фтора.

6. Электронную конфигурацию аргона имеют обе частицы:

1) Al^{3+} , O^{2-} ;

2) Ca^{2+} , S^{2-} ;

3) K^+ , N^{2-} ;

4) Na^+ , O^{2-} .

Часть В

1. Даны элементы: 1) азот; 2) кислород; 3) алюминий; 4) кремний; 5) углерод. Расположите их в порядке ослабления неметаллических свойств.

2. Укажите характер оксида кальция и оксида фосфора.

3. Установите соответствие:

Гидроксид элемента

Характер гидроксида

1) селена

а) основной

2) бериллия

б) кислотный

3) бария

в) амфотерный

4) хлора

4. В оксиде трехвалентного элемента массовая доля кислорода равна 30 %. Укажите относительную атомную массу элемента.

Часть С

1. На каком основании элементы сера и хром помещены в одну группу Периодической системы Д. И. Менделеева? Почему они находятся в разных подгруппах?

2. Какими свойствами должен обладать элемент с порядковым номером 119? Поясните свой ответ.

3. Высший оксид элемента отвечает формуле ЭO_3 . Его водородное соединение содержит 2,3 % водорода. Определите, какой это элемент. Напишите формулу его соединения с водородом.

Вариант 3

Часть А

1. При анализе органического соединения было обнаружено, что оно содержит только 0,566 г водорода, 2,641 г азота и 6,793 г углерода. Простейшая формула этого соединения:

- 1) $\text{C}_3\text{H}_3\text{N}$;
- 2) $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}$;
- 3) $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$;
- 4) HCN .

2. Плотность газа при нормальных условиях равна 0,89 г/л. Относительная плотность этого газа по гелию равна:

- 1) 4;
- 2) 5;
- 3) 10;
- 4) 20.

3. Главной характеристикой атома, определяющей его отношение к данному химическому элементу является:

- 1) заряд ядра атома;
- 2) число нейтронов ядре;
- 3) масса атома;
- 4) число электронов на внешнем энергетическом уровне.

4. Массовое число атома равно 19. Число нейтронов равно 10. Это атом:

- 1) кремния;
- 2) фосфора;
- 3) неона;
- 4) фтора.

5. Электронная конфигурация внешнего слоя $\dots 2s^2 2p^5$ соответствует атому:

- 1) азота;
- 2) фтора;
- 3) хлора;
- 4) неона.

6. Ионы Mg^{2+} и F^- имеют электронную конфигурацию атома:

- 1) гелия;
- 2) неона;
- 3) хлора;
- 4) аргона.

Часть В

1. Даны элементы: 1) барий; 2) цезий; 3) кальций; 4) бериллий; 5) стронций. Расположите их в порядке ослабления металлических свойств.

2. Укажите характер оксида серы и оксида лития.

3. Установите соответствие:

Гидроксид элемента

Характер гидроксида

1) азота

а) основной

2) кальция

б) кислотный

3) алюминия

в) амфотерный

4) углерода

4. При взаимодействии 6,85 г металла с водой выделилось 1,12 л водорода (н.у.). Определите, какой это металл, если известно, что в соединениях он проявляет степень окисления +2.

Часть С

1. Атомы гелия и магния имеют сходную структуру внешнего электронного слоя $\dots ns^2$. Объясните, почему эти элементы расположены в Периодической системе Д. И. Менделеева в разных группах.

2. Почему элемент водород имеет двойственное положение в Периодической системе Д. И. Менделеева?

3. Массовая доля водорода в соединении с элементом IV группы равна 0,125. Определите, какой это элемент. Напишите формулу его высшего оксида.

Ответы

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2	Вариант 3
A1	4	3	1
A2	2	4	2
A3	4	3	1
A4	2	2	4
A5	3	1	2
A6	4	2	2
B1	53142	21543	21534
B2	Амфотерный; основный	Основный; кислотный	Кислотный; основный

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2	Вариант 3
В3	1в, 2а, 3б, 4а	1б, 2в, 3а, 4б	1б, 2а, 3в, 4б
В4	Магний	5б	Барий

Строение вещества. Чистые вещества и смеси

Вариант 1

Часть А

1. Химические связи в веществах, формулы которых CH_4 и CaCl_2 , соответственно:

- 1) ионная и ковалентная полярная;
- 2) ковалентная полярная и ионная;
- 3) ковалентная неполярная и ионная;
- 4) ковалентная полярная и металлическая.

2. Ионный характер связей в ряду соединений $\text{Li}_2\text{O} - \text{Na}_2\text{O} - \text{K}_2\text{O} - \text{Rb}_2\text{O}$:

- 1) усиливается;
- 2) ослабляется;
- 3) не изменяется;
- 4) сначала ослабляется, потом усиливается.

3. Формула вещества, в котором есть ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму:

- 1) $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- 2) $[\text{CH}_3\text{NH}_3]\text{Cl}$;
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
- 4) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

4. Формулы соединений, в молекулах которых связи направлены сходным образом в результате sp^3 -гибридизации атомных орбиталей, представлены в ряду:

- 1) CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 ;
- 2) NH_3 , CH_4 , H_2O ;
- 3) H_2O , C_2H_6 , C_6H_6 ;
- 4) C_3H_8 , BCl_3 , BeCl_2 .

5. Вещества с ионной кристаллической решеткой характеризуются:

- 1) плохой растворимостью в воде;
- 2) легкоплавкостью;
- 3) высокой температурой кипения;
- 4) летучестью.

6. Образование водородной связи между молекулами приводит:

- 1) к уменьшению температур кипения веществ;
- 2) к уменьшению растворимости веществ в воде;
- 3) к увеличению температур кипения веществ;
- 4) к увеличению летучести веществ.

7. В реакцию поликонденсации могут вступать оба вещества пары:

- 1) пропилен и формальдегид;
- 2) фенол и этан;
- 3) сера и этиленгликоль;
- 4) аминокусная кислота и глюкоза.

8. При повторном нагревании разлагаются полимеры:

- 1) термопластичные;
- 2) терморезистивные;
- 3) стереорегулярные;
- 4) нестереорегулярные.

9. Вещество, которое лучше растворяется в воде, чем в гексане, — это:

- 1) хлор Cl_2 ;
- 2) бензол C_6H_6 ;
- 3) белый фосфор P_4 ;
- 4) хлороводород HCl .

Часть В

1. Масса аммиака, содержащегося в 200 г 25% -го раствора, равна ... граммов. (Напишите число.)

2. Соотнесите вещества и наличие указанных связей в их молекулах:

<i>Вещество</i>	<i>Связи</i>
1) ацетилен	а) только одинарные
2) углекислый газ	б) одна двойная
3) этилен	в) две двойные
4) аммиак	г) одна тройная
5) циановодород HCN	

3. Даны вещества, формулы которых: а) CH_3Cl ; б) COF_2 ; в) N_2H_4 ; г) SO_2Cl_2 . Укажите вещества, в молекулах которых одинаковое число π -связей. (В ответе напишите соответствующие буквы в порядке алфавита.)

4. Среди веществ, формулы которых: Mg , H_2SO_4 , C_2H_6 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$, BeCl_2 , укажите то, в котором атомы соединены и ковалентной, и ионной связью. (В ответе напишите название этого вещества.)

Часть С

1. Почему при обычных условиях аргон и хлор — газы, кремний — тугоплавкое вещество, натрий — легкоплавкий металл?

2. Определите число σ - и π -связей в молекулах: а) уксусного альдегида (этанала); б) углекислого газа. Укажите типы гибридизации атомов углерода и соответствующие им валентные углы в молекуле этанала.

3. Определите массу воды и массу 87% -го раствора серной кислоты, которые необходимо взять для приготовления 600 г 55% -го раствора этой кислоты.

Вариант 2

Часть А

1. Укажите ряд, в котором приведены формулы веществ с ионной и ковалентной полярной связью соответственно:

- 1) PH_3 и CH_3OH ;
- 2) BaCl_2 и CH_4 ;
- 3) F_2 и HCHO ;
- 4) CO_2 и C_2H_4 .

2. Ковалентный характер связей в ряду соединений $\text{LiF} - \text{BeF}_2 - \text{BF}_3 - \text{CF}_4 - \text{NF}_3 - \text{OF}_2 - \text{F}_2$:

- 1) ослабляется;
- 2) усиливается;
- 3) сначала усиливается, потом ослабляется;
- 4) не изменяется.

3. Укажите формулу вещества, в котором есть ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму:

- 1) CH_3NO_2 ;
- 2) H_2O ;
- 3) C_5H_8 ;
- 4) NH_4NO_2 .

4. Формулы соединений, в молекулах которых связи направлены сходным образом в результате sp^2 -гибридизации атомных орбиталей, представлены в ряду:

- 1) C_2H_4 , BCl_3 , CH_4 ;
- 2) C_2H_2 , BeCl_2 , C_2H_6 ;
- 3) C_6H_6 , BCl_3 , C_2H_4 ;
- 4) H_2O , C_3H_8 , NH_3 .

5. Общее свойство веществ с молекулярной кристаллической решеткой — это:

- 1) растворимость в воде;
- 2) высокая температура кипения;
- 3) электропроводность растворов;
- 4) низкая температура плавления.

6. Образованием водородных связей можно объяснить:

- 1) растворимость уксусной кислоты в воде;
- 2) кислотные свойства этанола;
- 3) высокую температуру плавления многих металлов;
- 4) нерастворимость метана в воде.

7. В реакцию полимеризации могут вступать оба вещества пары:

- 1) этилен, бензол;
- 2) изопрен, формальдегид;
- 3) глицерин, сера;
- 4) стирол, хлорэтан.

8. При обычных условиях этилен является газом, а полиэтилен — твердым нелетучим веществом, потому что:

- 1) в этилене есть двойная связь, а в полиэтилене — нет;
- 2) у них разный тип кристаллической решетки;
- 3) полиэтилен образован макромолекулами, а этилен — нет;
- 4) у этилена низкая температура кипения, а у полиэтилена — высокая.

9. Укажите формулу вещества, которое лучше растворяется в этиловом спирте, чем в тетрахлорметане:

- 1) CH_3COOH ;
- 2) C_6H_{14} ;
- 3) фуллерен C_{60} ;
- 4) Br_2 .

Часть В

1. Масса воды, содержащейся в 200 г 98%-го раствора серной кислоты, равна ... граммов. (Напишите число.)

2. Соотнесите вещества и наличие в их молекулах указанных связей:

<i>Вещество</i>	<i>Связи</i>
1) бутadiен	а) только одинарные
2) этанол	б) одна двойная
3) формальдегид	в) две двойные
4) азот	г) одна тройная
5) вода	

3. Даны вещества, формулы которых: а) CH_3Cl ; б) COF_2 ; в) N_2H_4 ; г) SO_2Cl_2 . Укажите вещества, в молекулах которых одинаковое число σ -связей. (В ответе напишите соответствующие буквы в порядке алфавита.)

4. Среди соединений, формулы которых: F_2 , NaNO_3 , H_2SO_4 , C_2H_6 , CH_3OH , укажите то, в котором атомы соединены и ковалентной полярной, и ковалентной неполярной связью. (В ответе напишите название этого вещества.)

Часть С

1. В чем заключается причина резкого различия в свойствах оксида кремния(IV) и оксида углерода(IV)?

2. Определите число σ - и π -связей в молекулах: а) бутена-2; б) азота. Укажите типы гибридизации атомов углерода и соответствующие им валентные углы в молекуле бутена-2.

3. Определите массу 8% -го и массу 75% -го раствора соли, которые необходимо взять для приготовления 400 г 42% -го раствора этой соли.

Вариант 3

Часть А

1. Химические связи в молекулах веществ, формулы которых Br_2 и CH_2Br_2 , соответственно:

- 1) ионная и ковалентная полярная;
- 2) ковалентная полярная и ионная;
- 3) ковалентная неполярная и ковалентная полярная;
- 4) ковалентная полярная и металлическая.

2. Ионность связи выше в веществе, формула которого:

- 1) LiCl ;
- 2) LiI ;
- 3) LiBr ;
- 4) LiF .

3. Укажите формулу вещества, в котором есть ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму:

- 1) CH_3OH ;
- 2) NH_4NO_3 ;
- 3) C_5H_8 ;
- 4) H_2O .

4. Формулы соединений, в молекулах которых связи направлены сходным образом в результате *sp*-гибридизации атомных орбиталей, представлены в ряду:

- 1) BCl_3 , CH_4 ;
- 2) C_2H_2 , BeCl_2 ;
- 3) C_6H_6 , NH_3 ;
- 4) H_2O , C_3H_8 .

5. Общее свойство веществ с металлической кристаллической решеткой — это:

- 1) растворимость в воде;
- 2) высокая температура кипения;
- 3) электропроводность;
- 4) низкая температура плавления.

6. Образованием водородных связей можно объяснить:

- 1) отсутствие летучести у полиэтилена;

- 2) кислотные свойства этанола;
 3) высокую температуру плавления многих металлов;
 4) растворимость низших спиртов в воде.
7. Биополимеры могут быть получены в результате реакции:
 1) поликонденсации;
 2) полимеризации;
 3) дегидрирования;
 4) окисления.
8. Механическая прочность полимеров зависит:
 1) от степени кристалличности;
 2) от упорядоченности химического строения молекул;
 3) от упорядоченности пространственного строения молекул;
 4) все ответы правильные.
9. Укажите формулу вещества, которое лучше растворяется в гексане, чем в этиловом спирте:
 1) NaBr;
 2) P₄;
 3) C₂H₅COOH;
 4) H₃PO₄.

Часть В

1. Объемная доля фтора в смеси, состоящей из 2 л фтора и 8 л гелия, равна ... процентов. (Напишите число.)

2. Соотнесите вещества и наличие указанных связей в их молекулах:

<i>Вещество</i>	<i>Связи</i>
1) сернистый газ	а) только одинарные
2) ацетилен	б) одна двойная
3) пропен	в) две двойные
4) сероводород	г) одна тройная
5) пропадиен	

3. Даны вещества: а) кислород; б) сернистый газ; в) вода; г) аминотетан; д) формальдегид. Укажите вещества, в молекулах которых содержатся только σ -связи. (В ответе напишите соответствующие буквы в порядке алфавита.)

4. Среди соединений, формулы которых: CaF₂, NH₄Cl, H₂S, C₂H₂, CH₃COOH, укажите то, в котором есть и ионная связь, и ковалентная полярная связь. (В ответе напишите название этого вещества.)

Часть С

1. В чем заключается причина резкого различия в свойствах азота и красного фосфора?

2. Определите число σ - и π -связей в молекулах: а) пропина; б) сероводорода. Укажите типы гибридизации атомов углерода и соответствующие им валентные углы в молекуле пропина.

3. Определите массу 20% -й и массу 32% -й соляной кислоты, которые необходимо взять для приготовления 240 г 27% -го раствора.

Ответы

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2	Вариант 3
A1	2	2	3
A2	1	2	4
A3	2	4	2
A4	2	3	2
A5	3	4	3
A6	3	1	4
A7	4	2	1
A8	2	3	4
A9	4	1	2
B1	50	4	20
B2	1г, 2в, 3б, 4а, 5г	1в, 2а, 3б, 4г, 5а	1в, 2г, 3б, 4а, 5в
B3	бв	аг	вг
B4	Этилат натрия	Этан	Хлорид аммония

Химические реакции

Вариант 1

Часть А

1. Взаимодействие натрия с водой — это реакция:

- 1) экзотермическая; соединения;
- 2) экзотермическая; замещения;
- 3) эндотермическая; замещения;
- 4) эндотермическая; обмена.

2. Сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции



соответствует взаимодействию:

- 1) хлорида алюминия с водой;
 - 2) оксида алюминия с гидроксидом калия;
 - 3) хлорида алюминия с гидроксидом магния;
 - 4) сульфата алюминия с гидроксидом натрия.
3. Среда щелочная в водном растворе:
- 1) ацетата натрия;
 - 2) хлорида калия;
 - 3) нитрата меди(II);
 - 4) сульфата алюминия.
4. С наибольшей скоростью с водой реагирует:
- 1) натрий;
 - 2) магний;
 - 3) калий;
 - 4) цинк.
5. Скорость реакции известняка с кислотой увеличивается:
- 1) при понижении температуры;
 - 2) при измельчении известняка;
 - 3) при использовании катализатора;
 - 4) при повышении давления.
6. Химическое равновесие в системе



в наибольшей степени можно сместить в сторону продуктов реакции:

- 1) при повышении температуры и повышении давления;
- 2) при повышении температуры и понижении давления;
- 3) при понижении температуры и повышении давления;
- 4) при понижении температуры и понижении давления.

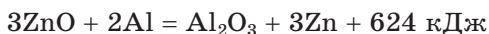
Часть В

1. Коэффициент перед формулой окислителя в уравнении реакции, схема которой $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, равен ...

2. Суммы всех коэффициентов в полном и сокращенном ионно-молекулярных уравнениях реакции уксусной кислоты и гидроксида натрия равны ... (Напишите двухзначное число: первая цифра — сумма всех коэффициентов в полном ионно-молекулярном уравнении, вторая — в сокращенном.)

3. Определите скорость реакции при температуре 40 °С, если при 20 °С она равна 0,4 моль/(л · ч), а при повышении температуры на 10 °С скорость возрастает в 3 раза.

4. Согласно термохимическому уравнению



при взаимодействии 2 молей оксида цинка с избытком алюминия выделяется теплоты ... кДж. (Напишите число с точностью до целых.)

Часть С

1. Почему нитрат аммония легко растворяется в воде, тогда как его растворение — процесс эндотермический? Горение угля, бензина, дерева, бумаги — процессы экзотермические, однако их самовоспламенение при обычной температуре не наблюдается.

2. Приведите примеры уравнений реакций, характеризующих окислительные и восстановительные свойства: а) метанола; б) оксида серы(IV).

3. Опишите явления, которые можно наблюдать при смешении водных растворов хлорида железа(III) и карбоната натрия. Приведите объяснения и уравнение(я) реакции(й).

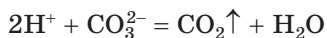
Вариант 2

Часть А

1. Взаимодействие метанола с уксусной кислотой является реакцией:

- 1) обратимой; гомогенной;
- 2) обратимой; гетерогенной;
- 3) необратимой; гетерогенной;
- 4) необратимой; гомогенной.

2. Сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции



соответствует взаимодействию:

- 1) азотной кислоты с карбонатом кальция;
- 2) уксусной кислоты с карбонатом калия;
- 3) соляной кислоты с карбонатом натрия;
- 4) серной кислоты с оксидом углерода(IV).

3. Среда щелочная в водном растворе:

- 1) фосфата калия;
- 2) хлорида аммония;
- 3) нитрата бария;
- 4) формиата магния.

4. С наибольшей скоростью с соляной кислотой реагирует:

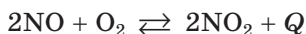
- 1) железо;
- 2) магний;
- 3) медь;
- 4) цинк.

5. Для увеличения скорости реакции



необходимо:

- 1) уменьшить концентрацию аммиака;
 - 2) увеличить температуру;
 - 3) увеличить концентрацию водорода;
 - 4) уменьшить температуру.
6. Химическое равновесие в системе



смещается в сторону продукта реакции:

- 1) при повышении температуры;
- 2) при использовании катализатора;
- 3) при понижении давления;
- 4) при повышении давления.

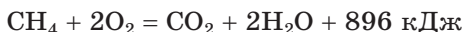
Часть B

1. Коэффициент перед формулой окислителя в уравнении реакции, схема которой $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$, равен ...

2. Суммы всех коэффициентов в полном и сокращенном ионно-молекулярных уравнениях реакции серной кислотой и гидроксида магния соответственно равны... (Напишите двухзначное число: первая цифра — сумма всех коэффициентов в полном ионно-молекулярном уравнении, вторая — в сокращенном.)

3. Определите температурный коэффициент скорости реакции, в которой при увеличении температуры на 30°C скорость реакции возрастает в 27 раз.

4. Согласно термохимическому уравнению



для получения 448 кДж теплоты необходимо сжечь ... литров (н. у.) метана.

Часть C

1. Почему жидкий этанол горит спокойно (например, горение спирта в спиртовке), а пары этого вещества в смеси с воздухом взрываются?

2. Приведите примеры уравнений реакций, характеризующих окислительные и восстановительные свойства: а) метаналя; б) оксида углерода(II).

3. Опишите явления, которые можно наблюдать при смешении водных растворов хлорида хрома(III) и сульфида калия. Приведите объяснения и соответствующее(ие) уравнение(я) реакции(й).

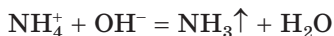
Вариант 3

Часть А

1. Взаимодействие метана с хлором на свету является реакцией:

- 1) соединения; гетерогенной;
- 2) замещения; гетерогенной;
- 3) замещения; гомогенной;
- 4) обмена; гомогенной.

2. Сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции



соответствует взаимодействию:

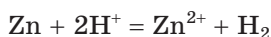
- 1) хлорида аммония с водой;
- 2) сульфата аммония с гидроксидом калия;
- 3) нитрата аммония с гидроксидом магния;
- 4) аммиака с гидроксидом натрия.

3. Среда нейтральная в водном растворе:

- 1) карбоната калия;
- 2) хлорида натрия;
- 3) нитрата меди(II);
- 4) сульфата аммония.

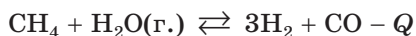
4. С наибольшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция:

- 1) между натрием и этиловым спиртом;
 - 2) между железом и соляной кислотой;
 - 3) между растворами хлорида меди(II) и гидроксида калия;
 - 4) между железом и серой.
5. Для увеличения скорости химической реакции



необходимо:

- 1) увеличить концентрацию ионов цинка;
 - 2) добавить еще гранулу цинка;
 - 3) уменьшить температуру;
 - 4) увеличить концентрацию ионов водорода.
6. Химическое равновесие в системе



смещается в сторону продуктов реакции:

- 1) при повышении температуры;
- 2) при повышении давления;
- 3) при понижении температуры;
- 4) при использовании катализатора.

Часть В

1. Коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении реакции, схема которой $P + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + SO_2 + H_2O$, равен ...

2. Суммы всех коэффициентов в полном и в сокращенном ионно-молекулярных уравнениях реакции между серной кислотой и карбонатом калия соответственно равны... (Напишите трехзначное число: первые две цифры — сумма всех коэффициентов в полном ионно-молекулярном уравнении, третья — в сокращенном.)

3. Определите скорость реакции при температуре 20 °С, если при 50 °С она равна 0,24 моль/(л · ч), а при повышении температуры на 10 °С скорость возрастает в 2 раза.

4. Для получения 56 л (н. у.) углекислого газа согласно уравнению реакции



необходимо затратить теплоты ... килоджоулей.

Часть С

1. Как объяснить, что для гидролиза сахарозы в лабораторных условиях ее водный раствор подкисляют и доводят до кипения, а в пищеварительном тракте гидролиз идет при температуре 36,6 °С, да еще значительно быстрее?

2. Приведите примеры уравнений реакций, характеризующих окислительные и восстановительные свойства: а) этилена; б) графита.

3. Опишите явления, которые можно наблюдать при смешении водных растворов хлорида аммония и силиката натрия. Приведите объяснения и соответствующее(ие) уравнение(я) реакции(й).

Ответы

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2	Вариант 3
A1	2	1	3
A2	4	3	2
A3	1	1	2
A4	3	2	3
A5	2	2	4
A6	2	4	1
B1	4	2	2
B2	64	86	115
B3	3,6	3	0,03
B4	416	11,2	450

Вещества и их свойства

Вариант 1

Часть А

1. Муравьиная кислота и гидроксид кальция относятся соответственно к классам:

- 1) карбоновых кислот и неорганических кислот;
- 2) карбоновых кислот и оснований;
- 3) неорганических кислот и оснований;
- 4) амфотерных гидроксидов.

2. Группа —ОН содержится в молекулах всех веществ ряда:

- 1) альдегиды, щелочи, фенолы;
- 2) фенолы, основания, амины;
- 3) основания, спирты, фенолы;
- 4) щелочи, аминокислоты, эфиры.

3. Натрий реагирует с каждым веществом пары:

- 1) этанол, углекислый газ;
- 2) хлорэтан, вода;
- 3) глицерин, метан;
- 4) бензол, кислород.

4. При электролизе раствора сульфита меди(II) на инертных электродах выделяются:

- 1) Cu и O₂;
- 2) Cu и H₂;
- 3) H₂ и O₂;
- 4) H₂ и SO₂.

5. С концентрированной азотной кислотой не взаимодействует:

- 1) медь;
- 2) хром;
- 3) серебро;
- 4) цинк.

6. С раствором гидроксида натрия взаимодействуют оба вещества пары:

- 1) этанол и метиламин;
- 2) алюминий и оксид магния;
- 3) углекислый газ и аммиак;
- 4) уксусная кислота и хлорид цинка.

Часть В

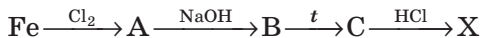
1. Установите соответствие:

<i>Вещество</i>	<i>Свойства</i>
1) этиламин	а) основные
2) серная кислота	б) амфотерные
3) глицин	в) кислотные

- 4) нашатырный спирт
- 5) гидроксид цинка

2. Минимальное число стадий получения аминокислоты (глицина) из ацетальдегида равно ...

3. Дана цепочка превращений:



Напишите название вещества X.

4. Дана цепочка превращений:



Напишите название вещества X согласно систематической номенклатуре.

Часть С

1. Приведите примеры уравнений реакций концентрированной азотной кислоты с неорганическими веществами (металлами и неметаллами) и одним из органических веществ.

2. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно из карбида кальция получить 3-бромбензойную кислоту.

3. Бесцветный газ, полученный из карбида кальция, объемом 1,12 л (н. у.) вступил в реакцию присоединения с хлороводородом, образовавшимся при действии концентрированной серной кислоты на 2,925 г поваренной соли. Продукт реакции присоединения полимеризовали, в результате образовалось 2,2 г полимера. Какой полимер был получен? Каков выход полимера в процентах от теоретического? Сколько граммов карбида кальция потребовалось?

Вариант 2

Часть А

1. Бутанол и гидроксид алюминия относятся соответственно к классам:

- 1) спиртов и оснований;
- 2) карбоновых кислот и оснований;
- 3) спиртов и амфотерных гидроксидов;
- 4) альдегидов и амфотерных гидроксидов.

2. Аминогруппа $-\text{NH}_2$ содержится в молекуле каждого вещества пары:

- 1) аммиак и хлорид аммония;
- 2) этиламин и нитрат аммония;
- 3) анилин и метиламин;
- 4) аминокислота и азотная кислота.

3. Магний реагирует с каждым веществом пары:
- 1) серная кислота, этанол;
 - 2) фенол, соляная кислота;
 - 3) кислород, бензол;
 - 4) уксусная кислота, хлор.
4. При электролизе раствора хлорида калия на инертных электродах выделяются:
- 1) К и O_2 ;
 - 2) К и H_2 ;
 - 3) H_2 и O_2 ;
 - 4) H_2 и Cl_2 .
5. При обычных условиях концентрированная серная кислота не будет взаимодействовать:
- 1) с никелем;
 - 2) с магнием;
 - 3) с цинком;
 - 4) с железом.
6. С раствором гидроксида натрия не взаимодействует:
- 1) сульфат калия;
 - 2) муравьиная кислота;
 - 3) цинк;
 - 4) фенол.

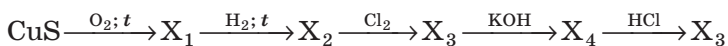
Часть В

1. Установите соответствие:

<i>Вещество</i>	<i>Свойства</i>
1) аланин	а) основные
2) сероводород	б) амфотерные
3) гидроксид магния	в) кислотные
4) гидроксид алюминия	
5) этанол	

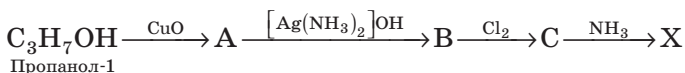
2. Минимальное число стадий, необходимых для получения нитробензола из метана, равно ...

3. Дана цепочка превращений:



Напишите название вещества X_3 .

4. Дана цепочка превращений:



Напишите название вещества X согласно систематической номенклатуре.

Часть С

1. Приведите примеры уравнений реакций концентрированной серной кислоты с неорганическими веществами (металлом и неметаллом) и одним из органических веществ.

2. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно превратить карбонат кальция в полихлорвинил.

3. При действии избытка натрия на смесь этилового спирта и фенола выделилось 6,72 л водорода (н. у.). Для полной нейтрализации этой смеси потребовалось 25 мл 40% -го раствора гидроксида калия (плотность раствора 1,4 г/мл). Определите состав исходной смеси в процентах по массе.

Вариант 3

Часть А

1. Этилацетат и гидроксид магния относятся соответственно к классам:

- 1) карбоновых кислот и неорганических кислот;
- 2) сложных эфиров и оснований;
- 3) простых эфиров и оснований;
- 4) сложных эфиров и амфотерных гидроксидов.

2. Группа $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ содержится в молекулах всех веществ ряда:

- 1) уксусная кислота, серная кислота, угольная кислота;
- 2) фенол, ацетальдегид, анилин;
- 3) фруктоза, этанол, сахароза;
- 4) формальдегид, глюкоза, муравьиная кислота.

3. Калий реагирует с каждым веществом пары:

- 1) этанол, углекислый газ;
- 2) хлорэтан, метан;
- 3) глицерин, вода;
- 4) кислород, бензол.

4. При электролизе раствора нитрата натрия на инертных электродах выделяются:

- 1) Na и O₂;
- 2) Na и H₂;
- 3) H₂ и O₂;
- 4) H₂ и N₂.

5. Концентрированная азотная кислота пассивирует:

- 1) алюминий;
- 2) платину;
- 3) медь;
- 4) ртуть.

6. С раствором гидроксида калия взаимодействуют оба вещества пары:

- 1) фенол и метиламин;
- 2) глицин и алюминий;
- 3) хлороводород и оксид магния;
- 4) уксусная кислота и хлорид натрия.

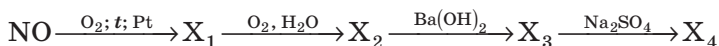
Часть В

1. Установите соответствие:

<i>Вещество</i>	<i>Свойства</i>
1) оксид цинка	а) основные
2) диметиламин	б) амфотерные
3) аммиак	в) кислотные
4) оксид магния	
5) фенол	

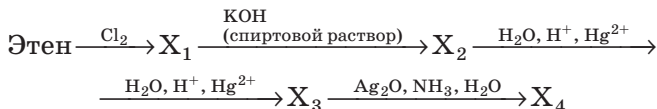
2. Минимальное число стадий получения полиэтилена из этана равно ...

3. Дана цепочка превращений:



Напишите название азотсодержащего вещества X_4 .

4. Дана цепочка превращений:



Напишите название вещества X_4 согласно систематической номенклатуре.

Часть С

1. Приведите примеры уравнений реакций разбавленной азотной кислоты с неорганическими веществами (металлами и др.) и одним из органических веществ.

2. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно из неорганических веществ получить уксусную кислоту.

3. Сколько граммов негашеной извести, содержащей 80 % оксида кальция, и угля, содержащего 90 % углерода, потребовалось для получения карбида кальция, из которого синтезировали ацетилен в целях последующего получения уксусного альдегида. Известно, что при взаимодействии полученного альдегида с аммиачным раствором оксида серебра образовалось 50,4 г осадка.

Ответы

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2	Вариант 3
A1	2	3	2
A2	3	3	4

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2	Вариант 3
A3	2	2	3
A4	3	4	3
A5	1	4	1
A6	4	1	2
B1	1а, 2в, 3б, 4а, 5б	1б, 2в, 3а, 4б, 5в	1б, 2а, 3а, 4а, 5в
B2	3	3	2
B3	Хлорид железа(III)	Хлорид меди(II)	Нитрат натрия
B4	2,4,6-Трибро- манилин	2-Аминопропано- вая кислота	Этановая кислота

Углеводороды

Уровень 1

Вариант 1

1. Этилен (этен) относится к углеводородам с общей формулой:

- 1) C_nH_{2n+2} ;
- 2) C_nH_{2n} ;
- 3) C_nH_{2n-2} ;
- 4) C_nH_{2n-6} .

2. Гомологом пропина является:

- 1) пропан;
- 2) пропен;
- 3) этин;
- 4) пропадиен.

3. Формула изомера бутена-1:

- 1) $CH_3 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH} - CH_3$
- 2) $CH \equiv C - CH_2 - CH_3$
- 3) $CH_3 - CH = CH - CH_3$
- 4) $CH_2 = CH - CH_3$

4. Этилен от ацетилена (этина) отличается:

- 1) числом атомов углерода в молекуле;
- 2) кратностью связи углерод — углерод в молекуле;
- 3) агрегатным состоянием;
- 4) цветом.

5. Сравните температуры кипения $T_{\text{кип}}$ бутана и гексана:

- 1) $T_{\text{кип}}(\text{C}_4\text{H}_{10}) < T_{\text{кип}}(\text{C}_6\text{H}_{14})$;
- 2) $T_{\text{кип}}(\text{C}_4\text{H}_{10}) > T_{\text{кип}}(\text{C}_6\text{H}_{14})$;
- 3) $T_{\text{кип}}(\text{C}_4\text{H}_{10}) = T_{\text{кип}}(\text{C}_6\text{H}_{14})$;
- 4) $T_{\text{кип}}(\text{C}_4\text{H}_{10}) \gg T_{\text{кип}}(\text{C}_6\text{H}_{14})$.

6. Не вступают в реакции присоединения:

- 1) алкадиены;
- 2) арены;
- 3) алкены;
- 4) алканы.

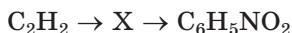
7. Раствор перманганата калия не обесцвечивается при взаимодействии:

- 1) с гексаном;
- 2) с гексеном-1;
- 3) с гексином-1;
- 4) с гексадиеном-1,3.

8. Природным источником аренов является:

- 1) природный газ;
- 2) каменный уголь;
- 3) попутный нефтяной газ;
- 4) подземная вода.

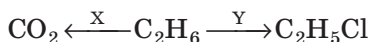
9. В схеме превращений



вещество X — это вещество, формула которого:

- 1) C_2H_6 ;
- 2) C_2H_4 ;
- 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$;
- 4) C_6H_6 .

10. В схеме превращений



вещества X и Y — это вещества, формулы которых соответственно:

- 1) O_2 и HCl ;
- 2) O_2 и Cl_2 ;
- 3) H_2O и Cl_2 ;
- 4) H_2O и HCl .

Вариант 2

1. Не является алканом углеводород, формула которого:

- 1) C_5H_{12} ;
- 2) CH_4 ;
- 3) C_7H_{14} ;
- 4) $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$.

2. Гомологом углеводорода $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ является вещество, формула которого:

- 1) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
- 2) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 3) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$
- 4) $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_3$

3. Формула изомера пентана:

- 1) $\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}$
- 2) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 3) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 4) $\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2}-\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{CH}_2}$

4. Этилен (этен), как и ацетилен (этин):

- 1) является непредельным углеводородом;
- 2) обесцвечивает раствор перманганата калия;
- 3) практически нерастворим в воде;
- 4) все ответы верны.

5. В ряду углеводородов: пентан, бутан, пропан — температура кипения:

- 1) увеличивается;
- 2) не изменяется;
- 3) уменьшается;
- 4) сначала увеличивается, потом уменьшается.

6. Для бензола наиболее характерны реакции:

- 1) замещения;
- 2) присоединения;
- 3) окисления;
- 4) изомеризации.

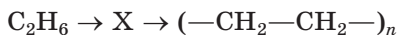
7. Бромную воду обесцвечивают оба вещества пары:

- 1) C_6H_6 и C_2H_6 ;
- 2) CH_4 и C_2H_4 ;
- 3) C_2H_4 и C_6H_6 ;
- 4) C_2H_4 и C_2H_2 .

8. Природный газ является источником:

- 1) аренов;
- 2) алкенов;
- 3) алканов;
- 4) алкинов.

9. Полиэтилен можно получить по цепочке превращений:



Вещество X имеет структурную формулу:

- 1) CH_3-CH_3
- 2) CH_3-CH_2Cl
- 3) $CH_2=CH_2$
- 4) CH_2Cl-CH_2Cl

10. В схеме превращений



вещества X и Y — это вещества, формулы которых соответственно:

- 1) C_6H_{12} и $C_6H_6Br_6$;
- 2) C_2H_2 и C_6H_5Br ;
- 3) C_2H_2 и $C_6H_4Br_2$;
- 4) C_2H_6 и C_6H_5Br .

Ответы

Номер задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Вариант 1	2	3	3	2	1	1	4	2	4	2
Вариант 2	3	3	2	4	3	1	4	3	3	2

Уровень 2

Вариант 1

Часть А

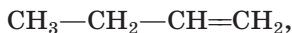
1. Вещества с общей формулой C_nH_{2n} могут относиться:

- 1) к алканам и циклоалканам;
- 2) к алкенам и циклоалканам;
- 3) к алкинам и алкадиенам;
- 4) к алкенам и алкинам.

2. Вещество, формула которого $CH_3-C\equiv C-CH_2-CH_3$, — это:

- 1) бутин-2;
- 2) пентин;
- 3) пентен-2;
- 4) пентин-2.

3. Гомологом вещества, формула которого



является:

- 1) пропен;
- 2) бутен-2;
- 3) 2-метилпропен;
- 4) бутин-2.

4. Изомерами являются:

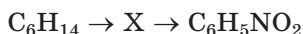
- 1) бутен и бутан;
- 2) 1,2,3-триметилбензол и пропилбензол;

- 3) пентин-1 и бутин-1;
- 4) этилен и ацетилен.
5. π -Связь присутствует в молекуле:
 - 1) пентана;
 - 2) пропена;
 - 3) циклобутана;
 - 4) 2-метилпропана.
6. Бромбензол образуется в результате реакции:
 - 1) бензола с бромом в присутствии катализатора;
 - 2) бензола с бромом на свету;
 - 3) бензола с бромоводородом;
 - 4) хлорбензола с бромом.
7. Этан и этен могут взаимодействовать:
 - 1) с водородом;
 - 2) с хлороводородом;
 - 3) с кислородом;
 - 4) с водой.

8. С раствором перманганата калия и бромной водой реагируют оба вещества пары:

- 1) C_2H_4 и C_2H_6 ;
- 2) C_2H_4 и C_2H_2 ;
- 3) C_6H_6 и C_2H_6 ;
- 4) CH_3Cl и C_3H_6 .

9. В схеме превращений



вещество X — это:

- | | |
|-----------------|----------------|
| 1) циклогексан; | 3) толуол; |
| 2) бензол; | 4) хлорбензол. |

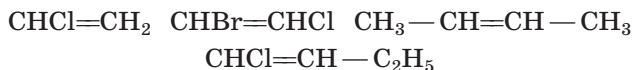
10. Природным сырьем для получения ацетилена является:

- 1) карбид кальция;
- 2) уголь;
- 3) природный газ;
- 4) бензин.

Часть В

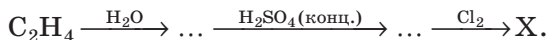
1. В молекуле пропина второй атом углерода находится в состоянии ...-гибридизации.

2. Даны вещества, формулы которых:



Укажите вещество, для которого не возможны *цис*-, *транс*-изомерия. (В ответе напишите его название согласно систематической номенклатуре.)

3. Дана схема превращений

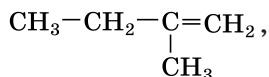


Напишите название вещества X согласно систематической номенклатуре.

4. Объем ацетилена (н. у.), полученного при растворении в воде 50 г технического карбида кальция с 36 % примесей, равен ... литров. (В ответе напишите число.)

Часть С

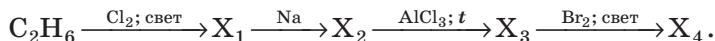
1. Для вещества, формула которого



составьте структурные формулы двух изомеров и двух гомологов. Дайте названия всем веществам согласно систематической номенклатуре.

2. Напишите уравнения реакций получения *орто*-, *пара*- и *мета*-хлорбензойной кислоты из бензола.

3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения по схеме:



Напишите названия веществ X_1 , X_2 , X_3 , X_4 .

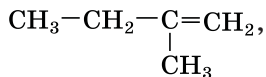
Вариант 2

Часть А

1. Вещества с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ могут относиться:

- 1) к алкенам и алкинам;
- 2) к циклоалканам и алкенам;
- 3) к аренам и алкадиенам;
- 4) к алкинам и алкадиенам.

2. Вещество, формула которого



имеет название:

- 1) 3-метилбутен;
- 2) 2-метилбутен-1;
- 3) 2-метилбутен-3;
- 4) 3-метилбутен-1.

3. Формулы гомологов приведены в ряду:

- 1) C_2H_6 и C_2H_4 ;
- 2) C_6H_6 и C_2H_2 ;
- 3) $CH_2=CH-CH_3$ и $CH_3-CH_2-CH=CH_2$;
- 4) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ и $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_3$.

4. Изомером 1,3-диметилбензола не является:

- 1) пропилбензол;
- 2) этилбензол;
- 3) 1,2-диметилбензол;
- 4) 1,4-диметилбензол.

5. π -Связь отсутствует в молекуле:

- 1) бензола;
- 2) этилена;
- 3) циклобутана;
- 4) ацетилена.

6. Продуктом присоединения брома к пропену является:

- 1) 1,3-дибромпропан;
- 2) 2,2-дибромпропан;
- 3) 1,1-дибромпропан;
- 4) 1,2-дибромпропан.

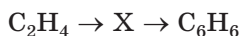
7. Этан, как и ацетилен, реагирует:

- 1) с кислородом;
- 2) с бромоводородом;
- 3) с водой;
- 4) с аммиачным раствором оксида серебра.

8. Пентен от пентана можно отличить с помощью:

- 1) аммиачного раствора оксида серебра;
- 2) раствора перманганата калия;
- 3) бромоводорода;
- 4) реакции горения.

9. В схеме превращений



вещество X — это:

- 1) этан;
- 2) ацетилен;
- 3) хлорэтан;
- 4) гексан.

10. Каучук получают, используя процесс:

- 1) изомеризации;
- 2) полимеризации;
- 3) вулканизации;
- 4) гидрогенизации.

Часть В

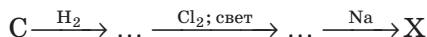
1. Все атомы углерода в молекуле бензола находятся в состоянии ...-гибридизации.

2. Даны вещества, формулы которых:



Укажите вещество, для которого возможна *цис*-, *транс*-изомерия. (В ответе напишите его название согласно систематической номенклатуре.)

3. Дана схема превращений

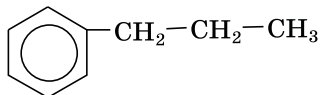


Напишите название вещества X согласно систематической номенклатуре.

4. При нитровании 156 г бензола получили 200 г нитробензола. Рассчитайте выход нитробензола в процентах от теоретически возможного ... (В ответе напишите число.)

Часть С

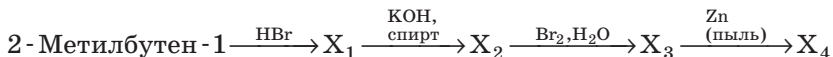
1. Для вещества, формула которого



составьте структурные формулы двух изомеров и двух гомологов. Дайте названия всем веществам согласно систематической номенклатуре.

2. Напишите уравнения реакций получения пентена-2 из пентена-1.

3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения по схеме:



Укажите названия веществ X_1 , X_2 , X_3 , X_4 .

Ответы

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2
A1	2	4
A2	4	2
A3	1	3

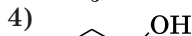
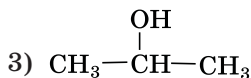
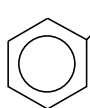
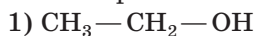
Номер задания	Вариант 1	Вариант 2
A4	2	1
A5	2	3
A6	1	4
A7	3	1
A8	2	2
A9	2	2
A10	3	2
B1	<i>sp</i>	<i>sp</i> ²
B2	Хлорэтен	1-Хлорпропен
B3	1,2-Дихлорэтан	Этан
B4	11,2	81,3

Производные углеводородов

Уровень 1

Вариант 1

1. К спиртам не относится вещество, формула которого:



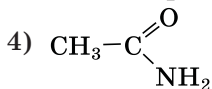
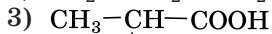
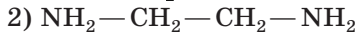
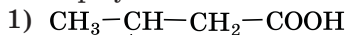
2. Соединения, содержащие функциональную группу



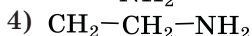
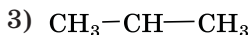
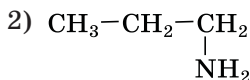
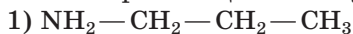
1) карбоновых кислот;

2) простых эфиров;

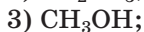
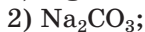
- 3) альдегидов;
 4) сложных эфиров.
 3. Формула α-аминокислоты:



4. Изомером вещества $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ является:



5. Уксусная кислота не взаимодействует с веществом, формула которого:



6. При окислении этанала образуется:

1) этиловый спирт;

2) уксусная кислота;

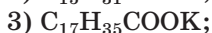
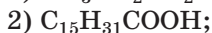
3) этан;

4) ацетон.

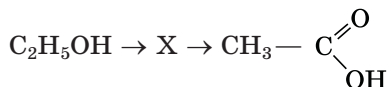
7. Альдегиды можно распознать с помощью реактива, формула которого:



8. Мылу соответствует формула:



9. В цепочке превращений



вещество X — это:

- 1) этаналь;
- 2) хлорэтан;
- 3) этин;
- 4) этен.

10. В цепочке превращений

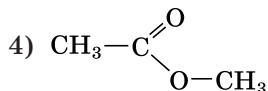
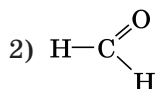
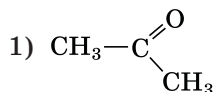


вещества X и Y — это вещества, формулы которых соответственно:

- 1) NO_2 и C_6H_6 ;
- 2) HNO_3 и $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$;
- 3) HNO_2 и $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$;
- 4) HNO_3 и C_6H_{12} .

Вариант 2

1. Альдегидом является вещество, формула которого:



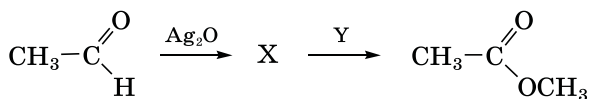
2. Вещества, содержащие функциональную группу $-\text{NH}_2$, относят к классу:

- 1) спиртов;
- 2) аминов;
- 3) нитросоединений;
- 4) фенолов.

3. Аминокислоты проявляют свойства:

- 1) только оснóвные;
- 2) только кислотные;
- 3) амфотерные;
- 4) не проявляют кислотно-оснóвных свойств.

10. В цепочке превращений



вещества X и Y — это вещества, формулы которых соответственно:

- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и CH_3OH ;
- 2) $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$ и CH_3OH ;
- 3) $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$ и CH_4 ;
- 4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и CH_3Cl .

Ответы

Номер задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Вариант 1	4	4	3	3	4	2	1	3	1	2
Вариант 2	2	2	4	4	1	2	3	3	4	2

Уровень 2

Вариант 1

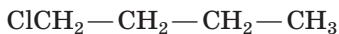
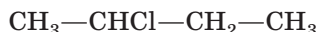
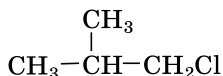
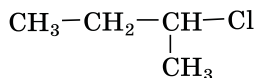
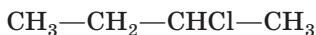
Часть А

1. Карбоновой кислотой является вещество, формула которого:

- 1) $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}$
- 2) $\text{H}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{CH}_3}{\text{C}}}$
- 3) $\text{CH}_3-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
- 4) $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$

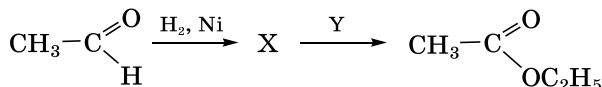
2. Вещества, содержащие функциональную группу $-\text{NO}_2$, относятся к классу:

- 1) спиртов;
 - 2) аминов;
 - 3) нитросоединений;
 - 4) фенолов.
3. Даны формулы веществ:



Число изомеров среди них равно:

- 1) 2;
 - 2) 3;
 - 3) 4;
 - 4) 5.
4. Муравьиная кислота не взаимодействует с веществом, формула которого:
- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
 - 2) Na_2CO_3 ;
 - 3) CO_2 ;
 - 4) NaOH .
5. Сложные эфиры получают взаимодействием спиртов:
- 1) с щелочами;
 - 2) с карбоновыми кислотами;
 - 3) с металлами;
 - 4) с солями.
6. Глицерин можно отличить от этанола с помощью реактива, формула которого:
- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
 - 2) Br_2 ;
 - 3) Ag_2O ;
 - 4) FeCl_3 .
7. Не относится к мылам вещество, формула которого:
- 1) $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$;
 - 2) $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOK}$;
 - 3) $\text{C}_4\text{H}_9\text{COONa}$;
 - 4) $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$.
8. В цепочке превращений



формулы веществ X и Y — это соответственно:

1) C_2H_5OH и CH_3OH

2) $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$ и CH_3OH

3) C_2H_5OH и $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$

4) C_2H_6 и $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow CH_3 \end{matrix}$

9. Не является моносахаридом:

- 1) фруктоза; 3) глюкоза;
2) рибоза; 4) лактоза.

10. Аминоуксусная кислота не взаимодействует:

- 1) с гидроксидом натрия;
2) с серной кислотой;
3) с 2-аминопропановой кислотой;
4) с этаном.

Часть B

1. Установите соответствие между веществом и его принадлежностью к определенному классу органических соединений:

<i>Вещество</i>	<i>Класс соединений</i>
1) метилэтиловый эфир	а) сложные эфиры
2) глицин	б) спирты одноатомные
3) метиловый эфир этановой кислоты	в) аминокислота
4) этанол	г) простые эфиры

2. Даны вещества, формулы которых CH_3COOH , $HCOOH$, $CH_3CH_2NO_2$, C_2H_5OH . Бромоводород реагирует только с ... (В ответе напишите название вещества согласно систематической номенклатуре в именительном падеже.)

3. Вещество, при восстановлении которого образуется пропанол-2, называется ... (В ответе напишите тривиальное название вещества в именительном падеже.)

4. Установите последовательность ступенчатого гидролиза крахмала:

- 1) глюкоза;
2) декстрины;
3) мальтоза;
4) крахмал.

В ответе напишите последовательность соответствующих цифр.

Часть С

1. Как осуществить следующее превращение: известняк $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ ацетат натрия. Напишите цепочку превращений и соответствующие уравнения реакций. Дайте названия веществам в приведенной вами цепочке превращений.

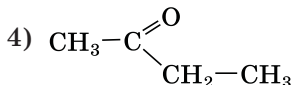
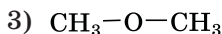
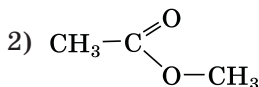
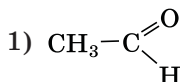
2. Определите массу осадка, образовавшегося при смешении 20 г 2% -го водного раствора фенола и 80 г бромной воды с массовой долей брома 1 %.

3. Почему нельзя обойтись без белковой пищи? Что происходит с белками пищи в организме человека?

Вариант 2

Часть А

1. Сложным эфиром является вещество, формула которого:

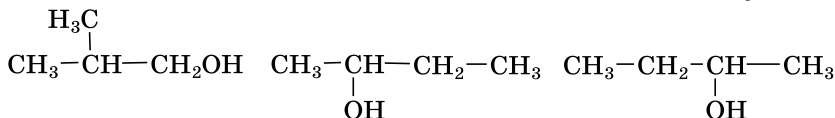
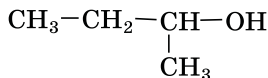
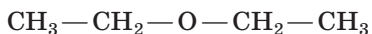


2. Вещества, содержащие функциональную группу $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$,

относятся к классу:

- 1) спиртов;
- 2) альдегидов;
- 3) карбоновых кислот;
- 4) фенолов.

3. Даны формулы веществ:



10. Аминокислоты проявляют амфотерные свойства, поэтому взаимодействуют:

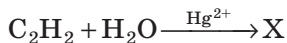
- 1) только с кислотами;
- 2) с кислотами и спиртами;
- 3) с щелочами и кислотами;
- 4) только с щелочами.

Часть В

1. Установите соответствие между веществом и его принадлежностью к определенному классу органических соединений:

<i>Вещество</i>	<i>Класс соединений</i>
1) пропанон	а) аминокислоты
2) бутанол	б) спирты одноатомные
3) аланин	в) спирты многоатомные
4) этиленгликоль	г) кетоны

2. Дайте название согласно систематической номенклатуре веществу X, образующемуся в результате реакции, схема которой:



3. Сложные эфиры высших карбоновых кислот и глицерина называют ... (В ответе напишите слово в именительном падеже.)

4. Для фенола характерны реакции:

- а) нитрования;
- б) дегидратации;
- в) дегидрирования;
- г) бромирования;
- д) поликонденсации.

Напишите последовательность букв в алфавитном порядке.

Часть С

1. Как осуществить превращение: $\text{CH}_4 \rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3]_2\text{SO}_4$? Напишите цепочку превращений и соответствующие уравнения реакций. Дайте названия веществам в приведенной вами цепочке превращений.

2. Смесь фенола и анилина полностью прореагировала с 40 г раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 5%. Смесь фенола и анилина такой же массы может прореагировать с бромной водой, содержащей 72 г брома. Определите массу анилина в исходной смеси.

3. Стоит ли верить рекламе о полезном действии пищевых добавок, включающих целлюлозу, на организм человека? Дайте объяснения.

Ответы

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2
A1	2	2
A2	3	2
A3	2	3
A4	3	2
A5	2	4
A6	1	4
A7	3	1
A8	3	2
A9	4	1
A10	4	3
B1	1г, 2в, 3а, 4б	1г, 2б, 3а, 4в
B2	Этанол	Этаналь
B3	Ацетон	Жиры
B4	4231	агд

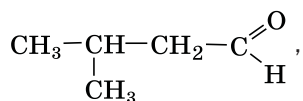
Итоговая контрольная работа по курсу органической химии¹

Вариант 1

Часть А

1. Вещества с общей формулой $C_nH_{2n}O$ могут относиться к классу:

- 1) простых и сложных эфиров;
 - 2) карбоновых кислот и альдегидов;
 - 3) альдегидов и кетонов;
 - 4) карбоновых кислот и сложных эфиров.
2. Вещество, формула которого



называется:

¹ Для групп естественно-научного профиля.

- 1) 2-метилбутаналь;
 - 2) 3-метилбутаналь;
 - 3) пентаналь;
 - 4) пентанон.
3. Формулы гомологов представлены в ряду:
- 1) C_2H_6 и C_2H_4 ;
 - 2) $CH_2=CH-CH_3$ и $CH_3-CH=CH_2$;
 - 3) C_6H_6 и C_2H_2 ;
 - 4) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ и $CH_3-CH_2-CH_3$.
4. Изомером аминоэтана является:
- 1) аминметан;
 - 2) диметиламин;
 - 3) этиламин;
 - 4) 2-аминопропан.
5. В виде *цис*-, *транс*-изомера может существовать:
- 1) пропен;
 - 2) 1,2-дихлорэтан;
 - 3) 1,2-дибромэтен;
 - 4) бутен-1.
6. π -Связь отсутствует в молекуле:
- 1) бензола;
 - 2) этилена;
 - 3) этанала;
 - 4) этанола.
7. В ряду спиртов: метиловый, этиловый, пропиловый — температура кипения:
- 1) увеличивается;
 - 2) уменьшается;
 - 3) не изменяется;
 - 4) сначала увеличивается, затем уменьшается.
8. Продуктом присоединения бромоводорода к пропену является:
- 1) 1-бромпропан;
 - 2) 1,1-дибромпропан;
 - 3) 2-бромпропан;
 - 4) 2-бромпропен.
9. Альдегид от кетона можно отличить с помощью следующего реагента:
- 1) гидроксид натрия;
 - 2) аммиачный раствор оксида серебра;
 - 3) хлорид железа(III);
 - 4) соляная кислота.
10. Укажите пару, каждое вещество которой содержит группу —ОН:
- 1) глицерин, этаналь;
 - 2) уксусная кислота, бензол;

- 3) глюкоза, фенол;
 4) этиленгликоль, диэтиловый эфир.
 11. Двойственные функции проявляет каждое вещество пары:
 1) глюкоза и уксусная кислота;
 2) глюкоза и муравьиная кислота;
 3) муравьиная кислота и глицерин;
 4) фенол и этиленгликоль.
 12. В схеме превращений



формулы веществ X и Y — это соответственно:

- 1) HCl и CH₃OH;
 2) Cl₂ и KOH(водный раствор);
 3) NaCl и H₂O;
 4) HCl и KOH(водный раствор).
 13. Для жиров и полисахаридов характерны реакции:
 1) гидролиза;
 2) брожения;
 3) этерификации;
 4) гидрирования.
 14. К природным полимерам относится:
 1) резина;
 2) крахмал;
 3) тефлон;
 4) капрон.
 15. Для полимера, полученного реакцией полимеризации, молекулярная масса макромолекул:
 1) меньше суммарной массы молекул мономеров;
 2) равна суммарной массе молекул мономеров;
 3) больше суммарной массы молекул мономеров;
 4) все варианты возможны.

Часть В

1. Даны вещества: пропен, этаналь, бензол, ацетилен. Укажите вещество, в молекуле которого все атомы находятся в состоянии sp^2 -гибридизации.

2. При щелочном гидролизе жиров образуются соли высших жирных кислот, которые называются ... (В ответе напишите слово в именительном падеже множественном числе.)

3. Напишите согласно систематической номенклатуре название вещества X, образующегося в результате превращений:



4. Даны вещества: 1) фенол; 2) этанол; 3) уксусная кислота; 4) вода. Расположите вещества в порядке, соответствующем ослаблению кислотных свойств.

5. При взаимодействии 16 г метанола и 46 г муравьиной кислоты получили сложный эфир. Определите массу сложного эфира в граммах, если его выход составляет 70 % от теоретически возможного.

Часть С

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно из этана синтезировать этиловый эфир уксусной кислоты. Укажите условия проведения реакций.

2. Какое из оснований сильнее — метиламин или диметиламин? Объясните, почему. Приведите уравнения реакций, подтверждающие основные свойства этих соединений.

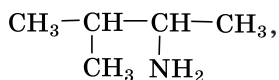
3. При взаимодействии 18,4 г одноатомного спирта с натрием выделился водород в количестве, достаточном для гидрирования 4,48 л этилена (н. у.). Какова формула и каково название исходного спирта? Приведите уравнения указанных реакций.

Вариант 2

Часть А

1. Вещества с общей формулой $C_nH_{2n}O_2$ могут относиться к классу:

- 1) простых и сложных эфиров;
 - 2) альдегидов и кетонов;
 - 3) карбоновых кислот и альдегидов;
 - 4) карбоновых кислот и сложных эфиров.
2. Амин, формула которого



называется:

- 1) 2-метил-3-аминобутан;
 - 2) 2-амино-3-метилбутан;
 - 3) 2-аминопентан;
 - 4) 2-амино-3,3-диметилпропан.
3. Формулы гомологов приведены в ряду:
- 1) C_2H_6 и C_2H_2 ;
 - 2) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ и $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$;
 - 3) C_6H_6 и C_2H_4 ;
 - 4) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ и $\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3$.



4. Изомером 1,3-диметилбензола не является:

- 1) пропилбензол;
- 2) 1,2-диметилбензол;
- 3) этилбензол;
- 4) 1,4-диметилбензол.

5. В форме *цис*-, *транс*-изомера может существовать:

- 1) пропиин;
- 2) 1,2-дихлорэтан;
- 3) 1,1-дихлорэтен;
- 4) бутен-2.

6. π -Связь отсутствует в молекуле:

- 1) ацетилена;
- 2) уксусной кислоты;
- 3) циклобутана;
- 4) этанала.

7. В ряду альдегидов: пропаналь, этаналь, метаналь — температура кипения:

- 1) увеличивается;
- 2) уменьшается;
- 3) не изменяется;
- 4) сначала увеличивается, затем уменьшается.

8. Продуктом присоединения брома к пропену является:

- 1) 1,3-дибромпропан;
- 2) 1,1-дибромпропен;
- 3) 1,2-дибромпропан;
- 4) 2-бромпропан.

9. Пентен от пентана можно отличить с помощью:

- 1) аммиачного раствора оксида серебра;
- 2) бромоводорода;
- 3) раствора перманганата калия;
- 4) гидроксида натрия.

10. Укажите пару, каждое вещество которой содержит группу $-\text{NH}_2$:

- 1) глицин, анилин;
- 2) глицерин, нитробензол;
- 3) аминокетан, фенол;
- 4) 2-аминопропан, фруктоза.

11. Двойственные функции проявляет каждое вещество пары:

- 1) фруктоза и уксусная кислота;
- 2) ацетальдегид и глицерин;
- 3) муравьиная кислота и глицин;
- 4) глюкоза и этиленгликоль.

12. В схеме превращений



2. Какое из оснований сильнее: этиламин или фениламин? Объясните, почему. Приведите уравнения реакций, подтверждающих основные свойства этих соединений.

3. Предельную одноосновную карбоновую кислоту массой 37 г нейтрализовали водным раствором питьевой соды. При пропускании выделившегося газа через известковую воду образовалось 50 г осадка. Какова формула и каково название исходной карбоновой кислоты? Приведите уравнения указанных реакций.

Ответы

Номер задания	Вариант 1	Вариант 2
A1	3	4
A2	1	2
A3	2	2
A4	2	1
A5	3	4
A6	4	3
A7	1	2
A8	3	3
A9	2	3
A10	3	1
A11	2	3
A12	4	2
A13	1	4
A14	2	4
A15	2	2
B1	Бензол	Этанол
B2	Мыла	Глицерин
B3	Этаналь	Бромбензол
B4	3142	1432
B5	21	5

Список литературы

Александрова Э.А. Неорганическая химия. Теоретические основы и лабораторный практикум : учеб. пособие / Э.А. Александрова. — СПб. : Лань, 2020.

Верховский В.Н. Техника химического эксперимента : в 2 т. / В.Н. Верховский, А.Д. Смирнов. — М. : Просвещение, 1973—1975.

Габриелян О.С. Химия. Технологический профиль : учебник / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. — М. : Образовательно-издательский центр «Академия», 2024.

Габриелян О.С. Химия : тесты, задачи и упражнения : учеб. пособие / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова. — М. : Образовательно-издательский центр «Академия», 2024.

Капустина А.А. Общая и неорганическая химия. Практикум : учеб. пособие / А.А. Капустина, В.В. Либанов, И.Г. Хальченко. — СПб. : Лань, 2023.

Кузнецова Н.Е. Обучение химии на основе межпредметной интеграции / Н.Е. Кузнецова, М.А. Шаталов. — М. : Вентана-Граф, 2008.

Саенко О.Е. Химия для нехимических специальностей. Практикум / О.Е. Саенко. — Ростов н/Д. : Феникс, 2015.

Теория и методика обучения химии : учебник / [О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, В.Г. Краснова, С.А. Сладков] ; под ред. О.С. Габриеляна. — М. : Издательский центр «Академия», 2009.

Фоминых В.Л. Органическая химия и основы биохимии. Практикум : учеб. пособие / В.Л. Фоминых, Е.В. Тарасенко, О.Н. Денисова. — М. : Юрайт, 2022.

Химия. Естественно-научный профиль : учебник / [О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, Е.Е. Остроумова, С.А. Сладков] ; под ред. О.С. Габриеляна. — М. : Образовательно-издательский центр «Академия», 2024.

Химия : практикум : учеб. пособие / [О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, С.А. Сладков, Н.М. Дорофеева] ; под ред. О.С. Габриеляна. — М. : Образовательно-издательский центр «Академия», 2024.

ЧАСТЬ II

**ПРИМЕР
РАБОЧЕЙ
ПРОГРАММЫ**

Программа общеобразовательной дисциплины «Химия» предназначена для изучения химии в профессиональных образовательных организациях, реализующих образовательную программу среднего общего образования в пределах освоения Примерной основной образовательной программы СПО (ПООП СПО) на базе основного общего образования при подготовке квалифицированных рабочих, служащих, специалистов среднего звена.

Общеобразовательные дисциплины, осваиваемые в профессиональных образовательных организациях на базе основного общего образования, изучаются с учетом профессиональной направленности программ среднего профессионального образования.

При разработке программы учитывались требования основополагающих нормативных документов: Федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования, федеральных государственных образовательных стандартов среднего профессионального образования, Федеральной образовательной программы среднего общего образования, Федеральной рабочей программы воспитания, Концепции преподавания общеобразовательных дисциплин с учетом профессиональной направленности программ среднего профессионального образования, реализуемых на базе основного общего образования, Концепции преподавания учебного предмета «Химия» в образовательных организациях Российской Федерации, реализующих основные общеобразовательные программы, Примерной рабочей программы среднего общего образования предмета «Химия», Примерной рабочей программы общеобразовательной дисциплины «Химия (базовый уровень)» для профессиональных образовательных организаций, утвержденной ФГБОУ ДПО ИРПО на заседании Совета по оценке содержания и качества примерных рабочих программ общеобразовательного и социально-гуманитарного циклов среднего профессионального образования, а также с учетом прилагаемых к программе Методики преподавания общеобразовательной дисциплины «Химия» и Методических рекомендаций по организации обучения (разработке дидактических материалов) по общеобразовательной дисциплине «Химия».

В соответствии с технологическим профилем СПО дисциплина изучается на базовом уровне. Примерное тематическое планирование составлено на 72 ч согласно Методическим рекомендациям по получению среднего общего образования в пределах освоения образовательной программы среднего профессионального образования, разработанным ФГБОУ ДПО ИРПО.

В процессе подготовки методических материалов по разделам и темам дисциплины предусматривается разработка прикладных заданий, индивидуальных проектов, имеющих профессиональную направленность и предполагающих их выполнение в форме практической работы.

Освоение общеобразовательных дисциплин в среднем профессиональном образовании осуществляется с применением технологий дистанционного и электронного обучения.

Целью изучения общеобразовательной дисциплины «Химия» является освоение обучающимися содержания дисциплины и достижение результатов в соответствии с требованиями ФГОС СОО и с учетом профессиональной направленности ФГОС СПО.

Приоритетными задачами обучения химии в профессиональных образовательных организациях, реализующих программы среднего общего образования в пределах освоения ПООП СПО на базе основного общего образования, являются:

- формирование системы химических знаний как важнейшей составляющей естественно-научной картины мира, в основе которой лежат ключевые понятия, фундаментальные законы и теории химии, освоение языка науки, усвоение и понимание сущности доступных обобщений мировоззренческого характера, ознакомление с историей их развития и становления;
- формирование и развитие представлений о научных методах познания веществ и химических реакций, необходимых для приобретения умений ориентироваться в мире веществ и химических явлений, имеющих место в природе, в практической и повседневной жизни;
- развитие умений и способов деятельности, связанных с наблюдением и объяснением химического эксперимента, соблюдением правил безопасного обращения с веществами.

В программу включено содержание, направленное на формирование у студентов компетенций, необходимых для качественного освоения ПООП СПО на базе основного общего образования; программы подготовки квалифицированных рабочих, служащих, программы подготовки специалистов среднего звена (ППКРС, ППССЗ).

Программа общеобразовательной дисциплины «Химия» является основой для разработки рабочих программ, в которых про-

фессиональные образовательные организации, реализующие образовательную программу среднего общего образования в пределах освоения ПООП СПО на базе основного общего образования, уточняют содержание учебного материала, последовательность его изучения, распределение учебных часов, тематику рефератов, виды самостоятельных работ, учитывая специфику программ подготовки квалифицированных рабочих, служащих и специалистов среднего звена, осваиваемой профессии или специальности.

Программа может использоваться другими профессиональными образовательными организациями, реализующими образовательную программу среднего общего образования в пределах освоения ПООП СПО на базе основного общего образования (ППКРС, ППССЗ).

Важнейшей задачей образования на современном этапе является формирование функциональной грамотности обучающихся. Особая роль в овладении естественно-научной грамотностью отводится химии. Задачи формирования естественно-научной грамотности учитываются при составлении рабочей программы, отборе содержания, подборе и решении задач, выполнении упражнений и заданий, практических работ, индивидуальных проектов и др.

Общая характеристика дисциплины «Химия»

Химия — это наука о веществах, их составе и строении, свойствах и превращениях, значении химических веществ, материалов и процессов в практической деятельности человека.

Содержание общеобразовательной учебной дисциплины «Химия» направлено на усвоение обучающимися основных понятий, законов и теорий химии; овладение умениями наблюдать химические явления, проводить химический эксперимент, производить расчеты на основе химических формул веществ и уравнений химических реакций.

Химические знания — неотъемлемая часть естествознания. Они отражают сложный комплекс отношений «человек — общество — жизнь» и далее «вещество — материал — практическая деятельность». Формирование в сознании обучающихся химической картины мира обеспечивает выработку научного мировоззрения, культуры мышления и поведения, что является основной целью общего образования.

Химия наполняет конкретным содержанием многие фундаментальные представления о мире: связь между строением и свойствами сложной системы любого типа, вероятностные представления, хаос и упорядоченность, законы сохранения, формы и способы передачи энергии, атомно-молекулярная теория, единство дискретного и непрерывного, эволюция вещества и др. Общеобразовательная дисциплина «Химия» создает необходимую основу как для освоения обучающимися фундаментальных естественно-научных знаний о свойствах окружающего мира, так и для интеллектуального и нравственного совершенствования обучающихся.

В процессе изучения химии у обучающихся развиваются познавательные интересы и интеллектуальные способности, потребности в самостоятельном приобретении знаний по химии в соответствии с возникающими жизненными проблемами, воспитывается бережное отношение к природе, понимание здорового образа жизни, необходимости предупреждения явлений, наносящих вред здоровью и окружающей среде. Они осваивают приемы грамотного, безопасного использования химических ве-

ществ и материалов, применяемых в быту, сельском хозяйстве и на производстве.

При структурировании содержания общеобразовательной дисциплины для профессиональных образовательных организаций, реализующих образовательную программу среднего общего образования в пределах освоения ПООП СПО на базе основного общего образования, учитывалась объективная реальность — небольшой объем часов, отпущенных на изучение химии и стремление максимально соответствовать идеям развивающего обучения. Поэтому теоретические вопросы максимально смещены к началу изучения дисциплины, с тем чтобы последующий фактический материал рассматривался на основе изученных теорий.

Реализация дедуктивного подхода к изучению химии способствует развитию таких логических операций мышления, как анализ и синтез, обобщение и конкретизация, сравнение и аналогия, систематизация и классификация и др.

Изучение химии в профессиональных образовательных организациях, реализующих образовательную программу среднего общего образования в пределах освоения ПООП СПО на базе основного общего образования, имеет свои особенности в зависимости от профиля профессионального образования. Это выражается в содержании обучения, количестве часов, выделяемых на изучение отдельных тем программы, глубине их освоения обучающимися, объеме и характере практических занятий, видах внеаудиторной самостоятельной работы студентов.

При освоении профессий СПО и специальностей СПО технологического профиля профессионального образования химия изучается на базовом уровне.

В содержании учебной дисциплины для естественно-научного профиля профессионально значимый компонент не выделен, так как все его содержание является профильно ориентированным и носит профессионально значимый характер.

В процессе изучения химии теоретические сведения дополняются демонстрациями, лабораторными опытами и практическими занятиями. Значительное место отводится химическому эксперименту. Он открывает возможность формировать у обучающихся специальные предметные умения: работать с веществами, выполнять простые химические опыты, учить безопасному и экологически грамотному обращению с веществами, материалами и процессами в быту и на производстве.

Для организации внеаудиторной самостоятельной работы студентов, овладевающих профессиями СПО и специальностями СПО технологического профиля профессионального образования, представлен примерный перечень рефератов (докладов), индивидуальных проектов.

В процессе изучения химии важно формировать функциональную грамотность, читательскую, математическую, естественнонаучную, компьютерную. Поэтому при организации самостоятельной работы необходимо акцентировать внимание обучающихся на поиске информации в средствах массовой информации, Интернете, учебной и специальной литературе с соответствующим оформлением и представлением результатов.

Изучение общеобразовательной учебной дисциплины «Химия» завершается подведением итогов в форме дифференцированного зачета или экзамена в рамках промежуточной аттестации студентов в процессе освоения ПООП СПО с получением среднего общего образования (ППКРС, ППССЗ)¹.

Место дисциплины в учебном плане

В профессиональных образовательных организациях, реализующих образовательную программу среднего общего образования в пределах освоения ПООП СПО на базе основного общего образования, дисциплина «Химия» является обязательной частью общеобразовательного цикла образовательной программы ФГОС СПО.

В учебных планах ППКРС, ППССЗ место дисциплины «Химия» — в составе обязательных общеобразовательных учебных дисциплин из предметных областей ФГОС среднего общего образования, для профессий СПО или специальностей СПО соответствующего профиля профессионального образования.

На изучение дисциплины «Химия» (технологический профиль) на базовом уровне отводится 72 ч согласно Методическим рекомендациям по получению среднего общего образования в пределах освоения образовательной программы среднего профессионального образования, разработанным ФГБОУ ДПО ИРПО.

Результаты освоения дисциплины

Освоение содержания дисциплины «Химия» обеспечивает достижение студентами различных результатов.

ФГОС устанавливает требования к результатам освоения обучающимися программ среднего общего образования (личностным, метапредметным и предметным). Научно-методической

¹ Экзамен проводится по решению профессиональной образовательной организации либо по желанию студентов при изучении учебной дисциплины «Химия» как профильной учебной дисциплины.

основой для разработки планируемых результатов освоения программ среднего общего образования является системно-деятельностный подход.

Личностные результаты

В соответствии с системно-деятельностным подходом в структуре личностных результатов освоения предмета «Химия» на уровне среднего общего образования выделены следующие составляющие:

- осознание обучающимися российской гражданской идентичности — готовности к саморазвитию, самостоятельности и самоопределению;
- наличие мотивации к обучению;
- целенаправленное развитие внутренних убеждений личности на основе ключевых ценностей и исторических традиций базовой науки химии;
- готовность и способность обучающихся руководствоваться в своей деятельности ценностно-смысловыми установками, присущими целостной системе химического образования;
- наличие правосознания экологической культуры и способности ставить цели и строить жизненные планы.

Личностные результаты освоения предмета «Химия» достигаются в единстве учебной и воспитательной деятельности, организации в соответствии с гуманистическими, социокультурными, духовно-нравственными ценностями и идеалами российского гражданского общества, принятыми в обществе нормами и правилами поведения, способствующими процессам самопознания, саморазвития и нравственного становления личности обучающихся.

Личностные результаты освоения предмета «Химия» отражают сформированность опыта познавательной и практической деятельности обучающихся по реализации принятых в обществе ценностей, в том числе в части:

- **гражданского воспитания:**
 - осознания обучающимися своих конституционных прав и обязанностей, уважения к закону и правопорядку;
 - представления о социальных нормах и правилах межличностных отношений в коллективе;
 - готовности к совместной творческой деятельности при создании учебных проектов, решении учебных и познавательных задач, выполнении химических экспериментов;

- способности понимать и принимать мотивы, намерения, логику и аргументы других при анализе различных видов учебной деятельности;
- **патриотического воспитания:**
 - ценностного отношения к историческому и научному наследию отечественной химии;
 - уважения к процессу творчества в области теории и практического применения химии, осознания того, что достижения науки есть результат длительных наблюдений, кропотливых экспериментальных поисков, постоянного труда ученых и практиков;
 - интереса и познавательных мотивов в получении и последующем анализе информации о передовых достижениях современной отечественной химии;
- **духовно-нравственного воспитания:**
 - нравственного сознания, этического поведения;
 - способности оценивать ситуации, связанные с химическими явлениями, и принимать осознанные решения, ориентируясь на морально-нравственные нормы и ценности;
 - готовности оценивать свое поведение и поступки своих товарищей с позиций нравственных и правовых норм и осознания последствий этих поступков;
- **эстетического воспитания:**
 - эстетического отношения к миру, включая эстетику быта, научного и технического творчества, труда и общественных отношений;
- **физического воспитания:**
 - понимания ценностей здорового и безопасного образа жизни; необходимости ответственного отношения к собственному физическому и психическому здоровью;
 - соблюдения правил безопасного обращения с веществами в быту, повседневной жизни и в трудовой деятельности;
 - понимания ценности правил индивидуального и коллективного безопасного поведения в ситуациях, угрожающих здоровью и жизни людей; осознания последствий и неприятия вредных привычек (употребления алкоголя, наркотиков, курения);
- **трудового воспитания:**
 - коммуникативной компетентности в учебно-исследовательской деятельности, общественно полезной, творческой и других видах деятельности;

- установки на активное участие в решении практических задач социальной направленности (в рамках своего класса, школы);
 - интереса к практическому изучению профессий различного рода, в том числе на основе применения предметных знаний по химии;
 - уважения к труду, людям труда и результатам трудовой деятельности;
 - готовности к осознанному выбору индивидуальной траектории образования, будущей профессии и реализации собственных жизненных планов с учетом личностных интересов, способностей к химии, интересов и потребностей общества;
- **экологического воспитания:**
 - экологически целесообразного отношения к природе как источнику существования жизни на Земле;
 - понимания глобального характера экологических проблем, влияния экономических процессов на состояние природной и социальной среды;
 - осознания необходимости использования достижений химии для решения вопросов рационального природопользования;
 - активного неприятия действий, приносящих вред окружающей природной среде, умения прогнозировать неблагоприятные экологические последствия предпринимаемых действий и предотвращать их;
 - наличия развитого экологического мышления, экологической культуры, опыта деятельности экологической направленности, умения руководствоваться ими в познавательной, коммуникативной и социальной практике, способности и умения активно противостоять идеологии хемофобии;
 - **ценности научного познания:**
 - сформированности мировоззрения, соответствующего современному уровню развития науки и общественной практики;
 - понимания специфики химии как науки, осознания ее роли в формировании рационального научного мышления, создании целостного представления об окружающем мире как о единстве природы и человека, в познании природных закономерностей и решении проблем сохранения природного равновесия;

- убежденности в особой значимости химии для современной цивилизации: в ее гуманистической направленности и важной роли в создании новой базы материальной культуры, решении глобальных проблем устойчивого развития человечества — сырьевой, энергетической, пищевой и экологической безопасности, в развитии медицины, обеспечении условий успешного труда и экологически комфортной жизни каждого члена общества;
- естественно-научной грамотности: понимания сущности методов познания, используемых в естественных науках, способности использовать получаемые знания для анализа и объяснения явлений окружающего мира и происходящих в нем изменений; умения делать обоснованные заключения на основе научных фактов и имеющихся данных с целью получения достоверных выводов;
- способности самостоятельно использовать химические знания для решения проблем в реальных жизненных ситуациях;
- интереса к познанию и исследовательской деятельности;
- готовности и способности к непрерывному образованию и самообразованию, к активному получению новых знаний по химии в соответствии с жизненными потребностями;
- интереса к особенностям труда в различных сферах профессиональной деятельности.

Метапредметные результаты

Метапредметные результаты освоения учебного предмета «Химия» на уровне среднего общего образования включают: значимые для формирования мировоззрения обучающихся междисциплинарные (межпредметные) общенаучные понятия, отражающие целостность научной картины мира и специфику методов познания, используемых в естественных науках (материя, вещество, энергия, явление, процесс, система, научный факт, принцип, гипотеза, закономерность, закон, теория, исследование, наблюдение, измерение, эксперимент и др.); универсальные учебные действия (познавательные, коммуникативные, регулятивные), обеспечивающие формирование функциональной грамотности и социальной компетенции обучающихся; способность обучающихся использовать освоенные междисциплинарные, мировоззренческие знания и универсальные учебные действия в познавательной и социальной практике.

Метапредметные результаты отражают овладение универсальными учебными познавательными, коммуникативными и регулятивными действиями.

Овладение универсальными учебными познавательными действиями:

- **базовыми логическими действиями:**
 - самостоятельно формулировать и актуализировать проблему, всесторонне ее рассматривать;
 - определять цели деятельности, задавая параметры и критерии их достижения, соотносить результаты деятельности с поставленными целями;
 - использовать при освоении знаний приемы логического мышления — выделять характерные признаки понятий и устанавливать их взаимосвязь, использовать соответствующие понятия для объяснения отдельных фактов и явлений;
 - выбирать основания и критерии для классификации веществ и химических реакций;
 - устанавливать причинно-следственные связи между изучаемыми явлениями;
 - строить логические рассуждения (индуктивные, дедуктивные, по аналогии), выявлять закономерности и противоречия в рассматриваемых явлениях, формулировать выводы и заключения;
 - применять в процессе познания используемые в химии символические (знаковые) модели, преобразовывать модельные представления (химический знак (символ) элемента, химическая формула, уравнение химической реакции) при решении учебных познавательных и практических задач, применять названные модельные представления для выявления характерных признаков изучаемых веществ и химических реакций;
- **базовыми исследовательскими действиями:**
 - владеть основами методов научного познания веществ и химических реакций;
 - формулировать цели и задачи исследования, использовать поставленные и самостоятельно сформулированные вопросы в качестве инструмента познания и основы для формирования гипотезы по проверке правильности высказываемых суждений;

- владеть навыками самостоятельного планирования и проведения ученических экспериментов, совершенствовать умения наблюдать за ходом процесса, самостоятельно прогнозировать его результат, формулировать обобщения и выводы относительно достоверности результатов исследования, составлять обоснованный отчет о проделанной работе;
- приобретать опыт ученической исследовательской и проектной деятельности, проявлять способность и готовность к самостоятельному поиску методов решения практических задач, применению различных методов познания;
- **приемами работы с информацией:**
 - ориентироваться в различных источниках информации (научно-популярная литература химического содержания, справочные пособия, ресурсы Интернета), анализировать информацию различных видов и форм представления, критически оценивать ее достоверность и непротиворечивость;
 - формулировать запросы и применять различные методы при поиске и отборе информации, необходимой для выполнения учебных задач определенного типа;
 - приобретать опыт использования информационно-коммуникативных технологий и различных поисковых систем;
 - самостоятельно выбирать оптимальную форму представления информации (схемы, графики, диаграммы, таблицы, рисунки и т. д.);
 - использовать научный язык в качестве средства при работе с химической информацией: применять межпредметные (физические и математические) знаки и символы, формулы, аббревиатуры, номенклатуру;
 - использовать и преобразовывать знаково-символические средства наглядности.

Овладение универсальными коммуникативными действиями:

- задавать вопросы по существу обсуждаемой темы в ходе диалога и (или) дискуссии, высказывать идеи, формулировать свои предложения относительно выполнения предложенной задачи;
- выступать с презентацией результатов познавательной деятельности, полученных самостоятельно или совместно со сверстниками при выполнении химического

эксперимента, практической работы по исследованию свойств изучаемых веществ, реализации учебного проекта, и формулировать выводы по результатам проведенных исследований путем согласования позиций в ходе обсуждения и обмена мнениями.

Овладение универсальными регулятивными действиями:

- самостоятельно планировать и осуществлять свою познавательную деятельность, определяя ее цели и задачи, контролировать и по мере необходимости корректировать предлагаемый алгоритм действий при выполнении учебных и исследовательских задач, выбирать наиболее эффективный способ их решения с учетом получения новых знаний о веществах и химических реакциях;
- осуществлять самоконтроль своей деятельности на основе самоанализа и самооценки.

Программа учитывает также необходимость формирования общих и профессиональных компетенций, предусмотренных примерными основными образовательными программами СПО в соответствии с ФГОС СПО реализуемой профессии или специальности.

В ходе реализации общеобразовательной дисциплины «Химия» обеспечивается достижение следующих **общих компетенций**:

- ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;
- ОК 02. Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, а также информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности;
- ОК 04. Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде;
- ОК 07. Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях.

Предметные результаты

Предметные результаты освоения программы среднего общего образования по химии на базовом уровне ориентированы на обеспечение преимущественно общеобразовательной и общекультурной подготовки обучающихся. Они включают специфические для

дисциплины «Химия» научные знания, умения и способы действий по освоению, интерпретации и преобразованию знаний, виды деятельности по получению нового знания и применению знаний в различных учебных и реальных жизненных ситуациях, связанных с химией.

Предметные результаты освоения курса «Органическая химия» отражают:

- сформированность представлений: о химической составляющей естественно-научной картины мира, роли химии в познании явлений природы, в формировании мышления и культуры личности, ее функциональной грамотности, необходимой для решения практических задач и экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде;
- владение системой химических знаний, которая включает: основополагающие понятия (химический элемент, атом, электронная оболочка атома, молекула, валентность, электроотрицательность, химическая связь, структурная формула (развернутая и сокращенная), моль, молярная масса, молярный объем, углеродный скелет, функциональная группа, радикал, изомерия, изомеры, гомологический ряд, гомологи, углеводороды, кислород- и азотсодержащие соединения, мономер, полимер, структурное звено, высокомолекулярные соединения); теории и законы (теория строения органических веществ А. М. Бутлерова, закон сохранения массы веществ); закономерности, символический язык химии; мировоззренческие знания, лежащие в основе понимания причинности и системности химических явлений, фактологические сведения о свойствах, составе, получении и безопасном использовании важнейших органических веществ в быту и практической деятельности человека;
- сформированность умений выявлять характерные признаки понятий, устанавливать их взаимосвязь, использовать соответствующие понятия при описании состава, строения и превращений органических соединений;
- сформированность умений использовать химическую символику для составления молекулярных и структурных (развернутой, сокращенной) формул органических веществ и уравнений химических реакций; изготавливать модели молекул органических веществ для иллюстрации их химического и пространственного строения;

- сформированность умений устанавливать принадлежность изученных органических веществ по их составу и строению к определенному классу/группе соединений (углеводороды, кислород- и азотсодержащие соединения, высокомолекулярные соединения); давать им названия по систематической номенклатуре (IUPAC), а также приводить тривиальные названия отдельных органических веществ (этилен, пропилен, ацетилен, этиленгликоль, глицерин, фенол, формальдегид, ацетальдегид, муравьиная кислота, уксусная кислота, олеиновая кислота, стеариновая кислота, глюкоза, фруктоза, крахмал, целлюлоза, глицин);
- сформированность умения определять виды химической связи в органических соединениях (одинарные и кратные);
- сформированность умения применять положения теории строения органических веществ А. М. Бутлерова для объяснения зависимости свойств веществ от их состава и строения; закон сохранения массы веществ;
- сформированность умений характеризовать состав, строение, физические и химические свойства типичных представителей различных классов органических веществ (метан, этан, этилен, пропилен, ацетилен, бутadiен-1,3, метилбутadiен-1,3, бензол, метанол, этанол, этиленгликоль, глицерин, фенол, ацетальдегид, муравьиная и уксусная кислоты, глюкоза, крахмал, целлюлоза, аминокислота); иллюстрировать генетическую связь между ними уравнениями соответствующих химических реакций с использованием структурных формул;
- сформированность умения характеризовать источники углеводородного сырья (нефть, природный газ, уголь), способы их переработки и практическое применение продуктов переработки;
- сформированность умений проводить вычисления по химическим уравнениям (массы, объема, количества исходного вещества или продукта реакции по известным массе, объему, количеству одного из исходных веществ или продуктов реакции);
- сформированность умений владеть системой знаний об основных методах научного познания, используемых в химии при изучении веществ и химических явлений (наблюдение, измерение, эксперимент, моделирование), использовать системные химические знания для при-

- нения решений в конкретных жизненных ситуациях, связанных с веществами и их применением;
- сформированность умений соблюдать правила пользования химической посудой и лабораторным оборудованием, а также правила обращения с веществами в соответствии с инструкциями по выполнению лабораторных химических опытов;
 - сформированность умений планировать и выполнять химический эксперимент (превращения органических веществ при нагревании, получение этилена и изучение его свойств, качественные реакции органических веществ, денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков) в соответствии с правилами техники безопасности при обращении с веществами и лабораторным оборудованием, представлять результаты химического эксперимента в форме записи уравнений соответствующих реакций и формулировать выводы на основе этих результатов;
 - сформированность умений критически анализировать химическую информацию, получаемую из разных источников (СМИ, Интернет и др.);
 - сформированность умений соблюдать правила экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды; осознавать опасность воздействия на живые организмы определенных органических веществ, понимая смысл показателя ПДК, пояснять на примерах способы уменьшения и предотвращения их вредного воздействия на организм человека;
 - для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья: умение применять знания об основных доступных методах познания веществ и химических явлений;
 - для слепых и слабовидящих обучающихся: умение использовать рельефно-точечную систему обозначений Л. Брайля для записи химических формул.

Предметные результаты освоения курса «Общая и неорганическая химия» отражают:

- сформированность представлений: о химической составляющей естественно-научной картины мира, роли химии в познании явлений природы, в формировании мышления и культуры личности, ее функциональной грамотности, необходимой для решения практических задач и экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде;

- владение системой химических знаний, которая включает: основополагающие понятия (химический элемент, атом, изотоп, *s*-, *p*-, *d*-электронные орбитали атомов, ион, молекула, моль, молярный объем, валентность, электроотрицательность, степень окисления, химическая связь (ковалентная, ионная, металлическая, водородная), кристаллическая решетка, типы химических реакций, раствор, электролиты, неэлектролиты, электролитическая диссоциация, окислитель, восстановитель, скорость химической реакции, химическое равновесие); теории и законы (теория электролитической диссоциации, периодический закон Д. И. Менделеева, закон сохранения массы веществ, закон сохранения и превращения энергии при химических реакциях), закономерности, символический язык химии, мировоззренческие знания, лежащие в основе понимания причинности и системности химических явлений, фактологические сведения о свойствах, составе, получении и безопасном использовании важнейших неорганических веществ в быту и практической деятельности человека;
- сформированность умений выявлять характерные признаки понятий, устанавливать их взаимосвязь, использовать соответствующие понятия при описании неорганических веществ и их превращений;
- сформированность умений использовать химическую символику для составления формул веществ и уравнений химических реакций; систематическую номенклатуру (IUPAC) и тривиальные названия отдельных неорганических веществ (угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашеная известь, негашеная известь, питьевая сода, пирит и др.);
- сформированность умений определять валентность и степень окисления химических элементов в соединениях различного состава; вид химической связи (ковалентная, ионная, металлическая, водородная) в соединениях; тип кристаллической решетки конкретного вещества (атомная, молекулярная, ионная, металлическая); характер среды в водных растворах неорганических соединений;
- сформированность умений устанавливать принадлежность неорганических веществ по их составу к определенному классу/группе соединений (простые вещества — металлы и неметаллы, оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли);

- сформированность умений раскрывать смысл периодического закона Д. И. Менделеева и демонстрировать его систематизирующую, объяснительную и прогностическую функции;
- сформированность умений характеризовать электронное строение атомов химических элементов 1—4-го периодов Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, используя понятия «*s*-, *p*-, *d*-электронные орбитали», «энергетические уровни»; объяснять закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений по периодам и группам Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева;
- сформированность умений характеризовать (описывать) общие химические свойства неорганических веществ различных классов; подтверждать существование генетической связи между неорганическими веществами с помощью уравнений соответствующих химических реакций;
- сформированность умения классифицировать химические реакции по различным признакам (числу и составу реагирующих веществ, тепловому эффекту реакции, изменению степеней окисления элементов, обратимости реакции, участию катализатора);
- сформированность умений составлять уравнения реакций различных типов; полные и сокращенные уравнения реакций ионного обмена, учитывая условия, при которых эти реакции идут до конца;
- сформированность умений проводить реакции, подтверждающие качественный состав различных неорганических веществ; распознавать опытным путем ионы, присутствующие в водных растворах неорганических веществ;
- сформированность умений раскрывать сущность окислительно-восстановительных реакций посредством составления электронного баланса этих реакций;
- сформированность умений объяснять зависимость скорости химической реакции от различных факторов; характер смещения химического равновесия в зависимости от внешнего воздействия (принцип Ле Шателье);
- сформированность умений характеризовать химические процессы, лежащие в основе промышленного получения серной кислоты, аммиака, а также сформированность представлений об общих научных принципах и экологических проблемах химического производства;

- сформированность умений проводить вычисления с использованием понятия «массовая доля вещества в растворе», объемных отношений газов при химических реакциях, массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ, теплового эффекта реакции на основе законов сохранения массы веществ, превращения и сохранения энергии;
- сформированность умений соблюдать правила пользования химической посудой и лабораторным оборудованием, а также правила обращения с веществами в соответствии с инструкциями по выполнению лабораторных химических опытов;
- сформированность умений планировать и выполнять химический эксперимент (разложение пероксида водорода в присутствии катализатора, определение среды растворов веществ с помощью универсального индикатора, влияние различных факторов на скорость химической реакции, реакции ионного обмена, качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония; решение экспериментальных задач по темам «Металлы» и «Неметаллы») в соответствии с правилами техники безопасности при обращении с веществами и лабораторным оборудованием, представлять результаты химического эксперимента в форме записи уравнений соответствующих реакций и формулировать выводы на основе этих результатов;
- сформированность умений критически анализировать химическую информацию, получаемую из разных источников (СМИ, Интернет и др.);
- сформированность умений соблюдать правила экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды; осознавать опасность воздействия на живые организмы определенных веществ, понимая смысл показателя ПДК, пояснять на примерах способы уменьшения и предотвращения их вредного воздействия на организм человека;
- для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья: умение применять знания об основных доступных методах познания веществ и химических явлений;
- для слепых и слабовидящих обучающихся: умение использовать рельефно-точечную систему обозначений Л.Брайля для записи химических формул.

ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ПРОФИЛЬ

Теоретические основы органической химии

Предмет органической химии: ее возникновение, развитие и значение в получении новых веществ и материалов. Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова, ее основные положения. Структурные формулы органических веществ. Гомология, изомерия. Химическая связь в органических соединениях — одинарные и кратные связи.

Представление о классификации органических веществ. Номенклатура органических соединений (систематическая) и тривиальные названия важнейших представителей классов органических веществ.

Экспериментальные методы изучения веществ и их превращений: ознакомление с образцами органических веществ и материалами на их основе; моделирование молекул органических веществ; наблюдение и описание демонстрационных опытов по превращению органических веществ при нагревании (плавление, обугливание и горение).

Углеводороды

Алканы: состав и строение, гомологический ряд. Метан и этан — простейшие представители алканов: физические и химические свойства (реакции замещения и горения), нахождение в природе, получение и применение.

Алкены: состав и строение, гомологический ряд. Этилен и пропилен — простейшие представители алкенов: физические и химические свойства (реакции гидрирования, галогенирования, гидратации, окисления и полимеризации), получение и применение.

Алкадиены. Бутадиен-1,3 и метилбутадиен-1,3: строение, важнейшие химические свойства (реакция полимеризации). Получение синтетического каучука и резины.

Алкины: состав и особенности строения, гомологический ряд. Ацетилен — простейший представитель алкинов: состав, строение, физические и химические свойства (реакции гидрирования, галогенирования, гидратации, горения), получение и применение.

Арены. Бензол: состав, строение, физические и химические свойства (реакции галогенирования и нитрования), получение и применение. Толуол: состав, строение, физические и химические свойства (реакции галогенирования и нитрования), получение и применение. Токсичность аренов. Генетическая связь между углеводородами, принадлежащими к различным классам.

Природные источники углеводородов. Природный газ и сопутные нефтяные газы. Нефть и ее происхождение. Способы переработки нефти: перегонка, крекинг (термический, каталитический), пиролиз. Продукты переработки нефти, их применение в промышленности и в быту. Каменный уголь и продукты его переработки.

Экспериментальные методы изучения веществ и их превращений: ознакомление с образцами пластмасс, каучуков и резины; коллекции «Нефть» и «Уголь»; моделирование молекул углеводородов и галогенопроизводных; проведение практической работы: получение этилена и изучение его свойств.

Расчетные задачи

Вычисления по уравнению химической реакции (массы, объема, количества исходного вещества или продукта реакции по известным массе, объему, количеству одного из исходных веществ или продуктов реакции).

Кислородсодержащие органические соединения

Предельные одноатомные спирты. Метанол и этанол: строение, физические и химические свойства (реакции с активными металлами, галогеноводородами, горение), применение. Водородные связи между молекулами спиртов. Действие метанола и этанола на организм человека.

Многоатомные спирты. Этиленгликоль и глицерин: строение, физические и химические свойства (взаимодействие со щелочными металлами, качественная реакция на многоатомные спирты). Действие на организм человека. Применение глицерина и этиленгликоля.

Фенол: строение молекулы, физические и химические свойства. Токсичность фенола. Применение фенола.

Альдегиды и кетоны. Формальдегид, ацетальдегид: строение, физические и химические свойства (реакции окисления и восстановления, качественные реакции), получение и применение.

Ацетон: строение, физические и химические свойства (реакции окисления и восстановления), получение и применение. Одноосновные предельные карбоновые кислоты. Муравьиная и уксусная кислоты: строение, физические и химические свойства (свойства, общие для класса кислот, реакция этерификации), получение и применение. Стеариновая и олеиновая кислоты как представители высших карбоновых кислот. Мыла как соли высших карбоновых кислот, их моющее действие.

Сложные эфиры как производные карбоновых кислот. Гидролиз сложных эфиров. Жиры. Гидролиз жиров. Применение жиров. Биологическая роль жиров.

Углеводы: состав, классификация углеводов (моно-, ди- и полисахариды). Глюкоза — простейший моносахарид: особенности строения молекулы, физические и химические свойства (взаимодействие с гидроксидом меди(II), окисление аммиачным раствором оксида серебра(I), восстановление, брожение глюкозы), нахождение в природе, применение, биологическая роль. Фотосинтез. Фруктоза как изомер глюкозы.

Сахароза — представитель дисахаридов, гидролиз, нахождение в природе и применение.

Крахмал и целлюлоза как природные полимеры. Строение крахмала и целлюлозы. Физические и химические свойства крахмала (гидролиз, качественная реакция с йодом).

Экспериментальные методы изучения веществ и их превращений: проведение, наблюдение и описание демонстрационных опытов: горение спиртов, качественные реакции одноатомных спиртов (окисление этанола оксидом меди(II)), многоатомных спиртов (взаимодействие глицерина с гидроксидом меди(II)), альдегидов (окисление аммиачным раствором оксида серебра(I) и гидроксидом меди(II), взаимодействие крахмала с йодом); проведение практической работы: свойства раствора уксусной кислоты.

Расчетные задачи

Вычисления по уравнению химической реакции (массы, объема, количества исходного вещества или продукта реакции по известным массе, объему, количеству одного из исходных веществ или продуктов реакции).

Азотсодержащие органические соединения

Амины. Метиламин и анилин: состав, строение, физические и химические свойства (горение, взаимодействие с водой и кислотами).

Аминокислоты как амфотерные органические соединения. Физические и химические свойства аминокислот (на примере глицина). Биологическое значение аминокислот. Пептиды.

Белки как природные высокомолекулярные соединения. Первичная, вторичная и третичная структура белков. Химические свойства белков: гидролиз, денатурация, качественные реакции на белки.

Экспериментальные методы изучения веществ и их превращений: наблюдение и описание демонстрационных опытов: денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков.

Высокомолекулярные соединения

Основные понятия химии высокомолекулярных соединений: мономер, полимер, структурное звено, степень полимеризации, средняя молекулярная масса. Основные методы синтеза высокомолекулярных соединений — полимеризация и поликонденсация.

Пластмассы (полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол). Натуральный и синтетические каучуки (бутадиеновый, хлоропреновый и изопреновый). Волокна: натуральные (хлопок, шерсть, шелк), искусственные (ацетатное волокно, вискоза), синтетические (капрон и лавсан).

Экспериментальные методы изучения веществ и их превращений: ознакомление с образцами природных и искусственных волокон, пластмасс, каучуков.

Межпредметные связи

Реализация межпредметных связей при изучении органической химии осуществляется через использование понятий, являющихся системными для отдельных дисциплин.

Общие естественно-научные понятия: явление, научный факт, гипотеза, закон, теория, анализ, синтез, классификация, периодичность, наблюдение, измерение, эксперимент, моделирование.

Физика: материя, энергия, масса, атом, электрон, молекула, энергетический уровень, вещество, тело, объем, агрегатное состояние вещества, физические величины и единицы их измерения.

Биология: клетка, организм, биосфера, обмен веществ в организме, фотосинтез, биологически активные вещества (белки, углеводы, жиры, ферменты).

География: минералы, горные породы, полезные ископаемые, топливо, ресурсы.

Технология: пищевые продукты, основы рационального питания, моющие средства, лекарственные и косметические препараты, материалы из искусственных и синтетических волокон.

Теоретические основы химии

Химический элемент. Атом. Ядро атома, изотопы. Электронная оболочка. Энергетические уровни, подуровни. Атомные орбитали, *s*-, *p*-, *d*-элементы. Особенности распределения электронов по орбиталям в атомах элементов первых четырех периодов. Электронная конфигурация атомов.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Связь периодического закона и Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева с современной теорией строения атомов. Закономерности изменения свойств химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ по группам и периодам. Значение периодического закона в развитии науки.

Строение вещества. Химическая связь. Виды химической связи (ковалентная неполярная и полярная, ионная, металлическая). Механизмы образования ковалентной химической связи (обменный и донорно-акцепторный). Водородная связь. Валентность. Электроотрицательность. Степень окисления. Ионы: катионы и анионы.

Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Закон постоянства состава вещества. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойства веществ от типа кристаллической решетки.

Понятие о дисперсных системах. Истинные и коллоидные растворы. Массовая доля вещества в растворе.

Классификация неорганических соединений. Номенклатура неорганических веществ. Генетическая связь неорганических веществ, принадлежащих к различным классам.

Химическая реакция. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии. Закон сохранения массы веществ; закон сохранения и превращения энергии при химических реакциях.

Скорость реакции, ее зависимость от различных факторов. Обратимые реакции. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на состояние химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Среда водных растворов веществ: кислая, нейтральная, щелочная. Понятие о водородном показателе (рН) раствора. Реакции ионного обмена. Гидролиз неорганических и органических веществ.

Окислительно-восстановительные реакции. Понятие об электролизе расплавов и растворов солей. Применение электролиза.

Экспериментальные методы изучения веществ и их превращений: демонстрация таблиц «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева»; изучение моделей кристаллических решеток; наблюдение и описание демонстрационных и лабораторных опытов (разложение пероксида водорода в присутствии катализатора, определение среды растворов веществ с помощью универсального индикатора, реакции ионного обмена); проведение практической работы «Влияние различных факторов на скорость химической реакции».

Расчетные задачи

Расчеты по уравнениям химических реакций, в том числе термохимические расчеты, расчеты с использованием понятия «массовая доля вещества».

Неорганическая химия

Неметаллы. Положение неметаллов в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенности строения атомов. Физические свойства неметаллов. Аллотропия неметаллов (на примере кислорода, серы, фосфора и углерода). Химические свойства важнейших неметаллов (галогенов, серы, азота, фосфора, углерода и кремния) и их соединений (оксидов, кислородсодержащих кислот, водородных соединений).

Применение важнейших неметаллов и их соединений. Металлы. Положение металлов в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Особенности строения электронных оболочек атомов металлов. Общие физические свойства металлов. Сплавы металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов.

Химические свойства важнейших металлов (натрий, калий, кальций, магний, алюминий, цинк, хром, железо, медь) и их соединений.

Общие способы получения металлов. Металлургия. Коррозия металлов. Способы защиты от коррозии. Применение металлов в быту и технике.

Экспериментальные методы изучения веществ и их превращений: изучение коллекции «Металлы и сплавы», образцов неметаллов; решение экспериментальных задач; наблюдение и описание демонстрационных и лабораторных опытов (взаимодействие гидроксида алюминия с растворами кислот и щелочей, качественные реакции на катионы металлов).

Расчетные задачи

Расчеты массы вещества или объема газов по известному количеству вещества, массе или объему одного из участвующих в реакции веществ; расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ имеет примеси.

Химия и жизнь

Роль химии в обеспечении экологической, энергетической и пищевой безопасности, развитии медицины. Понятие о научных методах познания веществ и химических реакций.

Представления об общих научных принципах промышленного получения важнейших веществ.

Человек в мире веществ и материалов: важнейшие строительные материалы, конструкционные материалы, краски, стекло, керамика, материалы для электроники, наноматериалы, органические и минеральные удобрения.

Химия и здоровье человека: правила использования лекарственных препаратов; правила безопасного использования препаратов бытовой химии в повседневной жизни.

Межпредметные связи

Реализация межпредметных связей при изучении общей и неорганической химии осуществляется через использование понятий, являющихся системными для отдельных дисциплин.

Общие естественно-научные понятия: научный факт, гипотеза, закон, теория, анализ, синтез, классификация, периодичность, наблюдение, эксперимент, моделирование, измерение, явление.

Физика: материя, энергия, масса, атом, электрон, протон, нейтрон, ион, изотоп, радиоактивность, молекула, энергетический уровень, вещество, тело, объем, агрегатное состояние вещества, физические величины и единицы их измерения, скорость.

Биология: клетка, организм, экосистема, биосфера, макро- и микроэлементы, витамины, обмен веществ в организме.

География: минералы, горные породы, полезные ископаемые, топливо, ресурсы.

Технология: химическая промышленность, металлургия, производство строительных материалов, сельскохозяйственное производство, пищевая промышленность, фармацевтическая промышленность, производство косметических препаратов, производство конструкционных материалов, электронная промышленность, нанотехнологии.

Примерные темы рефератов (докладов), индивидуальных проектов

- Биотехнология и генная инженерия — технологии XXI века.
- Нанотехнология как приоритетное направление развития науки и производства в Российской Федерации.
- Современные методы обеззараживания воды.
- Аллотропия металлов.
- Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева.
- «Периодическому закону будущее не грозит разрушением...»
- Синтез 114-го элемента — триумф российских физиков-ядерщиков.
- Изотопы водорода.
- Использование радиоактивных изотопов в технических целях.
- Рентгеновское излучение и его использование в технике и медицине.
- Плазма — четвертое состояние вещества.
- Аморфные вещества в природе, технике, быту.
- Охрана окружающей среды от химического загрязнения. Количественные характеристики загрязнения окружающей среды.
- Применение твердого и газообразного оксида углерода(IV).
- Защита озонового экрана от химического загрязнения.
- Грубодисперсные системы, их классификация и использование в профессиональной деятельности.
- Косметические гели.
- Применение суспензий и эмульсий в строительстве.
- Минералы и горные породы как основа литосферы.
- Растворы вокруг нас. Типы растворов.
- Вода как реагент и среда для химического процесса.
- Жизнь и деятельность С. Аррениуса.
- Вклад отечественных ученых в развитие теории электролитической диссоциации.
- Устранение жесткости воды на промышленных предприятиях.

- Серная кислота — «хлеб химической промышленности».
- Использование минеральных кислот на предприятиях различного профиля.
- Оксиды и соли как строительные материалы.
- История гипса.
- Поваренная соль как химическое сырье.
- Многоликий карбонат кальция: в природе, в промышленности, в быту.
- Реакции горения на производстве и в быту.
- Виртуальное моделирование химических процессов.
- Электролиз растворов электролитов.
- Электролиз расплавов электролитов.
- Практическое применение электролиза: рафинирование, гальванопластика, гальваностегия.
- История получения и производства алюминия.
- Электролитическое получение и рафинирование меди.
- Жизнь и деятельность Г. Дэви.
- Роль металлов в истории человеческой цивилизации. История отечественной черной металлургии. Современное металлургическое производство.
- История отечественной цветной металлургии. Роль металлов и сплавов в научно-техническом прогрессе.
- Коррозия металлов и способы защиты от коррозии.
- Инертные или благородные газы.
- Рождающие соли — галогены.
- История шведской спички.
- История возникновения и развития органической химии.
- Жизнь и деятельность А. М. Бутлерова.
- Витализм и его крах.
- Роль отечественных ученых в становлении и развитии мировой органической химии.
- Современные представления о теории химического строения.
- Экологические аспекты использования углеводородного сырья.
- Экономические аспекты международного сотрудничества по использованию углеводородного сырья.
- История открытия и разработки газовых и нефтяных месторождений в Российской Федерации.
- Химия углеводородного сырья и моя будущая профессия.
- Углеводородное топливо, его виды и назначение.
- Синтетические каучуки: история, многообразие и перспективы.
- Резинотехническое производство и его роль в научно-техническом прогрессе.

- Сварочное производство и роль химии углеводородов в нем.
- Нефть и ее транспортировка как основа взаимовыгодного международного сотрудничества.

ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ПРОФИЛЬ

При реализации содержания общеобразовательной дисциплины «Химия» в пределах освоения образовательной программы СПО на базе основного общего образования учебная нагрузка обучающихся по профессиям и специальностям СПО технологического профиля составляет 72 ч, из них аудиторная (обязательная) нагрузка обучающихся, включая теоретические, лабораторные и практические занятия, — 58 ч, профессионально ориентированное содержание — 8 ч, экзамен — 6 ч.

Структура и содержание общеобразовательной дисциплины «Химия». Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Объем (в часах)
Объем образовательной программы дисциплины,	72
в том числе:	
основное содержание,	58
в том числе:	
теоретическое обучение	24
практические занятия	22
лабораторные занятия	12
Профессионально ориентированное содержание (содержание прикладного модуля),	8
в том числе:	
теоретическое обучение	2
практические занятия	4
лабораторные занятия	2
Промежуточная аттестация (экзамен)	6

Примерный тематический план

Название раздела (темы), число часов	Основное содержание раздела (темы)	Основные виды деятельности обучающихся
Введение (1 ч)		
1. Общая и неорганическая химия 1.1. Основные понятия и законы химии (4 ч)	<p>Основные понятия химии. Основные законы химии.</p> <p><i>Демонстрации</i></p> <p>Модели атомов химических элементов.</p> <p>Модели молекул простых и сложных веществ (шаростержневые и Стюарта — Бриглеба).</p> <p>Коллекция простых и сложных веществ. Некоторые вещества количеством в 1 моль. Модель молярного объема газов.</p> <p>Аллотропия фосфора, кислорода, олова</p>	<p>Умение давать определение и оперировать следующими химическими понятиями: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем газообразных веществ, вещества молекулярного и немолекулярного строения, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие, углеродный скелет, функциональная группа, изомерия, гомология.</p> <p>Формулирование законов сохранения массы веществ и постоянства состава веществ. Установка причинно-следственной связи между содержанием этих</p>

	<p>законов и написанием химических формул и уравнений</p>		<p>Установка эволюционной сущности менделеевской и современной формулировок периодического закона Д. И. Менделеева. Объяснение физического смысла символики Периодической таблицы химических элементов Д. И. Менделеева (номеров элемента, периода, группы) и установка причинно-следственной связи между строением атома и закономерностями изменения свойств элементов и образованных ими веществ в периодах и группах. Характеристика элементов малых и больших периодов по их положению в Периодической системе Д. И. Менделеева</p>
	<p>Периодический закон Д. И. Менделеева. Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева. Демонстрации Различные формы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Динамические таблицы для моделирования Периодической системы. Электризация тел и их взаимодействие. Лабораторная работа Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов</p>		<p>Установка зависимости свойств химических веществ от строения атомов образующих их химических элементов. Характеристика важнейших типов химических связей и относительности этой типологии. Объяснение зависимости свойств веществ от их состава и строения кристаллических решеток</p>
<p>1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева и строение атома (6 ч)</p>			<p>Ионная химическая связь. Ковалентная химическая связь. Металлическая связь. Агрегатные состояния веществ и водородная связь. Чистые вещества и смеси. Дисперсные системы. Демонстрации Модель кристаллической решетки хлорида натрия. Образцы минералов с ионной кристаллической решеткой: кальцита, галита.</p>
<p>1.3. Строение вещества (6 ч)</p>			

Название раздела (темы), число часов	Основное содержание раздела (темы)	Основные виды деятельности обучающихся
	<p>Модели кристаллических решеток «сухого льда» (или йода), алмаза, графита (или кварца).</p> <p>Приборы на жидких кристаллах.</p> <p>Образцы различных дисперсных систем: эмульсий, суспензий, аэрозолей, гелей и зольей.</p> <p>Коагуляция. Синерезис. Эффект Тиндалля.</p> <p>Лабораторная работа</p> <p>Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.</p> <p>Получение эмульсии моторного масла.</p> <p>Ознакомление обучающихся со свойствами дисперсных систем</p>	
1.4. Растворы. Электролитическая диссоциация (4 ч)	<p>Вода. Растворы. Растворение. Электролитическая диссоциация.</p> <p>Демонстрации</p> <p>Растворимость веществ в воде.</p> <p>Собирание газов методом вытеснения воды.</p> <p>Растворение в воде серной кислоты и солей аммония.</p> <p>Образцы кристаллогидратов.</p> <p>Изготовление гипсовой повязки.</p>	<p>Формулировка основных положений теории электролитической диссоциации и характеристика в свете этой теории свойств основных классов неорганических соединений</p>

	<p>Испытание растворов электролитов и не электролитов на предмет диссоциации. Зависимость степени электролитической диссоциации уксусной кислоты от разбавления раствора.</p> <p>Движение окрашенных ионов в электрическом поле.</p> <p>Приготовление жесткой воды и устранение ее жесткости. Иониты.</p> <p>Образцы минеральных вод различного назначения.</p> <p>Практическое занятие</p> <p>Самостоятельное приготовление обучающимися раствора заданной концентрации</p>	
<p>Ознакомление с кислотными, основными и амфотерными оксидами и их свойствами.</p> <p>Изучение зависимости свойств оксидов металлов от степени окисления.</p> <p>Классификация органических и неорганических кислот и их общие свойства.</p> <p>Классификация и химические свойства солей.</p> <p>Ознакомление с понятием о генетической связи и генетических рядах в неорганической и органической химии</p>	<p>Кислоты и их свойства. Основания и их свойства.</p> <p>Соли и их свойства. Оксиды и их свойства.</p> <p>Демонстрации</p> <p>Взаимодействие азотной и концентрированной серной кислот с металлами.</p> <p>Горение фосфора и растворение продукта горения в воде.</p> <p>Получение и свойства амфотерного гидроксида.</p> <p>Необратимый гидролиз карбида кальция.</p>	<p>1.5. Классификация неорганических соединений и их свойства (6 ч)</p>

Название раздела (темы), число часов	Основное содержание раздела (темы)	Основные виды деятельности обучающихся
1.6. Химические реакции (6 ч)	<p>Обратимый гидролиз солей различного типа.</p> <p>Лабораторная работа</p> <p>Испытание растворов кислот индикаторами.</p> <p>Взаимодействие металлов с кислотами.</p> <p>Взаимодействие кислот с оксидами металлов.</p> <p>Взаимодействие кислот с основаниями.</p> <p>Взаимодействие кислот с солями.</p> <p>Испытание растворов щелочей индикаторами.</p> <p>Взаимодействие щелочей с солями.</p> <p>Разложение нерастворимых оснований.</p> <p>Взаимодействие солей с металлами.</p> <p>Взаимодействие солей друг с другом.</p> <p>Гидролиз солей различного типа</p>	
	<p>Классификация химических реакций.</p> <p>Окислительно-восстановительные реакции. Скорость химических реакций.</p> <p>Обратимость химических реакций.</p> <p>Демонстрации</p> <p>Примеры необратимых реакций, идущих с образованием осадка, газа или воды.</p>	<p>Объяснение сущности химических процессов. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу продуктов и реагентов, тепловому эффекту, направлению, фазе, наличию катализатора, изменению степеней окисления элементов, образующих вещества. Установка признаков общего</p>

Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.
Взаимодействие растворов серной кислоты с растворами тиосульфата натрия различной концентрации и температуры.
Модель кипящего слоя.
Зависимость скорости химической реакции от присутствия катализатора на примере разложения пероксида водорода с помощью диоксида марганца и катализаторы.
Модель электролизера.
Модель электролизной ванны для получения алюминия. Модель колонны синтеза аммиака.

Лабораторная работа

Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса. Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды.
Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы.
Зависимость скорости взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации.
Зависимость скорости взаимодействия оксида меди(II) с серной кислотой от температуры

и различного в типологии реакций для неорганической и органической химии.
Классификация веществ и процессов с точки зрения окисления-восстановления. Составление уравнений реакций с помощью метода электронного баланса

Название раздела (темы), число часов	Основное содержание раздела (темы)	Основные виды деятельности обучающихся
1.7. Металлы и неметаллы (7 ч)	<p>Металлы. Неметаллы.</p> <p>Демонстрации</p> <p>Коллекция металлов.</p> <p>Взаимодействие металлов с неметаллами (железа, цинка и алюминия с серой, алюминия с йодом, сурьмы с хлором, горение железа в хлоре).</p> <p>Горение металлов. Аллюминотермия.</p> <p>Коллекция неметаллов. Горение неметаллов (серы, фосфора, угля). Вытеснение менее активных галогенов из растворов их солей более активными галогенами.</p> <p>Модель промышленной установки для производства серной кислоты. Модель печи для обжига известняка. Коллекции продукции силикатной промышленности (стекла, фарфора, фаянса, цемента различных марок и др.).</p> <p>Лабораторная работа</p> <p>Закалка и отпуск стали.</p> <p>Ознакомление со структурами серого и белого чугуна. Распознавание руд железа.</p> <p>Практические занятия</p> <p>Получение, собирание и распознавание</p>	<p>Характеристика состава, строения, свойств, получения и применения важнейших металлов (IА и IIА группы, алюминия, железа, а в естественно-научном профиле и некоторых d-элементов) и их соединений.</p> <p>Характеристика состава, строения, свойств, получения и применения важнейших неметаллов (VIII, VІА, VІА группы, а также азота и фосфора, углерода и кремния, водорода) и их соединений</p>

	газов. Решение экспериментальных задач	
2. Органическая химия		
<p>2.1. Основные понятия органической химии и теории строения органических соединений (5 ч)</p>	<p>Предмет органической химии. Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова. Классификация органических веществ. Классификация реакций в органической химии.</p> <p><i>Демонстрации</i></p> <p>Модели молекул гомологов и изомеров органических соединений.</p> <p>Качественное обнаружение углерода, водорода и хлора в молекулах органических соединений.</p> <p><i>Лабораторная работа</i></p> <p>Изготовление моделей молекул органических веществ</p>	<p>Формулировка основных положений теории химического строения органических соединений и характеристика в свете этой теории свойств основных классов органических соединений</p>
<p>2.2. Углеводороды и их природные источники (6 ч)</p>	<p>Алканы. Алкены. Диены и каучуки.</p> <p>Алкины. Арены. Природные источники углеводородов.</p> <p><i>Демонстрации</i></p> <p>Горение метана, этилена, ацетилена.</p> <p>Отношение метана, этилена, ацетилена и бензола к растворам перманганата калия и бромной воде.</p>	<p>Характеристика состава, строения, свойств, получения и применения важнейших классов углеводородов (алканов, алкенов, диенов, алкинов, аренов) и их наиболее значимых в народно-хозяйственном плане представителей</p>

Название раздела (темы), число часов	Основное содержание раздела (темы)	Основные виды деятельности обучающихся
2.3. Кислородсодержащие органические соединения (6 ч)	<p>Получение этилена реакцией дегидратации этанола, ацетилена — гидролизом карбида кальция.</p> <p>Разложение каучука при нагревании, испытание продуктов разложения на не-предельность.</p> <p>Коллекция образцов нефти и нефтепродуктов.</p> <p>Коллекция «Каменный уголь и продукция коксохимического производства».</p> <p>Лабораторная работа</p> <p>Ознакомление с коллекцией образцов нефти и продуктов ее переработки.</p> <p>Ознакомление с коллекцией каучуков и образцами изделий из резины</p>	
	<p>Спирты. Фенол.</p> <p>Альдегиды. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры и жиры. Углеводы.</p> <p>Демонстрации</p> <p>Окисление спирта в альдегид.</p> <p>Качественные реакции на многоатомные спирты. Растворимость фенола в воде при обычной температуре и нагревании.</p> <p>Качественные реакции на фенол.</p>	<p>Характеристика важнейших представителей классов органических соединений: метанола и этанола, сложных эфиров, жиров, мыл, альдегидов (формальдегидов и ацетальдегида), кетонов (ацетона), карбоновых кислот, моносахаридов (глюкозы), дисахаридов (сахарозы), полисахаридов (крахмала и целлюлозы)</p>

	<p>Реакция «серебряного зеркала» альдегидов и глюкозы. Окисление альдегидов и глюкозы в кислоту с помощью гидроксида меди(II). Качественная реакция на крахмал. Коллекция эфирных масел.</p> <p>Лабораторная работа</p> <p>Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди(II). Свойства уксусной кислоты, общие со свойствами минеральных кислот. Доказательство неперелетного характера жидкого жира. Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди(II). Качественная реакция на крахмал</p>	
<p>Характеристика важнейших представителей классов органических соединений: анилина, аминокислот, белков, искусственных и синтетических волокон, каучуков, пластмасс</p>	<p>Амины. Аминокислоты. Белки. Полимеры. Пластмассы. Волокна, их классификация.</p> <p>Демонстрации</p> <p>Взаимодействие аммиака и анилина с соляной кислотой. Реакция анилина с бромной водой.</p> <p>Доказательство наличия функциональных групп в растворах аминокислот. Растворение и осаждение белков. Цветные реакции белков.</p> <p>Горение птичьего пера и шерстяной нити.</p>	

Окончание таблицы

Название раздела (темы), число часов	Основное содержание раздела (темы)	Основные виды деятельности обучающихся
	<p>Лабораторная работа Растворение белков в воде. Обнаружение белков в молоке и мясном бульоне. Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом, растворами солей тяжелых металлов и при нагревании.</p> <p>Практические занятия Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений. Распознавание пластмасс и волокон</p>	
Резерв учебного времени (3 ч)		
Промежуточная аттестация (экзамен) (6 ч)		
Итого: 72 ч		

ЧАСТЬ I. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

Предисловие	4
Глава 1. Основные понятия и законы химии	8
1.1. Предмет химии. Основные понятия и законы химии	8
Глава 2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома	16
2.1. Основные сведения о строении атома.....	16
2.2. Открытие Периодического закона Д.И.Менделеевым. Положение элементов в Периодической системе и строение атома.....	22
Глава 3. Строение вещества. Химическая связь.....	29
3.1. Типы химических связей.....	29
3.2. Дисперсные системы.....	39
Глава 4. Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация	45
4.1. Растворение. Растворы.....	45
4.2. Теория электролитической диссоциации	53
Глава 5. Классификация неорганических соединений и их свойства	62
5.1. Кислоты в свете теории электролитической диссоциации (ТЭД)	62
5.2. Основания в свете ТЭД	67
5.3. Соли в свете ТЭД	71
5.4. Гидролиз солей	76
5.5. Оксиды	85
Глава 6. Химические реакции	92
6.1. Скорость химических реакций	92
6.2. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.....	101
6.3. Окислительно-восстановительные реакции	109
Глава 7. Металлы	120
7.1. Общая характеристика металлов	120
7.2. Коррозия металлов	129

7.3. Способы получения металлов	135
7.4. Неметаллы	142
Глава 8. Теоретические основы органической химии	154
8.1. Предмет органической химии	154
8.2. Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова	157
Глава 9. Углеводороды и их природные источники	163
9.1. Предельные углеводороды (алканы)	163
9.2. Этиленовые углеводороды (алкены)	173
9.3. Диеновые углеводороды (алкадиены). Каучуки	180
9.4. Основные понятия химии высокомолекулярных соединений	185
9.5. Ацетиленовые углеводороды (алкины)	191
9.6. Ароматические углеводороды (арены)	197
9.7. Природные источники углеводородов.....	205
Глава 10. Производные углеводородов	215
10.1. Спирты	215
10.2. Фенол	222
10.3. Альдегиды и кетоны	229
10.4. Карбоновые кислоты.....	236
10.5. Сложные эфиры. Жиры.....	248
10.6. Углеводы. Моносахариды	257
10.7. Дисахариды. Полисахариды	264
Глава 11. Азотсодержащие органические соединения	272
11.1. Амины	272
11.2. Аминокислоты.....	278
11.3. Белки	284
Обобщающий курс	288
Обобщающие занятия	288
Контрольные работы	311
Список литературы	358

Ч А С Т Ь II. ПРИМЕР РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Пояснительная записка	360
Общая характеристика дисциплины «Химия»	363
Место дисциплины в учебном плане	365
Результаты освоения дисциплины	365
Содержание дисциплины	379
Примерные темы рефератов (докладов), индивидуальных проектов.....	386
Тематическое планирование	389

Учебное издание

**Габриелян Олег Саргисович,
Лысова Галина Георгиевна,
Остроумов Игорь Геннадьевич**

Химия

Технологический профиль

Книга для преподавателя

Методическое пособие

Редакторы *С.О.Никулаев, А.В.Птухина*
Компьютерная верстка: *Р.Ю.Волкова*
Корректоры *Е.В.Кудряшова, Г.С.Медведева*

Изд. № 701121692. Подписано в печать 23.11.2023. Формат 60×90/16.
Усл. печ. л. 25,2.

ООО «Образовательно-издательский центр «Академия». www.academia-moscow.ru
129085, г. Москва, пр-т Мира, д. 101В, стр. 1.
Тел. +7 (495) 648-05-06 (многоканальный).
Сертификат соответствия № РОСС RU.НЕ06.Н08624 от 23.06.2023.